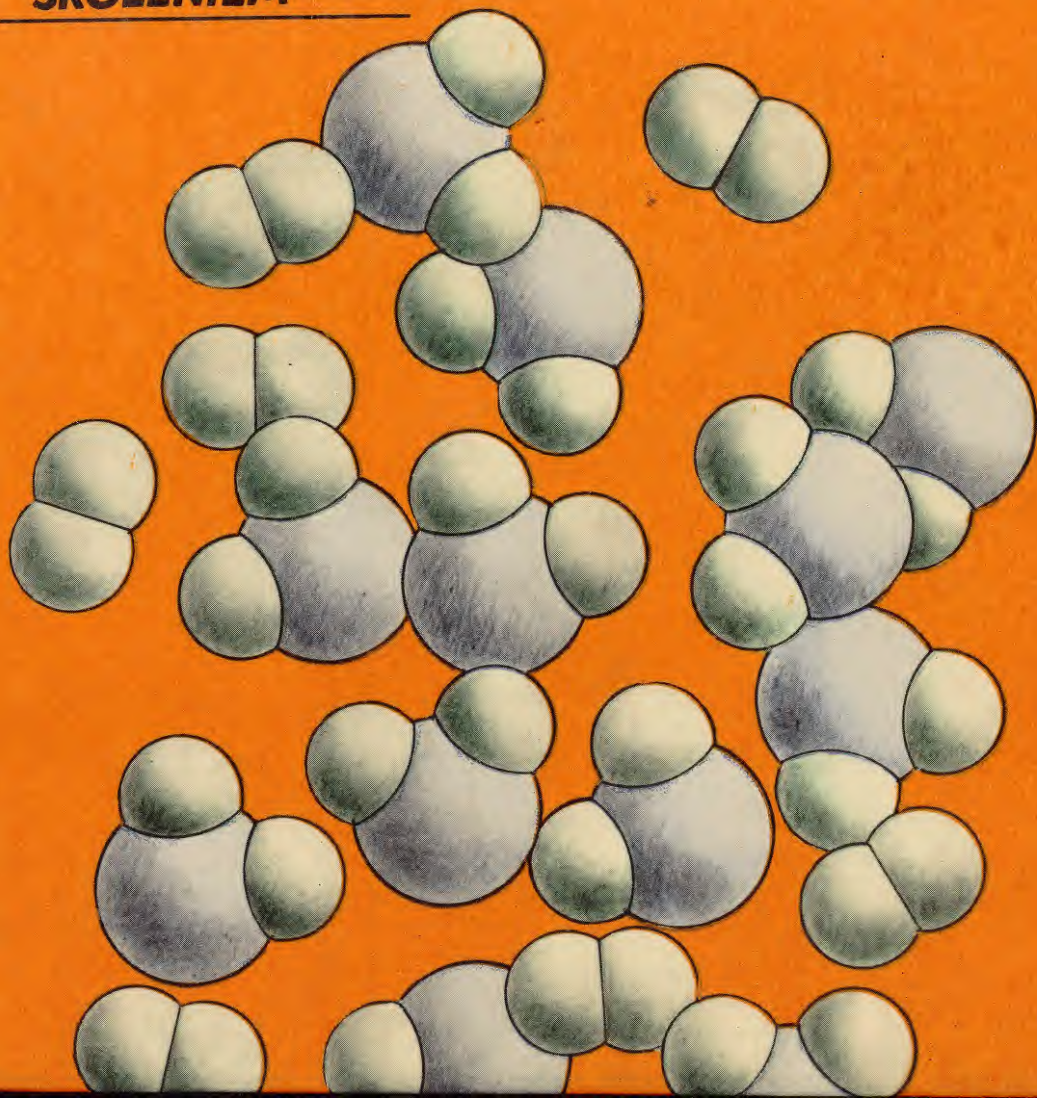


# kīmija

ROKASGRĀMATA  
SKOLĒNIEM



# KĪMISKO ELEMENTU ERIODISKĀ SISTĒMA

(AR VIENĀ RINDĀ NOVIETIEM *d* ELEMENTIEM)

| PERIODI | IA  |  |  |  |  |  |   |  |   |  |  |  |  |  |  |  | IIA  |  |   |  |  |  |  |  |  |  | IIIA   |  |   |  |  |  |  |  |   |  | IVA |  |  |  |  |  |  |  |  |  | VA |  |  |  |  |  |  |  |  |  | VIA |  |  |  |  |  |  |  |  |  | VIIA   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | VIII A |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|---------|---|--|--|--|--|--|---|--|---|--|--|--|--|--|--|--|--|--|---|--|--|--|--|--|--|--|--|--|---|--|--|--|--|--|---|--|-----|--|--|--|--|--|--|--|--|--|----|--|--|--|--|--|--|--|--|--|-----|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--------|--|--|--|--|--|--|--|--|--|
| I       | 1 H 2,1<br>1s <sup>1</sup><br>Ūdeņradis<br>1,00794±7  |  |  |  |  |  |   |  |   |  |  |  |  |  |  |  |  |  |   |  |  |  |  |  |  |  |  |  |   |  |  |  |  |  |   |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |    |  |  |  |  |  |  |  |  |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 2 He 1s <sup>2</sup><br>Hēlijs<br>4 002602±2 |  |  |  |  |  |  |  |  |  |        |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| II      | 3 Li 1,0<br>2s <sup>1</sup><br>Litījs<br>6,941±2      |  | 4 Be 1,5<br>2s <sup>2</sup><br>Berilijs<br>9,01218±1 |  |  |  |   |  |   |  |  |  |  |  |  |  |  |  |   |  | 5 B 2,0<br>2p <sup>1</sup><br>Bors<br>10,811±5                         |  | 6 C 2,5<br>2p <sup>2</sup><br>Ogleklis<br>12,011±1                       |  | 7 N 3,0<br>2p <sup>3</sup><br>Slāpekļis<br>14,0067±1 |  | 8 O 3,5<br>2p <sup>4</sup><br>Skābeklis<br>15,9994±3 |  | 9 F 4,0<br>2p <sup>5</sup><br>Fluors<br>18,998403±1   |  | 10 Ne 2p <sup>6</sup><br>Neons<br>20,179±1           |  |  |  |   |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |    |  |  |  |  |  |  |  |  |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |        |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| III     | 11 Na 0,9<br>3s <sup>1</sup><br>Nātrijs<br>22,98977±1 |  | 12 Mg 1,2<br>3s <sup>2</sup><br>Magnijs<br>24,305±1  |  |  |  |   |  |   |  |  |  |  |  |  |  |  |  |   |  | 13 Al 1,5<br>3p <sup>1</sup><br>Alumīnijs<br>26,98154±1                |  | 14 Si 1,8<br>3p <sup>2</sup><br>Silīcijs<br>28,0855±3                    |  | 15 P 2,1<br>3p <sup>3</sup><br>Fosfors<br>30,97376±1 |  | 16 S 2,5<br>3p <sup>4</sup><br>Sērs<br>32,066±6      |  | 17 Cl 3,0<br>3p <sup>5</sup><br>Hlors<br>35,453±1     |  | 18 Ar 3p <sup>6</sup><br>Ārgons<br>39,948±1          |  |  |  |   |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |    |  |  |  |  |  |  |  |  |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |        |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| IV      | 19 K 0,8<br>4s <sup>1</sup><br>Kālijs<br>39,0983±1    |  | 20 Ca 1,0<br>4s <sup>2</sup><br>Kalcījs<br>40,078±4  |  | 21 Sc 1,3<br>3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup><br>Skandījs<br>44,95591±1 |  | 22 Ti 1,5<br>3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup><br>Titāns<br>47,88±3     |  | 23 V 1,6<br>3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup><br>Vanādijs<br>50,9415±1  |  | 24 Cr 1,6<br>3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup><br>Hroms<br>51,9961±6   |  | 25 Mn 1,5<br>3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup><br>Mangāns<br>54,9380±1 |  | 26 Fe 1,8<br>3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup><br>Dzelzs<br>55,847±3   |  | 27 Co 1,8<br>3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup><br>Kobalts<br>58,933<br>58,69±1 |  | 28 Ni 1,9<br>3d <sup>8</sup> 4s <sup>1</sup><br>Niķelis<br>58,69±1  |  | 29 Cu 1,6<br>3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup><br>Varš<br>63,546±3      |  | 30 Zn 1,6<br>3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup><br>Cinks<br>65,39±2        |  | 31 Ga 1,6<br>4p <sup>1</sup><br>Gallījs<br>69,723±4  |  | 32 Ge 1,8<br>4p <sup>2</sup><br>Germānijs<br>72,59±3 |  | 33 As 1,0<br>4p <sup>3</sup><br>Arsēns<br>74,9216±1   |  | 34 Se 2,4<br>4p <sup>4</sup><br>Selēns<br>78,96±3    |  | 35 Br 2,8<br>4p <sup>5</sup><br>Broms<br>79,904±1  |  | 36 Kr 2,8<br>4p <sup>6</sup><br>Kriptons<br>83,80±1 |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |    |  |  |  |  |  |  |  |  |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |        |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| V       | 37 Rb 0,8<br>5s <sup>1</sup><br>Rubīdijs<br>85,4678±3 |  | 38 Sr 1,0<br>5s <sup>2</sup><br>Stroncijs<br>87,62±1 |  | 39 Y 1,2<br>4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup><br>Itrijs<br>88,9059±1     |  | 40 Zr 1,4<br>4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup><br>Cirkonijs<br>91,224±2 |  | 41 Nb 1,6<br>4d <sup>4</sup> 5s <sup>1</sup><br>Niobijs<br>92,9064±1  |  | 42 Mo 1,8<br>4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup><br>Molibdēns<br>95,94±1 |  | 43 Tc 1,9<br>4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup><br>Tehnēcijs<br>97,9072 |  | 44 Ru 2,2<br>4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup><br>Rutēnijs<br>101,07±2 |  | 45 Rh 2,2<br>4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup><br>Rodījs<br>102,905            |  | 46 Pd 2,2<br>4d <sup>10</sup><br>Pallādijs<br>106,42±1              |  | 47 Ag 1,9<br>4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup><br>Sudrabs<br>107,8682±3 |  | 48 Cd 1,7<br>4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup><br>Kadmījs<br>112,41±1     |  | 49 In 1,7<br>5p <sup>1</sup><br>Indījs<br>114,82±1   |  | 50 Sn 1,8<br>5p <sup>2</sup><br>Alva<br>118,710±7    |  | 51 Sb 1,9<br>5p <sup>3</sup><br>Antimons<br>121,75±3  |  | 52 Te 2,1<br>5p <sup>4</sup><br>Telūrs<br>127,60±3   |  | 53 I 2,5<br>5p <sup>5</sup><br>Jods<br>126,9045±1  |  | 54 Xe 2,5<br>5p <sup>6</sup><br>Ksenons<br>131,29±3 |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |    |  |  |  |  |  |  |  |  |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |        |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| VI      | 55 Cs 0,7<br>6s <sup>1</sup><br>Cēzijs<br>132,9054±1  |  | 56 Ba 0,9<br>6s <sup>2</sup><br>Bārijs<br>137,33±1   |  | 57-71 1,1-1,2<br>La-Lu<br>*<br>Lantāns un lantanoīdi                   |  | 72 Hf 1,3<br>5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup><br>Hafnijs<br>178,49±3   |  | 73 Ta 1,5<br>5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup><br>Tantals<br>180,9479±1 |  | 74 W 1,7<br>5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup><br>Volframs<br>183,85±3  |  | 75 Re 1,9<br>5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup><br>Rēnijs<br>186,207±1  |  | 76 Os 2,2<br>5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup><br>Osmijs<br>190,2±1    |  | 77 Ir 2,2<br>5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup><br>Irīdijs<br>192,22            |  | 78 Pt 2,2<br>5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup><br>Platīns<br>195,08±3 |  | 79 Au 2,4<br>5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup><br>Zelts<br>196,9665±1   |  | 80 Hg 1,9<br>5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup><br>Dzīvsudrabs<br>200,59±3 |  | 81 Tl 1,8<br>6p <sup>1</sup><br>Tallijs<br>204,383±1 |  | 82 Pb 1,8<br>6p <sup>2</sup><br>Svins<br>207,2±1     |  | 83 Bi 1,9<br>6p <sup>3</sup><br>Bismuts<br>208,9804±1 |  | 84 Po 2,0<br>6p <sup>4</sup><br>Polonijs<br>208,9824 |  | 85 At 2,2<br>6p <sup>5</sup><br>Astats<br>209,9871 |  | 86 Rn 2,2<br>6p <sup>6</sup><br>Radons<br>222,0176  |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |    |  |  |  |  |  |  |  |  |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |        |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| VII     | 87 Fr 0,7<br>7s <sup>1</sup><br>Francijs<br>223,0197  |  | 88 Ra 0,9<br>7s <sup>2</sup><br>Rādijs<br>226,0254   |  | 89-103<br>Ac-Lr<br>* *<br>Aktīnijs un aktinoīdi                        |  | 104 [261]   |  | 105 [262]   |  | 106 [263]  |  | 107 [262]  |  |  |  |  |  |   |  |  |  |  |  |  |  |  |  |   |  |  |  |  |  |   |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |    |  |  |  |  |  |  |  |  |  |     |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |        |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

s elementi

d elementi

p elementi

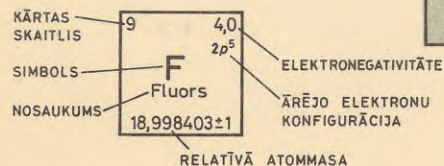
LANTĀNS UN  
\* LANTANOĪDI

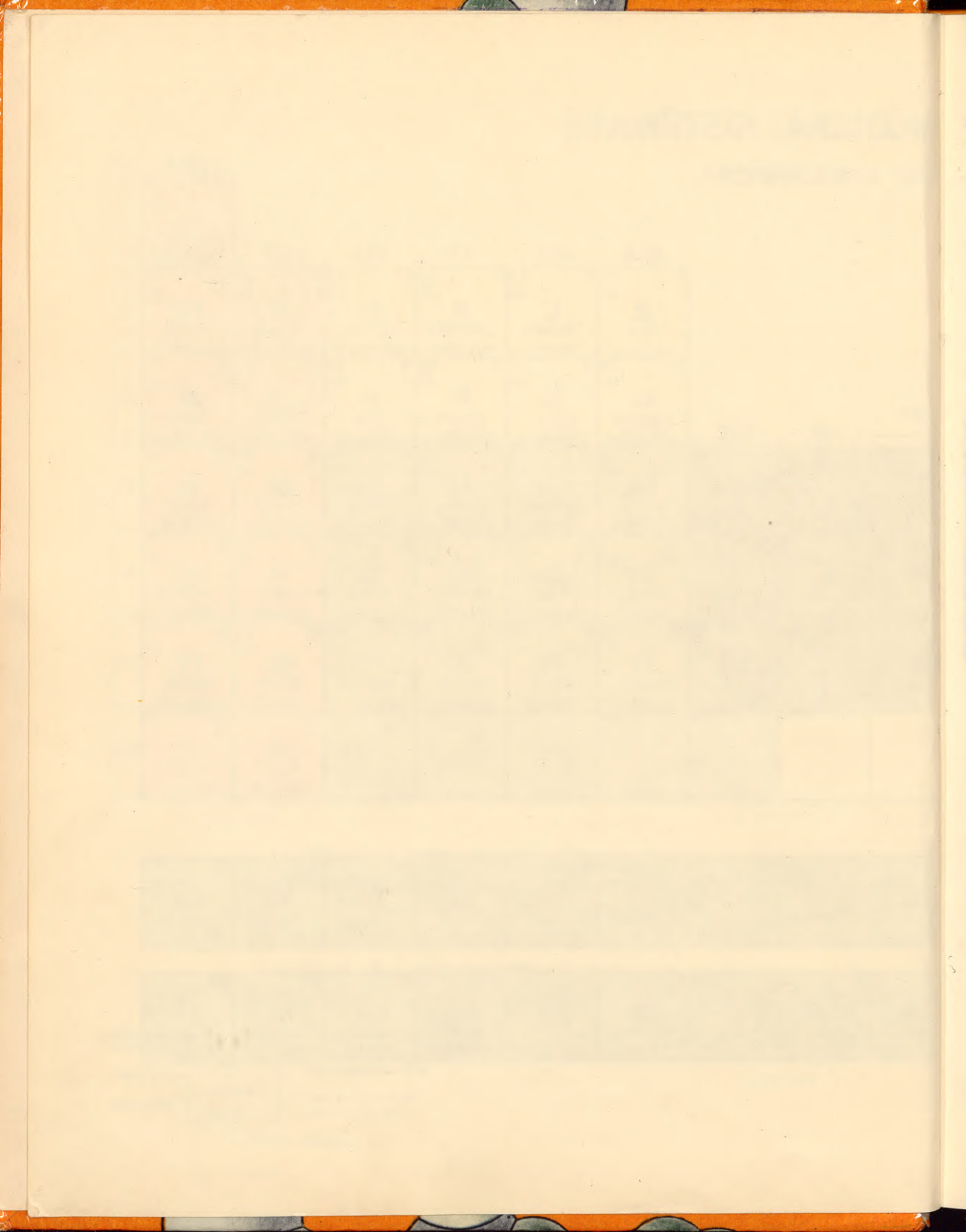
|  |   |   |  |  |   |   |   |  |  |   |  |  |  |  |
|--|---|---|--|--|---|---|---|--|--|---|--|--|--|--|
| 57 La 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup><br>Lantāns<br>138,9055±3 | 58 Ce 4f <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup><br>Cērijs<br>140,12±1 | 59 Pr 4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup><br>Prazeodīms<br>140,9077±1 | 60 Nd 4f <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup><br>Neodīms<br>144,24±3 | 61 Pm 4f <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup><br>Prometijs<br>144,9128 | 62 Sm 4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup><br>Samārijs<br>150,36 | 63 Eu 4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup><br>Eiropijs<br>151,96±1 | 64 Gd 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup><br>Gadolīnijs<br>157,25±3 | 65 Tb 4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup><br>Terbijs<br>158,9254±1 | 66 Dy 4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup><br>Disprozijs<br>162,50±3 | 67 Ho 4f <sup>11</sup> 6s <sup>2</sup><br>Holmijs<br>164,9304±1 | 68 Er 4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup><br>Erbījs<br>167,26±3 | 69 Tm 4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup><br>Tūlijs<br>168,9342±1 | 70 Yb 4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup><br>Iterbijs<br>173,04±3 | 71 Lu 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup><br>Lutēcijs<br>174,967±1 |
|--|---|---|--|--|---|---|---|--|--|---|--|--|--|--|

AKTĪNIJS UN  
\* \* AKTINOĪDI

|   |   |   |   |  |  |  |   |   |   |   |  |  |   |  |
|---|---|---|---|--|--|--|---|---|---|---|--|--|---|--|
| 89 Ac 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup><br>Aktīnijs<br>227,0278 | 90 Th 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup><br>Torijs<br>232,0381±1 | 91 Pa 5f <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup><br>Protaktīnijs<br>231,0359 | 92 U 5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup><br>Urāns<br>238,0289±1 | 93 Np 5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup><br>Neptūnijs<br>237,0482 | 94 Pu 5f <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup><br>Plutonijs<br>244,06 | 95 Am 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup><br>Americijs<br>243,0614 | 96 Cm 5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup><br>Kirijs<br>247,0703 | 97 Bk 5f <sup>8</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup><br>Berklijs<br>247,0703 | 98 Cf 5f <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup><br>Kalifornijs<br>251,0796 | 99 Es 5f <sup>11</sup> 7s <sup>2</sup><br>Einšteinijs<br>252,0828 | 100 Fm 5f <sup>12</sup> 7s <sup>2</sup><br>Fermijs<br>257,0951 | 101 Md 5f <sup>13</sup> 7s <sup>2</sup><br>Mendeļejevijs<br>258,0986 | 102 No 5f <sup>14</sup> 7s <sup>2</sup><br>Nobelījs<br>259,1009 | 103 Lr 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup><br>Lourēnsijs<br>260,1054 |
|---|---|---|---|--|--|--|---|---|---|---|--|--|---|--|

f elementi





E. JANSONS

U. BERGMANIS

I. L.

P. VITOLS

# kīmija

ROKASGRĀMATA  
SKOLĒNIEM

# kīmija

ROKASGRĀMATA  
SKOLĒNIEM

E. JANSONA REDAKCIJĀ

RĪGA «ZVAIGZNE» 1989



Kimija

ATAPINDANGAN  
KONDISI

94-4

39

L  
54

---

**E. JANSONS**

---

**U. BERGMANIS**

---

**I. MEIROVICS**

---

**P. VĪTOLS**

---

# kīmija

---

**ROKASGRĀMATA  
SKOLĒNIEM**

---

**E. JANSONA REDAKCIJĀ**

---

RĪGA «ZVAIGZNE» 1994



Latvijas Nacionālā

BIBLIOTĒKA

24z7  
Kl 260

94-4.075  
0304011585

Eksperimentāls mācību līdzeklis  
Atļāvusi lietot Latvijas Republikas Izglītības ministrija

Šī grāmata ir savdabīgs mācību līdzeklis vidusskolu skolēniem. Tajā koncentrētā veidā aplūkoti ne tikai ķīmijas pamatjēdzieni vidusskolas kursa apjomā, bet arī citi ķīmijas jautājumi. Tādējādi grāmata ir noderīga skolēniem, kam par ķīmiju radusies īpaša interese, kā arī studentiem un skolotājiem.

Ievadu un nodaļas "Vispārīgā ķīmija" un "Eksperimentālā ķīmija" ir sarakstījis LU profesors E. Jansons, nodaļu "Neorganiskā ķīmija" – U. Bergmanis, nodaļu "Organiskā ķīmija" – TU profesors I. Meirovics, nodaļu "Rūpnieciskā ķīmija" – TU docents P. Vītols un E. Jansons.

Recenzenti: V. Brunere, A. Blūms, E. Nātra, V. Kakse

Edgars Jansons, Uldis Bergmanis,  
Imants Meirovics, Pēteris Vītols

ĶĪMIJA

Rokasgrāmata skolēniem

Redaktore A. Šmite. Māksl. redaktore A. Lubgāne.  
Tehn. redaktore L. Vasiļevska. Korektore Z. Stikute.  
Vāku zīm. A. Aleks.

Valsts izdevniecība «Zvaigzne», LV 1013, Rīgā, K. Valdemāra ielā 105. Reģistr. Nr. 000304186.  
Izdevn. Nr. 8483/DM-19. Formāts 70x90/16. Izdevums sagatavots datorsalikumā izdevniecībā  
«Zvaigzne». Operatori T. Villerte, R. Lejasmeyers. Iespiests valsts uzņēmumā Rīgas Paraugtipogrā-  
fija, LV 1004, Rīgā, Vienības gatvē 11. Pasūt. Nr. 103194.

20000

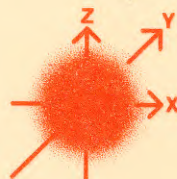
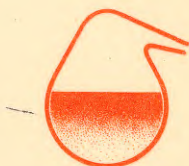
© Edgars Jansons,  
Uldis Bergmanis,  
Imants Meirovics,  
Pēteris Vītols, 1994

ISBN 5-405-01097-9

OBLIGĀTĀS EKSEMPLĀRS

# Saturs

|           |   |           |
|-----------|---|-----------|
| <b>1.</b> | <b>Ievads</b>   | <b>13</b> |
| 13        | 1.1. Kīmija un kīmiskā rūpniecība                             |           |
| 14        | 1.2. Īsa kīmijas zināšanu attīstības vēsture                  |           |
| 16        | 1.3. Starptautiskā tīrās un lietišķās kīmijas savienība IUPAC |           |
| 16        | 1.4. Fizikālie lielumi un to mērvienības                      |           |
| <b>2.</b> | <b>Vispārīgā teorētiskā kīmija</b>                            | <b>20</b> |
| 20        | 2.1. Atomi  |           |
| 20        | 2.1.1. Elementārdaļiņas                                       |           |
| 21        | 2.1.2. Atoma uzbūve   |           |
| 22        | 2.1.3. Atoma masa un masas defekts                            |           |
| 23        | 2.1.4. Elementi   |           |
| 26        | 2.1.5. Elementu nosaukumi un simboli                          |           |
| 27        | 2.1.6. Elementu atommasa                                      |           |
| 28        | 2.1.7. Elementu relatīvā atommasa                             |           |
| 28        | 2.1.8. Elektronu kustība atomos                               |           |
| 31        | 2.1.9. Atomu orbitāļu aizpildīšanās ar elektroniem            |           |
| 34        | 2.1.10. Periodiskais likums un elementu periodiskā tabula     |           |
| 35        | 2.1.11. Atomradikāļi  |           |
| 36        | 2.1.12. Atomjoni (vienkāršie joni)                            |           |
| 36        | 2.2. Molekulas  |           |
| 36        | 2.2.1. Kīmiskās saites būtība                                 |           |
| 37        | 2.2.2. Elektronegativitāte                                    |           |
| 39        | 2.2.3. Ūdeņraža saite   |           |
| 40        | 2.2.4. Saites orbitāles saistība ar atomu orbitālēm           |           |
| 40        | 2.2.5. Saites elektronu pāra rašanās veidi                    |           |
| 41        | 2.2.6. Saišu hibridizācija                                    |           |
| 42        | 2.2.7. Vienkāršās, divkāršās un trīskāršās saites             |           |
| 44        | 2.2.8. Vērtība  |           |
| 44        | 2.2.9. Oksidēšanas pakāpe                                     |           |
| 46        | 2.2.10. Formulas  |           |
| 47        | 2.2.11. Nosaukumi   |           |
| 48        | 2.2.12. Molekuljoni (saliktie joni)                           |           |
| 48        | 2.2.13. Molekulradikāļi                                       |           |
| 49        | 2.3. Vielas   |           |
| 49        | 2.3.1. Tīra viela   |           |
| 50        | 2.3.2. Vielas elementārobjekti                                |           |
| 50        | 2.3.3. Vielas elementārobjektu daudzums                       |           |
| 51        | 2.3.4. Molmasa  |           |
| 51        | 2.3.5. Moltilpums   |           |
| 52        | 2.3.6. Mollādiņš  |           |
| 52        | 2.3.7. Vielas gāzveida stāvokļi                               |           |
| 52        | 2.3.8. Molmasas noteikšana gāzveida vielām                    |           |

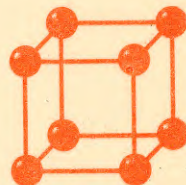


|    |   |
|----|---|
| 53 | 2.3.9. Vielas šķidrā stāvoklī   |
| 54 | 2.3.10. Vielas cietā stāvoklī   |
| 54 | 2.3.11. Cietas vielas ar kovalenti saistītu atomu kristālrežģi          |
| 55 | 2.3.12. Cietas vielas ar metāliski saistītu atomu kristālrežģi          |
| 56 | 2.3.13. Cietas vielas ar molekulu kristālrežģi                          |
| 56 | 2.3.14. Cietas vielas ar jonu kristālrežģi                              |
| 58 | 2.3.15. Amorfas cietās vielas   |
| 58 | 2.3.16. Vienkāršas (homonukleāras) un saliktas (heteronukleāras) vielas |
| 58 | 2.4. Ķīmiskās reakcijas   |
| 59 | 2.4.1. Ķīmisko reakciju klasifikācija                                   |
| 60 | 2.4.2. Ķīmisko reakciju vienādojumi                                     |
| 60 | 2.4.3. Vielu daudzumu attiecības ķīmiskajās reakcijās                   |
| 61 | 2.4.4. Reakcijā izdalījusies (patērētā) enerģija                        |
| 61 | 2.4.5. Termokīmiskie vienādojumi  |
| 62 | 2.4.6. Ķīmisko reakciju ātrums  |
| 63 | 2.4.7. Koncentrācijas ietekme uz reakcijas ātrumu                       |
| 64 | 2.4.8. Reakcijas ātruma atkarība no cietu vielu virsmas laukuma         |
| 65 | 2.4.9. Reakcijas ātruma atkarība no reaģējošo vielu dabas               |
| 65 | 2.4.10. Reakcijas ātruma atkarība no temperatūras                       |
| 66 | 2.4.11. Kēdes reakcijas   |
| 66 | 2.4.12. Apgriezeniskas un neapgrīezeniskas reakcijas                    |
| 67 | 2.4.13. Ķīmiskais līdzsvars   |
| 68 | 2.4.14. Līdzsvara pārvietošana  |
| 69 | 2.4.15. Katalīze  |
| 71 | 2.5. Šķīdumi  |
| 71 | 2.5.1. Šķīdinātājs un izšķīdusī viela                                   |
| 73 | 2.5.2. Šķīdība  |
| 73 | 2.5.3. Gāzveida vielu šķīdumi ūdenī                                     |
| 75 | 2.5.4. Šķīdru vielu šķīdumi ūdenī                                       |
| 75 | 2.5.5. Cietu vielu šķīšana ūdenī  |
| 77 | 2.5.6. Elektrolīti  |
| 78 | 2.5.7. Izšķīdušās vielas koncentrācija                                  |
| 80 | 2.5.8. Izšķīdušās vielas daļa   |
| 81 | 2.5.9. Šķīduma blīvums  |
| 82 | 2.5.10. Šķīšanas līdzsvara konstante                                    |
| 83 | 2.6. Skābes un bāzes  |
| 84 | 2.6.1. Skābju un bāzu teoriju priekšstati                               |
| 85 | 2.6.2. Ūdens skābās un bāziskās īpašības                                |
| 86 | 2.6.3. Skābes ūdens šķīdumos  |
| 88 | 2.6.4. Bāzes ūdens šķīdumos   |
| 90 | 2.6.5. Skābju un bāzu savstarpējā saistība                              |
| 92 | 2.6.6. Skābju reakcijas ar bāzēm. Sāļi                                  |
| 94 | 2.6.7. Sāļu hidrolīze   |
| 95 | 2.6.8. Indikatori   |
| 96 | 2.6.9. Skābju un bāzu titrēšana   |
| 97 | 2.7. Oksidēšanās un reducēšanās   |
| 97 | 2.7.1. Oksidēšanās–reducēšanās pāris (redokspāris)                      |
| 98 | 2.7.2. Oksidēšanās–reducēšanās reakcijas (redoksreakcijas)              |

|     |  |
|-----|--|
| 99  | 2.7.3. Koeficientu atrašana oksidēšanās–reducēšanās vienādojumos           |
| 101 | 2.7.4. Elektrodi   |
| 102 | 2.7.5. Oksidēšanās–reducēšanās potenciāli (redokspotenciāli)               |
| 104 | 2.7.6. Oksidēšanās–reducēšanās reakciju virziens                           |
| 106 | 2.7.7. Oksidētāju un reducētāju titrēšana                                  |
| 106 | 2.7.8. Elektrolīze   |
| 107 | 2.7.9. Elektrolīzes procesi ūdens šķīdumos                                 |
| 109 | 2.8. Kompleksie savienojumi  |
| 109 | 2.8.1. Komplekso elementārojektu izveidošanās                              |
| 110 | 2.8.2. Komplekso savienojumu sastāvdaļas                                   |
| 111 | 2.8.3. Nomenklatūra  |
| 112 | 2.8.4. Kompleksu stabilitāte   |
| 113 | 2.8.5. Komplekso savienojumu nozīme  |
| 114 | 2.9. Aprēķini  |
| 115 | 2.9.1. Elementu izotopiskais sastāvs                                       |
| 116 | 2.9.2. Vielu elementārojektu daudzuma aprēķināšana                         |
| 117 | 2.9.3. Vielas elementārojektu masas (tilpuma, kopējā lādīņa) aprēķināšana  |
| 117 | 2.9.4. Gāzveida vielas blīvums un relatīvais blīvums                       |
| 118 | 2.9.5. Izšķīdušās vielas koncentrācija                                     |
| 120 | 2.9.6. Izšķīdušās vielas daļa  |
| 123 | 2.9.7. pH aprēķināšana   |
| 123 | 2.9.8. Formulas atrašana, ja vielas sastāvs izteikts masas daļās un otrādi |
| 125 | 2.9.9. Termoķīmiskie aprēķini  |
| 126 | 2.9.10. Stehiometriskie aprēķini   |

### **3. Neorganiskā ķīmija** 132

|     |   |
|-----|---|
| 132 | 3.1. Ķīmisko elementu izplatība                   |
| 135 | 3.2. Neorganisko vielu pamatklases                |
| 137 | 3.3. Metāli                                       |
| 137 | 3.3.1. Metālu iedalījums ķīmijā un tehnikā        |
| 138 | 3.3.2. Metālu iedalījums pēc fizikālajām īpašībām |
| 139 | 3.3.3. Metālu ķīmiskās īpašības                   |
| 141 | 3.3.4. Metālu sakausējumi                         |
| 144 | 3.3.5. Metālu korozija                            |
| 148 | 3.4. Nemetāli                                     |
| 150 | 3.5. Oksīdi                                       |
| 150 | 3.5.1. Oksīdu nosaukumi                           |
| 150 | 3.5.2. Oksīdu iedalījums                          |
| 152 | 3.6. Bāzes  |
| 152 | 3.6.1. Bāzu iedalījums                            |
| 152 | 3.6.2. Bāzu nosaukumi                             |
| 153 | 3.7. Skābes                                       |
| 153 | 3.7.1. Skābju iedalījums                          |
| 154 | 3.7.2. Skābju nosaukumi                           |
| 155 | 3.7.3. Skābju fizikālās īpašības                  |
| 155 | 3.8. Sāļi   |
| 156 | 3.8.1. Sāļu iedalījums                            |
| 156 | 3.8.2. Sāļu nosaukumi                             |
| 157 | 3.8.3. Sāļu fizikālās īpašības                    |



|     |  |
|-----|--|
| 158 | 3.9. Oksīdu, bāzu, skābju un sāļu ķīmiskās reakcijas |
| 158 | 3.9.1. Oksīdu reakcijas                              |
| 159 | 3.9.2. Bāzu reakcijas                                |
| 160 | 3.9.3. Skābju reakcijas                              |
| 162 | 3.10. Ūdeņradis                                      |
| 162 | 3.10.1. Ūdeņradis dabā                               |
| 163 | 3.10.2. Ūdeņraža iegūšana                            |
| 163 | 3.10.3. Ūdeņraža īpašības                            |
| 164 | 3.10.4. Ūdeņraža izmantošana                         |
| 165 | 3.10.5. Ūdens  |
| 171 | 3.10.6. Ūdeņraža peroksīds                           |
| 172 | 3.11. Elementu periodiskās sistēmas IA (1.) grupa    |
| 173 | 3.11.1. Litijs                                       |
| 174 | 3.11.2. Nātrijs                                      |
| 178 | 3.11.3. Kālijs                                       |
| 180 | 3.11.4. Rubīdijs                                     |
| 181 | 3.11.5. Cēzijs                                       |
| 182 | 3.12. Elementu periodiskās sistēmas IIA (2.) grupa   |
| 183 | 3.12.1. Berilijs                                     |
| 184 | 3.12.2. Magnijs                                      |
| 188 | 3.12.3. Kalcijs                                      |
| 193 | 3.12.4. Ūdens cietība un tās novēršana               |
| 194 | 3.12.5. Stroncijs                                    |
| 196 | 3.12.6. Bārijs                                       |
| 198 | 3.12.7. Rādijs                                       |
| 199 | 3.13. Elementu periodiskās sistēmas IIIA (13.) grupa |
| 199 | 3.13.1. Bors   |
| 203 | 3.13.2. Alumīnijs                                    |
| 208 | 3.13.3. Gallijs                                      |
| 209 | 3.13.4. Indijs                                       |
| 210 | 3.13.5. Tallijs                                      |
| 211 | 3.14. Elementu periodiskās sistēmas IVA (14.) grupa  |
| 212 | 3.14.1. Ogleklis                                     |
| 219 | 3.14.2. Silīcijs                                     |
| 225 | 3.14.3. Germānijs                                    |
| 227 | 3.14.4. Alva   |
| 230 | 3.14.5. Svins  |
| 232 | 3.15. Elementu periodiskās sistēmas VA (15.) grupa   |
| 233 | 3.15.1. Slāpeklis                                    |
| 243 | 3.15.2. Fosfors                                      |
| 248 | 3.15.3. Arsēns                                       |
| 249 | 3.15.4. Antimons                                     |
| 251 | 3.15.5. Bismuts                                      |
| 253 | 3.16. Elementu periodiskās sistēmas VIA (16.) grupa  |
| 253 | 3.16.1. Skābeklis                                    |
| 256 | 3.16.2. Sērs   |
| 265 | 3.16.3. Selēns                                       |
| 266 | 3.16.4. Telūrs                                       |
| 267 | 3.16.5. Polonijs                                     |
| 267 | 3.17. Elementu periodiskās sistēmas VIIA (17.) grupa |
| 268 | 3.17.1. Fluors                                       |
| 270 | 3.17.2. Hlors  |
| 275 | 3.17.3. Broms  |

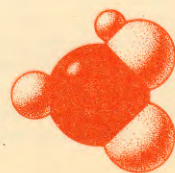
|     |  |     |
|-----|--|-----|
| 278 | 3.17.4. Jods   | 487 |
| 282 | 3.17.5. Astats   | 492 |
| 282 | 3.18. Elementu periodiskās sistēmas VIIIA (18.) grupa  | 492 |
| 283 | 3.18.1. Hēlijs   | 492 |
| 283 | 3.18.2. Neons  | 492 |
| 283 | 3.18.3. Argons   | 492 |
| 284 | 3.18.4. Kriptons   | 492 |
| 284 | 3.18.5. Ksenons  | 492 |
| 285 | 3.18.6. Radons   | 492 |
| 285 | 3.19. Elementu periodiskās sistēmas IB (11.) grupa   | 492 |
| 285 | 3.19.1. Varš   | 492 |
| 288 | 3.19.2. Sudrabs  | 492 |
| 290 | 3.19.3. Zelts  | 492 |
| 292 | 3.20. Elementu periodiskās sistēmas IIB (12.) grupa  | 492 |
| 292 | 3.20.1. Cinks  | 492 |
| 294 | 3.20.2. Kadmijs  | 492 |
| 295 | 3.20.3. Dzīvsudrabs  | 492 |
| 298 | 3.21. Elementu periodiskās sistēmas IIIB (3.) grupa  | 492 |
| 298 | 3.21.1. Skandijs   | 492 |
| 299 | 3.21.2. Itrijs   | 492 |
| 300 | 3.21.3. Lantāns  | 492 |
| 301 | 3.21.4. Aktīnijs   | 492 |
| 301 | 3.22. Lantanoīdi   | 492 |
| 303 | 3.23. Aktinoīdi  | 492 |
| 305 | 3.24. Elementu periodiskās sistēmas IVB (4.) grupa   | 492 |
| 305 | 3.24.1. Titāns   | 492 |
| 308 | 3.24.2. Cirkonijs  | 492 |
| 309 | 3.24.3. Hafnijs  | 492 |
| 310 | 3.24.4. Kurčatovijs  | 492 |
| 310 | 3.25. Elementu periodiskās sistēmas VB (5.) grupa  | 492 |
| 311 | 3.25.1. Vanādijs   | 492 |
| 312 | 3.25.2. Niobijs  | 492 |
| 314 | 3.25.3. Tantals  | 492 |
| 314 | 3.25.4. Nilsborijs   | 492 |
| 315 | 3.26. Elementu periodiskās sistēmas VIB (6.) grupa   | 492 |
| 315 | 3.26.1. Hroms  | 492 |
| 320 | 3.26.2. Molibdēns  | 492 |
| 321 | 3.26.3. Volframs   | 492 |
| 323 | 3.27. Elementu periodiskās sistēmas VIIB (7.) grupa  | 492 |
| 323 | 3.27.1. Mangāns  | 492 |
| 329 | 3.27.2. Tehnēcijs  | 492 |
| 330 | 3.27.3. Rēnijs   | 492 |
| 331 | 3.28. Elementu periodiskās sistēmas VIIIB (8. grupa Fe, Ru, Os; 9. grupa Co, Rh, Ir; 10. grupa Ni, Pd, Pt) | 492 |
| 332 | 3.28.1. Dzelzs   | 492 |
| 338 | 3.28.2. Kobalts  | 492 |
| 340 | 3.28.3. Niķelis  | 492 |
| 342 | 3.28.4. Platīna saimes metāli  | 492 |

## 4.

### Organiskā ķīmija

346

|     |   |     |
|-----|---|-----|
| 347 | 4.1. Priekšstats par organisko savienojumu uzbūvi | 573 |
| 347 | 4.1.1. Struktūra un īpašības                      | 573 |
| 348 | 4.1.2. Ķīmiskā saite                              | 573 |



|     |   |   |
|-----|---|---|
| 349 | 4.1.3. Indukcijas un konjugācijas efekts                            | 4 |
| 350 | 4.1.4. Hibridizācija  | 4 |
| 353 | 4.2. Organisko savienojumu izomērija un molekulu telpiskā uzbūve    | 4 |
| 353 | 4.2.1. Struktūrizomērija  | 4 |
| 354 | 4.2.2. Telpiskā izomērija   | 4 |
| 355 | 4.3. Organisko savienojumu reakciju un reagentu klasifikācija       | 5 |
| 355 | 4.3.1. Reakciju klasifikācija pēc norises veida                     | 5 |
| 356 | 4.3.2. Reakciju klasifikācija pēc saišu satrūkšanas rakstura        | 5 |
| 358 | 4.4. Organisko savienojumu klasifikācija                            | 5 |
| 358 | 4.4.1. Acikliskie (alifātiskie) savienojumi                         | 5 |
| 359 | 4.4.2. Karbocikliskie savienojumi                                   | 5 |
| 359 | 4.4.3. Heterocikliskie savienojumi                                  | 5 |
| 359 | 4.4.4. Funkcionālās grupas  | 5 |
| 360 | 4.5. Organisko savienojumu nomenklatūra                             | 5 |
| 360 | 4.5.1. Triviālā nomenklatūra  | 5 |
| 361 | 4.5.2. Radikāli funkcionālā nomenklatūra (racionālā nomenklatūra)   | 5 |
| 361 | 4.5.3. IUPAC nomenklatūra (aizvietojošā, sistemātiskā nomenklatūra) | 5 |
| 377 | 4.6. Ogļūdeņraži  | 5 |
| 378 | 4.6.1. Alkāni   | 5 |
| 382 | 4.6.2. Alkēni   | 5 |
| 385 | 4.6.3. Alkadiēni  | 5 |
| 388 | 4.6.4. Alkīni   | 5 |
| 391 | 4.6.5. Alicikliskie savienojumi                                     | 5 |
| 394 | 4.6.6. Arēni  | 5 |
| 399 | 4.6.7. Policikliskie arēni  | 5 |
| 401 | 4.7. Halogēnogļūdeņraži   | 5 |
| 401 | 4.7.1. Halogēnalkāni  | 5 |
| 405 | 4.7.2. Halogēnalkēni  | 5 |
| 406 | 4.7.3. Halogēnarēni   | 5 |
| 408 | 4.8. Ogļūdeņražu hidroksilatvasinājumi                              | 5 |
| 409 | 4.8.1. Vienvērtīgie piesātinātie spirti (alkanoli)                  | 5 |
| 414 | 4.8.2. Dioli un trioli  | 5 |
| 417 | 4.8.3. Fenoli (arenoli)   | 5 |
| 419 | 4.9. Ēteri  | 5 |
| 421 | 4.10. Ogļūdeņražu slāpekļa atvasinājumi                             | 5 |
| 422 | 4.10.1. Nitrosavienojumi  | 5 |
| 424 | 4.10.2. Amīni   | 5 |
| 430 | 4.10.3. Arēndiazonija sāļi un azosavienojumi                        | 5 |
| 432 | 4.10.4. Azokrāsvielas   | 5 |
| 433 | 4.11. Aldehīdi un ketoni  | 5 |
| 441 | 4.12. Karbonskābes  | 5 |
| 442 | 4.12.1. Monokarbonskābes  | 5 |
| 448 | 4.12.2. Dikarbonskābes  | 5 |
| 451 | 4.12.3. Karbonskābju funkcionālie atvasinājumi                      | 5 |
| 455 | 4.12.4. Aizvietotās karbonskābes                                    | 5 |
| 463 | 4.13. Heterocikliskie savienojumi                                   | 5 |
| 464 | 4.13.1. Pieclocēkļu heterocikliskie savienojumi                     | 5 |
| 470 | 4.13.2. Sešlocekļu heterocikliskie savienojumi                      | 5 |
| 473 | 4.13.3. Alkaloidi   | 5 |

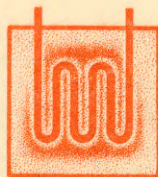
- 473 4.14. Bioorganiskie savienojumi
- 473 4.14.1. Ogļhidrāti
- 484 4.14.2. Lipīdi
- 487 4.14.3. Olbaltumvielas
- 496 4.15. Sintētiskie lielmolekulārie savienojumi
- 497 4.15.1. Lielmolekulāro savienojumu sintēzes metodes
- 500 4.15.2. Svarīgākie pārstāvji

## **5. Eksperimentālā ķīmija 508**

- 508 5.1. Vielas
- 510 5.2. Trauki
- 512 5.3. Ķīmijas laboratorijas
- 514 5.4. Drošas darba metodes ķīmijas laboratorijā
- 515 5.5. Laboratorijas darbu metodes
  - 515 5.5.1. Smalcināšana
  - 515 5.5.2. Žāvēšana
  - 515 5.5.3. Svēršana
  - 516 5.5.4. Sildīšana
  - 517 5.5.5. Gāzu iegūšana
  - 517 5.5.6. Ķīmiskās reakcijas mēģenēs
  - 517 5.5.7. Reakcijas un pilienu plates
  - 518 5.5.8. Kristalizēšana
  - 518 5.5.9. Filtrēšana
  - 518 5.5.10. Destilēšana
  - 519 5.5.11. Sublimēšana
  - 520 5.5.12. Ekstrakcija
- 520 5.6. Vielu pazīšana jeb kvalitātes pierādīšana
  - 520 5.6.1. Liesmas krāsošana
  - 520 5.6.2. Neorganiskie katjoni
  - 522 5.6.3. Neorganiskie anjoni
  - 524 5.6.4. Organiskās vielas
- 525 5.7. Pirmā palīdzība
  - 525 5.7.1. Ievainojumi ar stiklu
  - 525 5.7.2. Aplaucējumi ar sārmiem vai skābēm
  - 526 5.7.3. Sārmi vai skābes acīs
  - 526 5.7.4. Termiski apdegumi
  - 526 5.7.5. Saindēšanās ar gāzēm
  - 526 5.7.6. Elektriskā sprieguma iedarbe

## **6. Rūpnieciskā ķīmija 527**

- 527 6.1. Rūpnieciskās ķīmijas pamatjautājumi
  - 527 6.1.1. Rūpnieciskā ķīmijas nozīme
  - 527 6.1.2. Rūpnieciskās ķīmijas uzdevumi
  - 529 6.1.3. Izejvielu ieguves problēmas
  - 531 6.1.4. Izejvielu sagatavošana
  - 532 6.1.5. Ķīmiskā pārvēršana
- 534 6.2. Metalurģija
  - 534 6.2.1. Čuguns (ķets)
  - 536 6.2.2. Tērauds
  - 538 6.2.3. Alumīnijs
  - 539 6.2.4. Magnijs
  - 539 6.2.5. Nātrijs
  - 540 6.2.6. Varš



- 541 6.3. Neorganisko skābju ražošana  
 541 6.3.1. Sērskābe  
 544 6.3.2. Sālsskābe  
 545 6.3.3. Slāpekļskābe  
 546 6.3.4. Fosforskābe  
 547 6.4. Neorganisko bāzu ražošana  
 547 6.4.1. Nātrija hidroksīds  
 548 6.4.2. Amonjaks  
 550 6.5. Nātrija karbonāta ražošana  
 552 6.6. Minerālmēslu ražošana  
 552 6.6.1. Superfosfāts  
 553 6.6.2. Karbamīds (urīnviela)  
 554 6.6.3. Kālija hlorīds  
 554 6.6.4. Galvenie fosfora minerālmēsli  
 555 6.6.5. Galvenie slāpekļa minerālmēsli  
 555 6.6.6. Galvenie kālija minerālmēsli  
 556 6.6.7. Kompleksie minerālmēsli  
 557 6.7. Keramikas izstrādājumu ražošana  
 559 6.8. Celtniecības javu saistvielas  
 559 6.8.1. Ģipsis  
 559 6.8.2. Kaļķi  
 561 6.8.3. Cements  
 563 6.9. Silikātķieģeļu un putubetona ražošana  
 563 6.9.1. Silikātķieģeļi  
 563 6.9.2. Putubetons (gāzbetons)  
 563 6.10. Stikla ražošana  
 565 6.11. Kurināmā pārstrāde  
 565 6.11.1. Akmeņogļu koksēšana  
 567 6.11.2. Naftas destilēšana  
 568 6.11.3. Katalītiskais krekings  
 569 6.12. Organisko vielu ražošana  
 569 6.12.1. Acetilēns  
 570 6.12.2. Metanols  
 571 6.12.3. Etanols  
 573 6.12.4. Formaldehīds  
 574 6.13. Virsmaktīvo vielu ražošana  
 575 6.13.1. Anjonu virsmaktīvās vielas  
 575 6.13.2. Katjonu virsmaktīvās vielas  
 576 6.13.3. Nejonogēnās virsmaktīvās vielas  
 576 6.14. Lielmolekulāro savienojumu ražošana  
 576 6.14.1. Celuloze  
 577 6.14.2. Novolaki un rezoli  
 579 6.14.3. Zemspiediena polietilēns  
 580 6.14.4. Polivinilhlorīds  
 581 6.14.5. Kaučuks un gumija  
 582 6.15. Apkārtējā vide

## 7.

## Pielikums

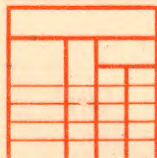
585

604

Alfabētiskais rādītājs

608

Personu rādītājs



## 1.1. Ķīmija un ķīmiskā rūpniecība

### *Ķīmija pēta vielas un to pārvērtības.*

Daļa no vielām atrodas dabā – zemeslodes cietajā garozā, okeānos un jūrās, atmosfērā un dzīvajos organismos (biosfērā). Taču vairumu no mūsdienās zināmajām vielām, kuru skaits ir ap 10 miljoni, sintezējuši ķيمي. Šis darbs tiek veikts ne tikai pašu ķيمي interesēs. Jauniegūtās vielas pēta un no to īpašībām secina, vai tās var izmantot dažādu cilvēces vajadzību apmierināšanai. Ja viela ir noderīga, tad tiek risināts jautājums par tās rūpniecisku ražošanu.

*Ķīmiskā rūpniecība* ir tik daudzpusīga, ka dažādas tās nozares ir ieguvušas atsevišķus nosaukumus. Būvmateriālu rūpniecība apgādā mūs ar cementu, ķieģeļiem, šiferi un citiem celtniecības materiāliem, metalurģija – ar metāliem un to sakausējumiem, farmaceitiskā rūpniecība – ar ārstniecības līdzekļiem. Ķīmiskā rūpniecība ražo krāsas, mākslīgos mēslošanas līdzekļus, polimērmateriālus, mazgāšanas līdzekļus, augu aizsardzības līdzekļus, sintētiskās šķiedrvielas, papīru, degvielas, kā arī dažādus citus nepieciešamus materiālus.

Zinātnes un tehnikas attīstība nav iedomājama bez ķīmijas tālākas attīstības. Ķيمي radītie materiāli paver iespēju būvēt raķetes kosmosa apgūšanai, veikt dziļurbumus pat līdz 13–15 km Zemes dziļēs, attīstīt jaunas elektronisko skaitļotāju paaudzes, risināt jautājumu par hēlija sintēzi no ūdeņraža, kurā izdalās milzīgi enerģijas daudzumi. Izmantojot jaunus mākslīgi izveidotus keramiskos materiālus, 1987. gadā bija iespējams realizēt supravadamību pat līdz 70 K temperatūrā. Plašumā vērsas pētījumi bioķīmisko procesu rūpnieciskā izmantošanā, t. i., attīstās biotehnoloģija.

Nākotnē ķīmijai ir jānodrošina cilvēce ar nepieciešamajām vielām un materiāliem, ievērojot to, ka zemeslodes iedzīvotāju skaits nemitīgi palielinās. Patlaban iedzīvotāju skaita pieaugumam ir eksponenciāls raksturs. 1982. gadā zemeslodi



Ķīmija izzina vielas un to pārvērtības. Ķīmiskā rūpniecība izmanto ķīmiskās pārvērtības, lai ražotu cilvēkiem nepieciešamās vielas un materiālus. Civilizācijas eksistence nav iespējama bez ķīmijas un ķīmiskās rūpniecības.

## 1. daļa



apdzīvoja 4,55 miljardi cilvēku, bet 2000. gadā to būs jau ap 6 miljardi un 2030. gadā ap 10 miljardi. Turklāt nepieciešams paaugstināt cilvēku dzīves līmeni, it sevišķi jaunattīstības zemēs. Par dzīves līmeni var spriest arī pēc ķīmiskās rūpniecības produkcijas. Tā, piemēram, 1970. gadā uz katru iedzīvotāju ASV ķīmiskā rūpniecība ražoja produkciju 202 rubļu vērtībā, PSRS – 78, Venecuēla – 40, Brazīlija – 16 un Indija – 3 rubļu vērtībā. Problēmas, kuras jārisina ķīmijai un ķīmiskajai rūpniecībai, kļūst vēl sarežģītākas, ja ņem vērā izejvielu ierobežotos daudzumus. Paredzams, ka jau ap 2000. gadu izbeigsies naftas, vara, svina, sudraba, platīnmetālu, alvas izmantojamie krājumi. Akmeņogļu, dzelzs, hroma un alumīnija pietiks tikai līdz 2100. gadam. No ķīmijas spējām nodrošināt Zemes iedzīvotājus ar jauniem nepieciešamiem materiāliem tad būs atkarīga ne tikai cilvēces labklājība, bet varbūt pat izdzīvošanas spēja.

### 1.2. Īsa ķīmijas zināšanu attīstības vēsture

Vielu pārvērtības cilvēce sāka izmantot sirmā senatnē līdz ar *uguns apgūšanu*. Ar enerģiju, kas izdalās degšanas procesā, pamazām iemācījās ne tikai kaut ko sasildīt, bet arī iegūt jaunus materiālus. Jau apmēram pirms 6000 gadiem sāka iegūt metālus. Vispirms ieguva varu un pēc tam jau arī ievērojami cietāko vara un alvas sakausējumu – bronzu. Kāds 500 gadus vēlāk Mazāzijā atklāja dzelzs iegūšanas paņēmieni. Asīriešiem bija pirmā armija, kas pilnībā tika apbruņota ar dzelzs ieročiem, un tāpēc tā pirms 2900 gadiem varēja iekarot daudzas zemes un izveidot Asīrijas lielvalsti.

Ar uguns palīdzību ieguva arī vairākus citus materiālus. Pirms 2600 gadiem Bābelē jau prata izgatavot ķieģeļus. Tika apgūta māla trauku izgatavošana. Sirmā senatnē cilvēki iemācījās izmantot arī rūgšanas procesus, kuru norisei uguni izmantot nevajadzēja. Taču viss bija tikai praktisko zināšanu uzkrāšana, jo tajos laikos nekas nebija zināms par izmantojamo vielu pārvērtību būtību.

Jautājumiem par *vielu un to pārvērtību būtību* Senajā Grieķijā pievērsās filozofs Leikips (ap 500.–440. g. p. m. ē.). Savās pārdomās viņš secināja, ka, vielu dalot aizvien sīkākās un sīkākās daļiņās, beidzot tiks iegūta daļiņa, kuru tālāk sadalīt vairs nebūs iespējams. Šo domu tālāk attīstīja filozofs Dēmokrits (ap 460.–370. g. p. m. ē.). Vissīkākās vielu daļiņas viņš nosauca par atomiem (grieķu valodā *atomos* – nedalāmais). Dažādu vielu atomiem, pēc viņa domām, bija dažāda forma un dažādi izmēri. Senās Grieķijas filozofu atziņas tika iegūtas tīras spriešanas ceļā, jo nekādas iespējas pārbaudīt tās

Zināšanas par vielu pārvērtībām sāka uzkrāties pēc uguns apgūšanas. Senajā Grieķijā vielu teorētiskai pētīšanai pievērsās filozofi, taču viņi savas atziņas nepārbaudīja praksē. Alķīmiķi centās izgatavot "filozofu akmeni" un tā ieguva daudzas līdz tam laikam nepazīstamas vielas. Flogistona teorija pamatzskatos bija nepareiza, taču tā veicināja pētniecību. Pagājušajā gadsimtā izveidojās mūsdienu ķīmijas teorētiskie pamati.

praksē tolaik nebija. (To nevarēja izdarīt arī tāpēc, ka pēc valdošajiem uzskatiem darbs bija veicams vergiem, bet vergturi pievērsās vienīgi filozofēšanai (prātošanai).)

2 Eiropā no 9. līdz 16. gs. valdīja *alkīmija*. Taču tās pirmsākumi saistās ar Ēģipti (3. gs. p. m. ē.) un Ķīnu (4. gs. p. m. ē.). Rietumeiropā alkīmija plaši ieviesās pēc tam, kad 11.—12. gadsimtā arābu alkīmiķu darbi tika pārtulkoti latīņu valodā. Alkīmiķi uzskatīja, ka ir iespējams atrast vielu, ar kuras palīdzību varētu metālus pārvērst zeltā un sudrabā, bet cilvēkiem piešķirt nemirstību. Arābi šo vielu sauca par "*al—iksir*". No tā radās nosaukums *eliksīrs*. Eiropas valodās šo brīnumvielu dēvēja par *filozofu akmeni* (par filozofiem toreiz dēvēja visus, kas nodarbojās ar dažādām zinātnēm). Alkīmijas periodā lielu ieguldījumu deva arābi. Viņi radīja arī pašu nosaukumu, pārveidojot vārdu *khemeia*, kā līdz tam sauca zināšanas par vielu pārvērtībām — *al—kīmiyā*.

Alkīmiķu mēģinājumi iegūt filozofu akmeni bija veltīgi. Taču šajos mēģinājumos tika atklātas daudzas jaunas vielas, kas cilvēcei deva ļoti daudz. Vispirms te jāmin stiprās neorganiskās skābes — sērskābe un slāpekļskābe. Atklāja arī amonija hidroksīdu un noskaidroja, ka, pārtvaicējot etiķi, var iegūt etiķskābi. Šie atklājumi alkīmijas periodā ir vērtējami nevis tikai kā tukša niekošanās, bet gan kā empīrisko zināšanu uzkrāšana. Bez šādu zināšanu bāzes nevarētu rasties nākamie teorētiskie priekšstatī.

Alkīmiju nomainīja *flogistona* (no grieķu *phlogistos* — degošs) teorija. To attīstīja G. Štāls (1659—1734), kas uzskatīja koka degšanu un metāla rūsēšanu par flogistona izdalīšanās procesiem. Pēc šīs teorijas, metāli rodas, kad paaugstinātā temperatūrā flogistons pievienojas rūdām. Flogistona teorija valdīja ķīmijā visu 18. gadsimtu. Kaut arī šī teorija pamatā bija nepareiza, tomēr tā pirmā mēģināja izskaidrot ķīmiskos procesus. Tāpēc salīdzinājumā ar alkīmiju flogistona teorija bija solis uz priekšu.

1756. gadā M. Lomonosovs veica eksperimentus, kuru rezultāti bija pretrunā ar flogistona teoriju. Izrādījās, ka, metāliem oksidējoties, to masa nevis samazinās, bet gan palielinās. Aptuveni 20 gadus vēlāk A. Lavuazjē konstatēja, ka degšana ir savienošana ar gaisa skābekli un ka flogistona teorija ir nepareiza. Taču daudzi ievērojami ķīmiķi vēl vairākus gadu desmitus aizstāvēja šo teoriju.

Spēcīgu impulsu ķīmijas tālākai attīstībai deva A. Lavuazjē pētījumi. Dž. Daltons 1803.—1808. gadā izvirzīja un pamatoja atomu teoriju. A. Avogadro 1811. gadā izteica hipotēzi, ka vienāds skaits dažādu gāzu daļiņu ieņem vienādu tilpumu. Drīz pēc tam J. Bercēliuss ieteica elementu apzīmēšanai izmantot burtus. F. Vēlers 1828. gadā no neorganiskas vielas (amonija cianāta) pirmo reizi ieguva organisku vielu (urīnvielu). Gadsimta vidū A. Butļerovs un A. Kekulē radīja ķīmisko savieno-

## 1. daļa

jumu stuktūrteoriju. 1869. gadā D. Mendelejevs atklāja elementu periodisko likumu. Šis īsais uzskaitījums rāda, ka 19. gadsimtā ķīmija ieguva stingri zinātnisku teorētisko bāzi, un tāpēc tālāk jau varam runāt par mūsdienu ķīmiju.

### 1.3. Starptautiskā tīrās un lietišķās ķīmijas savienība IUPAC

Starptautiskās ķīmiju savienības rekomendāciju ieviešana rada iespēju labāk saprasties dažādās valodās runājošiem ķīmiķiem.

Dažādu valstu ķīmiķi sadarbojas Starptautiskās tīrās un lietišķās ķīmijas savienības ietvaros. Tā ir sabiedriska organizācija, kuras nosaukums angļu valodā ir "International Union of Pure and Applied Chemistry". Bieži lieto saīsinātu nosaukumu, kas veidots no pirmajiem burtiem: IUPAC (lasa "jupak").

IUPAC eksistē kopš 1919. gada, un tajā pašreiz ir pārstāvji no 45 valstīm. Savienības uzdevumos ietilpst dažādu valstu ķīmiķu sadarbības organizēšana un ķīmijas nomenklatūras izstrāde. Nomenklatūras (ķīmijā lietojamo nosaukumu) jomā tiek izstrādātas rekomendācijas, kuras angļu valodā publicē žurnāls "Pure and Applied Chemistry". Šīs rekomendācijas ir domātas par pamatu vienveidīgu nomenklatūru izveidei dažādās valodās. Šādas nomenklatūras lielā mērā atvieglo ķīmiķu sadarbību un dažādās valodās publicētās ķīmijas literatūras izmantošanu. Arī šajā grāmatā ir ievērotas IUPAC rekomendācijas, pielāgojot tās latviešu valodai.

### 1.4. Fizikālie lielumi un to mērvienības

Starptautisko mērvienību sistēmu saīsināti apzīmē SI. Tā to arī lasa. Nav pareizi teikt "SI sistēma", jo burts S jau ir saīsinājums no vārda "sistēma".

SI ir 7 pamatmērvienības. Ķīmijā svarīgākā ir elementārobjektu daudzuma mērvienība, ko sauc par molu.

No pamatmērvienībām tiek izveidotas atvasinātās mērvienības. Tādas mērvienības lieto laukuma, tilpuma, blīvuma, spiediena un citu fizikālo lielumu mērīšanai.

Mērvienību daudzkārtņus veido kā tūkstoškārtņus, daļas – kā tūkstošdaļas. Daudzkārtņus un daļas izvēlas tā, lai lieluma skaitliskā vērtība būtu robežās no 0,1 līdz 1000.

Atommasas mērvienība u nav SI mērvienība.

Daudziem priekšmetiem (arī procesiem, stāvokļiem) piemīt kopīgas īpašības. Piemēram, masa piemīt gan ķīmiķa iegūtajām nogulsnēm, gan arī krēslam, autobusam, lidmašīnai, zemeslodei un citiem priekšmetiem.

Tomēr attiecībā uz katru atsevišķu priekšmetu (procesu, stāvokli) šīm kopīgajām īpašībām ir *dažāda vērtība*. Laboratorijā iegūto nogulsņu masa ir daudz mazāka par krēsla masu, un tā savukārt ir daudz mazāka par zemeslodes masu u. tml.

Masa ir viens no fizikālajiem lielumiem.

**Par fizikālo lielumu sauc īpašību, kura piemīt daudziem priekšmetiem (procesiem, stāvokļiem), bet kuras vērtība dažādiem priekšmetiem (procesiem, stāvokļiem) ir dažāda.**

Katram fizikālajam lielumam ir nosaukums un arī starptautiski ieteikts apzīmējums. Tā, piemēram, masu iesaka apzīmēt ar burtu *m*, elektrisko lādiņu ar burtu *q*.

Lai salīdzinātu viena un tā paša fizikālā lieluma vērtības, jāizvēlas mērvienība un jāveic mērīšana. Par mērvienību (bieži vien to sauc vienkārši par vienību) izvēlas kādam noteiktam priekšmetam piemītošu attiecīgās īpašības vērtību. Mērīšanu izdara, salīdzinot priekšmeta īpašību ar īpašības mērvienību. Tā noskaidro, cik reizu mērāmais fizikālais lielums ir lielāks vai mazāks par izvēlēto mērvienību. Pēc izmērīšanas fizikālo lielumu parāda kā šī lieluma skaitliskās vērtības reizinājumu ar mērvienību.

Piemēram, ja Jāņa augums (garums) ir 1,62 m, tad tas nozīmē, ka par garuma mērvienību pieņemts metrs un Jāņa augums ir 1,62 reizes lielāks par šo mērvienību. Vispārīgā veidā to var parādīt šādi:

1. fizikālais lielums = skaitliskā vērtība  $\times$  mērvienība.

2. Mērvienība šajā izteiksmē rāda fizikālā lieluma būtību (masa, garums utt.), bet skaitliskā vērtība rāda, cik reizu dotais fizikālais lielums ir lielāks par lietoto mērvienību.

3. Mērvienības var pilnīgi noteiktā veidā savā starpā saistīt un tādējādi izveidot *mērvienību sistēmas*. Piemēram, laukuma mērīšanai lietojamo mērvienību var saistīt ar garuma mērīšanai lietojamo mērvienību. Taču katrā šādi izveidotā sistēmā ir nepieciešams noteikts skaits pamatmērvienību, no kurām, tās savā starpā saistot, tiek izveidota visa sistēma.

4. Latvijā lieto Starptautisko mērvienību sistēmu, kuru saīsināti apzīmē ar SI (no šīs sistēmas nosaukuma franču valodā: *Système International d'Unités*). Šajā sistēmā ir 7 pamatlielumi, un šo pamatlielumu mērvienības (pamatmērvienības) ir izvēlētas neatkarīgi cita no citas. Ķīmijā lietojamās sešas SI pamatmērvienības ir parādītas 1.1. tabulā.

1.1. tabula

### Ķīmijā lietojamās SI pamatmērvienības

| Pamatlieluma   |            | Pamatvienības |            |
|--|------------|---------------|------------|
| nosaukums  | apzīmējums | nosaukums     | apzīmējums |
| Garums   | $l$        | metrs         | m          |
| Masa   | $m$        | kilograms     | kg         |
| Laiks  | $t$        | sekunde       | s          |
| Elektriskās strāvas stiprums                         | $I$        | ampērs        | A          |
| Temperatūra  | $T$        | kelvins       | K          |
| Vielas elementārobjektu daudzums jeb vielas daudzums | $n$        | mols          | mol        |

Ķīmiķiem vienmēr jāatceras, ka, lietojot *molu*, obligāti ir jāuzrāda elementārobjekti (piemēram,  $n_{H_2O}$ ,  $n_H$ ,  $n_{H_2}$ ). Fizikālā lieluma nosaukumu "vielas elementārobjektu daudzums" nedrīkst aizstāt ar vārdiem "molu skaits".

Latvijas Nacionālā  
BIBLIOTĒKA

94-4.075

# 1. daļa

Mērvienība ir ērta lietošanai tad, ja fizikālā lieluma skaitliskā vērtība nav ļoti mazs vai ļoti liels skaitlis. Ja šis skaitlis nav parocīgs, var lietot *mērvienību daudzkārtņus vai daļas*. Starptautiskajā mērvienību sistēmā (SI) ir paredzēta tikai pilnīgi noteiktu daudzkārtņu un daļu lietošana (sk. 1.2. tabulu).

1.2. tabula

## SI daudzkārtņi, daļas un to apzīmējumi

| Daudzkārtnis | Nosaukums | Apzīmējums | Daļa       | Nosaukums | Apzīmējums |
|--------------|-----------|------------|------------|-----------|------------|
| $10^1$       | deka      | da         | $10^{-1}$  | deci      | d          |
| $10^2$       | hekto     | h          | $10^{-2}$  | centi     | c          |
| $10^3$       | kilo      | k          | $10^{-3}$  | mili      | m          |
| $10^6$       | mega      | M          | $10^{-6}$  | mikro     | $\mu$      |
| $10^9$       | giga      | G          | $10^{-9}$  | nano      | n          |
| $10^{12}$    | tera      | T          | $10^{-12}$ | piko      | p          |
| $10^{15}$    | peta      | P          | $10^{-15}$ | femto     | f          |
| $10^{18}$    | eksa      | E          | $10^{-18}$ | ato       | a          |

Daudzkārtņa vai daļas apzīmējumu pievieno mērvienības apzīmējumam: mm – milimetrs, km – kilometrs,  $\mu\text{A}$  – mikroampērs. Izņēmums te ir masas mērvienība (kilograms), kura jau pati ir grama daudzkārtnis. Tāpēc daudzkārtņa vai daļas apzīmējumu šajā gadījumā pievieno gramam: mg – miligrams, Mg – megagrams jeb tonna.

Daudzkārtņi  $10^1$ ,  $10^2$  un daļas  $10^{-1}$ ,  $10^{-2}$  izmantojami tikai tajos gadījumos, kad tie praksē jau tiek plaši lietoti (centimetrs, decimetrs). Visos citos gadījumos jāizmanto daudzkārtņi un daļas, kas savā starpā atšķiras  $10^3$  reizes. Tad ir iespējams izvēlēties mērvienību tā, lai fizikālā lieluma skaitliskā vērtība būtu robežās no 0,1 līdz 1000.

Jāieņem, ka, samazinot mērvienību, piemēram,  $10^3$  reizes, skaitliskā vērtība tikpat reizi palielinās, un otrādi:

$$\text{fizikālais lielums} = (\text{skaitliskā vērtība}) \cdot 10^3 \times \frac{\text{mērvienība}}{10^3}$$

Pamatmērvienības noder SI izveidei, konstruējot *atvasinātās mērvienības*. Šai nolūkā izmanto matemātiskās sakarības starp pamatlīelumiem un mērāmajiem fizikālajiem lielumiem. Piemēram, laukuma mērīšanai lieto atvasināto mērvienību – kvadrātmētru  $\text{m}^2$ , elektrības daudzuma mērīšanai – atvasināto mērvienību kulonu C jeb ampērsekundi A·s utt. Dažām atvasinātām mērvienībām ir doti arī nosaukumi, citām nosaukumu nav. Atvasinātās mērvienības, kuras jālieto ķīmijā, apkopotas 1.3. tabulā.

## Atvasinātās SI vienības

| Fizikālais lielums               | Lieluma apzīmējums | Vienības atvasināšana                            | Vienības nosaukums      | Vienības apzīmējums |
|----------------------------------|--------------------|--|-------------------------|---------------------|
| Laukums                          | $A$                | $m^2$  | kvadrātmetrs            | $m^2$               |
| Tilpums                          | $v$                | $m^3$  | kubikmetrs              | $m^3$               |
| Blīvums                          | $\rho$             | $\frac{kg}{m^3}$                                 | kilogrami uz kubikmetru | $\frac{kg}{m^3}$    |
| Spēks                            | $F$                | $\frac{m \cdot kg}{s^2}$                         | ņūtons                  | N                   |
| Spiediens                        | $p$                | $\frac{kg}{m \cdot s^2} = \frac{N}{m^2}$         | paskāls                 | Pa                  |
| Enerģija                         | $E$                | $\frac{m^2 \cdot kg}{s^2} = Nm = Ws$             | džouls                  | J                   |
| Jauda                            | $P$                | $\frac{m^2 \cdot kg}{s^3} = \frac{J}{s}$         | vats                    | W                   |
| Elektriskais lādiņš              | $q$                | A·s  | kulons                  | C                   |
| Elektrisko potenciālu difference | $V, U$             | $\frac{m^2 \cdot kg}{s^3 \cdot A} = \frac{W}{A}$ | volts                   | V                   |

Tilpuma daļmērvienībai  $dm^3$  plaši tiek lietots sinonīms, t.i., līdzvērtīgs nosaukums – litrs. Arī daļmērvienībai  $cm^3$  lieto sinonīmu nosaukumu – mililitru. Saīsināti litru apzīmē ar burtu  $l$ , mililitru ar burtiem  $ml$ .

Par blīvuma mērvienību parasti lieto daudzkārtni  $g/cm^3$  ( $1 g/cm^3 = 10^3 kg/m^3$ ).

Spiediens ir mērāms paskālos, kilopaskālos (nevis hektopaskālos) un megapaskālos. Viena atmosfēra (760 mm dzīvsudraba staba) ir 101 325 Pa jeb 101,325 kPa (ap 0,1 MPa).

Bez SI mērvienībām neierobežoti ilgi atļauts lietot arī šajā sistēmā neietilpstošas mērvienības:

atommasas mērvienību  $u - 1 u = 1,6605654 \cdot 10^{-27} kg$

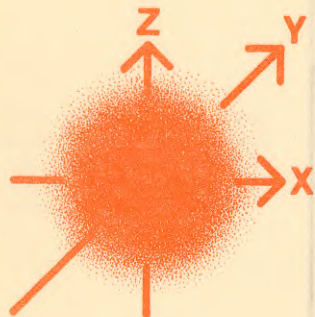
minūti  $min - 1 min = 60 s$

stundu  $h - 1 h = 3600 s$

diennakti  $d - 1 d = 24 h = 86 400 s$

## 2. daļa

# Vispārīgā (teorētiskā) ķīmija



Atomā elektronu skaits ir vienāds ar protonu skaitu. Atomi, kuru kodolos ir viens un tas pats skaits protonu, veido elementu.

Atoma masu mēra atommasas vienībās un tad to sauc par atommasu. Parasti uzrāda relatīvo atommasu, kurai mērvienības nav.

Par elementa atommasu sauc vidējo atommasu visiem šī elementa izotopiem, kuri atrodas Zemes garozā.

Elektronu kustība atomos ir viļņveidīga. Atoma telpas daļu, kurā visbiežāk atrodas elektrons, sauc par *orbitāli*. Katram enerģijas apakšlīmenim ir savs orbitāļu veids.

## 2.1. Atomi

Visas vielas sastāv no ļoti niecīgām daļiņām — atomiem. Tie savukārt ir uzbūvēti no vēl sīkākām daļiņām, kuras sauc par elementārdaļiņām.

### 2.1.1. Elementārdaļiņas

Lai izprastu atomu uzbūvi, pietiek iepazīties ar trim elementārdaļiņām — protonu, neitronu un elektronu. Dati par šo daļiņu masu doti 2.1. tabulā.

2.1. tabula

#### Elementārdaļiņu masa

| Daļiņa    | Apzīmējums | Daļiņas masa               |                       |                                 |
|-----------|------------|----------------------------|-----------------------|---------------------------------|
|           |            | kilogramos, kg             | atommasas vienībās, u | attiecināta pret elektrona masu |
| Protons   | $p$        | $1,6726485 \cdot 10^{-27}$ | 1,007276              | 1836,15                         |
| Neitrons  | $n$        | $1,6749543 \cdot 10^{-27}$ | 1,008665              | 1838,68                         |
| Elektrons | $e^{-}$    | $9,109534 \cdot 10^{-31}$  | 0,000549              | 1                               |

Atommasas vienība ir 1/12 no oglekļa atoma  $^{12}\text{C}$  masas;  $1 \text{ u} = 1,6605654 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ .

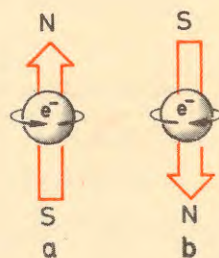
Elementārdaļiņu lādiņš raksturots 2.2. tabulā.

## Elementārdaļiņu lādiņš

| Daļiņa    | Apzīmējums | Daļiņas lādiņš              |                                    |
|-----------|------------|-----------------------------|------------------------------------|
|           |            | kulonos,<br>C               | attiecināts pret<br>protona lādiņu |
| Protons   | $p$        | $+1,6021892 \cdot 10^{-19}$ | +1                                 |
| Neitrons  | $n$        | 0                           | 0                                  |
| Elektrons | $e^{-}$    | $-1,6021892 \cdot 10^{-19}$ | -1                                 |

Elementārdaļiņām piemīt īpašība, ko sauc par *spinu*. Tas ir noteikts impulsa moments, kam atbilst magnētiskais moments. Šī momenta vektors var būt orientēts tikai divos – savstarpēji pretējos virzienos. Tāpēc parasti runā par paralēliem un antiparalēliem spiniem.

Spina esamību bieži vien mēģina skaidrot, iedomājoties elektronu kā lodīti, kura rotē ap savu asi. Taču vienkārši aprēķini rāda, ka šādā gadījumā lineārajam ātrumam ir jāpārsniedz gaismas ātrums. Tāpēc pareizāk ir spinu uztvert kā elementārdaļiņas īpašību, kas tai piemīt pati par sevi, tāpat kā masa vai lādiņš.



Elektrona spins rada magnētisko lauku. Pretējiem spiniem piemīt pretēji orientēti magnētiskie lauki (a un b).

## 2.1.2. Atoma uzbūve

Atoma centrā atrodas *kodols*, kas ir izveidojies, mijiedarbojoties protoniem un neitroniem. Tāpēc abām šīm daļiņām lieto arī kopīgu nosaukumu – *nukloni* (no lat. *nucleus* – kodols). Neņemot vērā to, ka ārkārtīgi spēcīgā savstarpējā iedarbība nuklonus ir zināmā mērā pārveidojusi un tāpēc kodols nepavisam nav vienkāršs nuklonu sakopojums, parasti tomēr saka, ka kodols sastāv no protoniem un neitroniem.

Atoma kodolam ir pozitīvs lādiņš. Tā vērtību nosaka kodolu veidojošo protonu skaits  $Z$ . Attiecinot pret viena protona lādiņu, atoma kodola lādiņš ir  $+Z$ . Tā, piemēram, skābekļa atoma kodola veidošanā ir piedalījušies 8 protoni un tāpēc kodola lādiņš ir  $+8$ .

Atoma kodola izmēri ir ārkārtīgi mazi: no  $2 \cdot 10^{-15}$  m (hēlija atoma kodols) līdz  $7 \cdot 10^{-15}$  m (urāna atoma kodols). Turpretim pašu atomu izmēri ir ap 100 000 reizu lielāki –  $\approx 10^{-10}$  m. Tātad atoma kodols ieņem ārkārtīgi mazu daļiņu no atoma telpas – ap  $10^{-12}$  daļu. Visā pārējā atoma telpā nemitīgā kustībā atrodas elektroni. Zīmējumos pareizi attēlot šīs izmēru attiecības nav iespējams. Ja atoma diametrs būtu 10 cm, tad kodola diametrs nepārsniegtu  $10^{-3}$  mm. Tik mazu punktu zīmējumā nevarētu



Te atoma izmēri ir palielināti, un tā diametrs attēlā ir 1 cm.

Apļa centrā ir jābūt kodolam, kurš būtu jāattēlo ar  $0,1 \mu\text{m}$  lielu punktu. Tādu punktu attēlā ieraudzīt nevaram. Tāpēc atomu attēlos kodola un paša atoma izmēru attiecības nekad nav pareizi parādītas.

## 2. daļa

saredzēt. Ja mēs uzzīmētu saredzamu kodolu, piemēram, tādu, kura diametrs ir 1 mm, tad atoma diametrs būtu apmēram 100 m.

*Elektronu skaits* atomā ir vienāds ar protonu skaitu. Tātad, ja atoma kodolu ir veidojuši  $Z$  protoni, tad ap šo kodolu kustas  $Z$  elektroni. Katra elektrona lādiņš ir  $-1$ . Elektronu negatīvais lādiņš tāpēc ir tikpat liels kā kodola pozitīvais lādiņš un atoms kopumā ir elektroneitrāla daļiņa.

### 2.1.3. Atoma masa un masas defekts

Atoma masa ir necīga, un, ja to izsaka SI mērvienībās, tad iegūst ļoti mazas un lietošanai neērtas skaitliskās vērtības. Tā, piemēram, fluora, nātrija un joda atoma masa ir šāda:

$$m_F = 3,154809 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

$$m_{Na} = 3,8176013 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

$$m_I = 2,1073355 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$$

Lietošanai ērtāka ir masas mērvienība, ko definē kā  $1/12$  no oglekļa atoma  $^{12}\text{C}$  masas. To sauc par atommasas vienību un apzīmē ar burtu  $u$  (angl. *unit* – vienība):

$$1 u = 1,6605654 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Atommasas vienība nav SI mērvienība, taču tās lietošana ir starptautiski atļauta neierobežoti ilgi.

Katru atomu ir izveidojis noteikts skaits protonu, neitronu un elektronu. Taču atoma masa ir nedaudz mazāka par šo daļiņu summāro masu. Tas ir tāpēc, ka, no protoniem un neitroniem veidojoties atoma kodolam, izdalās liels enerģijas daudzums  $E$  un kopmasa samazinās. Šo masas samazināšanos sauc par *masas defektu*:

$$\Delta m = \frac{E}{c^2}$$

kur  $\Delta m$  – masas defekts, kg;  $E$  – enerģija, J;  $c$  – gaismas ātrums ( $c = 2,99792458 \cdot 10^8 \approx 3 \cdot 10^8$  m/s).

Kā jau minējām, masas defekta dēļ atoma masa  $A$  ir mazāka nekā visu atoma veidošanā piedalījušos elementārdaļiņu masu summa. Ja masu izsaka atommasas vienībās, tad

$$A = 1,007276Z + 1,008665N + 0,000549Z - \Delta m$$

kur  $Z$  ir protonu un arī elektronu skaits;  $N$  – neitronu skaits.

Masas defekts ir nedaudz lielāks par 1 %. Taču šim defektam atbilstošā enerģija ir mērāma simtos miljardos džoulu uz 1 molu izveidoto atoma kodolu. Lai šos kodolus atkal sadalītu

Sakarību starp masu un enerģiju  $E = mc^2$  relativitātes teorijas ietvaros 1905. gadā atklāja A. Einšteins (1879–1955). Viņš dzīvoja un strādāja Vācijā. Kad Vācijā sākās ebreju vajāšana, Einšteins 1933. gadā bija spiests emigrēt uz ASV, kur līdz mūža beigām strādāja Prinstonas Perspektīvo pētījumu laboratorijā.

elementārdaļiņās, ir jāpatērē tieši tāds pats enerģijas daudzums. Tas nozīmē, ka kodolspēki, kuri satur kopā nuklonus, ir ārkārtīgi lieli.

Enerģijas daudzumi, kas izdalās, norisot ķīmiskajām reakcijām, mērāmi simtos tūkstošos džoulu uz molu. Tātad, lai notiktu pārmaiņas atomu kodolos, nepieciešami miljoniem reižu lielāki enerģijas daudzumi. Tieši tāpēc ķīmiskajās reakcijās atomu kodolos nekādas pārvērtības nav iespējamās.

Gandrīz visa atoma masa ir koncentrēta tā kodolā. Elektronu masa ir tikai ap 3/10 000 no atoma masas. Tā kā kodolu izmēri ir ļoti mazi, tad masas blīvums tajos ir ļoti liels – ap  $10^{17}$  kg/m<sup>3</sup>.

Masas defekts  $\Delta m$  ir aptuveni vienāds ar summu  $0,007276Z + 0,008665N + 0,000549Z$ . Tāpēc iepriekš doto formulu var vienkāršot un atoma masu atrast, saskaitot kodolu veidojošo nuklonu masas:

$$A = Z + N$$

Šādi aprēķināta atoma masa atšķiras no patiesās ne vairāk kā par dažām procenta desmitdaļām, bet daudzos gadījumos tikai par procenta simtdaļām.

## 2.1.4. Elementi

**Par elementu sauc visus viena veida atomus, kuru kodolam ir viens un tas pats lādiņš.**

Viena noteikta elementa atomu kodolus ir veidojis viens un tas pats skaits protonu. Ap šiem atomu kodoliem kustas viens un tas pats skaits elektronu.

Tā, piemēram, visi oglekļa atomu kodoli ir veidojušies no 6 protoniem, šo kodolu lādiņš ir +6 un ap tiem kustas 6 elektroni.

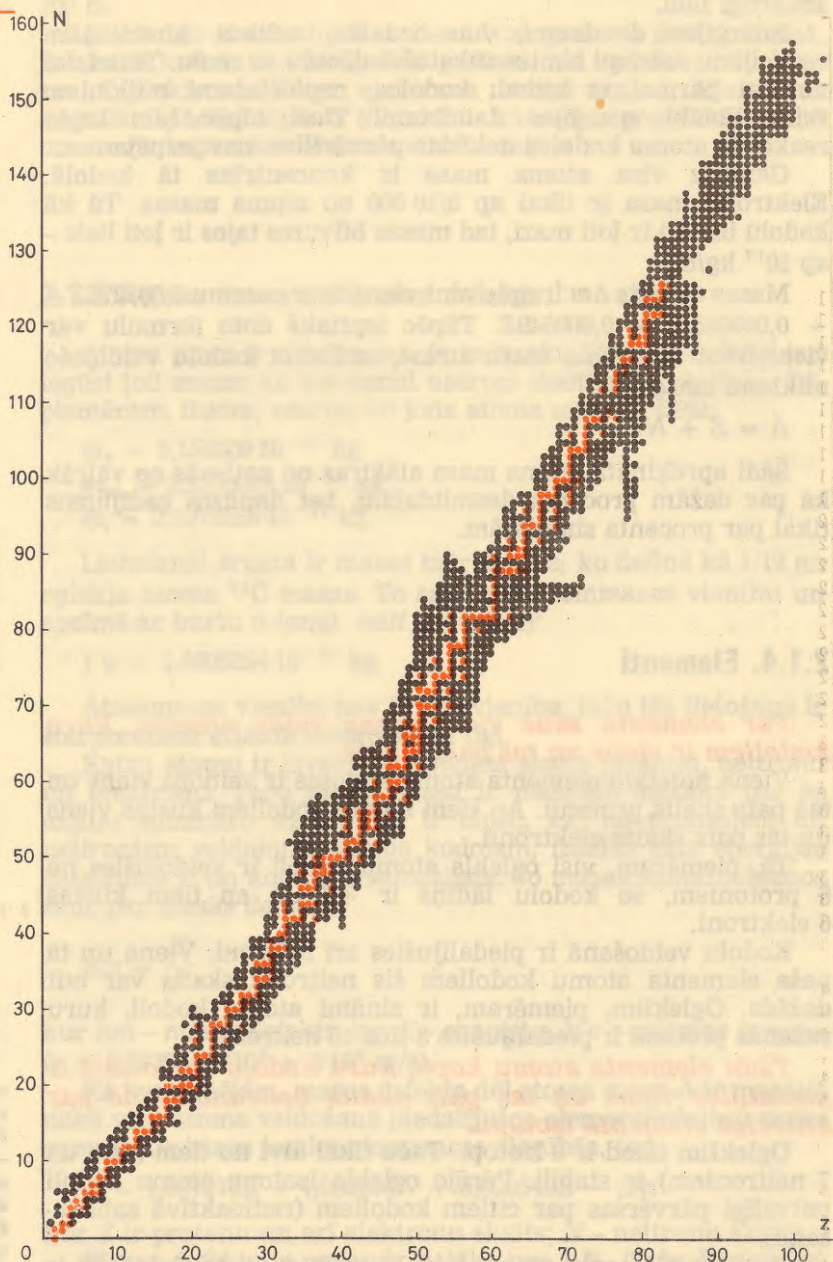
Kodolu veidošanā ir piedalījušies arī neitroni. Viena un tā paša elementa atomu kodoliem šis neitronu skaits var būt dažāds. Ogleklim, piemēram, ir zināmi atomu kodoli, kuru rašanās procesā ir piedalījušies 3 līdz 10 neitroni.

**Tādu elementa atomu kopu, kuru kodolu veidošanā ir piedalījis viens un tas pats skaits neitronu, sauc par attiecīgā elementa izotopu.**

Ogleklim tātad ir 8 izotopi. Taču tikai divi no tiem (ar 6 un 7 neitroniem) ir stabili. Pārējo oglekļa izotopu atomu kodoli patvaļīgi pārvēršas par citiem kodoliem (radioaktīvā sabrukšana).

Dati par elementu atomu kodolu sastāvu un to stabilitāti ir apkopoti 2.1. attēlā. Dati par pirmo deviņu elementu stabilajiem izotopiem redzami 2.3. tabulā.

## 2. daļa



2.1. att. Stabīle un nestabīle atomu kodoli. Stabīle kodoli apzīmēti ar sarkanu, nestabīle – ar melnu krāsu.

## 2. daļa

| Z  | N            | Izo-<br>topu<br>skaits | N stabilos<br>izotopos                    | Z   | N                       | Izo-<br>topu<br>skaits | N stabilos<br>izotopos               |
|----|--------------|------------------------|---|-----|-------------------------|------------------------|--------------------------------------|
| 1  | 0-2          | 3                      | 0, 1                                      | 55  | 68-89                   | 22                     | 78                                   |
| 2  | 1-4, 6       | 5                      | 1, 2                                      | 56  | 67-88                   | 22                     | 74, 76, 78, 80, 81, 82               |
| 3  | 2-6          | 5                      | 3, 4                                      | 57  | 67-87                   | 21                     | 82                                   |
| 4  | 2-8          | 7                      | 5   | 58  | 71-90                   | 20                     | 80, 82                               |
| 5  | 3-8          | 6                      | 5, 6                                      | 59  | 75-90                   | 16                     | 82                                   |
| 6  | 3-10         | 8                      | 6, 7                                      | 60  | 77-91                   | 15                     | 82, 83, 85, 86, 88, 90               |
| 7  | 5-11         | 7                      | 7, 8                                      | 61  | 79-93                   | 15                     | —                                    |
| 8  | 5-12         | 8                      | 8, 9, 10                                  | 62  | 79-96                   | 18                     | 82, 88, 90, 92                       |
| 9  | 7-13         | 7                      | 10  | 63  | 80-97                   | 18                     | 88, 90                               |
| 10 | 7-14         | 8                      | 10, 11, 12                                | 64  | 81-98                   | 18                     | 90, 91, 92, 93, 94, 96               |
| 11 | 9-15         | 7                      | 12  | 65  | 82-98                   | 17                     | 94                                   |
| 12 | 9-16         | 8                      | 12, 13, 14                                | 66  | 83-101                  | 19                     | 92, 94, 95, 96, 97, 98               |
| 13 | 11-17        | 7                      | 14  | 67  | 83-86, 88-103           | 20                     | 98                                   |
| 14 | 11-18        | 8                      | 14, 15, 16                                | 68  | 84-86, 90-104           | 18                     | 94, 96, 98, 99, 100, 102             |
| 15 | 13-19        | 7                      | 16  | 69  | 85-86, 91-107           | 19                     | 100                                  |
| 16 | 13-22        | 10                     | 16, 17, 18, 20                            | 70  | 85-86, 92,<br>94-107    | 17                     | 98, 100, 101, 102, 103, 104,<br>106  |
| 17 | 15-23        | 9                      | 18, 20                                    | 71  | 85-86, 96-109           | 16                     | 104                                  |
| 18 | 15, 17-24    | 9                      | 18, 20, 22                                | 72  | 86-87, 96-111           | 18                     | 104, 105, 106, 107, 108              |
| 19 | 18-26, 28    | 10                     | 20, 22                                    | 73  | 99-113                  | 15                     | 108                                  |
| 20 | 17-30        | 14                     | 20, 22, 23, 24, 26, 28                    | 74  | 100-115                 | 16                     | 106, 108, 109, 110, 112              |
| 21 | 19-29        | 11                     | 24  | 75  | 102-116                 | 15                     | 110                                  |
| 22 | 19, 21-29    | 10                     | 24, 25, 26, 27, 28                        | 76  | 104-119                 | 16                     | 108, 110, 111, 112, 113, 114         |
| 23 | 22-31        | 10                     | 28  | 77  | 105-121                 | 17                     | 114, 116                             |
| 24 | 22-32        | 11                     | 26, 28, 29, 30                            | 78  | 95-123                  | 29                     | 116, 117, 118, 120                   |
| 25 | 25-33        | 9                      | 30  | 79  | 98-100, 102,<br>104-124 | 25                     | 118                                  |
| 26 | 26-35        | 11                     | 28, 30, 31, 32                            | 80  | 105, 107-126            | 21                     | 116, 118, 119, 120, 121, 122,<br>124 |
| 27 | 27-37        | 11                     | 32  | 81  | 110-129                 | 20                     | 122, 124                             |
| 28 | 28-39        | 12                     | 30, 32, 33, 34, 36                        | 82  | 112-132                 | 21                     | 122, 124                             |
| 29 | 29-39        | 11                     | 34, 36                                    | 83  | 114-132                 | 19                     | 126                                  |
| 30 | 30-42        | 13                     | 34, 36, 37, 38                            | 84  | 108-134                 | 27                     | —                                    |
| 31 | 32-45        | 14                     | 38, 40                                    | 85  | 116-134                 | 19                     | —                                    |
| 32 | 33-46        | 14                     | 38, 40, 41, 42, 43, 44                    | 86  | 118-126,<br>129-138     | 19                     | —                                    |
| 33 | 35-48, 52    | 15                     | 42  | 87  | 117-126,<br>130-137     | 18                     | —                                    |
| 34 | 36-53        | 18                     | 40, 42, 43, 44, 46, 48                    | 88  | 125, 131-142            | 13                     | —                                    |
| 35 | 38-55        | 18                     | 44, 46                                    | 89  | 128, 132-142            | 12                     | —                                    |
| 36 | 38-59        | 22                     | 42, 44, 46, 47, 48, 50                    | 90  | 133-145                 | 13                     | —                                    |
| 37 | 42-58        | 17                     | 48  | 91  | 134-146                 | 13                     | —                                    |
| 38 | 42-57        | 16                     | 46, 48, 49, 50                            | 92  | 135-148                 | 14                     | —                                    |
| 39 | 43-58        | 16                     | 50  | 93  | 135, 138-148            | 12                     | —                                    |
| 40 | 41-59        | 19                     | 50, 51, 52, 54, 56                        | 94  | 138-152                 | 15                     | —                                    |
| 41 | 47-60        | 14                     | 52  | 95  | 142-151                 | 10                     | —                                    |
| 42 | 46-60, 62-63 | 17                     | 50, 52, 53, 54, 55, 56                    | 96  | 142-154, 156            | 14                     | —                                    |
| 43 | 49-64        | 16                     | —   | 97  | 146-155                 | 10                     | —                                    |
| 44 | 49-64        | 16                     | 52, 54, 55, 56, 57, 58, 60                | 98  | 146-156                 | 11                     | —                                    |
| 45 | 51-65        | 15                     | 58  | 99  | 146-157                 | 12                     | —                                    |
| 46 | 52-69        | 18                     | 56, 58, 59, 60, 62, 64                    | 100 | 148-158                 | 11                     | —                                    |
| 47 | 53-70        | 18                     | 60, 62                                    | 101 | 154-155                 | 2                      | —                                    |
| 48 | 53-73        | 21                     | 58, 60, 62, 63, 64, 65, 66, 68            | 102 | 152-154                 | 3                      | —                                    |
| 49 | 57-75        | 19                     | 64, 66                                    | 103 | 153-154                 | 2                      | —                                    |
| 50 | 58-82        | 25                     | 62, 64, 65, 66, 67, 68, 69,<br>70, 72, 74 | 104 | 156                     | 1                      | —                                    |
| 51 | 61-84        | 24                     | 70, 72                                    |     |                         |                        |                                      |
| 52 | 62-83        | 22                     | 68, 70, 72, 73, 74, 76                    |     |                         |                        |                                      |
| 53 | 64-86        | 23                     | 74  |     |                         |                        |                                      |
| 54 | 64-90        | 27                     | 70, 72, 74, 75, 76, 77, 78,<br>80, 82     |     |                         |                        |                                      |

## Pirmo deviņu elementu stabilie izotopi

| Izotops      | Protonu skaits kodolā | Neitronu skaits kodolā | Atommasa, u | Masas daļa Zemes garozā w, % |
|--------------|-----------------------|------------------------|-------------|------------------------------|
| Ūdeņradis-1  | 1                     | 0                      | 1,0078      | 99,985                       |
| Ūdeņradis-2  | 1                     | 1                      | 2,0140      | 0,015                        |
| Hēlijs-3     | 2                     | 1                      | 3,0160      | $1,3 \cdot 10^{-4}$          |
| Hēlijs-4     | 2                     | 2                      | 4,0026      | $\approx 100$                |
| Litijs-6     | 3                     | 3                      | 6,0151      | 7,5                          |
| Litijs-7     | 3                     | 4                      | 7,0160      | 92,5                         |
| Berilijs-9   | 4                     | 5                      | 9,0122      | 100                          |
| Bors-10      | 5                     | 5                      | 10,0129     | 19,6                         |
| Bors-11      | 5                     | 6                      | 11,0093     | 80,4                         |
| Ogleklis-12  | 6                     | 6                      | 12,0000     | 98,89                        |
| Ogleklis-13  | 6                     | 7                      | 13,0034     | 1,11                         |
| Slāpeklis-14 | 7                     | 7                      | 14,0031     | 99,64                        |
| Slāpeklis-15 | 7                     | 8                      | 15,0001     | 0,36                         |
| Skābeklis-16 | 8                     | 8                      | 15,9949     | 99,76                        |
| Skābeklis-17 | 8                     | 9                      | 16,9991     | 0,04                         |
| Skābeklis-18 | 8                     | 10                     | 17,9992     | 0,20                         |
| Fluors-19    | 9                     | 10                     | 18,9984     | 100                          |

## 2.1.5. Elementu nosaukumi un simboli

Katram elementam ir ne tikai noteikts protonu skaits  $Z$ , bet arī nosaukums un simbols.

Dažiem *elementiem nosaukumi* radušies jau sirmā senatnē, piemēram, zeltam, sudrabam, dzelzij. Citiem šie nosaukumi veidoti pēc elementa atklāšanas, izmantojot atbilstošo vielu un šo vielu īpašību nosaukumus, atrašanās vietu nosaukumus, atklājēju uzvārdus.

**Simbols ir elementa nosaukuma saīsināts apzīmējums ar vienu vai diviem burtiem.**

Simbolu veidošanai daudzos gadījumos izmantoti grieķu vai latīņu vārdi. Daži piemēri:

H – ūdeņradis, *hydrogenium* (no gr. *hydōr* – ūdens + *gennan* – radīt)

He – hēlijs, *helium* (no gr. *hēlios* – saule)

C – ogleklis, *carboneum* (no lat. *carbo* – ogle)

N – slāpeklis, *nitrogenium* (no gr. *nitron* – salpetris + *gennan* – radīt)

Cl – hlors, *chlorum* (no gr. *chlōros* – zaļgandzeltens)

Fe – dzelzs, *ferrum* (no lat. *ferrum* – dzelzs)

Dažreiz vienam un tam pašam elementam dažādos savienojumos nosaukumiem izmanto gan latīņu, gan arī grieķu cilmes vārdus, piemēram:

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  – nātrija sulfāts

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  – nātrija tiosulfāts

$\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$  – nātrija tetrationsāts

Latīņu valodā sērs ir *sulphur*, grieķu valodā – *tio*.

## 2. daļa

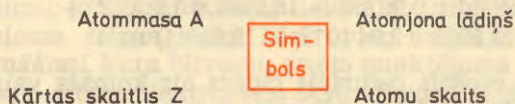
Simbolam ir divējāda nozīme:

1) tas apzīmē elementu, t.i., visus atomus, kuru kodolu veidošanā ir piedalījies viens un tas pats protonu skaits;

2) tas apzīmē vienu attiecīgā elementa atomu.

Tas, kurā no šīm nozīmēm simbols tiek lietots, kļūst skaidrs no konteksta.

Ap simbolu indeksu veidā var izvietot papildu informāciju:

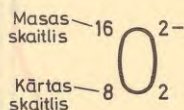


Atommasu parasti raksta noapaļotu, piemēram,  $^{16}\text{O}$  – skābekļa izotops, kura  $A = 15,99491$  u,  $^{17}\text{O}$  – skābekļa izotops, kura  $A = 16,9991$  u.

Jona lādiņu pie simbola parāda ar arābu ciparu, aiz kura raksta lādiņa zīmi; vieninieku neraksta. Daži piemēri:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ .

Molekulformulās atomu skaitu norāda ar apakšējo indeksu simbola labajā pusē, piemēram,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Atsevišķu atomu skaitu parāda ar koeficientu, piemēram,  $4\text{Fe}$ ,  $2\text{Na}$ .



Jons, kurš sastāv no diviem skābekļa-16 atomiem un kuram ir par 2 elektroniem vairāk nekā neitrālā skābekļa molekulā.

### 2.1.6. Elementu atommasa

Cilvēces dažādo vajadzību apmierināšanai izmanto galvenokārt materiālus, kuri iegūti no zemeslodes cietajā virskārtā esošajiem iežiem un minerāliem. Patlaban šī virskārta, ko parasti sauc par Zemes garozu, ir izpētīta apmēram līdz 16 km dziļumam. Elementi, kuri tajā atrodas, sastāv gan no viena, gan arī no vairākiem izotopiem.

Ja elementam Zemes garozā ir tikai viens izotops, tad šī izotopa atommasa ir arī Zemes garozā sastopamā elementa atommasa. Tādi elementi ir berilijs ( $^9\text{Be}$ ), fluors ( $^{19}\text{F}$ ), nātrijs ( $^{23}\text{Na}$ ), alumīnijs ( $^{27}\text{Al}$ ), fosfors ( $^{31}\text{P}$ ), mangāns ( $^{55}\text{Mn}$ ), kobalts ( $^{59}\text{Co}$ ), arsēns ( $^{75}\text{As}$ ), jods ( $^{127}\text{I}$ ), zelts ( $^{197}\text{Au}$ ) un bismuts ( $^{209}\text{Bi}$ ).

Taču vairums Zemes garozā sastopamo elementu sastāv no vairākiem izotopiem. Analīžu dati rāda, ka šo izotopu saturs dažādās Zemes garozas vietās ir gandrīz nemainīgs. Daži piemēri (iekavās uzrādīta konkrētā izotopa masas daļa):

ogleklis sastāv no  $^{12}\text{C}$  (0,98892) un  $^{13}\text{C}$  (0,01108),

skābeklis sastāv no  $^{16}\text{O}$  (0,99759),  $^{17}\text{O}$  ( $3,7 \cdot 10^{-4}$ ) un

$^{18}\text{O}$  ( $2,04 \cdot 10^{-3}$ ),

hlors sastāv no  $^{35}\text{Cl}$  (0,7553) un  $^{37}\text{Cl}$  (0,2447),

kalcijs sastāv no  $^{40}\text{Ca}$  (0,9697),  $^{42}\text{Ca}$  ( $6,4 \cdot 10^{-3}$ ),  $^{43}\text{Ca}$  ( $1,45 \cdot 10^{-3}$ ),

$^{44}\text{Ca}$  ( $2,06 \cdot 10^{-2}$ ),  $^{46}\text{Ca}$  ( $3,3 \cdot 10^{-5}$ ),  $^{48}\text{Ca}$  ( $1,8 \cdot 10^{-3}$ ).

## 2. daļa

Šādos gadījumos par elementa atommasu sauc vidējo lielumu, kuru izskaitļo, summējot izotopu atommasu  $A_1, A_2, A_3, \dots$  reizinājumus ar atbilstošām masas daļām  $w_1, w_2, w_3, \dots$ :

$$A_{\text{elementa}} = A_1 w_1 + A_2 w_2 + A_3 w_3 + \dots$$

Tā, piemēram, Zemes garozā esošā skābekļa atommasa ir šāda:

$$A = 15,99491 \text{ u} \cdot 0,99759 + 16,9991 \text{ u} \cdot 3,7 \cdot 10^{-4} + 17,9992 \text{ u} \cdot 2,04 \cdot 10^{-3} = 15,999(4) \text{ u}$$

Iekavās esošais ceturtais cipars aiz komata vairs nav īsti drošs, jo dažādu iežu un minerālu paraugos izotopiskais sastāvs tomēr nav absolūti vienāds.

### 2.1.7. Elementu relatīvā atommasa

Ķīmijā parasti norāda tikai elementu atommasu skaitliskās vērtības un vienības apzīmējumu un nemaz neraksta. Tā, piemēram, Zemes garozā esošā 26. elementa (dzelzs) vidējā atommasa ir 55,84(7) u. Taču parasti tiek minēta tikai skaitliskā vērtība: 55,84(7). To tad sauc par dzelzs relatīvo atommasu, jo var uzskatīt, ka šī skaitliskā vērtība ir iegūta, dzelzs atommasu attiecinot pret atommasas vienību:

$$\frac{55,84(7) \text{ u}}{\text{u}} = 55,84(7)$$

Apzīmējot atommasu ar  $A$  un relatīvo atommasu ar  $A_r$ , sakarību starp šiem lielumiem var parādīt šādi:

$$A = A_r \cdot \text{u}$$

### 2.1.8. Elektronu kustība atomos

Atoma kodols aizņem tikai  $10^{-12}$  no atoma telpas. Pārējā atoma daļā nemitīgā kustībā atrodas elektroni. Šī kustība ir visai īpatnēja un drīzāk atgādina viļņu izplatīšanos nekā daļiņu pārvietošanos. Mūsu ikdienas dzīvē šādas parādības nav novērojamas, un tāpēc elektronu kustību atomos precīzi nevar attēlot ar uzskatāmiem modeļiem.

Elektronu atomā var salīdzināt ar stāvvilņiem – kustība gan notiek, bet kopaina visā atoma telpā nemainās. Katrā atoma telpas punktā elektrons it kā rada noteiktu negatīvās elektrības

Relatīvā atommasa rāda, cik reizu atoma masa ir lielāka par 1/12 no oglekļa-12 atoma masas. Relatīvo atommasu (molekulmasu) lietošana ķīmijā ir ieviesusies vēsturiski; elementu atomu masas sāka savā starpā salīdzināt jau tad, kad par atsevišķu atomu masām vēl nekas nebija zināms.

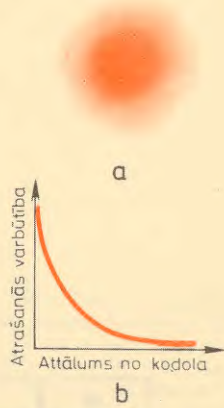
## 2. daļa

lādiņu. Šī lādiņa blīvumu uzskata par *elektrona atrašanās varbūtību*. Taču to nedrīkst saprast tā, ka kaut kādā laika momentā elektrons kā daļiņa patiesi atrodas šajā atoma telpas punktā. Faktiski elektrons savā viļņveidīgajā kustībā ir vairāk vai mazāk nevienmērīgi izkliedēts visā atoma telpā un izkļiedes raksturs laikā nemainās.

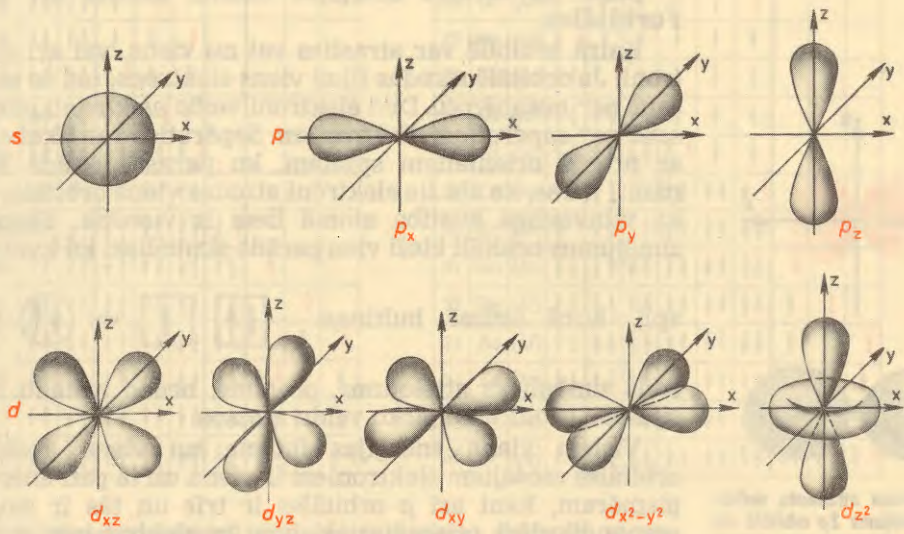
Zīmējumos elektrona atrašanās varbūtību mēģina parādīt ar punktējumu: jo šī varbūtība ir lielāka, jo intensīvāk punktē attiecīgo atoma telpas daļu. Bieži vien tad arī runā par *elektrona mākonī*, kura blīvumu attēlo punktējuma blīvums.

Jebkurš no atoma elektroniem savā viļņveidīgajā kustībā ir izkliedēts visā atoma telpā. Taču tā atrašanās varbūtības sadalījums ir atkarīgs no elektronam piemītošās enerģijas, kura var mainīties tikai pa noteiktām porcijām (kvantiem). Ja savienotu punktus, kuros elektronam ir viena un tā pati atrašanās varbūtība, tad atoma telpā izveidotos noteiktas virsmas. Šādas iedomātas virsmas ietvertu pilnīgi noteiktu atoma telpas daļu, kurā būtu pilnīgi noteikta elektrona atrašanās summārā varbūtība. Šāda atoma telpas daļa tiek saukta par *orbitāli*. Zīmējumos parasti parāda iedomāto virsmu, kas ietver orbitāli, ar summāro elektrona atrašanās varbūtību 0,9 jeb 90 %. Orbitāles iekšienē elektrona atrašanās varbūtības sadalījums, protams, nav vienmērīgs, taču plaknes zīmējumos šo sadalījumu daudz maz pareizi attēlot ir grūti.

**Orbitāle ir atoma telpas daļa, kurā elektrona atrašanās summārā varbūtība ir tuva vienam.**



Elektrona atrašanās varbūtību var attēlot ar t. s. elektronu mākonī (a) vai arī parādīt kā matemātiskas funkcijas grafiku (b). Šajā attēlā ir redzama ūdeņraža atoma 1s orbitāle.



2.2. att. Elektronu orbitāļu izskats un orientācija attiecībā pret koordinātu asīm.

## 2. daļa

Tā kā elektrona atrašanās varbūtības sadalījums ir atkarīgs no elektrona enerģijas, tad no šīs enerģijas ir atkarīga arī orbitāle. Elektronu enerģijas dažādās vērtības parasti attēlo ar *enerģijas līmeņiem un apakšlīmeņiem*. Katram enerģijas līmenim ir viens vai vairāki apakšlīmeņi. Tieši enerģijas apakšlīmenis ir tas, kas nosaka orbitāles veidu.

Enerģijas līmeņus apzīmē vai nu ar arābu cipariem, vai arī ar burtiem: 1, 2, 3, ... vai *K, L, M, ...* Apakšlīmeņus apzīmē ar burtiem: *s, p, d, f, ...* Elektronus, kuriem piemīt attiecīgajam apakšlīmenim atbilstošā enerģija, sauc par *s, p, d, f* elektroniem. Tāpat arī atbilstošās orbitāles dēvē par *s, p, d, f* orbitālēm. Šo orbitāļu izskats un savstarpējā orientācija (izņemot *f* orbitāles) parādīta 2.2. attēlā.

Katrā enerģijas līmenī ir viena *s* orbitāle. Tā ir atoma telpas daļa, kuru ietver lodes virsma. Atoma kodols atrodas šīs lodes centrā. Palielinoties enerģijas līmeņa numuram, palielinās *s* orbitāles lodes izmēri.

Sākot ar otro enerģijas līmeni, atomos atrodas arī **trīs *p* orbitāles**, kas orientētas savstarpēji perpendikulāri. Šo orientāciju parāda, saistot orbitāles ar koordinātu sistēmas asīm. Ja viena orbitāle atrodas ap *x* asi (*p<sub>x</sub>* orbitāle), tad otra atrodas ap *y* asi (*p<sub>y</sub>* orbitāle) un trešā – ap *z* asi (*p<sub>z</sub>* orbitāle).

Sākot ar trešo enerģijas līmeni, atomā ir vēl arī **piecas *d* orbitāles**. Trīs no tām atrodas starp koordinātu asīm (*d<sub>xz</sub>*, *d<sub>yz</sub>*, *d<sub>xy</sub>*), ceturrtā – ap divām asīm (*d<sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>*) un piektā – ap trešo asi (*d<sub>z<sup>2</sup></sub>*).

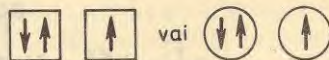
Sākot ar ceturto enerģijas līmeni, eksistē arī **septiņas *f* orbitāles**.

Katrā orbitālē var atrasties vai nu viens, vai arī divi elektroni. Ja orbitālē atrodas tikai viens elektrons, tad šo elektronu sauc par *nesapārotu*. Divi elektroni veido *elektronu pāri*, un tos sauc par *sapārotiem elektroniem*. Sapāroties var tikai elektroni ar pretēji orientētiem spiniem, ko parasti parāda ar bultiņām:  $\uparrow\downarrow$ . Tas, ka abi šie elektroni atrodas vienā orbitālē, nozīmē, ka viļņveidīgā kustība atomā tiem ir vienāda. Shematiskos zīmējumos orbitāli bieži vien parāda simboliski kā kvadrātu vai



Elektrona atrašanās varbūtības sadalījums *2p* orbitālē un iedomātā virsma, kura ietver telpas daļu ar summāro atrašanās varbūtību 90 %.

apli, kurā iezīmē bultiņas:



Šāds simbolisks attēlojums, protams, nedod nekādu informāciju par orbitāļu telpisko veidu atomos.

Visiem viena enerģijas līmeņa un viena apakšlīmeņa orbitālēs esošajiem elektroniem ir viena un tā pati enerģija. Tā, piemēram, kaut arī *p* orbitāles ir trīs un tās ir savstarpēji perpendikulāri orientētas, visiem *2p* elektroniem ir vienāda enerģija un arī visiem *3p* elektroniem ir vienāda enerģija (tā gan ir lielāka nekā *2p* elektroniem).

## 2.1.9. Atomu orbitāļu aizpildīšanās ar elektroniem

## 2. daļa

Palielinot atoma kodolu veidojošo protonu skaitu par vienu protonu, t.i., palielinot  $Z$  par 1, arī elektronu skaits palielinās par vienu elektronu. Šādā veidā klātnākušie elektroni novietojas atomu orbitālēs noteiktā secībā saskaņā ar šādām likumībām:

- 1) vispirms orbitālē, kurai atbilst zemākā enerģija, novietojas viens elektrons,
- 2) nākamais elektrons novietojas citā tādas pašas enerģijas orbitālē, bet, ja šādas orbitāles nav, tad sapārojas ar iepriekšējo elektronu.

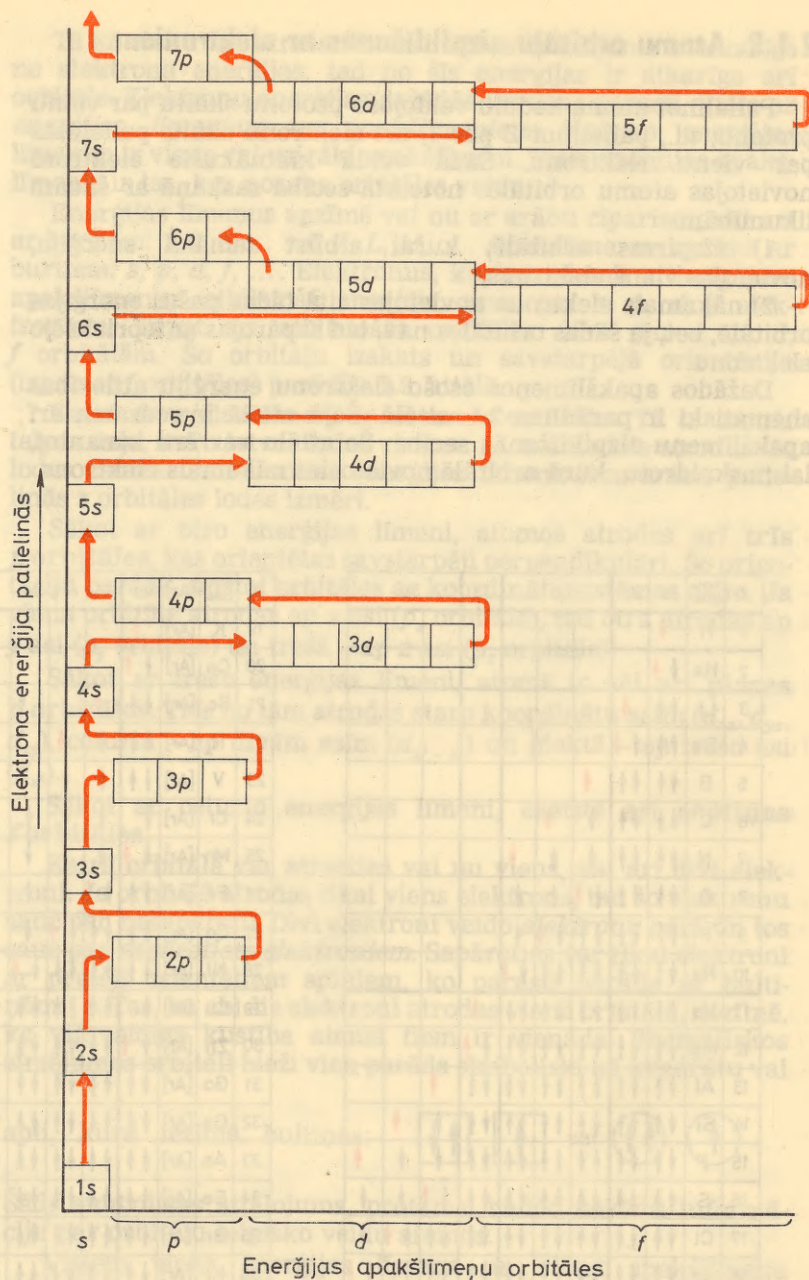
Dažādos apakšlīmeņos esošo elektronu enerģiju attiecības shematiski ir parādītas 2.4. attēlā. Šajā attēlā ir redzama arī apakšlīmeņu aizpildīšanās secība. Šo attēlu var ērti izmantot, lai noskaidrotu, kurā orbitālē novietosies nākamais elektrons.

| z  | Sim-bols | 1s | 2s | 2p | 3s | 3p |
|----|----------|----|----|----|----|----|
| 1  | H        | ↑  |    |    |    |    |
| 2  | He       | ↓↑ |    |    |    |    |
| 3  | Li       | ↓↑ | ↑  |    |    |    |
| 4  | Be       | ↓↑ | ↓↑ |    |    |    |
| 5  | B        | ↓↑ | ↓↑ | ↑  |    |    |
| 6  | C        | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |    |    |
| 7  | N        | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↑  |    |
| 8  | O        | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |    |
| 9  | F        | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↑  |
| 10 | Ne       | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 11 | Na       | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↑  |
| 12 | Mg       | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 13 | Al       | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 14 | Si       | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 15 | P        | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 16 | S        | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 17 | Cl       | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 18 | Ar       | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |

| z  | Sim-bols | [Ar] | 4s | 3d | 4p |
|----|----------|------|----|----|----|
| 19 | K        | [Ar] | ↑  |    |    |
| 20 | Ca       | [Ar] | ↓↑ |    |    |
| 21 | Sc       | [Ar] | ↓↑ | ↑  |    |
| 22 | Ti       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ |    |
| 23 | V        | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ |    |
| 24 | Cr       | [Ar] | ↓  | ↓↑ |    |
| 25 | Mn       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ |    |
| 26 | Fe       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ |    |
| 27 | Co       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ |    |
| 28 | Ni       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ |    |
| 29 | Cu       | [Ar] | ↓  | ↓↑ |    |
| 30 | Zn       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ |    |
| 31 | Ga       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ | ↑  |
| 32 | Ge       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 33 | As       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 34 | Se       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 35 | Br       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
| 36 | Kr       | [Ar] | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |

2.3. att. Elektronu izvietojums pirmo četru periodu elementu atomu orbitālēs. Bultiņas rāda spinu savstarpējo orientāciju. Sarkanā krāsā parādīta bultiņa, kura attiecas uz pēdējo klātnākušo elektronu.

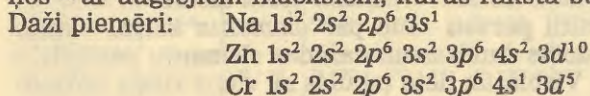
## 2. daļa



2.4 att. Elektronu enerģijas līmeņiem un apakšlīmeņiem atbilstošo orbitāļu aizpildīšanas secība.

Pirmajiem 36 elementiem orbitāļu aizpildīšanās ar elektroniem parādīta 2.3. attēlā. Te gan ir redzamas arī divas nelielas novirzes no iepriekš aprakstītajām likumībām. Pārejot no vanādija pie hroma, klātnākušais elektrons gan novietojas  $3d$  orbitālē, bet reizē arī izirst  $4s$  elektronu pāris un viens no šiem elektroniem aizņem pēdējo tukšo  $3d$  orbitāli. Līdzīga situācija vērojama, pārejot no niķeļa pie vara. Izrādās, ka tieši šādi elektronu izvietojumi ir enerģētiski nedaudz izdevīgāki.

Lai parādītu elektronu izvietojumu apakšlīmeņos, lieto arī elektronformulas. Tajās enerģijas līmeņus uzrāda ar cipariem, apakšlīmeņus – ar burtiem un elektronu skaitu apakšlīmeņos – ar augšējiem indeksiem, kurus raksta burta labajā pusē.



Atkarībā no tā, kurā enerģijas apakšlīmenī ir novietojies pēdējais klātnākušais elektrons, elementus bieži vien iedala  $s$ ,  $p$ ,  $d$  un  $f$  elementos. Nātrijs, piemēram, ir  $s$  elements, skābeklis –  $p$  elements, dzelzs –  $d$  elements. Dažreiz  $d$  elementus sauc arī par pārejas elementiem,  $f$  elementus – par iekšējiem pārejas elementiem.

Aizpildoties  $d$  apakšlīmeņiem pārejas elementos, notiek pāreja no  $s$  apakšlīmeņa aizpildīšanas uz tā paša līmeņa  $p$  apakšlīmeņa aizpildīšanu.

Iekšējos pārejas elementos aizpildās  $f$  apakšlīmeņi.

2.4. tabula

Elementu periodiskās sistēmas  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  elementu bloki

| s bloks |            |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           | p bloks   |           |           |          |          |  |  |
|---------|------------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|----------|----------|--|--|
| 1s      | 1<br>H     | 2<br>He  |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 2s      | 3<br>Li    | 4<br>Be  |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 3s      | 11<br>Na   | 12<br>Mg |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 4s      | 19<br>K    | 20<br>Ca |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 5s      | 37<br>Rb   | 38<br>Sr |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 6s      | 55<br>Cs   | 56<br>Ba |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 7s      | 87<br>Fr   | 88<br>Ra |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
|         |            |          | d bloks  |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 3d      | 21<br>Sc   | 22<br>Ti | 23<br>V  | 24<br>Cr | 25<br>Mn | 26<br>Fe | 27<br>Co | 28<br>Ni | 29<br>Cu | 30<br>Zn |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 4d      | 39<br>Y    | 40<br>Zr | 41<br>Nb | 42<br>Mo | 43<br>Tc | 44<br>Ru | 45<br>Rh | 46<br>Pd | 47<br>Ag | 48<br>Cd |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 5d      | 57<br>La   | 72<br>Hf | 73<br>Ta | 74<br>W  | 75<br>Re | 76<br>Os | 77<br>Ir | 78<br>Pt | 79<br>Au | 80<br>Hg |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 6d      | 89<br>Ac   | 104      | 105      | 106      | 107      | 108      | 109      |          |          |          |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 7p      |            |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          | 5<br>B    | 6<br>C    | 7<br>N    | 8<br>O    | 9<br>F   | 10<br>Ne |  |  |
| 3p      |            |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          | 13<br>Al  | 14<br>Si  | 15<br>P   | 16<br>S   | 17<br>Cl | 18<br>Ar |  |  |
| 4p      |            |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          | 31<br>Ga  | 32<br>Ge  | 33<br>As  | 34<br>Se  | 35<br>Br | 36<br>Kr |  |  |
| 5p      |            |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          | 49<br>In  | 50<br>Sn  | 51<br>Sb  | 52<br>Te  | 53<br>I  | 54<br>Xe |  |  |
| 6p      |            |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          | 81<br>Tl  | 82<br>Pb  | 83<br>Bi  | 84<br>Po  | 85<br>At | 86<br>Rn |  |  |
|         |            |          | f bloks  |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |          |          |  |  |
| 4f      | Lantanoīdi |          | 58<br>Ce | 59<br>Pr | 60<br>Nd | 61<br>Pm | 62<br>Sm | 63<br>Eu | 64<br>Gd | 65<br>Tb | 66<br>Dy | 67<br>Ho | 68<br>Er  | 69<br>Tm  | 70<br>Yb  | 71<br>Lu  |          |          |  |  |
| 5f      | Aktinoīdi  |          | 90<br>Th | 91<br>Pa | 92<br>U  | 93<br>Np | 94<br>Pu | 95<br>Am | 96<br>Cm | 97<br>Bk | 98<br>Cf | 99<br>Es | 100<br>Fm | 101<br>Md | 102<br>No | 103<br>Lr |          |          |  |  |

2.5. att. Elementu periodiskā sistēma sastāv no  $s$ ,  $p$ ,  $d$  un  $f$  elementu blokiem.

## 2. daļa

### 2.1.10. Periodiskais likums un elementu periodiskā tabula

No 2.3. un 2.4. attēla ir redzams, ka, palielinoties  $Z$ , periodiski atkārtojas  $s$ ,  $p$ ,  $d$  un  $f$  orbitāļu aizpildīšanās ar elektroniem. Tāpēc arī periodiski atkārtojas elementi ar līdzīgām elektronu konfigurācijām un līdzīgām ķīmiskām īpašībām. Tā arī ir *periodiskā likuma būtība*.

Lai uzskatāmi parādītu periodisko likumu, izveido elementu periodisko sistēmu un elementus sakārto tabulās  $Z$  pieaugšanas secībā. Tā kā  $Z$  nosaka elementa vietu elementu sakārtojumā, tad šo skaitli parasti sauc par *elementa kārtas skaitli*. Līdz šim ir izveidotas daudzas un dažādas elementu periodisko sistēmu tabulas. Visbiežāk lieto tabulas ar vienā rindā novietotiem  $d$  elementiem (ar nesadalītu 4., 5. un 6. periodu) un ar divās rindās novietotiem  $d$  elementiem (ar sadalītu 4., 5. un 6. periodu). Abos gadījumos  $f$  elementi tiek parādīti atsevišķi.

Elementu periodiskā tabula, kurā katra perioda  $s$ ,  $p$  un  $d$  elementi ir novietoti vienā rindā, ir parādīta šīs grāmatas priekšlapās. Grāmatas pēclapās sniegts otrs periodiskās sistēmas variants. Tajā ir skaidri redzamas grupas, kuras sastāv no galvenajām apakšgrupām  $A$  un blakus apakšgrupām  $B$ . Galvenajās apakšgrupās atrodas  $s$  un  $p$  elementi, blakus apakšgrupās –  $d$  elementi. Viena perioda elementu novietošana divās rindās, sākot ar 4. periodu, ir iespējama tāpēc, ka pastāv līdzība starp  $K$  un  $Cu$  (viens nesapārots elektrons),  $Ca$  un  $Zn$  (visi elektroni sapāroti) utt. Tā kā katrā periodā ir 8  $s$  un  $p$  elementi un 10  $d$  elementi, tad šajā tabulas variantā ir jāizveido astotā grupa, kurā ir trīs  $d$  elementi.

Katram no elementu periodiskās sistēmas variantiem ir savas priekšrocības, kuras jāprot izmantot, noskaidrojot elementu īpašības. Tabulā ar vienā rindā novietotiem 4., 5. un 6. perioda elementiem skaidri redzams, ka, ejot virzienā pa kreisi un uz leju, aizvien izteiktākas kļūst elementu metāliskās īpašības. Bet, ejot šajā sistēmā pa labi un uz augšu, aizvien izteiktākas kļūst elementu nemetāliskās īpašības. Savukārt tabulā, kurā 4., 5. un 6. perioda elementi ir sadalīti divās rindās, skaidri redzams, ka kalcijs ķīmisko īpašību ziņā ir līdzīgs ne tikai stroncijam un bārijam, bet arī cinkam, kadmijam un dzīvsudrabam.

Periodisko likumu izdevās atklāt 1869. gadā, kaut arī tajā laikā nebija vēl itin nekādu priekšstatu par atomu uzbūvi. Elementu īpašību periodisku atkārtošanos konstatēja D. Mendelejevs, kad viņš bija šos elementus sakārtojis atommasu pieaugšanas secībā. D. Mendelejevs izveidoja arī pirmo elementu periodiskās sistēmas variantu. Tāpēc šīs tabulas arī mūsu dienās bieži vien sauc par D. Mendelejeva elementu periodiskās sistēmas tabulām, kaut arī to veids jau visai stipri atšķiras no D. Mendelejeva varianta.

D. Mendelejevs (1834–1907) strādāja par profesoru Sanktpēterburgas Tehnoloģiskajā institūtā (1864–1866) un universitātē (1866–1890). Pēc tam viņš bija Galvenās mēru un svaru pārvaldes vadītājs. Sarakstījis mācību grāmatu "Ķīmijas pamati".

## 1872. gadā publicētā

## D. Mendelejeva elementu periodiskās sistēmas tabula

(žurnālā «Annalen der Chemie und Pharmazie», 1872, 8. sēj., 511. lpp.)

| REIĻEN | GRUPPE I.<br>—<br>R <sup>2</sup> O | GRUPPE II.<br>—<br>RO | GRUPPE III.<br>—<br>R <sup>2</sup> O <sup>3</sup> | GRUPPE IV.<br>RH <sup>4</sup><br>RO <sup>2</sup> | GRUPPE V.<br>RH <sup>3</sup><br>R <sup>2</sup> O <sup>5</sup> | GRUPPE VI.<br>RH <sup>2</sup><br>RO <sup>3</sup> | GRUPPE VII.<br>RH<br>R <sup>2</sup> O <sup>7</sup> | GRUPPE VIII.<br>—<br>RO <sup>4</sup> |
|--------|------------------------------------|-----------------------|---|--|---|--|--|--------------------------------------|
| 1      |                                    |                       |   |  |   |  |  |                                      |
| 2      | H=1                                |                       |   |  |   |  |  |                                      |
| 3      | Li=7                               | Be=9,4                | B=11  | C=12   | N=14  | O=16   | F=19   |                                      |
| 4      | Na=23                              | Mg=24                 | Al=27,3   | Si=28  | P=31  | S=32   | Cl=35,5  |                                      |
| 5      | K=39                               | Ca=40                 | --44  | Ti=48  | V=51  | Cr=52  | Mn=55  | Fe=56, Co=59,<br>Ni=59, Cu=63.       |
| 6      | (Cu=63)                            | Zn=65                 | --68  | --72   | As=75   | Se=78  | Br=80  |                                      |
| 7      | Rb=85                              | Sr=87                 | ?Yt=88  | Zr=90  | Nb=94   | Mo=96  | --100  | Ru=104, Rh=104,<br>Pd=106, Ag=108.   |
| 8      | (Ag=108)                           | Cd=112                | In=113  | Sn=118   | Sb=122  | Te=123   | J=127  |                                      |
| 9      | Cs=133                             | Ba=137                | ?Di=138   | ?Ce=140  | --  | --   | --   |                                      |
| 10     | (-)                                | --                    | ?Er=178   | ?La=180  | Ta=182  | W=184  | --   | Os=195, Ir=197,<br>Pt=198, Au=199.   |
| 11     | (Au=199)                           | Hg=200                | Tl=204  | Pb=207   | Bi=208  | --   | --   |                                      |
| 12     | --                                 | --                    | --  | Th=231   | --  | U=240  | --   |                                      |

## 2.1.11. Atomradikāļi

Priekšstats par brīvajiem radikāļiem, kuros ir nesapāroti elektroni un kuri tāpēc ir ķīmiski ļoti aktīvi, vispirms izveidojās organiskajā ķīmijā. Taču tagad ar brīvajiem radikāļiem aizvien biežāk sastopamies arī neorganiskajā ķīmijā.

**Par atomradikāļiem sauc tādus atomus, kuros ir nesapāroti elektroni (sk. 2.4. attēlu).**

Tādi, piemēram, ir halogēnu atomi ar vienu nesapārotu elektronu, skābekļa un sēra atomi ar diviem nesapārotiem elektroniem, sārnu metālu atomi ar vienu nesapārotu elektronu.

Atomradikāļu ķīmiskā aktivitāte spilgti izpaužas savstarpējā iedarbībā. Divi halogēna atomi tūlīt veido molekulu, jo nesapārotie elektroni tādējādi var sapāroties. Tāpat ilgi nepastāv atsevišķi skābekļa vai slāpekļa atomi, bet veidojas molekulas O<sub>2</sub> un N<sub>2</sub>. Sārnu metālu atomi kristālrežģī nesapārotos elektronus viegli pārveido par kopelektroniem.

Šī atomradikāļu ķīmiskā aktivitāte tāpat izpaužas arī divu dažādu radikāļu starpā. Piemēram, nātrija atoms savu nesapārotu elektronu viegli atdod hlora atomam un pēc tam ne vienam, ne arī otram no tiem vairs nesapārotu elektronu nav.

Atomradikāļi ir elektroneitrali.

## 2. daļa

### 2.1.12. Atomjoni (vienkāršie joni)

*Atomiem zaudējot vai pievienojot elektronus, izveidojas atomjoni. Tiem ir vai nu pozitīvs, vai arī negatīvs lādiņš, kura lielumu un zīmi nosaka zaudēto vai pievienoto elektronu skaits.*

Tā, piemēram, ja nātrija atoms zaudē savu nesapāroto elektronu, tas pārvēršas par atomjonu  $\text{Na}^+$ . Savukārt hlora atoms, pievienojot lieku elektronu, pārvēršas par atomjonu  $\text{Cl}^-$ . Taču, ja sēra atoms pievieno sev liekus divus elektronus, rodas atomjons  $\text{S}^{2-}$ .

Ne jau visi atomjoni spēj patstāvīgi eksistēt. Tā, piemēram, hlora atomam atdotot piecus  $3p$  elektronus, var izveidoties atomjons  $\text{Cl}^{5+}$ . Parastajos apstākļos šis jons tūlīn grupē ap sevi trīs skābekļa jonus  $\text{O}^{2-}$  un rodas hlorātsjons  $\text{ClO}_3^-$ .

Arī atomjoniem var būt nesapāroti elektroni. Šādi atomjoni ir pieskaitāmi pie radikāļiem. Piemēram, dzīvsudraba atomā ir divi sapāroti  $6s$  elektroni, bet dzīvsudraba(I) jonā ir viens nesapārots  $6s$  elektrons. Tāpat kā atomradikāļi, arī jonradikāļi cenšas savus nesapārotos elektronus sapārot. Tāpēc minētie dzīvsudraba(I) joni saistās pa pāriem un veido  $\text{Hg}_2^{2+}$ , kur nesapārotu elektronu vairs nav.

Jonradikāļi ir pozitīvi vai negatīvi lādēti.

## 2.2. Molekulas

### 2.2.1. Ķīmiskās saites būtība

Ķīmisko saiti veido elektronu pāris, t.i., divi elektroni ar savstarpēji pretēji orientētiem spiniem. Ja šāds elektronu pāris savā nemitīgajā viļņveida kustībā ir izkliedēts gan viena, gan arī otra atoma telpā, tad atomi ir savā starpā saistīti.

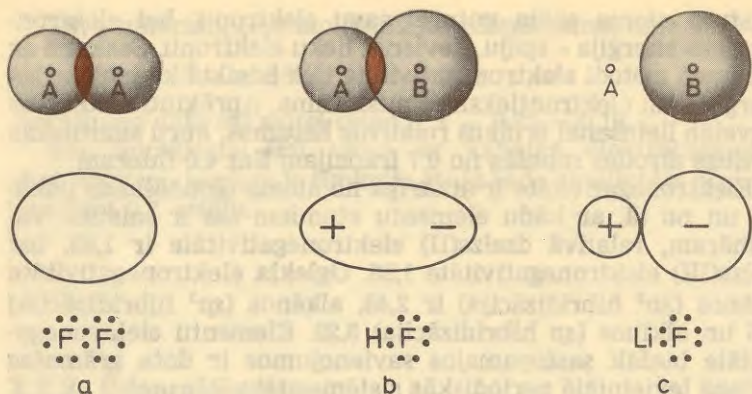
*Ķīmisko saiti veidojošais elektronu pāris atrodas orbitālē, kurā ietilpst abu atomu telpu daļas. Šādu orbitāli sauc par molekulāru orbitāli.*

Saites elektronu pāra atrašanās varbūtība viena atoma telpā var būt vienāda ar šī elektronu pāra atrašanās varbūtību otra atoma telpā. Tad šis pāris tikpat daudz pieder vienam kā otram atomam. Šādu saiti sauc par *nepolāru kovalentu saiti* (2.6. att. a). Tā eksistē starp vienādiem atomiem, piemēram, molekulās  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H-O-O-H}$  (starp skābekļa atomiem).

Ja savā starpā saistās dažādi atomi, tad saites elektronu pāris nav pilnīgi vienādi izkliedēts abu atomu telpās. Ap viena atoma kodolu šī pāra atrašanās varbūtība ir lielāka, ap otra atoma kodolu – mazāka (2.6. att. b). Tāpēc atoms *B* ir ieguvis kādu noteiktu negatīvā lādiņa daļu, bet atoms *A* tieši tādu pašu

Atomi var saistīties savā starpā sarežģītākās mikrodalīnās – molekulās. Ķīmiskās saites starp atomiem veido nemitīgā viļņveida kustībā esošie ārējie (valences) elektroni. Saites elektronpāra blīvums var būt vienādi sadalīts starp abiem saistītajiem atomiem (*nepolāra kovalenta saite*). Sadalījums var būt arī nevienāds (*polāra kovalenta saite*). Ja saites pāra elektronblīvums ap vienu atomu ir tuvs nullei, tad ir izveidojusies jonu saite.

Saites elektronpāris var rasties divējādi: elektroniem sapārojoties (*radikālreakcijas*) un saitei izmantojot jau esošu elektronu pāri (*donorakceptora reakcijas*).



2.6. att. Kovalenta, polāra kovalenta un jonu saite (zīmējumā parādīti tikai saiti veidojošie elektroni).

daļu zaudējis, tātad ieguvis pozitīvā lādiņa daļu. Atomu saistību te realizē gan molekulārajā orbitālē esošais elektronu pāris, gan arī elektrostatiskā pievilksnās starp atomu iegūtajiem daļlādiņiem. Šādu saiti sauc par *polāru kovalentu saiti*, un tā ir, piemēram, HCl, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub> molekulās.

Saites elektronu pāra molekulārā orbitāle var atrasties arī gandrīz tikai vienīgi atoma B telpā (2.6. att. c). Tas nozīmē, ka elektronu pāra kustība šajā orbitālē gandrīz nemaz nesaista kopā abus atomus. Tie ir ieguvuši gandrīz veselu vienības lādiņu un pārvērtušies par joniem. Bet joni elektrostatiski savstarpēji pievelkas un tāpēc turas kopā. Šādu ķīmisko saiti sauc par *jonu saiti*. Te vairs nav molekulas, bet ir jonu pāris (jonu asociāts). Gandrīz tikai jonu saite eksistē tādās vielās kā NaCl, KBr, Na<sub>2</sub>S, kuras veidojuši savstarpēji saistīti tipiski metāliskie un tipiski nemetāliskie elementi. Formulas šādos gadījumos rāda, cik jonu un kādi joni veido elektroneitrālu vienību, un tāpēc tās sauc par *formulvienībām*.

## 2.2.2. Elektronegativitāte

Ķīmiskās saites elektronu pāra orbitāles sadalījums starp abu atomu telpām ir atkarīgs no šo atomu spējām piesaistīt sev saites elektronu pāri. Skaitliski šādas spējas novērtē ar lielumumu, ko sauc par elektronegativitāti.

Dažādi autori elektronegativitātes novērtēšanai ir izmantojuši dažādas metodes, tāpēc viņu iegūtie dati arī nedaudz atšķiras. Parasti aprēķinos lieto gāzveida stāvoklī esošu atomu jonizācijas un elektrontieksmes enerģijas. Jonizācijas enerģija

Hibridizācijas rezultātā no vairākām nevienādām elektronu orbitālēm rodas tādas orbitāles, kurām ir simetriski virzieni telpā – vienāds elektronblīvuma sadalījums šajos virzienos.

Vienkāršā saite ir  $\sigma$  saite. Divkāršā saite to papildina viena  $\pi$  saite, trīskāršā saite – divas  $\pi$  saites.

Elektroneitrāla jonu kopa nav molekula. Tās sastāvu rāda formulvienība.

## 2. daļa

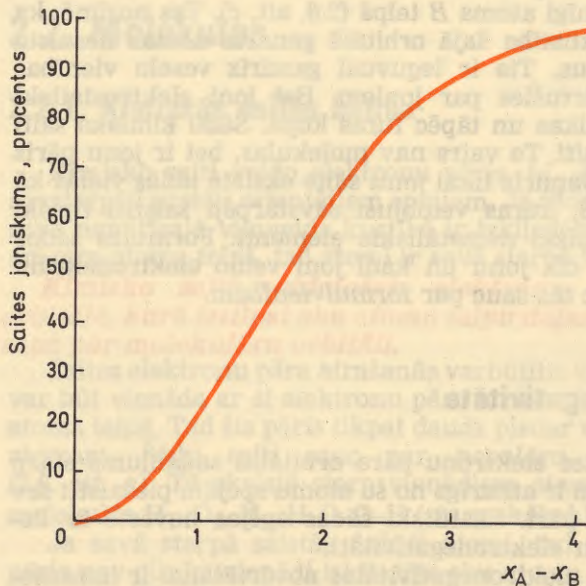
raksturo atoma spēju noturēt savu elektronu, bet elektron-tieksmes enerģija – spēju pievienot lieku elektronu. Saskaņā ar Malikena metodi elektronegativitāte tiek izteikta kā jonizācijas enerģijas un elektrontieksmes pussumma. Aprēķinu rezultātus pārveido lietošanai ērtākos relatīvos lielumos, kuru skaitliskās vērtības atrodas robežās no 0,7 francijam līdz 4,0 fluoram.

Elektronegativitāte ir atkarīga no atoma oksidēšanas pakāpes un no tā, ar kādu elementu atomiem tas ir saistīts. Tā, piemēram, relatīvā dzelzs(II) elektronegativitāte ir 1,83, bet dzelzs(III) elektronegativitāte 1,96. Oglekļa elektronegativitāte alkānos ( $sp^3$  hibridizācija) ir 2,48, alkēnos ( $sp^2$  hibridizācija) 2,75 un alkīnos ( $sp$  hibridizācija) 3,29. Elementu elektronegativitāte biežāk sastopamajos savienojumos ir dota grāmatas pēclapā ievietotajā periodiskās sistēmas tabulā.

Pēc elektronegativitātes var viegli novērtēt ķīmiskās saites atšķirību no abiem galējiem saites veidiem – kovalentās saites un jonu saites. Formāli pieņem, ka katrai saitei var pierakstīt zināmu daļu joniskuma un zināmu daļu kovalentiskuma. Šīs daļas aprēķina šādi (ar  $x$  te apzīmēta relatīvā elektronegativitāte):

$$\text{kovalentiskuma daļa } e^{-0,25(x_A - x_B)^2}$$

$$\text{joniskuma daļa } 1 - e^{-0,25(x_A - x_B)^2}$$



2.7. att. Saites joniskuma daļas atkarība no relatīvo elektronegativitāšu starpības  $x_A - x_B$ .

Tā, piemēram, HCl molekulā kovalentiskuma daļa ir

$$e^{-0,25(x_{\text{Cl}} - x_{\text{H}})^2} = e^{-0,25(3,0 - 2,1)^2} = 0,82$$

Joniskuma daļa šai saitei tātad ir  $1 - 0,82 = 0,18$ .

Šos aprēķinus ērti veikt ar kabatas elektroniskajiem skaitļotājiem, kuriem ir funkcija  $e^x$ . Ja šāda skaitļotāja nav, var izmantot 2.7. attēlu.

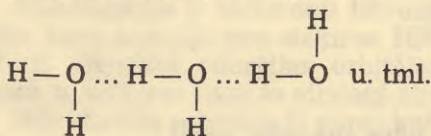
### 2.2.3. Ūdeņraža saite

Ūdeņraža saite ir īpatnēja saite, kas veidojas tad, ja ūdeņradis molekulā ir saistīts ar stipri elektronegatīvu elementu (fluora, slāpekļa, skābekļa) atomiem.

Saites joniskums te ir ap 50 % un saiti veidojošā elektronu pāra orbitāle atrodas galvenokārt elektronegatīvākā atoma telpā. Ūdeņraža atoma kodola (protona) otrā pusē šī pāra radītais elektronu blīvums ir niecīgs. Tāpēc šajā pusē protons var mijiedarboties ar otru elektronegatīvākā elementa atomu. Izveidojas ūdeņraža saite.

Ūdeņraža saite ir vājāka par citām ķīmiskām saitēm. Rodoties vienam molam ūdeņraža saišu, izdalās ap 10 kJ liela enerģija, bet, rodoties vienam molam citu ķīmisko saišu, – simtiem kilodžoulu liela enerģija. Šādas atšķirības dēļ ūdeņraža saiti parasti apzīmē ar punktu virkni.

Ūdeņraža saite ir bieži sastopama. Ūdenim piemīt anomāli augsta kušanas un viršanas temperatūra salīdzinājumā ar  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  un  $\text{H}_2\text{Te}$ . Iemesls tam ir molekulu agregāti, kuri rodas, izveidojoties ūdeņraža saitēm:

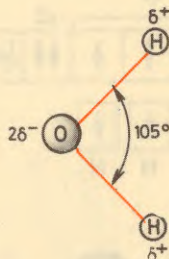


Ūdenim sasalstot, šie agregāti apvienojas un veido vienotu kristālrežģi, un tāpēc ūdens tilpums sasalstot palielinās.

Fluorūdeņradis gāzveida stāvoklī satur samērā daudz molekulu  $\text{F}-\text{H} \dots \text{F}-\text{H}$ . Šķīstot ūdenī, vieglāk atdalās tas protons, kurš ir saistīts ar vienu fluora atomu, un rodas  $\text{HF}_2^-$  joni.

Ūdeņraža saites ir arī daudzās dzīvās dabas vielās. Tām ir liela nozīme olbaltumvielu uzbūves izveidē – tieši daudzās ūdeņraža saites pietiekami stingri satur kopā DNS dubultspirāles abas daļas.

## 2. daļa



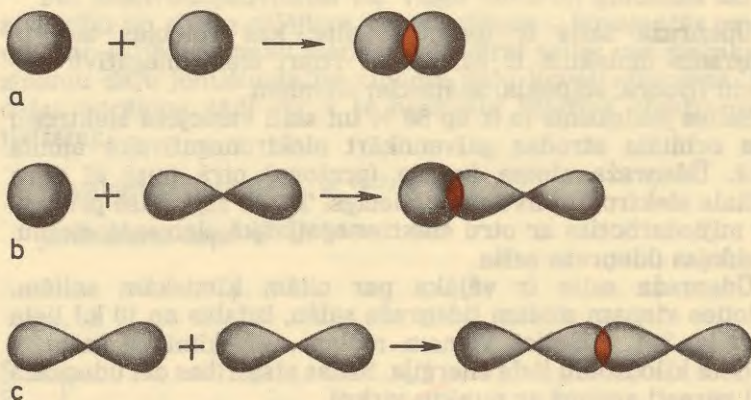
Ūdens viršanas temperatūra ir  $100^\circ\text{C}$ , bet sērūdeņraža viršanas temperatūra ir  $-61^\circ\text{C}$ .

## 2. daļa

### 2.2.4. Saites orbitāles saistība ar atomu orbitālēm

Atomu kodolu tuvumā molekulārā orbitāle, kurā atrodas saites elektronu pāris, tikpat kā neatšķiras no orbitāles, kāda bijusi atomā pirms saites izveidošanās. Tāpēc molekulāro orbitāli var izveidot, kombinējot atbilstošās atomu orbitāles. Diviem atomiem tuvojoties, to ārējo elektronu orbitāles daļēji pārklājas un tādējādi izveidojas saites molekulārā orbitāle (2.8. att.).

Molekulārās orbitāles daļā, kurā pārklājas atomu orbitāles, saites elektronu pāra atrašanās varbūtība ir lielāka. Šis elektronu pāra negatīvā lādiņa sablīvējums satur kopā abu atomu pozitīvi lādētos kodolus.



2.8. att. Molekulārās saites orbitāles veidošanās no atomu orbitālēm:

- pārklājas divas  $s$  orbitāles;
- pārklājas  $s$  un  $p$  orbitāle;
- pārklājas divas  $p$  orbitāles.

### 2.2.5. Saites elektronu pāra rašanās veidi

Saites elektronu pāris var rasties divējādi – pēc radikālreakciju un pēc donorakceptora mehānisma.

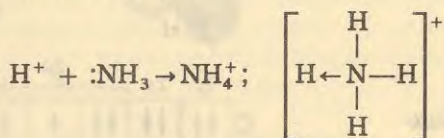
**Radikālreakcijas noris starp atomiem, kuriem ir nesa-pāroti elektroni.**

Piemēram, ūdeņraža nesa-pārotais  $1s$  elektrons var sapāroties ar hlora atoma nesa-pārotā  $3p$  elektronu. Tā radies saites elektronu pāris satur kopā ūdeņraža un hlora atomu kodolus hlorūdeņraža molekulā. Radikālreakciju norises rezultātā radušos saiti apzīmē ar svītriņu:  $H-\overset{\cdot}{\text{Cl}}$ .

Ķīmiskās saites, kuras ir radušās pēc radikālreakciju mehānisma, būtībā neatšķiras no saitēm, kuras ir radušās pēc donorakceptora mehānisma. Piemēram, visas četras saites amonija jonā ir pilnīgi vienādas. Dažādie apzīmējumi (svītriņa un bultiņa) parāda atšķirības tikai saišu rašanās veidā.

**Donorakceptora reakcijas noris starp atomiem, kuru sastāvā ir saitei noderīgs elektronu pāris (donoriem), un atomiem, kuriem ir neaizņemta saites veidošanai piemērota orbitāle (akceptoriem).**

Radušos saiti apzīmē ar bultiņu, kas virzīta no donora pie akceptora. Piemēram, amonjaka molekula var izmantot savu nedalīto elektronu pāri, lai veidotu saiti ar ūdeņraža jonu. Rodas amonija jons:



### 2.2.6. Saišu hibridizācija

Ja saiti veido lodveida  $s$  orbitāles, tās var pārklāties ar otra atoma orbitālēm jebkurā vietā. Turpretim  $p$ ,  $d$  un  $f$  orbitāles var pārklāties tikai vietās, kuras ir vistālāk no kodola, un tāpēc izveidotās saites ir orientētas pilnīgi noteiktos virzienos.

Tā ir izveidojušās saites, piemēram, fosfīnā jeb fosforūdeņradī. Leņķis  $\text{H}-\text{P}-\text{H}$  ir  $93^\circ 36'$ , un tā nelielo atšķirību no  $90^\circ$  var viegli izskaidrot ar pozitīvi lādēto ūdeņraža atomu kodolu savstarpējo atgrūšanos (2.9. att. a).

Amonjaka molekulā  $\text{NH}_3$  arī saites ir virzītas pilnīgi noteiktos virzienos. Bet leņķis  $\text{H}-\text{N}-\text{H}$  ( $107^\circ 17'$ ) jau ir ļoti tuvs leņķim, kāds eksistē starp tetraedriski izvietotām saitēm ( $109^\circ 28'$ ). Šādas būtiskas atšķirības izskaidro priekšstats par orbitāļu hibridizāciju.

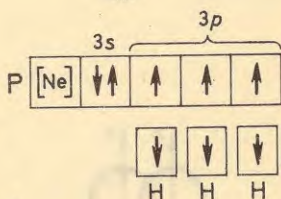
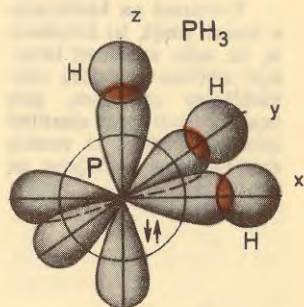
**Hibridizācija** ir elektronu blīvuma sadalījuma maiņa orbitālēs, kuru enerģija maz atšķiras. Hibridizācijas rezultātā rodas pilnīgi vienādas enerģijas orbitāles. Arī orbitāļu forma ir vienāda, atšķiras tikai to virzieni atoma telpā.

Hibridizētās orbitāles ir stipri izstieptas atoma kodola vienā pusē. Šāda orbitāle viegli pārklājas ar cita atoma orbitāli, un tā rodas visai stipra ķīmiskā saite.

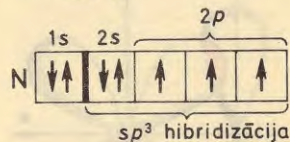
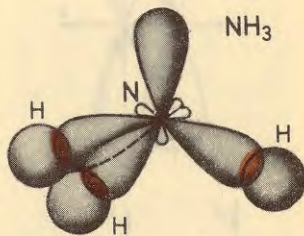
Veidojoties amonjaka molekulai, slāpekļa atoma  $2s$  un trīs  $2p$  orbitāles hibridizējas (2.9. att. b). Šādu hibridizāciju sauc par  $sp^3$  hibridizāciju. Trīs hibridizētās orbitāles pārklājas ar ūdeņraža atomu  $1s$  orbitālēm, bet ceturtajā orbitālē atrodas nedalītais elektronu pāris, kurš pirms hibridizācijas bijis  $2s$  orbitālē. Izveidojas  $\text{NH}_3$  molekula.

Ja  $\text{NH}_3$  molekulai tuvojas ūdeņraža jons  $\text{H}^+$ , kuram ir brīva  $1s$  orbitāle, tā pārklājas ar nedalītā elektronu pāra orbitāli un izveidojas 2.10. attēlā parādītais amonija jons.

## 2. daļa



a

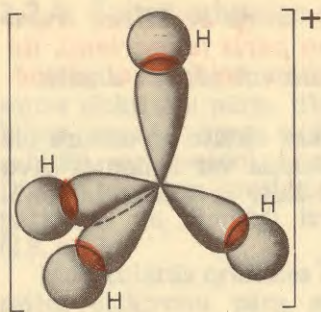


b

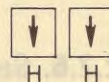
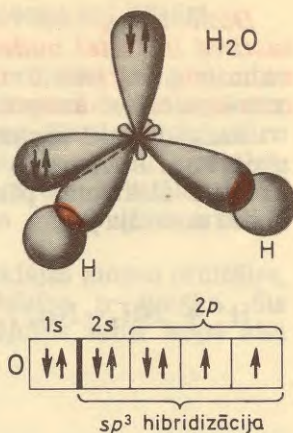
2.9. att. Ķīmisko saišu elektroni fosfīna  $\text{PH}_3$  (a) un amonjaka  $\text{NH}_3$  (b) molekulās.

## 2. daļa

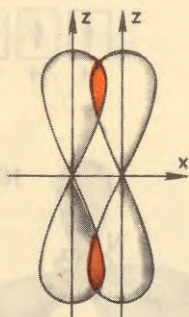
Priekšstati par hibridizāciju ir ieviesti ķīmijā, lai izskaidrotu to, ka, saišu veidošanai izmantojot orbitāles ar dažādu elektronblīvuma sadalījumu, gala rezultātā tomēr rodas simetriski izvietotas orbitāles ar vienādu elektronblīvuma sadalījumu un vienādu stiprību.



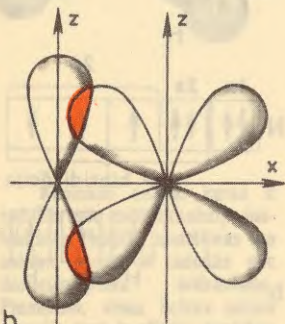
2.10. att. Ķīmisko saišu elektroni amonija jonā  $\text{NH}_3^+$ .



2.11. att. Ķīmisko saišu elektroni ūdens molekulās.



a



b

2.12. att.  $\pi$  saites:

a – saiti veido divi  $p_z$  elektroni,  
b – saiti veido  $p_x$  un  $d_{xz}$  elektroni.

Saišu hibridizācija noris arī daudzos citos gadījumos. Tā, piemēram, rodoties ūdens molekulai, hibridizējas 2s un trīs 2p orbitāles (2.11. att.).

Saišu hibridizācijai ir ļoti liela nozīme daudzu organisko savienojumu molekulu izveidē.

### 2.2.7. Vienkāršās, divkāršās un trīskāršās saites

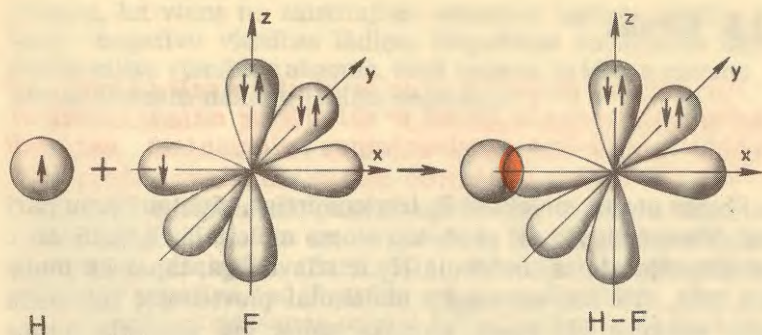
Ja elektronu orbitāles pārklājas uz iedomātas līnijas, kura savieno abu atomu kodolus, tad saiti sauc par  $\sigma$  saiti. To var veidot s, p, d un f orbitāles.

Ja orbitāles nepārklājas uz līnijas, kura savieno abu atomu kodolus, bet citās atoma telpas daļās, tad tādas ķīmiskās saites sauc par  $\pi$  saitēm. Šīs saites var veidoties no p, d un f orbitālēm (2.12. att.).

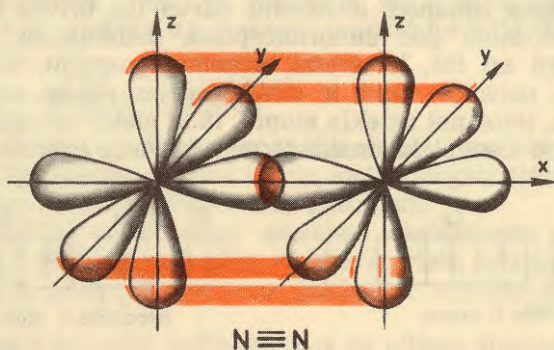
**Starp diviem atomiem var pastāvēt tikai viena  $\sigma$  saite. To sauc arī par vienkāršo saiti. Ja šai saitei pievienojas viena  $\pi$  saite, rodas divkāršā saite, ja divas  $\pi$  saites, – trīskāršā saite.**

Daži piemēri.

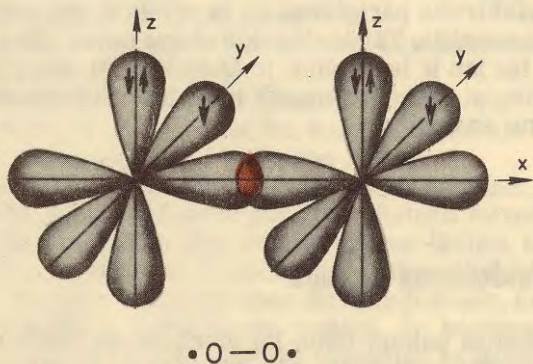
Fluorūdeņraža molekulā HF ir vienkāršā saite (2.13. att.). Bet slāpekļa molekulā  $\text{N}_2$  ir trīskāršā saite, jo  $\sigma$  saitei ir pievienojušās divas  $\pi$  saites (2.14. att.). Taču ne vienmēr, kad varētu rasties  $\pi$  saites, tās arī izveidojas. Tā tas ir skābekļa molekulā, kurā eksperimentāli ir konstatēti 2 nesapāroti elektroni (2.15. att.).



2.13. att. Fluorūdeņraža HF molekulas  $\sigma$  saites izveidošanās.



2.14. att. Slāpekļa molekulā  $N_2$  ir viena  $\sigma$  un divas  $\pi$  saites.



2.15. att. Skābekļa molekulā  $O_2$  ir viena  $\sigma$  saite un šī molekula satur divus nesapārotus elektronus.

Gan vienkāršā, gan divkāršā, gan arī trīskāršā saite satur  $\sigma$  saiti. Tā ir stiprāka par  $\pi$  saiti.

## 2. daļa

### 2.2.8. Vērtība

*Par vērtību (valenci) sauc to ķīmisko saišu skaitu, ar kurām apskatāmais atoms ir saistīts ar citiem atomiem. Dažādos ķīmiskos savienojumos elementam var būt dažāda vērtība.*

Fluora atoms molekulā  $F_2$  ir vienvērtīgs, tāpat arī jonu pāri  $NaF$ . Vienvērtīgs ir arī skābekļa atoms molekulā  $O_2$  (2.15. att.). Bet slāpekļa atoms molekulā  $N_2$  ir trīsvērtīgs, tāpat kā molekulā  $NH_3$ . Tā kā, amonjaka molekulai pievienojot ūdeņraža jonu, veidojas vēl viena ķīmiskā saite, tad slāpekļa atoms amonija jonā ir četrvērtīgs.

Atoma iespējamo vērtību nosaka nesapāroto elektronu skaits pamatstāvoklī vai ierosinātā stāvoklī un spēja veidot saites pēc donoraakceptora mehānisma.

Nosakot elementu atomu iespējamo vērtību, vispirms jānoskaidro nesapāroto elektronu skaits, jo tie var veidot ķīmiskās saites pēc radikālreakciju mehānisma. Tad jāņem vērā iespējas izmantot elektronu pārus un brīvās orbitāles saišu veidošanai pēc donoraakceptora mehānisma. Beidzot, jāņem vērā arī tas, ka atomi, uzņemot enerģiju, var pāriet ierosinātā stāvoklī, kurā ir citas iespējas veidot saites. Tā, piemēram, ierosinot oglekļa atomu, tā  $2s$  elektronu pāris izirst un viens no šiem elektroniem aizņem brīvo  $2p$  orbitāli:



Ierosinātam oglekļa atomam ir 4 nesapāroti elektroni, un tas var veidot 4 ķīmiskās saites pēc radikālreakciju mehānisma. Tā izveidojas četrvērtīgā oglekļa savienojumi.

Slāpekļa atoma ierosināšanai ( $2s$  elektronu pāra iziršanai un viena elektrona pāriešanai uz  $3s$  orbitāli) jau nepieciešama pārāk liela enerģija. Tāpēc slāpekļa atomi nevar būt piecvērtīgi. Fosforam tas jau ir iespējams, jo  $4s$  elektronu enerģija atšķiras no  $3s$  elektronu enerģijas mazāk nekā  $3s$  elektronu enerģija no  $2s$  elektronu enerģijas.

### 2.2.9. Oksidēšanas pakāpe

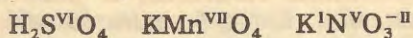
Oksidēšanas pakāpi lieto, lai vienkāršotā veidā raksturotu atoma stāvokli molekulā pēc tā iegūtā lādiņa. Aprēķinot oksidēšanas pakāpi, noskaidro tikai lādiņa zīmi. Formāli pieņem, ka visas polārās kovalentās saites ir jonu saites, t.i.,

pieņem, ka viens no saistītajiem atomiem iegūst pozitīvu, bet otrs – negatīvu vienības lādiņu. Nepolārās kovalentās saites, kuras saista vienādus atomus, vērā neņem, jo tās ne vienam, ne otram atomam nekādu lādiņu nepiešķir.

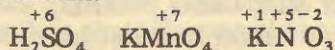
**Oksidēšanas pakāpe ir formālais lādiņš, kurš būtu atomam, ja visas tā veidotās ķīmiskās saites, izņemot nepolārās kovalentās saites, būtu jonu saites.**

Tekstā oksidēšanas pakāpi apzīmē ar romiešu cipariem, kurus ieslēdz iekavās un novieto pēc elementa nosaukuma, piemēram, dzelzs(II), dzelzs(III), sērs(IV). Ja oksidēšanas pakāpe ir negatīva, tad jāparāda arī zīme, piemēram, sērs(–II).

Formulās oksidēšanas pakāpi IUPAC rekomendē uzrādīt ar romiešu cipariem, tos rakstot attiecīgā elementa simbola augšējā labējā stūrī, piemēram,



Mūsu literatūrā tomēr ir pieņemts šai nolūkā lietot arābu ciparus virs simbola un vienmēr uzrādīt formālā lādiņa zīmi, piemēram:



Oksidēšanas pakāpes noskaidrošanai var izmantot ar ķīmiskajām saitēm saistīto atomu elektronegativitātes. Parasti tomēr pamatojas uz šādiem norādījumiem:

1) atsevišķiem (brīviem) atomiem oksidēšanas pakāpe ir nulle; tā ir nulle arī atomiem vienkāršo vielu molekulās;

2) atomjoniem oksidēšanas pakāpe ir vienāda ar šo jonu lādiņu;

3) fluora atomam savienojumos ar citiem atomiem oksidēšanas pakāpe vienmēr ir –1;

4) skābekļa atomiem savienojumos ar citiem atomiem oksidēšanas pakāpe vienmēr ir –2 (izņemot savienojumus ar fluoru un peroksīdus);

5) sārmu metālu atomiem savienojumos oksidēšanas pakāpe ir +1, sārmezemju metālu atomiem +2;

6) ūdeņraža atomiem savienojumos oksidēšanas pakāpe ir +1 (izņemot metālu hidrīdus);

7) pārējiem atomiem oksidēšanas pakāpi var aprēķināt, ņemot vērā to, ka formālo lādiņu summa molekulā ir vienāda ar nulli, bet molekuljonā – ar šī jona lādiņu.

Oksidēšanas pakāpe būtiski atšķiras no vērtības. Vērtība ir saišu skaits, bet oksidēšanas pakāpe raksturo formālo lādiņu. Kaut arī oksidēšanas pakāpe nerāda patieso lādiņu, tā ķīmijā ir ļoti noderīga. To izmanto koeficientu atrašanai oksidēšanās-reducēšanās reakciju vienādojumos. Savienojumiem, kurus veido atomi ar noteiktu oksidēšanas pakāpi, ir kopīgas īpašības. Piemēram, hroma(II) savienojumi oksidējas ar gaisa skābekli, bet hroma(III) savienojumi neoksidējas ar skābekli, turpretim hroma(VI) savienojumi jau paši ir spēcīgi oksidētāji.

Par vērtību sauc div. elektronu ķīmisko saišu skaitu. Tai ne +, ne – zīmes nav. **Oksidēšanas pakāpe ir lādiņš, kurš rastos, ja visas ķīmiskās saites būtu jonu saites. Tā vienmēr ir vai nu ar +, vai – zīmi.**

Odens molekulā  $H_2O$  skābekļa oksidēšanas pakāpe ir –2, ūdeņraža oksidēšanas pakāpe +1 (sk. 4. un 6. punktu). Formālo lādiņu summa ir nulle:  $2(+1) + (-2) = 0$ .

Sērskābē sēra atomu oksidēšanas pakāpi atrod, zinot skābekļa un ūdeņraža oksidēšanas pakāpes:

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0; \\ x = +6$$

Mangāna oksidēšanas pakāpi permanganātionā  $MnO_4^-$  atrod šādi:

$$x + 4(-2) = -1; \\ x = +7$$

## 2. daļa

### 2.2.10. Formulas

Formulas sniedz informāciju par molekulu sastāvu. To sastādīšanai izmanto elementu simbolus. Izšķir vairākus formulu veidus.

**Empīriskajās formulās parādīta tikai savienojumus veidojošo elementu atomu skaita attiecība molekulā.**

Piemēram, formula  $P_2O_5$  rāda, ka molekulā uz katrām 2 fosfora atomiem ir 5 skābekļa atomi,  $H_2O$  – ka molekulā uz katru skābekļa atomu ir divi ūdeņraža atomi. Pie empīriskām formulām ir jāpieskaita arī tādi vienkāršu vielu apzīmējumi kā P, S u. tml. (tajās nav atspoguļots atomu skaits vienkāršo vielu molekulās).

**Molekulformulās (molekulārās formulās) ir parādīta ne tikai atomu skaita attiecība, bet arī patiesais atomu skaits molekulās.**

Tādu formulu piemēri:  $P_4O_{10}$ ,  $H_2O_2$ ,  $P_4$ ,  $S_8$ .

Gan empīriskajās formulās, gan arī molekulformulās *pirmo raksta elektropozitīvo sastāvdaļu*.  $KCl$ ,  $CaSO_4$ ,  $NaNO_3$ . Tikai nemetālu savienojumiem ievēro vēsturiski izveidojušos secību un vispirms raksta to elementu, kurš ir pirmais šādā rindā:

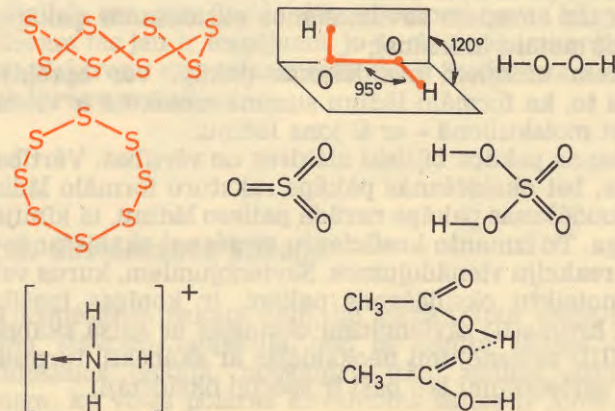
Si, C, Sb, As, P, N, H, S, I, Br, Cl, O, F

Piemēram,  $NH_3$ ,  $OF_2$ ,  $H_2S$ . Amonjaka gadījumā te pirmā ir rakstīta elektronegatīvā sastāvdaļa. Taču tas ir attaisnojams, jo ūdens šķīdumos no šīs molekulas ūdeņraža joni neatšķeļas, kā tas ir, piemēram, no  $HCl$  un  $H_2S$  un kā varētu domāt, ja rakstītu  $H_3N$ .

**Struktūrformulās parādīts, kurš atoms ar kuru atomu molekulā ir saistīts un kā saistīts (ar vienkāršo, divkāršo vai trīskāršo saiti).**

Struktūrformulās var attēlot arī atomu telpisko novietojumu molekulā, ja vien plaknes zīmējumā izdodas to parādīt.

Daži stuktūrformulu piemēri:



Struktūrformulas nav piemērotas saistības parādīšanai jonu kristālrežģos, kuros virzītu saišu nav. Tāpēc šādos gadījumos tās arī nevajag lietot. Piemēram, ja raksta  $Na-Cl$ , tad tādējādi varētu būt parādīta saistība tvaikveida vielas molekulā. Kristāliskā stāvoklī esošai vielai  $NaCl$  ir formulvienība, kura rāda, ka kristālrežģā uz katru nātrija jonu ir viens hlorīdjons.

Struktūrformulas ir ļoti noderīgas atomu saistības parādīšanai organisko vielu molekulās, tāpēc tās plaši lieto organiskajā ķīmijā.

Gan molekulformulām, gan arī struktūrformulām ir divējāda nozīme:

- 1) ar tām tiek apzīmēta vielas viena molekula;
- 2) ar tām tiek apzīmēta molekulu kopa, t.i., attiecīgā viela.

Kurā nozīmē formula tiek lietota, tas vienmēr ir redzams no teksta.

## 2.2.11. Nosaukumi

Nosaukumos vispirms min elektropozitīvāko molekulas daļu. Ja vielas molekulu veido tikai 2 atomi, tad negatīvās sastāvdaļas nosaukums beidzas ar *-īds*, ja vairāki, tad ar *-āts*. Piemēram, NaCl – nātrija hlorīds, CaSO<sub>4</sub> – kalcija sulfāts.

Ja negatīvās sastāvdaļas galvenajam atomam ir iespējamās vairākas oksidēšanas pakāpes, lieto vēl arī citas izskaņas:

1) zemākās oksidēšanas pakāpes gadījumā *-īts*, piemēram, K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> – kālija sulfīts;

2) visaugstākās oksidēšanas pakāpes gadījumā lieto priedēkli *per-*, piemēram, KMnO<sub>4</sub> – kālija permanganāts;

3) ja oksidēšanas pakāpe ir zemāka nekā savienojumā, kura nosaukumā lietota izskaņa *-īts*, bet augstāka nekā savienojumā, kura nosaukumā ir izskaņa *-īds*, tad lieto priedēkli *hipo-* un izskaņu *-īts*, piemēram, KBrO – kālija hipobromīts. Teikto var ilustrēt ar šādu hlora savienojumu piemēriem:

KCl – kālija hlorīds

KClO – kālija hipohlorīts

KClO<sub>2</sub> – kālija hlorīts

KClO<sub>3</sub> – kālija hlorāts

KClO<sub>4</sub> – kālija perhlorāts

Nosaukums ir viennozīmīgs tikai tad, ja tajā tiek uzrādītas arī skaitliskās (stehiometriskās) attiecības starp sastāvdaļām. Starptautiskā ķīmijas apvienība IUPAC šai nolūkā rekomendē divus paņēmienus.

Pēc viena paņēmiena *sastāvdaļu skaitu parāda ar grieķu skaitļvārdiem (mono, di, tri, tetra, penta, hekša, hepta, okta utt.)*. Ja tie jāattiecina uz veselām atomu grupām, tad lieto *bis* (divkārsšs), *tris* (trīskārsšs), *tetrakis* (četrkārsšs) utt. Daži piemēri:

NO<sub>2</sub> – slāpekļa dioksīds

N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> – dislāpekļa tetroksīds

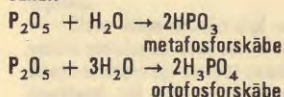
CO – oglekļa (mono)oksīds

CO<sub>2</sub> – oglekļa dioksīds

## 2. daļa

Nosaucot ķīmiskos savienojumus, ir jāuzrāda stehiometrija. To var izdarīt divējādi: vai nu norādot sastāvdaļu skaitu ar grieķu skaitļa vārdiem, vai arī atzīmējot oksidēšanas pakāpi tā elementa atomam, no kura var izzināt stehiometriju.

Ja kāds elements ar vienu un to pašu oksidēšanas pakāpi veido vairākas skābes, tad to skābi, kuras molekula ūdens šķīdumā atšķēļ mazāku skaitu ūdeņraža jonu, sauc par meta-skābi, bet to, kuras molekula atšķēļ vairāk ūdeņraža jonu, – par ortoskābi. Šīm skābēm rodies no skābajiem oksīdiem, metaskābes izveidošanai ir nepieciešams mazāks ūdens daudzums nekā ortoskābes izveidošanai:



Arī atbilstoši sāļu nosaukumos lieto prefixus *"meta"* un *"orto"*, piemēram, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – ortofosfāts, NaPO<sub>3</sub> – metafosfāts, Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> – metasilikāts.

## 2. daļa

MnO<sub>2</sub> – mangāna dioksīds  
Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> – tridzelzs tetroksīds  
FeCl<sub>3</sub> – dzelzs trihlorīds  
Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> – trikalcija bis(orto)fosfāts

Pēc otra paņēmiena *stehiometriskās attiecības uzrāda netieši*. Nosauc *oksidēšanas pakāpi* elementam, kuru zinot var noteikt gan oksidēšanas pakāpes, gan atomu skaitu pārējiem elementiem, kas piedalās savienojuma veidošanā. Daži piemēri:

NO<sub>2</sub> – slāpekļa(IV) oksīds  
CO – oglekļa(II) oksīds  
CO<sub>2</sub> – oglekļa(IV) oksīds  
MnO<sub>2</sub> – mangāna(IV) oksīds  
FeCl<sub>3</sub> – dzelzs(III) hlorīds

Abi minētie paņēmieni ķīmijas literatūrā tiek plaši lietoti. Tomēr jāatzīmē, ka oksidēšanas pakāpe nav izmantojama tad, ja saites ir mazpolāras, piemēram, daudzos organiskos savienojumos. Grūtības var rasties arī, nosaucot dažus neorganiskos savienojumus, piemēram, Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>.

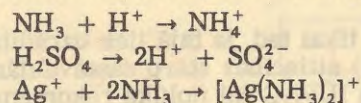
### 2.2.12. Molekuljoni (saliktie joni)

Molekuljoni var saturēt arī viena un tā paša elementa vairākus atomus. Piemēram, N<sub>3</sub><sup>-</sup> – azīdjons, O<sub>2</sub><sup>2-</sup> – peroksīdjons.

Ja molekulai pievieno vai atņem elektronus, tad iegūst *molekuljonus*. Atšķirībā no atomjoniem tie sastāv no 2 vai vairākiem atomiem. Molekulas vai molekuljoni, kuros ir nesapāroti elektroni, ir *molekulradikāļi*.

*Daļiņa, kuru veido vairāki atomi, var būt ne tikai neitrāla, bet arī pozitīvi vai negatīvi lādēta, t.i., tā var būt jons. Šādus jonus sauc par molekuljoniem vai saliktiem joniem.*

No atomjoniem vienmēr var iegūt atbilstošos atomus. Molekuljonam ne vienmēr atbilst reāli eksistējoša molekula. Tā, piemēram, nepastāv amonija jonam atbilstoša molekula NH<sub>4</sub> vai arī sulfātionam atbilstoša molekula SO<sub>4</sub>. Tas ir tāpēc, ka šādi molekuljoni rodas, neitrālām molekulām pievienojot vai atskaldot atomjonus. Daži piemēri:



### 2.2.13. Molekulradikāļi

*Molekulas un molekuljoni var saturēt arī nesapārotus elektronus. Šādas molekulārās daļiņas ir molekulradikāļi.*

Tiem ir ļoti liela nozīme organiskajā ķīmijā, bet bieži sastopami arī neorganiski molekulradikāļi. Piemēram, skābekļa molekula (sk. 2.15. att.) ir molekulradikālis.

Molekulradikāļiem var būt un var nebūt tieksme savus elektronus sapārot. Piemēram, NO šādas tieksmes nav, turpretim  $\text{NO}_2$  viegli dimerizējas.

Rodoties NO, divi skābekļa  $2p$  elektroni sapārojas ar diviem slāpekļa  $2p$  elektroniem, un pēc tam slāpekļa atomam paliek viens nesapārots  $2p$  elektrons:

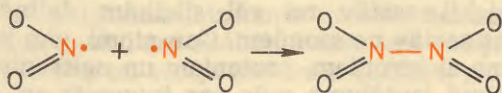


Taču NO ķīmiskā ziņā ir visai inerta viela.

Rodoties slāpekļa(IV) oksīdam, divi slāpekļa  $2p$  elektroni sapārojas ar viena skābekļa atoma  $2p$  elektroniem un veidojas divkāršā saite. Trešais slāpekļa  $2p$  elektrons sapārojas ar vienu  $2p$  elektronu otrā skābekļa atomā. Šim skābekļa atomam paliek nesapārots viens  $2p$  elektrons. Izīstot slāpekļa atoma  $2s$  elektronu pārim, viens no šiem elektroniem pāriet pie skābekļa atoma. Izveidojas daļiņa, kurā nesapārotu elektronu satur slāpekļa atoms:



Šī daļiņa cenšas savus elektronus sapārot, veidojot dimēru:



### 2.3. Vielas

**Viela ir vienādu molekulu (jonu formulvienību, arī atsevišķu atomu) kopa.**

Tā, piemēram,  $\text{N}_2$  molekulu kopa ir slāpekļis, NaCl formulvienību kopa – nātrija hlorīds, He atomu kopa – cēlgāze hēlijs. Jau mazā tilpumā viela satur ārkārtīgi daudz molekulu (jonu formulvienību, atomu). Vienā mililitrā gāzveida vielu to ir ap  $10^{19}$ , bet šķidrās un cietās vielās – ap  $10^{22}$ – $10^{23}$ .

#### 2.3.1. Tīra viela

Viela būtu *absolūti tīra* tad, ja tā nesaturētu nekādas citas molekulas (jonu formulvienības, atomus). Dabā tādu vielu nav un arī iegūt tādas nav iespējams. Attīrīšanas procesos lietotie trauku materiāli un reaģenti vienmēr paši rada attīrāmajā vielā piemaisījumus.



Gāzveida vielām nav forma un noteikts tilpums. Tās ieņem trauka (telpas) tilpumu. Šķidrā stāvoklī vielām nav formas, taču tās ieņem noteiktu tilpumu. Cietām vielām ir noteikta forma, un tās ieņem arī noteiktu tilpumu.

Cietu vielu kristālrežģi var veidot molekulas, joni vai atomi. Atomi kristālrežģī var būt saistīti kovalenti vai arī ar metālisko saiti. Dažādām cieto vielu grupām ir stipri atšķirīgas īpašības. Sastopamas arī amorfas cietās vielas, kurās ir būtiskas atkāpes no pareiza kristālrežģa.

## 2. daļa

Vielā sastāv no atomiem, molekulām vai joniem. To vispārīgais nosaukums ir elementāro objekti. Iegūt absolūti tīru vielu, kura saturētu tikai viena veida elementāro objektus, nav iespējams ne tikai attīrīšanas metožu nepilnības dēļ, bet arī tāpēc, ka attīrīšanas procesos šī viela vienmēr saskaras ar citām vielām un materiāliem.

Vielas elementāro objektu daudzumu parasti sauc par vielas daudzumu. Tā mērvienība ir mols.

Molmasa, moltilpums, mollādiņš un citi molārie lielumi ir vielu raksturojošas konstantes, un tiem nav ne daudzkārtību, ne daļielumu. Molārie lielumi ir ērti izmantojami dažādu aprēķinu veikšanai.

Nav pieļaujama fizikālā lieluma nosaukuma (vielas daudzuma) aizstāšana ar mērvienību skaitu (molu skaitu). Nedrīkst teikt, piemēram, nātrija hlorīda formulvienību molu skaits ir 3, bet ir jāsaprot, ka nātrija hlorīda formulvienību daudzums ir 3 moli. (Salīdzinājumam! Mēs taču nesakām "vielas gramu skaits", bet gan vielas masa gramos.)

Vielām var būt dažāda tīrības pakāpe. Ja piemaisījumu daudzumi ir salīdzināmi ar pamatvielas daudzumiem, tad mūsu rīcībā ir *vielu maisījumi*. Ja pēc attīrīšanas vielā vēl ir palikuši daži procenti piemaisījumu, tad tādu vielu sauc par *netīru*. Bet, ja piemaisījumu daudzumi mērāmi tikai procenta desmitdaļās vai to ir vēl mazāk, tad viela ir *tīra*.

Ar modernām attīrīšanas metodēm var iegūt ļoti tīras vielas. Tā, piemēram, pusvadītāju materiālos piemaisījumiem ir jābūt mazāk nekā  $10^{-6}$ — $10^{-7}$  %. Taču bieži vien var lietot daudz netīrākas vielas. Piemēram,  $\text{CO}_2$  iegūšanai no kalcija karbonāta var izmantot sālsskābi, kurā piemaisījumu masas daļa sasniedz pat dažus procentus. Prasības attiecībā uz vielu tīrību ir atkarīgas no tā, kādiem mērķiem šīs vielas lieto.

### 2.3.2. Vielas elementāro objekti

**«Elementāro objekti» ir vispārīgs nosaukums molekulām, atomiem, joniem un citām daļiņām, no kurām sastāv vielas.**

Tā, piemēram, gāzveida skābeklim elementāro objekti ir molekulas  $\text{O}_2$ , nātrija hlorīdam –  $\text{Na}^+$  un  $\text{Cl}^-$  jonu formulvienība  $\text{NaCl}$ , hēlijam – tā atomi.

Šie elementāro objekti sastāv no vēl sīkākām daļiņām, piemēram, molekulas sastāv no atomiem. Gan atomi, gan joni savukārt ir veidoti no elektroniem, protoniem un neitroniem. Atkarībā no apskatāmā jautājuma mūs var interesēt arī šīs sīkākās daļiņas, kuras tad tāpat sauc par elementāro objektiem.

### 2.3.3. Vielas elementāro objektu daudzums

**Daļiņu daudzums ir izsakāms ar šo daļiņu skaitu, bet vielas elementāro objektu gadījumā šis skaits ir ārkārtīgi liels. Tāpēc par elementāro objektu daudzuma vienību ir pieņemts atomu skaits oglekļa  $^{12}\text{C}$  kopā, kuras masa ir 12 gramī. Šo vienību sauc par molu un saīsināti apzīmē mol.**

Mols ir skaitliska vielas elementāro objektu daudzuma vienība –  $6,022045 \cdot 10^{23}$ . Aptuvenos aprēķinos var lietot  $6,02 \cdot 10^{23}$  (kļūda 0,03 %) vai pat  $6 \cdot 10^{23}$  (kļūda 0,37 %). Agrāk šo skaitli sauca par Avogadro skaitli.

Vielas elementāro objektu daudzumu apzīmē ar burtu  $n$ . Saīsināti to parasti sauc par *vielas daudzumu*. Runājot par vielas daudzumu, vienmēr ir jāuzrāda elementāro objekts. To parāda vai nu indeksa veidā pie burta  $n$ , vai arī rakstot iekavās pēc šī burta:  $n_{\text{N}}$ , jeb  $n(\text{N}_2)$ . Priekšroka dodama pirmajam veidam, jo tas ir uzskatāmāks, it sevišķi dažādu matemātisku sakarību rakstībā.

### 2.3.4. Molmasa

**Molmasa ir viena mola elementārobjektu summārā masa. To apzīmē ar burtu  $M$ .**

Molmasa vienkāršā veidā ir saistīta ar viena elementārobjekta masu. Ja viena elementārobjekta relatīvā molekulmasa ir  $M_r$ , tad šī objekta masa ir  $M_r \cdot u$ . Atommasas vienība  $u$  ir 1/12 no atoma  $^{12}\text{C}$  masas, ko apzīmē ar  $m_C$ :  $u = m_C/12$ . Ievietojot to izteiksmē  $M_r \cdot u$ , viena elementārobjekta masa ir  $M_r \cdot m_C/12$ . Vienam molam elementārobjektu summārā masa ir  $6,02 \cdot 10^{23}$  reizes lielāka:  $M = M_r(6,02 \cdot 10^{23} m_C/12)$ . Bet saskaņā ar mola definīciju  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomu  $^{12}\text{C}$  summārā masa ir 12 grami:  $6,02 \cdot 10^{23} m_C = 12 \text{ g}$ . Ievietojot to iepriekšējā izteiksmē, dabūjam

$$M = M_r \text{ g/mol}$$

**Tātad, ja elementārobjekta molmasu izsaka gramos uz molu, tā skaitliski ir vienāda ar viena elementārobjekta relatīvo molekulmasu.**

Piemēram, slāpekļa atoma relatīvā atommasa  $A_r = 14,0067$  un šo atomu molmasa 14,0067 g/mol.

Ja elementam Zemes garozā ir vairāki izotopi, tad tabulās tiek uzrādīta vidējā relatīvā atommasa. Aprēķinot molmasu, šādos gadījumos jāizmanto tieši šis lielums. Piemēram, Zemes garozā esošajiem skābekļa atomiem vidējā relatīvā atommasa ir 15,999(4) un vidējā molmasa 15,999(4) g/mol.

### 2.3.5. Moltilpums

**Moltilpums ir tilpums, kuru ieņem viens mols vielas molekulu (jonu formulvienību, atomu). To apzīmē ar burtu  $V$ .**

Katrai vielai noteiktos apstākļos (temperatūrā un spiedienā) ir pilnīgi noteikts moltilpums. Pie tam gāzveida vielām vienādos apstākļos moltilpumi ir vienādi. Tas atbilst A. Avogadro domai, kuru viņš izteica 1811. gadā.

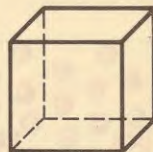
Ķīmijā gāzu tilpumus parasti mēra 273 K (0 °C) temperatūrā un 0,1 MPa (1 atm) spiedienā. Šos apstākļus sauc par normāliem apstākļiem. Moltilpums  $V_0$  (indekss norāda uz normāliem apstākļiem) visām gāzveida vielām ir vienāds:

$$V_0 = 22,4 \text{ l/mol}$$

Kļūdas te nepārsniedz 1 %. Tātad 22,4 litros jebkuras gāzes, ja tā atrodas normālos apstākļos, ir  $6,02 \cdot 10^{23}$  molekulu (cēlgāzēm – atomu).

## 2. daļa

Relatīvās atommasas  $A_r$  un relatīvās molmasas  $M_r$  izmanto teorētiskos apsvērumos. Praktiskos aprēķinos biežāk lieto atomu (molekulu, jonu formulvienību) molmasas  $M$ .



22,4 litri

$6,02 \cdot 10^{23}$  gāzes molekulu  
(0 °C jeb 273 K,  
1 atm jeb 0,1 MPa)

**A. Avogadro (1776–1856)** bija itāliešu fiziķis. No 1820. gada profesors Turīnas universitātē. 1811. gadā izteica hipotēzi, ka vienādos apstākļos vienādi gāzu tilpumi satur vienādu skaitu molekulu (Avogadro likums). Ķimīki sākmā šo hipotēzi noraidīja, un tikai ap 1860. gadu tā tika atzīta.

## 2. daļa

M. Faradejs (1791–1867) bija angļu dabaszinātnieks. No 1825. gada vadīja Londonas Karaliskā institūta ķīmijas laboratoriju, no 1827. gada bija tā ķīmijas profesors. Pētījis gāzu sašķidrīnāšanu, 1831. gadā atklājis magnētisko indukciju, 1833. gadā – elektrolīzes likumus, kurus tagad sauc par Faradeja likumiem.

### 2.3.6. Mollādiņš

**Mollādiņš ir viena mola lādētu daļiņu summārais lādiņš.**

Viena elektrona vai viena protona lādiņš ir  $1,6021892 \cdot 10^{-19}$  C. Vienam molam šādu daļiņu kopējais lādiņš

$$F = 1,6021892 \cdot 10^{-19} \cdot 6,022045 \cdot 10^{23} = 96484,56 \text{ C/mol}$$

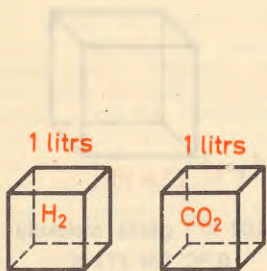
Aptuvenos aprēķinos var pieņemt, ka  $F = 96485$  C/mol (kļūda 0,0005 %) vai arī  $F = 96\,500$  C/mol (kļūda 0,016 %). To sauc arī par Faradeja konstanti.

Vienlādiņa joniem, piemēram,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  mollādiņš ir vienāds ar  $F$ , divlādiņu joniem, piemēram,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  mollādiņš ir  $2F$ , un trīslādiņu joniem, piemēram,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  tas ir  $3F$ .

### 2.3.7. Vielas gāzveida stāvokļi

Gāzveida stāvokļi vielas sastāv no molekulām ( $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NH}_3$  u.tml.). Vienīgi cēlgāzes satāv no atomiem ( $\text{He}$ ,  $\text{Ne}$ ,  $\text{Ar}$  u.tml.). Gāzveida stāvoklim ir raksturīgi lieli atstatumi starp molekulām (atomiem), kuras aizņem tikai apmēram tūkstošo daļu no gāzes tilpuma. Gāzes daļiņas savā starpā nav saistītas un atrodas nemitīgā haotiskā kustībā. Piemēram, ūdeņraža molekulas pārvietošanās vidējais ātrums ir ap 1,8 km/s.

Tā kā starp gāzes daļiņām nekādas saistības nav, gāzveida vielai pašai par sevi nav ne formas, ne arī noteikta tilpuma. Tā vienmērīgi piepilda trauku, kurā atrodas. Gāzes tilpumu tāpat nosaka trauka lielums.



273 K, 0,1 MPa

$$\frac{2 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ l/mol}} \quad \frac{44 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ l/mol}}$$

Relatīvais blīvums:

$$d = \frac{44 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ l/mol}} : \frac{2 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ l/mol}} = 44 : 2 = 22$$

### 2.3.8. Molmasas noteikšana gāzveida vielām

Ja ņemti divu gāzu vienādi daudzumi ( $n_1 = n_2 = n$ ), tad vienādos apstākļos (temperatūra, spiediens) tie ieņem vienādu tilpumu. Saprotams, ka masa abām gāzēm ir dažāda:

$$m_1 = nM_1 \text{ un } m_2 = nM_2$$

Attiecinot  $m_1$  pret  $m_2$ , iegūst pirmās gāzes relatīvo blīvumu atiecībā pret otro gāzi:

$$d = \frac{m_1}{m_2}$$

Relatīvais blīvums rāda, cik reizu pirmās gāzes masa ir lielāka par otrās gāzes masu, ja  $n_1 = n_2 = n$ ,  $p_1 = p_2 = p$  un  $T_1 = T_2 = T$ . Tas ir vienāds ar gāzu molmasu attiecību:

$$d = \frac{nM_1}{nM_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Tāpēc, eksperimentāli nosakot gāzes relatīvo blīvumu  $d$  attiecībā pret tādu gāzi, kurai molmasa  $M_2$  ir zināma, var aprēķināt molmasu gāzei  $M_1$ . Parasti relatīvo blīvumu nosaka vai nu attiecībā pret ūdeņradi –  $d_{H_2}$ , vai arī attiecībā pret gaisu –  $d_{gais}$ .

Ūdeņradim molmasa  $M_{H_2} = 2,0158$  g/mol, tāpēc pastāv šādas sakarības:

$$d_{H_2} = \frac{M_1}{M_{H_2}}; \quad M_1 = M_{H_2} d_{H_2}; \quad M_1 \approx 2d_{H_2}$$

Gaiss ir gāzu maisījums, kurā skābekļa molekulu masas daļa ir 0,231, slāpekļa molekulu masas daļa 0,755 un argona atomu masas daļa 0,01285. Tāpēc gaisa vidējā molmasa ir šāda:

$$\begin{aligned} M_{gais} &= w_{O_2} M_{O_2} + w_{N_2} M_{N_2} + w_{Ar} M_{Ar} = \\ &= 0,231 \cdot 32 + 0,755 \cdot 28 + 0,01285 \cdot 39,9 \approx 29 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

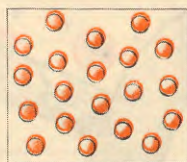
Nosakot gāzes relatīvo blīvumu attiecībā pret gaisu, šīs gāzes molmasas aprēķināšanai izmanto šādas sakarības:

$$d_{gais} = \frac{M_1}{M_{gais}}; \quad M_1 = M_{gais} d_{gais}; \quad M_1 \approx 29d_{gais}$$

### 2.3.9. Vielas šķidrā stāvoklī

Šķidrā stāvoklī vielu molekulas ir daudz tuvāk viena otrai nekā gāzveida stāvoklī. Taču, tāpat kā gāzēs, arī šķidrums molekulas atrodas nepārtrauktā haotiskā kustībā. Taču sadursmes ir biežākas, un molekulas arī spēcīgāk savstarpēji iedarbojas cita uz citu. Tāpēc šķidrums izveidojas jau nelieli molekulu grupējumi. Tajos molekulas ir samērā vāji saistītas, un šādi grupējumi nepārtraukti rodas, izirst un veidojas atkal no jauna. Ja starp molekulām var rasties ūdeņraža saites, kā tas ir, piemēram, ūdenī, tad molekulu agregāti jau ir stabilāki, kaut arī šādos gadījumos tāpat noris to nepārtraukta veidošanās un iršana.

Tādējādi šķidrumiem jau ir pilnīgi noteikts tilpums. Bet noteiktas formas šķidrumiem nav. Tiem piemītošās plūstamības dēļ šķidrums pieņem tā trauka formu, kurā tie atrodas. Šķidrās stāvoklī tāpat ir it kā starpstāvoklis starp gāzveida un cieto stāvokli.



Gāze



Šķidrums



Cieta viela

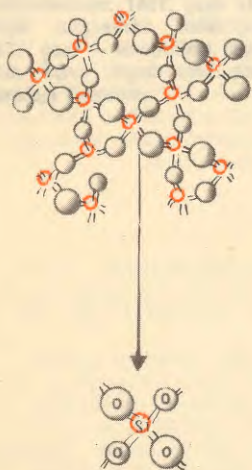
## 2. daļa

### 2.3.10. Vielas cietā stāvoklī

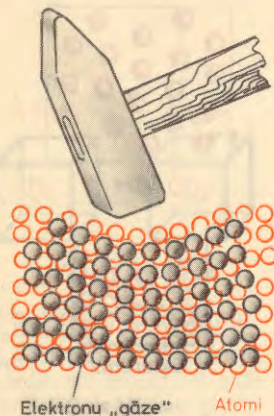
Cietas vielas sastāv no atomiem, molekulām vai jonu formulvienībām. Šie elementārobjekti ir pilnīgi noteiktā kārtībā izvietoti telpā un veido kristālrežģi. Režģa mezgļpunktos esošās daļiņas atkarībā no temperatūras gan var vairāk vai mazāk novirzīties uz vienu vai otru pusi, bet šai kustībai ir tikai svārstību raksturs. Temperatūrai pieaugot, svārstības palielinās, bet, temperatūrai pazeminoties, – tās samazinās.

Tā kā cietās vielas daļiņas nav spējīgas pārvietoties lielākos atstatumos, šīm vielām ir gan noteikts tilpums, gan arī noteikta forma.

Cietu vielu īpašības lielā mērā ir atkarīgas no tā, vai kristālrežģa mezgļpunktos atrodas atomi, molekulas vai joni. Atomu gadījumā tās vēl būtiski atšķiras atkarībā no tā, kāds ir starpatomu saites raksturs (kovalentā vai metāliskā saite). Tāpēc turpmāk īsi tiks aplūkotas atsevišķas cietu vielu grupas.



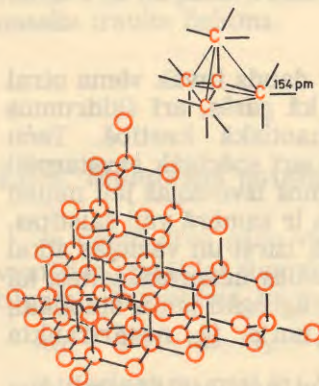
Kvarca  $\text{SiO}_2$  kristālrežģis. Tajā ir saskatāmi tetraedri, kuros ap katru silīcija atomu atrodas 4 skābekļa atomi.



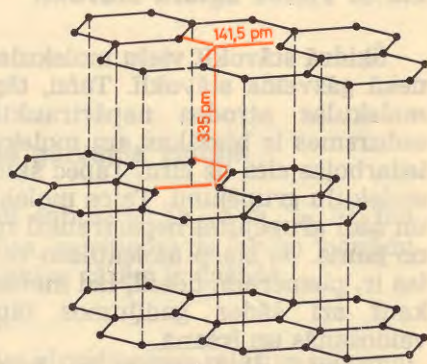
Metāli ir kajami un velmējami, jo atomi var pārvietoties, saglabājoties metāliskajai saistībai.

### 2.3.11. Cietas vielas ar kovalenti saistītu atomu kristālrežģi

Kovalentām saitēm ir pilnīgi noteikts virziens, kurā atomu elektronu orbitāles vislabāk pārklājas. Tāpēc kristālrežģa veidu šajā gadījumā nosaka tā mezgļpunktos esošo atomu ārējo elektronu orbitāles (vai arī šo atomu hibridizētās orbitāles),



2.16. att. Tetraedriskais oglekļa atomu izvietojums dimanta kristālrežģī.



2.17. att. Oglekļa atomu izvietojums grafitā kristālrežģī. Katram oglekļa atomam ir trīs īsākas un viena garāka saite.

kuras realizē kovalento saistību. Šāds kristālrežģis ir vairāku nemetālisku elementu (B, C, Si, Ge) veidotajās cietajās vielās, kā arī šo elementu savstarpēji veidotajās cietajās vielās (SiC u.c.).

Oglekļa atomu izvietojums dimanta kristālrežģī ir parādīts 2.16. attēlā, bet grafitā – 2.17. attēlā. Dimantā saites veido  $sp^3$  hibridizētās elektronu orbitāles, tāpēc ap katru oglekļa atomu ir četri citi tetraedriski novietoti oglekļa atomi. Visas saites ir vienādas, tikai to virzieni ir dažādi. Šādas saites saraut ir ļoti grūti, tāpēc dimants ir ārkārtīgi cieta viela un kūst tikai virs 3500 °C. Tas arī nešķīst dažādos šķīdinātājos.

Grafitā kristālrežģī katram oglekļa atomam trīs kovalentās saites ir vienāda garuma, bet ceturta ir garāka. Tāpēc grafitis viegli veido plāksnītes, jo ceturto saiti ir vieglāk saraut.

### 2.3.12. Cietas vielas ar metāliski saistītu atomu kristālrežģi

Ja kristālrežģa mezgļpunktos atrodas tādu elementu atomi, kuriem piemīt metāliskās īpašības, tad cietā viela ir metāls. Metālisko elementu atomi spēj viegli zaudēt vienu vai vairākus ārējos elektronus un pārvērsties par joniem. Tas notiek arī metālu kristālrežģī. Mezgļpunktos paliek pozitīvi lādēti metālu joni, bet atomu zaudētie elektroni kļūst par kopelektroniem visam kristālrežģim. Tie savā viļņveida kustībā visā kristālrežģī rada izkliedētu negatīvās elektrības lādiņu un tādējādi saista kopā mezgļpunktos esošos pozitīvos jonus. Šādu saistību sauc par metālisko saiti.

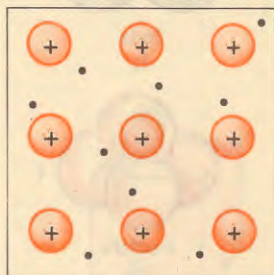
Zīmējumos elektronu viļņveida kustību atspoguļot nav iespējams, tāpēc metāliskās saites attēlojumi ir visai shematiski (2.18. att.).

Tā kā metālu kristālrežģos ir daudz kopelektronu, kuri var viegli pārvietoties pa visu režģi, metāliem piemīt laba elektrovadītspēja un siltumvadītspēja. Tie ir arī ļabi caurumi un velmējami, jo daļu no kristālrežģa samērā viegli var pārvietot attiecībā pret pārējo režģa daļu, pie tam tūlīt atjaunojas kopelektronu realizētā saistība.

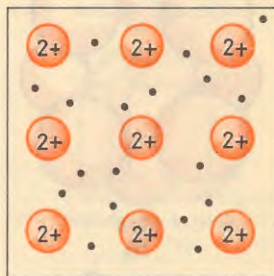
Atkarībā no atomu izvietojuma veida un no viena atoma atdoto kopelektronu skaita metālu īpašības var mainīties diezgan plašās robežās. Tā, piemēram, sārmu metāli ir ļoti mīksti un tiem ir zemas kušanas temperatūras (nātrijam 98 °C, kālijam 64 °C). Bet volframa un hroma atomu veidotās cietās vielas jau ir ievērojami cietākas un šo metālu kušanas temperatūras ir stipri augstas (hromam 1890 °C, volframam pat 3410 °C).

## 2. daļa

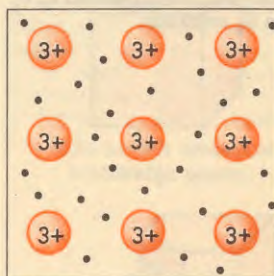
Atkarībā no vienkāršo vielu īpašībām tās iedala metālos un nemetālos. Dažreiz tā dēvē arī atbilstošos elementus, taču tas nav pareizi. Elementi nav ne metāli, ne nemetāli, bet no tiem ir veidotas gan vienkāršās, gan arī saliktās vielas. Tātad elementiem piemīt metāliskas vai nemetāliskas īpašības.



Na



Mg



Al

2.18. att. Metāliskās saites shematisks attēlojums.

## 2. daļa

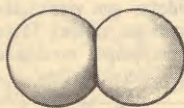
### 2.3.13. Cietas vielas ar molekulu kristālrežģi

Savstarpējā iedarbība starp molekulām, kuras atrodas kristālrežģa mezgļpunktos, ir visai vāja. Tāpēc molekulu kristālrežģi var viegli noārdīt, paaugstinot temperatūru, un šādām cietvielām ir samērā zemas kušanas temperatūras. Teikto ilustrē 2.6. tabulas dati.

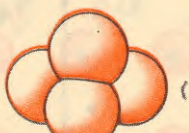
2.6. tabula

Molmasa un kušanas temperatūra dažām cietām vielām ar molekulu kristālrežģi

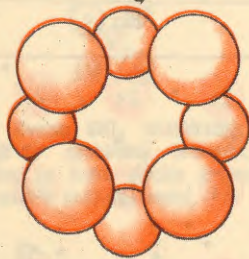
| Molekula        | $M_r$ | Kušanas temp., °C | Molekula         | $M_r$ | Kušanas temp., °C |
|-----------------|-------|-------------------|------------------|-------|-------------------|
| O <sub>2</sub>  | 32    | -219              | H <sub>2</sub> O | 18    | 0                 |
| N <sub>2</sub>  | 28    | -210              | NH <sub>3</sub>  | 17    | -78               |
| F <sub>2</sub>  | 38    | -223              | HF               | 20    | -87               |
| Cl <sub>2</sub> | 71    | -101              | HCl              | 36,5  | -114              |
| Br <sub>2</sub> | 160   | -7,3              | HBr              | 81    | -88               |
| I <sub>2</sub>  | 254   | +114              | HI               | 128   | -51               |



Jods  
I<sub>2</sub>



Fosfors  
P<sub>4</sub>



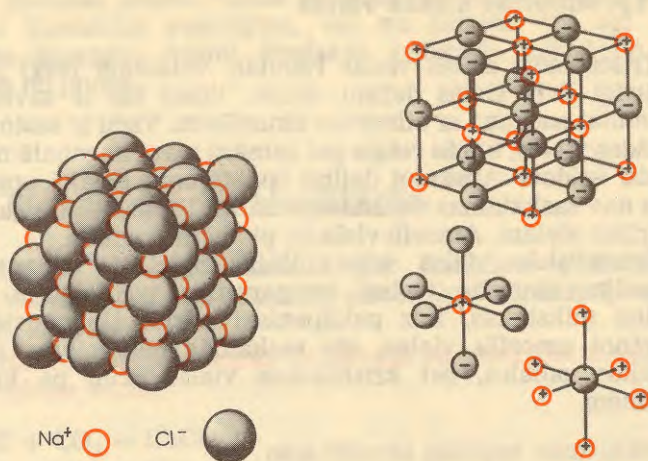
Sērs  
S<sub>8</sub>

Joda, fosfora un sēra cieto vielu kristālrežģos atrodas I<sub>2</sub>, P<sub>4</sub> un S<sub>8</sub> molekulas.

Kā redzams, jo lielāka ir mezgļpunktā esošās molekulas masa, jo grūtāk to izkustināt no mezgļpunkta un jo augstāka ir vielas kušanas temperatūra. Redzams arī, ka tajos gadījumos, kuros var veidoties ūdeņraža saites (H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HF), kušanas temperatūra ir augstāka, nekā varētu domāt. Tā, piemēram, HF kušanas temperatūra ir nevis zemāka, bet gan augstāka par HCl kušanas temperatūru, jo ūdeņraža saišu saraušanai ir jāpatērē papildu enerģija.

### 2.3.14. Cietas vielas ar jonu kristālrežģi

Šāda kristālrežģa mezgļpunktos atrodas katjoni un anjoni. Jonu pozitīvo lādiņu kopskaitam kristālrežģi ir jābūt vienādam ar negatīvo lādiņu skaitu, jo kristāls kopumā ir elektroneitrāls. Piemēram, uz katru kalcija jonu Ca<sup>2+</sup> kalcija fluorīda kristālrežģi ir divi fluorīdijoni F<sup>-</sup>.



2.19. att. Nātrija jonu un hlorīdjonu savstarpējais novietojums nātrija hlorīda kristālrežģī.

Jonu novietojumu kristālrežģī nosaka ne tikai to stehiometriskās attiecības, bet arī izmēri. Tāpēc no dažādiem joniem uzbūvētām cietām vielām var būt arī dažādi kristālrežģi. Kā jonu kristālrežģa piemērs 2.19. attēlā ir parādīts nātrija hlorīda režģis. Tajā ap katru nātrija jonu atrodas 6 hlorīdioni un savukārt ap katru hlorīdjonu atrodas 6 nātrija joni.

Mezglpunktos esošie joni savstarpēji elektrostātiski pievelkas. Šī iedarbība ir spēcīga, un tāpēc cietām vielām ar jonu kristālrežģi ir samērā augstas kušanas temperatūras (2.7. tabula).

2.7. tabula

Kušanas temperatūras dažām vielām ar jonu kristālrežģi

| Viela | Kušanas temperatūra, °C | Viela | Kušanas temperatūra, °C |
|-------|-------------------------|-------|-------------------------|
| NaF   | 1040                    | KF    | 857                     |
| NaCl  | 800                     | KCl   | 770                     |
| NaBr  | 750                     | KBr   | 730                     |
| NaI   | 650                     | KI    | 680                     |

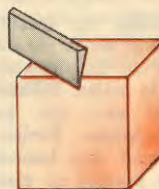
Šīs cietās vielas nav ne kaļamas, ne velmējamas. Ja vienu kristālrežģa daļu nobīda attiecībā pret otru daļu, tad jonu elektrostātiskā saistība tiek izjaukta un viela sadrup.



Naža asmens sakrīt ar kristālrežģa plakni



Saskaldīts kristāls



Naža asmens nesakrīt ar kristālrežģa plakni



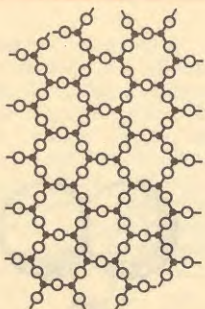
Sadrupis kristāls

## 2. daļa

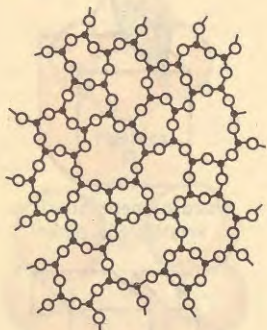
### 2.3.15. Amorfas cietās vielas

Kristāliskās cietās vielas regulāri veidotajā režģī ietilpst ārkārtīgi liels vielas daļiņu skaits. Visas tās ir savstarpēji novietotas saskaņā ar stingrām likumībām. Taču ir sastopamas arī tādas vielas, kurās režģis pat samērā mazā apgabalā nav īsti pareizi veidots. Apskatot daļiņu izvietojumu lielākā apgabalā, vairs nav saskatāmas nekādas likumības. Šādas vielas sauc par amorfām vielām. Amorfa viela ir, piemēram, stikls.

Kristāliskās vielas kūst pilnīgi noteiktā temperatūrā, turpretim amorfās vielas, temperatūru paaugstinot, kļūst aizvien mīkstākas, līdz pakāpeniski pāriet šķidrā stāvoklī. Drupinot amorfās vielas, tās saskaldās nenoteiktas formas mazākos gabalos, bet kristāliskās vielas drūp pa kristālu skaldnēm.



a



b

Atomu novietojums kvartālu kristālā (a) ir stingri regulārs, bet kvartālu stiklā (b) tas ir tikai daļēji regulārs.

Vielas var iedalīt homonukleārās jeb vienkāršās vielās un heteronukleārās jeb saliktās vielās. Saliktās vielas parasti sauc par ķīmiskiem savienojumiem. Ķīmijas literatūrā bieži vien homonukleārās vielas neatšķir no elementiem.

### 2.3.16. Vienkāršas (homonukleāras) un saliktas (heteronukleāras) vielas

*Vielu, kuru veido viena elementa atomi, sauc par vienkāršu vielu. Ja vielu veido vairāku elementu atomi, tad tā ir salikta viela jeb attiecīgo elementu savienojums.*

Jāatšķir jēdzieni «elements» un «elementa atomu veidotās vienkāršās vielas». Elements ir viena veida atomi, kuriem ir vienāds kodola lādiņš. Vienkāršās vielas sastāv no viena elementa atomiem (He, Ne, atomārais skābeklis O) vai arī šādu atomu veidotām molekulām ( $O_2$ ,  $O_3$ ).

Ja viena elementa veidotās vienkāršās vielas ir cietas vielas, tad katrai no tām ir atšķirīgs kristālrežģis. Diemžēl daudzos gadījumos šādām vielām nav savu nosaukumu un tās dēvē par alotropiskām modifikācijām.

Piemēram, oglekļa atomi veido divas vielas ar atšķirīgiem kristālrežģiem – dimantu un grafitu (sk. 2.15. un 2.16. att.). Turpretī dzelzs atomu veidotajām vienkāršajām vielām ar atšķirīgiem kristālrežģiem atsevišķu nosaukumu nav. Taču šo vielu īpašības ir dažādas, piemēram, 770 °C temperatūrā  $\alpha$ -Fe kristālrežģim pārvērsoties par  $\beta$ -Fe kristālrežģi, izzūd fero-magnētiskās īpašības.

## 2.4. Ķīmiskās reakcijas

*Par ķīmiskām reakcijām sauc vienu vielu pārvēršanos citās vielās.*

Reagējošo vielu molekulās vai kristālrežģos ķīmiskās saites irst, atomi pārgrupējas un tad izveidojas jaunas ķīmiskās

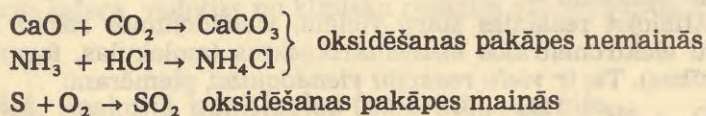
saites. Radušās jaunās vielas sauc par reakcijas produktiem. Norisot ķīmiskām reakcijām, vai nu izdalās, vai arī tiek patērēta enerģija. Atomi ķīmiskās reakcijās nezūd un arī nerodas no jauna.

## 2. daļa

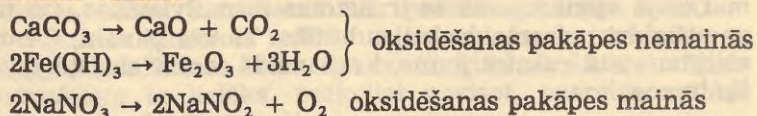
### 2.4.1. Ķīmisko reakciju klasifikācija

Ķīmiskās reakcijas klasificē pēc dažādiem principiem. Tāpēc viena un tā pati reakcija var ietilpt vairākās ķīmisko reakciju grupās.

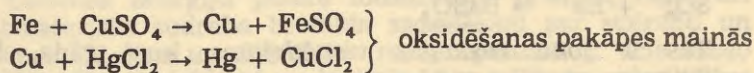
**Savienošanas reakcijās no divām vai vairākām vielām rodas viena viela:**



**Sadalīšanas reakcijās no vienas vielas rodas divas vai vairākas vielas:**

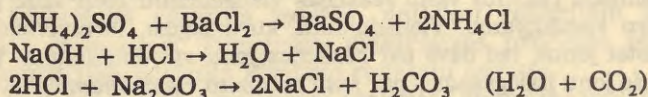


**Aizvietošanas reakcijās vienkāršas (homonukleāras) vielas atomi aizvieto saliktā (heteronukleārā) vielā kāda cita elementa atomus:**

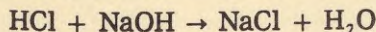


**Apmaiņas reakcijas noris starp divām vielām, kuras sastāv no joniem.**

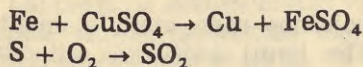
Vielās savstarpēji apmainās joni:



**Skābju un bāzu reakcijās (protolītiskās reakcijas) reaģē skābes ar bāzēm:**



**Oksidēšanās-reducēšanās reakcijās** reaģējošo vielu molekulas (formulvienībās, jonus) mainās atomu oksidēšanas pakāpes:



Norisot ķīmiskām reakcijām, vai nu izdalās, vai arī tiek patērēta enerģija.

Vielu daudzumu attiecības ķīmiskajās reakcijās rāda koeficienti reakciju vienādojumos.

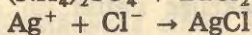
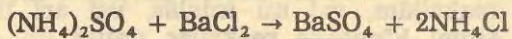
Ķīmiskās reakcijas ātrums ir atkarīgs no reaģējošo vielu dabas, to koncentrācijas, temperatūras un cietām vielām arī no virsmas laukuma.

Ja reakcija ir apgriezeniska, tad pēc īsāka vai garāka laika sprīža iestājas ķīmiskais līdzsvars. Līdzsvara sasniegšanu paātrina katalizatori. Līdzsvara pārvietošanas iespējās noskaidro Lešateljē princips.

Apskatītie piemēri rāda, ka apmaiņas reakcijas šķīdumos noris tad, ja var rasties mazšķīstoša, mazdisociēta vai gāzveida viela.

## 2. daļa

Nogulsnēšanās reakcijās rodas nogulsnes:

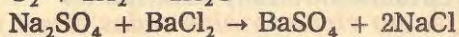
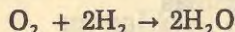


### 2.4.2. Ķīmisko reakciju vienādojumi

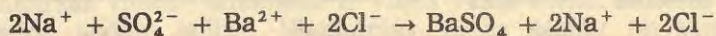
Jonu reakciju vienādojumi skaidri rāda reakciju būtību. Taču nevienu jonu nav iespējams ievadīt reakcijas vidē bez pretjona. Tā, piemēram, ja reakcijas norisei ir nepieciešami sulfātjoni  $\text{SO}_4^{2-}$ , tad ir jāņem viela, kura satur šos jonus. Tās sastāvu rāda formulvienība, piemēram,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Attēlojot reakciju vienādojumus ar šādām formulvienībām, parāda *vielas*. Rakstot jonu reakciju vienādojumus, parāda tās *vielu sastāvdaļas*, kuras savā starpā reaģē.

Ķīmisko reakciju norisi attēlo ar vienādojumiem, kuru kreisajā pusē raksta reagējošo vielu formulas, bet labajā pusē – reakcijas produktu formulas. Ar koeficientiem panāk to, ka jebkura elementa atomu skaits vienādojuma abās pusēs ir vienāds. Starp vienādojuma kreiso un labo pusi raksta bultiņu, kuras smaile ir virzīta pa labi. Bultiņas vietā dažreiz lieto arī vienādības zīmi =.

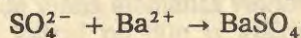
Attēlojot reakcijas starp vielām, vienādojumos raksta šo vielu elektroneitrālos elementārobjektus (molekulas, formulvienības). Tie ir *vielu reakciju vienādojumi*, piemēram:



Otrajā vienādojumā te ir lietotas formulvienības, un tajā nav skaidri redzama reakcijas būtība. To var panākt, formulvienību vietā rakstot jonus, kuru veidā vielas eksistē ūdens šķīdumos:



Tagad ir redzams, ka ne nātrija joni, ne hlorīdjoni reakcijā nepiedalās un no vienādojuma tos var izslēgt:



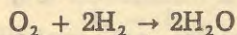
Tas ir *jonu reakcijas vienādojums*, kurš rāda, ka, sulfātjoniem reaģējot ar bārija joniem, izveidojas bārija sulfāta cietās vielas kristālrežģis.

Literatūrā sastopami arī citi reakciju vienādojumu nosaukumi. Ar formulvienībām rakstītu vielu reakcijas vienādojumu bieži sauc par *molekulāro vienādojumu*. Vienādojumu, kuru iegūst, formulvienību vietā rakstot jonus, tad dēvē par reakcijas *jonu vienādojumu* un pēc nereaģējošo jonu izslēgšanas – par *jonu saīsināto vienādojumu*. Autors uzskata, ka šie nosaukumi nav izdevušies – tie neatbilst vienādojumu būtībai.

### 2.4.3. Vielu daudzumu attiecības ķīmiskajās reakcijās

Koeficienti reakciju vienādojumos rāda vielu elementārobjektu (molekulu, formulvienību, jonu) skaitliskās attiecības.

Piemēram, no vienādojuma



ir redzams, ka ar vienu skābekļa molekulu reaģē 2 ūdeņraža molekulas un rodas 2 ūdens molekulas.

Ja tiek ņemtas  $6,02 \cdot 10^{23}$  skābekļa molekulas, t.i., viens mols šo molekulu, tad ar tām reaģē  $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  t.i., divi moli ūdeņraža molekulu. Tātad, vielu daudzumus izsakot molos, attiecības starp šiem daudzumiem ir vienādas ar attiecībām starp koeficientiem reakcijas vienādojumā:

$$\frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{1}{2}; \quad \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1}{2}; \quad \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2}{2} = 1$$

Šādas daudzumu attiecības ir pamatā visiem aprēķiniem, kurus izdara, vadoties no ķīmisko reakciju vienādojumiem.

#### 2.4.4. Reakcijā izdalījusies (patērētā) enerģija

Ķīmiskās reakcijas norisē vispirms tiek sarautas esošās ķīmiskās saites. Saraušanai tiek patērēta enerģija. Pēc tam rodas jaunas ķīmiskās saites, un to veidošanās ir saistīta ar enerģijas izdalīšanos. Atkarībā no tā, kurš no šiem enerģijas daudzumiem ir lielāks, reakcijai norisot, enerģija vai nu izdalās, vai arī tiek patērēta.

Enerģijas veidi var būt dažādi. Ķīmiskajās reakcijās var rasties vai izdalīties gaismas (elektromagnētiskā starojuma), elektriskā vai siltuma enerģija.

Gaismas enerģiju patērē fotosintēzes procesā, tāpat arī fotomateriālu sudraba bromīda sadalīšanai par sudrabu un bromu. Cilvēku un dzīvnieku redzes pamatā ir acīs esošo organisko vielu ķīmiskas reakcijas, kuru norisei nepieciešamo enerģiju dod gaisma. Savukārt, oksidējoties dažām organiskām vielām, enerģija izdalās gaismas veidā, un tāpēc spīd jāņtārpiņi, bojātas zivis un veci prauli.

Elektriskā enerģija izdalās, notiekot reakcijām galvaniskajos elementos. Turpretim elektrolīzes procesos elektriskā enerģija tiek patērēta ķīmisko reakciju norisei.

Taču visbiežāk ķīmiskajās reakcijās enerģija izdalās vai tiek patērēta siltuma veidā. Tad to sauc par *reakcijas siltumefektu*.

#### 2.4.5. Termoķīmiskie vienādojumi

Lai reakciju siltumefektus varētu savā starpā salīdzināt, tos nosaka standartapstākļos (spiediens 0,1 MPa jeb 1 atm un temperatūra 298,15 K jeb 25 °C). Ja siltums izdalās, tad reakciju

## 2. daļa

Vielu daudzumu attiecības var noskaidrot arī, pieņemot, ka noris 1 mols, t. i.,  $6,02 \cdot 10^{23}$  tādu ķīmiskās pārvēršanās aktu, kādi ir parādīti reakcijas vienādojumā. Tad molos izteiktu vielu daudzumu attiecības ir vienādas ar koeficientu attiecībām.

Saskaņā ar Einšteina vienādojumu  $E = mc^2$  enerģijai atbilst pilnīgi noteikta masa. Tāpēc, sastādot izreaģējušo vielu un reakcijas produktu masu bilanci, būtu tas jāņem vērā. Taču reakciju siltumefektiem atbilstošās masas ir tik mazas, ka svēršanā tās konstatēt nevar. Piemēram, 900 kJ lielam enerģijas daudzumam piemīt šāda masa:

$$m = \frac{E}{c^2} = \frac{900 \cdot 10^3 \text{ m}^2 \cdot \text{kg/s}^2}{(3 \cdot 10^8)^2 (\text{m/s})^2} = 1 \cdot 10^{-11} \text{ kg} = 1 \cdot 10^{-8} \text{ g}$$

Ar parastiem analītiskajiem svāriem var konstatēt masas izmaiņas, kuras nav mazākas par  $1 \cdot 10^{-4}$  g. Tātad, ja eksperimentos tiek lietoti šādi svāri, izreaģējušo vielu masa vienmēr ir vienāda ar reakcijas produktu masu (masas nezūdamības likums).

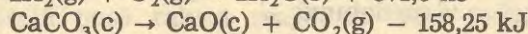
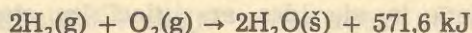
## 2. daļa

Vielu agregātstāvokļus apzīmē ar burtiem g (angl. *gas*), l (angl. *liquid* – šķidrums) un s (angl. *solid* – ciets).

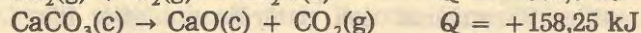
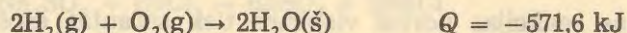
Parastajā spiedienā un temperatūrā norisošu reakciju siltumefektus sauc arī par entalpijas izmaiņām un tad apzīmē ar  $\Delta H_0$ .

sauc par *eksotermisku*, bet, ja tas reakcijas norisē tiek patērēts, – par *endotermisku*.

Termoķīmiskā vienādojumā ir uzrādīts arī reakcijas siltumefekts. To izdara divējādi. Agrāk siltumefektu ietilpināja pašā reakcijas vienādojumā un rakstīja to labajā pusē. Pie tam eksotermisku reakciju siltumefektu rakstīja kā pozitīvu lielumu, t.i., ar plusa zīmi, bet endotermisku reakciju siltumefektu kā negatīvu lielumu, t.i., ar mīnusa zīmi:



Tagad pāriet pie cita rakstības veida, kurā enerģijas daudzumiem ir pretējas zīmes. Siltumefektu uzrāda pēc reakcijas vienādojuma. Plusa zīme rāda, ka attiecīgais enerģijas daudzums, reakcijai norisot, tiek patērēts, t.i., it kā pievienots reaģējošām vielām (endotermiska reakcija). Mīnusa zīme savukārt rāda, ka enerģija izdalās, t.i., tā it kā tiek atņemta reaģējošām vielām (eksotermiska reakcija). Iepriekšējo reakciju termoķīmiskos vienādojumus tad raksta šādi:



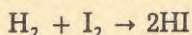
Ar burtiem g, š un c termoķīmiskajos vienādojumos attēlo vielu agregātstāvokļus. Šāda norāde ir nepieciešama, jo agregātstāvokļa maiņa arī ir saistīta ar siltumefektu.

Termoķīmiskajos vienādojumos siltumefekts atbilst vienam molam, t.i.,  $6,02 \cdot 10^{23}$  tādu ķīmisko pārvērtību, kuras ir attēlotas ar vienādojumu. Tātad 571,6 kJ siltuma izdalās, reaģējot diviem moliem ūdeņraža molekulu ar vienu molu skābekļa molekulu.

### 2.4.6. Ķīmisko reakciju ātrums

**Ķīmiskās reakcijas ātrumu definē kā laika vienībā izreagējušās (radušās) vielas daudzumu. Ja reakcija noris gāzu maisījumā vai šķīdumos, kur molekulas ir vienmērīgi sadalītas pa visu tilpumu, tad vielas daudzuma vietā var lietot tās koncentrāciju (mol/l).**

Gāzveida vidē norisot reakcijai



izejvielu koncentrācija samazinās, bet reakcijas produkta koncentrācija pieaug. Ja divos dažādos laika momentos šīs koncentrācijas ir  $c_{1,\text{H}_2}$ ,  $c_{1,\text{I}_2}$ ,  $c_{1,\text{HI}}$  un  $c_{2,\text{H}_2}$ ,  $c_{2,\text{I}_2}$ ,  $c_{2,\text{HI}}$ , tad reakcijas ātrumam var sastādīt šādas izteiksmes:

$$v = \frac{c_{1,H_2} - c_{2,H_2}}{t_2 - t_1} = \frac{-\Delta c_{H_2}}{\Delta t}$$

$$v = \frac{c_{1,I_2} - c_{2,I_2}}{t_2 - t_1} = \frac{-\Delta c_{I_2}}{\Delta t}$$

$$v' = \frac{c_{2,HI} - c_{1,HI}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta c_{HI}}{\Delta t}$$

Pirmajās divās izteiksmēs mīnusa zīme pie  $\Delta c$  rāda, ka tas patiesībā ir nevis pieaugums, bet gan samazinājums. Pēdējā izteiksme skaitliski dod divas reizes lielāku ātruma vērtību, jo no katras  $H_2$ , resp.,  $I_2$  molekulas rodas divas HI molekulas:

$$v' = 2v$$

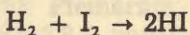
Reakcijas ātrums visu laiku mainās, jo mainās reaģējošo vielu daudzumi (koncentrācijas). Tāpēc īsti pareizu skaitlisko vērtību iegūst tikai tad, ja laika sprādis  $t_2 - t_1$  ir ļoti mazs. Ja tas tā nav, tad aprēķinos iegūst tikai vidējo ķīmiskās reakcijas ātrumu.

#### 2.4.7. Koncentrācijas ietekme uz reakcijas ātrumu

Reakcija var norisēt tikai tad, ja reaģējošās molekulas (joni) saduras. Laika vienībā sadursmju skaits ir jo lielāks, jo lielāka ir šo daļiņu koncentrācija.

**Reakcijas ātrums ir proporcionāls reaģējošo vielu elementārobjektu koncentrāciju reizinājumam.**

Piemēram, reakcijai



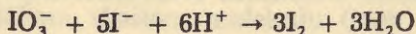
ātrums palielinās, palielinot gan ūdeņraža, gan arī joda molekulu koncentrāciju:

$$v = kc_H c_{I_2}$$

Proporcionalitātes koeficientu  $k$  sauc par *reakcijas ātruma konstanti*.

Apskatītajā piemērā jāsaduras ūdeņraža un joda molekulām, t.i., divām daļiņām. Reakcijas vienādojums te attēlo arī patieso reakcijas norisi. Taču bieži vien vienādojuma kreisajā pusē ir vairāk nekā 2 daļiņas. Tādi vienādojumi rāda tikai reakcijas summāro rezultātu, jo jau trīs daļiņu sadursmes noris vismaz 1000 reizes retāk. Šādos gadījumos patiesībā noris vesela virkne secīgu *elementārreakciju*, kurās piedalās 2 (dažreiz 3) molekulas (joni).

Piemēram, jodātjonu un jodīdjonu reakciju skābos šķīdumos attēlo šāds summārais vienādojums:

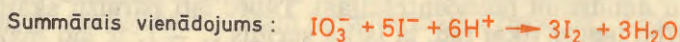
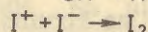
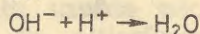
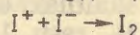
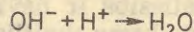
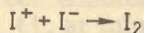
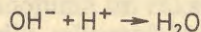
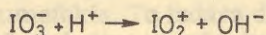


## 2. daļa

Ja reakcijas vienādojumā ir vairāk nekā 2 vai 3 reaģējošās daļiņas, tad tas ir summārais vienādojums un šī vienādojuma koeficienti nav izmantojami par kāpinātājiem reakcijas ātruma vienādojumā. Kāpinātāju skaitliskās vērtības tad ir jānosaka eksperimentāli. Tās var būt vai nu vienādas ar koeficientiem, vai arī mazākas par tiem, pat nulle un daļskaitļi.

## 2. daļa

Iespēja sadurties visām 12 reaģējošajām daļiņām praktiski ir vienāda ar nulli. Patiesībā noris šādas elementārreakcijas:



Katrai elementārreakcijai ir savs ātrums, kurš ir proporcionāls reaģējošo daļiņu koncentrāciju reizinājumam. Summārās pārvēršanās ātrums ir visai sarežģītā saistībā ar elementārreakciju ātrumiem. Tāpēc tas ir jāatrod eksperimentāli. Apskatāmajai reakcijai eksperimentāli atrastā sakarība ir šāda:

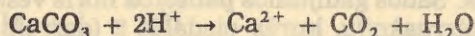
$$v = kc_{\text{IO}_3^-}c_{\text{I}^-}^2c_{\text{H}^+}^2$$

Kā redzams, ķīmiskās reakcijas ātruma vienādojuma sastādīšanai nevar izmantot koeficientus summārajā reakcijas vienādojumā, jo šis vienādojums neattēlo patieso reakcijas norisi.

### 2.4.8. Reakcijas ātruma atkarība no cietu vielu virsmas laukuma

Reakcijas, kurās piedalās kristālisku vielu molekulas vai formulvienību joni, var norisēt tikai uz šo vielu virsmas. Tad, kad gāzveida vai šķidrā fāzē esošās reaģētspējīgās daļiņas saskaras ar šo virsmu, var notikt ķīmiska pārvērtība. Jo virsma ir lielāka, jo vairāk ir šādu sadursmju un jo ātrāk noris reakcija. Tāpēc, lai palielinātu reakcijas ātrumu, cietā viela ir jāasmalcina.

Piemēram, kalcija karbonāta šķīšana sālsskābē noris,  $\text{H}^+$  joniem saduroties ar cietās vielas virsmu:



Tāpēc šīs reakcijas ātrums ir proporcionāls gan cietās vielas virsmas laukumam  $S$ , gan arī  $\text{H}^+$  jonu koncentrācijai:

$$v = kSc_{\text{H}^+}^2$$

## 2.4.9. Reakcijas ātruma atkarība no reaģējošo vielu dabas

## 2. daļa

Ne jau katra molekulu (jonu) sadursme beidzas ar ķīmisku pārvērtību. Tikai tad, ja daļiņu enerģija ir pietiekami liela, tiek pārvarēta to elektronu savstarpējā atgrūšanās. Daļiņas tad satuvinās tik tuvu, lai sāktos esošo ķīmisko saišu iršana un jaunu saišu veidošanās.

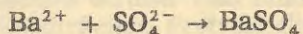
Reakcijas izraisīšanai nepieciešamā enerģija piemīt tikai nelielam skaitam daļiņu. Tā ir lielāka par daļiņu vidējo enerģiju.

Starpību starp to enerģiju, kura jau nodrošina reakcijas norisi, un daļiņu vidējo enerģiju sauc par *aktivācijas enerģiju*. Jo tā ir lielāka, jo mazāk ir daļiņu, kuras sadursmes brīdī spēj izraisīt ķīmisko reakciju, un jo lēnāk noris šī reakcija. Savukārt, jo aktivācijas enerģija ir mazāka, jo vairāk ir tādu daļiņu un jo ātrāk noris reakcija.

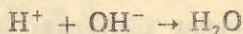
Nepieciešamā aktivācijas enerģija atkarīga no reaģējošo vielu dabas. Tomēr te var norādīt arī uz vispārējām likumībām.

Ja savstarpēji iedarbojas *molekulas*, tad aktivācijas enerģija ir visai liela (150—450 kJ/mol). Tāpēc šādas reakcijas noris lēni. Piemēram, parastajā temperatūrā joda molekulas ar ūdeņraža molekulām reaģē tik lēni, ka puse no tām ir pārvērtusies par jodūdeņradi tikai pēc  $\approx 10^{10}$  gadiem. Tāpat lēni noris arī daudzas reakcijas starp organisko vielu molekulām, un bieži vien tās ir jāpaātrina sildot.

Turpretim *jonu un radikāļu* reakcijām aktivācijas enerģija ir daudz mazāka un parasti nepārsniedz 80 kJ/mol. Tāpēc reakcijas, kurās piedalās joni un radikāļi, noris nesalīdzināmi ātrāk. Piemēram, skābekļa molekulai (sk. 2.15. att. un vienādojumu 2.8.5. paragrāfā) reaģējot ar asins hemoglobīnu, puse no reaģējošajām vielām pārvēršas par oksihemoglobīnu  $\approx 10^{-2}$  sekundēs. Vēl ātrāk reaģē joni, piemēram, norisot reakcijai



puse no joniem parastajā temperatūrā ir izreaģējusi jau apmēram  $10^{-8}$  sekundēs. Bet reakcijā



tas notiek jau apmēram  $10^{-10}$  sekundēs.

## 2.4.10. Reakcijas ātruma atkarība no temperatūras

Paaugstinot temperatūru, vielu molekulas un joni kustas aizvien ātrāk un to sadursmes kļūst biežākas. Turklāt aizvien lielākam skaitam molekulu (jonu) piemīt enerģija, kura ir

Reakcijas ātruma konstantes  $k$  atkarību no absolūtās temperatūras  $T$  un aktivācijas enerģijas  $E_a$  rāda Arrēniusa vienādojums:

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

Te  $A$  ir konstants lielums un  $R$  – universālā gāzu konstante.

## 2. daļa

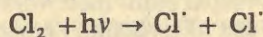
nepieciešama reakcijas norisei. Aktivācijas enerģija samazinās, jo pieaug daļiņu vidējā enerģija.

Tātad, temperatūru paaugstinot, reakcijas ātruma konstante palielinās un reakcija noris ātrāk. Temperatūras paaugstināšana par 10 °C palielina reakcijas ātrumu 2—4 reizes.

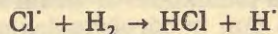
### 2.4.11. Ķēdes reakcijas

Ja katras elementārreakcijas norisē rodas atomradikāļi vai molekulradikāļi, kuri tūlīn reagē, radot atkal jaunus radikāļus, tad reakcijas norisi var attēlot kā milzīga skaita elementārreakciju ķēdi. Šādas reakcijas sauc par *ķēdes reakcijām*.

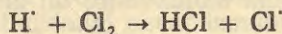
Piemēram, H<sub>2</sub> un Cl<sub>2</sub> maisījumā reakcija starp šīm molekulām noris ārkārtīgi lēni. Apgaismošana ar ultravioleto starojumu vai temperatūras paaugstināšana izraisa ķēdes reakciju, un maisījums sprāgst. Absorbējot gaismas kvantu vai siltuma enerģiju, hlora molekula sadalās 2 atomradikāļos:



Atomradikāļi tūlīn iedarbojas uz H<sub>2</sub> molekulām:



Tam seko jaunā atomradikāļa H<sup>·</sup> iedarbība ar Cl<sub>2</sub> molekulām:



Šādā veidā secīgi noris simtiem tūkstošu elementārreakciju starp atomradikāļiem un molekulām. Ķēde apraujas, tikai savstarpēji saduroties atomradikāļiem (H<sup>·</sup> ar H<sup>·</sup>, Cl<sup>·</sup> ar Cl<sup>·</sup> un H<sup>·</sup> ar Cl<sup>·</sup>).

Ķēdes reakcijām ir ļoti liela nozīme dažādu polimērmateriālu rūpnieciskā ražošanā.

### 2.4.12. Apgriezeniskas un neapgriezeniskas reakcijas

Ķīmisko reakciju norises gaitā izejvielas pārvēršas par reakcijas produktiem. Taču šī pārvēršanās nav pilnīga un apstājas, kad vēl ir palikuši lielāki vai mazāki daudzumi izejvielu. Ja to ir ļoti maz, tad uzskata, ka pārvēršanās ir bijusi pilnīga. Tādas reakcijas sauc par *neapgriezeniskām*.

Piemēram, ja hlora molekulas reagē ar nātrija atomiem, tad reakcijas produktā (NaCl) ne hlora molekulas, ne nātrija atomus vairs konstatēt nevar. Šī reakcija tāpēc ir uzskatāma par neapgriezenisku.

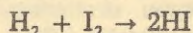
Ja reagē H<sup>+</sup> ar tādu pašu daudzumu OH<sup>-</sup>, stāvoklis ir sarežģītāks. Iegūtajā ūdenī sveramus šo jonu daudzumus konstatēt

nevar un tāpēc reakciju var uzskatīt par neapgriezenisku. Taču iegūtā ūdens elektrovadītspēja rāda, ka tajā tomēr ir palikuši ļoti mazi  $H^+$  un  $OH^-$  daudzumi. Izrādās, ka viena desmitmiljonā daļa šo jonu nav izreaģējusi. Tātad reakcija starp  $H^+$  un  $OH^-$  kaut niecīgā mērā, bet tomēr ir *apgriezeniska*.

Ir zināmas daudzas reakcijas, kuras ir apgriezeniskas daudz lielākā mērā. Tā, piemēram, ja  $300\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā gāzveida vidē  $H_2$  molekulas reaģē ar  $I_2$  molekulām, tad to pārvēršanās par  $HI$  molekulām izbeidzas jau tad, kad vēl ap  $1/20$  izejvielu nav izreaģējusi.

### 2.4.13. Ķīmiskais līdzsvars

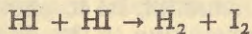
Apskatīsim reakciju starp  $H_2$  un  $I_2$  gāzveida vidē  $300\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā:



Reakcijas ātrums ir proporcionāls abu reaģējošo vielu koncentrāciju reizinājumam:

$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} c_{H_2} c_{I_2}$$

Taču, saduroties divām  $HI$  molekulām, var norisēt pretēja pārvēršanās:



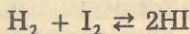
Pretreakcijas ātrums ir

$$v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} c_{HI}^2 = k_{\leftarrow} c_{HI}^2$$

Vienlaikus noris gan tiešā, gan arī pretreakcija. Tiešās reakcijas ātrums visu laiku samazinās, jo samazinās  $H_2$  un  $I_2$  koncentrācijas. Pretreakcijas ātrums turpretim visu laiku aug, jo palielinās  $HI$  koncentrācija. Beidzot pienāk brīdis, kad abu reakciju ātrumi kļūst vienādi:

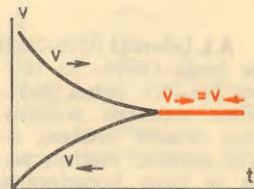
$$v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$$

No šī brīža  $H_2$ ,  $I_2$  un  $HI$  koncentrācijas vairs nemainās. Ir iestājies ķīmiskais līdzsvars, ko parāda ar divām pretēji vērstām bultiņām:



**Ķīmiskais līdzsvars ir dinamisks. Visu laiku noris gan tiešā, gan arī pretreakcija, bet to ātrumi ir vienādi.**

Jebkurā laika sprīdī rodas tikpat daudz  $HI$  molekulu, cik to sadalās atpakaļ par  $H_2$  un  $I_2$ . Vielu līdzsvara koncentrācijas apzīmē ar kvadrātiekvām:  $[H_2]$ ,  $[I_2]$ ,  $[HI]$ .



Kad pretreakcijas ātrums ir kļuvis vienāds ar tiešās reakcijas ātrumu, tad iestājas līdzsvars.

## 2. daļa

Ķīmiskā līdzsvara konstante apskatītajā piemērā tika iegūta, izmantojot tiešās un pretreakcijas ātrumu vienādību. Tas ir līdzsvara konstantes kinētiskais izvedums. Šis izvedums ir korekts tikai tad, kad reakcijas vienādojums rāda elementārreakcijas norisi. Citos gadījumos, kad reakciju attēlo summārais vienādojums, kāpinātāji reakcijas ātruma izteiksmē var atšķirties no koeficientiem reakcijas vienādojumā. Tad līdzsvara konstantes izteiksme ir jāatrod, vadoties no termodinamikas likumbām. Šādi iegūta līdzsvara konstantes izteiksmē kāpinātāji vienmēr ir vienādi ar koeficientiem summārajā reakcijas vienādojumā.

Ķīmisko līdzsvaru raksturo šī līdzsvara konstante. Konstantes izteiksmi iegūst, ievietojot izteiksmē  $v_{-} = v_{+}$  ātrumu izteiksmes:

$$k_{-}[H_2][I_2] = k_{+}[HI]^2$$

un

$$K = \frac{k_{-}}{k_{+}} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Nemainīgā temperatūrā līdzsvara konstante ir konstants lielums. Tās izteiksmē vienmēr skaitītājā raksta reakcijas produktu koncentrāciju reizinājumu un saucējā – izejvielu koncentrāciju reizinājumu. *Kāpinātāji* vienmēr atbilst *koeficientiem summārajā reakcijas vienādojumā*.

Gāzu maisījumā katras gāzes parciālais spiediens ir proporcionāls šīs gāzes koncentrācijai (mol/l). Tāpēc līdzsvaram, kurš eksistē gāzveida vidē, konstanti var izteikt arī ar vielu parciālajiem spiedieniem:

$$K_p = \frac{p_{HI}^2}{p_{H_2} p_{I_2}}$$

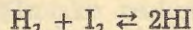
### 2.4.14. Līdzsvara pārvietošana

Ķīmiskā līdzsvara dinamiskumu var izmantot, lai to pārvietotu uz vienu vai otru pusi. Ja maina apstākļus tā, ka rodas lielāki daudzumi reakcijas produktu, tad saka, ka līdzsvars ir pārvietots pa labi. Pretējā gadījumā līdzsvars ir pārvietots pa kreisi.

Līdzsvara pārvietošanās virzienu var noskaidrot, izmantojot principu, kuru jau 1884. gadā formulēja Lešateljē.

***Ja līdzsvarā esošā sistēmā maina koncentrāciju, spiedienu vai temperatūru, tad līdzsvars pārvietojas tādā virzienā, lai minētās izmaiņas samazinātos.***

Ievadot līdzsvarā esošā sistēmā

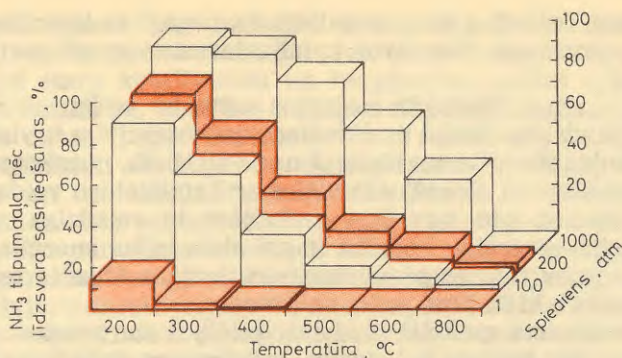


papildu ūdeņraža daudzumus, līdzsvars pārvietojas pa labi, jo tad mazinās ūdeņraža koncentrācija. Jodūdeņraža rašanās reakcija ir endotermiska, tāpēc temperatūras paaugstināšanas rezultātā līdzsvars pārvietojas pa labi. Šāda pārvietošanās ir saistīta ar siltuma enerģijas patērišanu un samazina temperatūru.

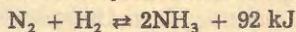
Spiediena palielināšana vai samazināšana jodūdeņraža rašanās līdzsvaru neietekmē, jo molekulu kopskaits vienādojuma abās pusēs ir vienāds. Ja tas tā nav, tad gāzveida vidē ķīmisko

A. L. Lešateljē (1850–1936) bija franču ķīmiķis. No 1877. gada līdz 1925. gadam vairāku Parīzes augstskolu profesors. Pētījis cementa cietēšanu, tērauda rūdīšanu, izveidojis platīna un rodija termoelementu augstu temperatūru mērīšanai. Pētījis spiediena un temperatūras ietekmi uz reakciju līdzsvaru, formulēja principu, kuru nosauca viņa vārdā.

## 2. daļa

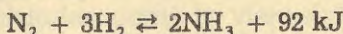


2.20. att. Amonjaka tilpumdaļa (%) pēc līdzsvara sasniegšanas saskaņā ar Lešateljē principu ir atkarīga gan no spiediena, gan arī no temperatūras. Amonjaka sintēzes reakcija ir eksotermiska:



Tāpēc temperatūras paaugstināšana samazina amonjaka līdzsvara koncentrāciju gāzu maisījumā. Diemžēl slāpeklis ar ūdeņradi zemākās temperatūrās reaģē ļoti lēni. Katalizatora ( $\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3$ ) klātbūtnē reakcija pietiekami ātri noris jau 450...550 °C temperatūrā. Taču lielākas amonjaka koncentrācijas radīšanai gāzu maisījums ir jāspiež. Rūpniecībā spiediens parasti ir 25...35 MPa jeb 250...350 atm.

līdzsvaru ietekmē arī spiediens. Piemēram, amonjaka rašanās līdzsvaru

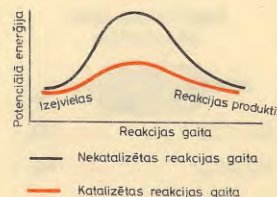


spiediena palielināšana virza pa labi. Šāda pārvietošana saistīta ar molekulu skaita samazināšanos no 4 ( $\text{N}_2 + 3\text{H}_2$ ) līdz 2, un tāpēc samazinās ieņemamais tilpums un arī spiediens.

### 2.4.15. Katalīze

Vielu pārvēršanās par citām vielām, t.i., ķīmiskas reakcijas, notiek tad, ja apskatāmajā vielu sistēmā nav sasniegts ķīmiskais līdzsvars. Reakciju norises rezultātā sistēma tiecas nonākt ķīmiskajā līdzsvarā. Reakcijas var notikt ar lielāku vai mazāku ātrumu. Galvenais faktors, kurš šo ātrumu nosaka, ir aktivācijas enerģija.

Gandrīz vienmēr var atrast tādas vielas, kuru ievadīšana reakcijas sistēmā izraisa reakcijas ātruma maiņu. Šīs vielas sauc par *katalizatoriem* un pašu parādību – par *katalīzi*. Tā var būt vai nu pozitīva, vai arī negatīva. Pozitīvas katalīzes



Reakcijas katalīzēšana ir aktivācijas enerģijas samazināšana un līdz ar to reakcijas ātruma palielināšana.

## 2. daļa

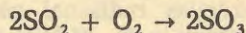
gadījumā reakcijas ātrums palielinās, negatīvas katalīzes gadījumā samazinās. Negatīvos katalizatorus sauc arī par *inhibitoriem*.

Kā zināms, ķīmiskās reakcijas noris kā secīgu elementārreakciju virkne. Kādai no šīm elementārreakcijām ir vislielākā aktivācijas enerģija, un tāpēc tā noris vislēnāk, nosakot arī visa procesa ātrumu. Reagējošās vielas ar katalizatoru veido *starp-savienojumu*, pie tam šīm reakcijām ir vajadzīga mazāka aktivācijas enerģija. Mazāka ir arī aktivācijas enerģija starpsavienojumu tālākas pārvēršanās reakcijām. Visa tā rezultātā katalizatora klātbūtne paātrina procesu.

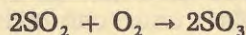
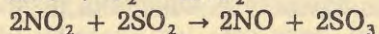
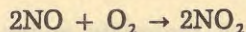
Katalizators reakcijā piedalās, veidojot starpsavienojumus. Pēc tam kad process ir beidzies, katalizatora daudzums ir tāds pats, kāds tas bija šīs norises sākumā.

***Katalizators nemaina ķīmisko līdzsvaru, t.i., nemaina līdzsvarā esošo vielu koncentrācijas un līdzsvara konstanti. Tas tikai saīsina līdzsvara sasniegšanai nepieciešamo laiku. Tātad katalizators vienādā mērā paātrina gan tiešo, gan arī pretreakciju.***

Daži katalīzes piemēri. Sēra dioksīda un skābekļa maisījumā lēni veidojas sēra trioksīds:

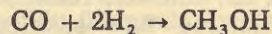


Šī reakcija tiek stipri paātrināta, ja maisījumā ievada slāpekļa oksīdu NO, kurš darbojas kā katalizators, veidojot starpsavienojumu NO<sub>2</sub>:

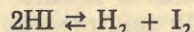


Kā redzams, summārajā vienādojumā katalizators nemaz neparādās. Tas darbojas tikai kā skābekļa pārnēsētājs, pie tam aktivācijas enerģijas šajos procesos ir ievērojami mazākas nekā tiešajā reakcijā starp SO<sub>2</sub> un O<sub>2</sub>.

Starpsavienojumi, kuru izveidei un tālākai reagēšanai ir nepieciešamas zemākas aktivācijas enerģijas, bieži vien rodas uz smalki dispersu cietu vielu virsmas. Tad par katalizatoriem sauc šīs cietās vielas. Piemēram, cinka oksīds ZnO katalizē metanola sintēzes reakciju:



Smalki disperss zelts vai platīns stipri paātrina līdzsvara



sasniegšanas ātrumu. Aktivācijas enerģijas te ir šādas:

|                  |            |
|------------------|------------|
| bez katalizatora | 168 kJ/mol |
| Au klātbūtnē     | 105 kJ/mol |
| Pt klātbūtnē     | 59 kJ/mol  |



Automobilu izplūdes gāzes satur CO un NO. Lai samazinātu gaisa piesārņošanu, šos oksīdus katalītiski var pārvērst par CO<sub>2</sub> un N<sub>2</sub>.

Tāpēc, ņemot par izejvielu tīru jodūdenradi, līdzsvara stāvoklis visātrāk tiek sasniegts platīna klātbūtnē.

Tā kā starp katalizatoru un reaģējošām vielām arī noris ķīmiska iedarbība, katalīzes iespējas vispirms ir atkarīgas no šo vielu dabas. Tāpēc katalīze ir visai selektīva parādība un katrai ķīmiskai reakcijai ir jāatrod savs katalizators. Tas attiecas arī uz daudzām reakcijām, kuras noris dzīvajos organismos. Bez selektīvajiem organiskajiem katalizatoriem, kurus sauc par *fermentiem* jeb *enzīmiem*, dzīvības procesu norise parastajā temperatūrā vispār nebūtu iespējama.

Inhibitoru darbības pamatā ir tas, ka šo vielu klātbūtnē tiek izslēgta iespēja notikt elementārreakcijai, kurai nepieciešama mazākā aktivācijas enerģija un kura noris ātrāk. Ķīmiskajai pārvērtībai tad ir jānotiek kā virknei elementārreakciju, kurām ir nepieciešama lielāka aktivācijas enerģija, un tāpēc to ātrums ir mazāks. Līdz ar to visa procesa norise tiek palēnināta.

## 2.5. Šķīdumi

Šķīdumus iegūst, vielas izkliedējot šķidrumos. Ja izkliedēto vielu daļiņu izmēri ir 1–100 nm, tad ir iegūti *koloīdāli šķīdumi*. Bet, ja izkliedētā viela eksistē atsevišķu molekulu vai jonu veidā, tad ir iegūti *īstie šķīdumi*. Parasti ar nosaukumu "šķīdumi" saprot tieši šos īstos šķīdumus. Tajos izšķīdušās vielas molekulas (joni) ir vienmērīgi izkliedētas pa visu šķīduma tilpumu, un tāpēc šķīdumi ir dzidri.

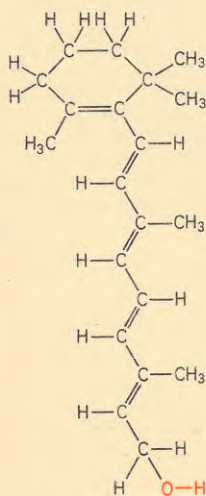
### 2.5.1. Šķīdinātājs un izšķīdusī viela

Parastākais šķīdinātājs ir ūdens (71 % zemeslodes virsmas aplāj ūdens). Izšķīdinot ūdenī gāzveida vai cietas vielas, iegūst šo vielu šķīdumus. Šķidru vielu gadījumā par šķīdinātāju uzskata to vielu, kura ir pārkumā. Tā, piemēram, var būt etanola šķīdumi ūdenī un ūdens šķīdumi etanolā.

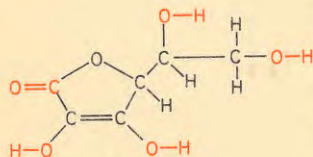
Ap izšķīdinātās vielas molekulām (joniem) šķīdumā grupējas šķīdinātāja molekulas. Mijiedarbība var būt ne tikai elektrostatisks dabas, bet arī tuvoties *ķīmiskai iedarbībai*. Grupējumu, kura centrā atrodas izšķīdinātās vielas molekula (jons), sauc par *solvātu*, ūdens šķīduma gadījumā – par *hidrātu*.

Dažreiz hidratācija izraisa pat krāsas maiņu, un tad tā ir viegli konstatējama. Piemēram,  $\text{Cu}^{2+}$  ir bezkrāsas jons, bet

## 2. daļa



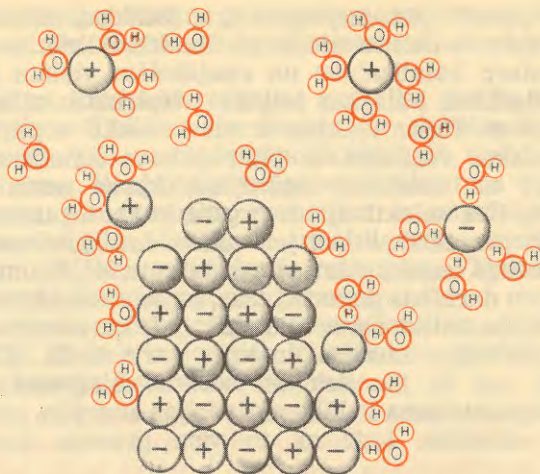
A vitamīns



C vitamīns

Vitamīna A lielā molekula ir gandrīz pilnīgi nepolāra, jo satur tikai vienu polāro saiti. Tāpēc vitamīns A ūdenī nešķīst, bet šķīst taukos, kuru molekulas arī ir ļoti mazpolāras.

Vitamīna C molekula ir ievērojami mazāka par vitamīna A molekulu, bet satur samērā daudz polāro saišu. Tāpēc vitamīns C labi šķīst ūdenī.



2.21. att. Nātrija hlorīdam šķīstot, joni atšķēlas no kristālrežģa un reizē arī hidratējas. Hidratētie joni pēc tam «izklist» pa visu šķīduma tilpumu.

hidratēts vara(II) jons ir zilā krāsā. Kobalta(II) jons ir zilā krāsā, bet pēc hidratācijas šis jons ir vāji rozā krāsā.

Solvatācijas (hidratācijas) iespējas stiprā mērā ietekmē vielu šķīšanu dažādos šķīdinātājos. Daudzi jonu savienojumi labi šķīst ūdenī, jo ūdens molekulas ir stipri polāras. Tāpat ūdenī labi šķīst savienojumi, kuri sastāv no stipri polārām molekulām. Kā piemērus var minēt nātrija hlorīdu, etanolu. Joni un polārās molekulas viegli hidratējas elektrostātiskās pievilkšanās un ūdeņraža saišu veidošanās rezultātā. Radušies hidrāti labi "iederas" ūdens molekulu starpā.

Turpretim nepolāras molekulas, piemēram, benzola  $C_6H_6$  molekulas ļoti vāji hidratējas, jo elektrostātiski ūdens molekulas uz to neiedarbojas un ūdeņraža saites arī neveidojas. Šādas nehidratētas benzola molekulas "neiederas" pārējo ūdens molekulu starpā; tās rada šķīdumā būtiskas atšķirības. Tāpēc benzola molekulas pāriet ūdenī tikpat kā nevar.

Savukārt nepolāras vai mazpolāras molekulas, kuras vāji solvatējas, samērā labi iederas citu līdzīgu molekulu starpā. Tāpēc šādas vielas labi šķīst viena otrā. Piemēram, parafīns, kas sastāv no nepolārām ogļūdeņražu molekulām, šķīst benzīnā, kura molekulas arī ir nepolāras.

Vispārējā likumība, kura bija zināma jau sen, ir šāda: polāras vielas šķīst polāros šķīdinātājos un nepolāras vielas savukārt – nepolāros šķīdinātājos. Agrāk to formulēja pavisam īsi: *līdzīgs šķīst līdzīgā*.

## 2.5.2. Šķīdība

Kad šķīdinātājs nonāk saskarē ar kādu citu vielu, sākas šīs vielas molekulu (jonu) pāriešana šķīdinātājā, t.i., sākas šķīšana. Taču, tiklīdz šķīdinātājā parādās izšķīdušās vielas molekulas (joni), tā tūlīt sākas arī pretējais process – izšķīdušās vielas izdalīšanās no šķīduma, ko sauc par kristalizēšanos. Jo vairāk šķīdumā ir izšķīdušās vielas, jo lielāks ir šīs vielas izdalīšanās ātrums. Beidzot tas kļūst vienāds ar šķīšanas ātrumu, un tad iestājas dinamisks līdzsvars. Šķīduma sastāvs vairs nemainās, un šādu šķīdumu sauc par *piesātinātu*.

**Izšķīdušās vielas saturu (masu, daudzumu) piesātinātā šķīdumā sauc par šīs vielas šķīdību.**

To izsaka dažādi. Cietu vielu šķīdību bieži raksturo ar *šķīdības koeficientu*. Tas rāda vielas masu (gramos), kas spēj izšķīst 100 gramos šķīdinātāja. Piemēram, ja vielas šķīdības koeficients (šķīdinot to ūdenī) ir 15,7 g/100 g, tad tas nozīmē, ka 100 gramos ūdens var izšķīdināt 15,7 gramus šīs vielas. Šķīdības koeficienti parasti attiecas uz 20 °C.

Lieto arī *molāro šķīdību*. Tas ir izšķīdušās vielas daudzums (molos), kas atrodas vienā litrā piesātināta šķīduma.

Dažreiz ir izdevīgi šķīdību raksturot ar *izšķīdušās vielas masas daļu* piesātinātā šķīdumā.

Mazšķīstošām vielām ar jonu kristālrežģi šķīdību parasti raksturo ar *šķīšanas līdzsvara konstanti*, kuru sauc arī par *šķīdības reizinājumu*.

Visus tos šķīdumus, kuros izšķīdušās vielas ir mazāk nekā piesātinātā šķīdumā, sauc par *nepiesātinātiem šķīdumiem*. Ja tie atrodas saskarē ar šķīstošo vielu, tad šķīšanas process turpinās tik ilgi, kamēr izveidojas piesātināts šķīdums.

Ja kāds šķīdums satur vairāk izšķīdušās vielas nekā piesātināts šķīdums, tad to sauc par *pārsātinātu šķīdumu*. Tādus šķīdumus var iegūt, mainot temperatūru tā, lai vielas šķīdība samazinātos. Pārsātināti šķīdumi rodas arī, norisot ķīmiskām reakcijām, kurās izveidojas lielāki vielas daudzumi nekā šķīdībai atbilstošie daudzumi. No šādiem šķīdumiem viela izdalās kā gāze, šķīdruma slānis vai nogulsnes, līdz pārsātinājums zūd un šķīdums kļūst piesātināts.

## 2.5.3. Gāzveida vielu šķīdumi ūdenī

Nepolāras gāzveida vielu molekulas ūdenī vāji hidratējas, tāpēc šādu vielu šķīdība ir maza. Temperatūru paaugstinot, šķīdība samazinās (2.22. att.). Paaugstinot spiedienu, šķīdība palielinās un diezgan plašās robežās šķīdība  $s$  ir tieši proporcionāla spiedienam  $p$ :

$$s = \alpha p$$

## 2. daļa

*Šķīdība* ir izšķīdušās vielas saturs piesātinātā šķīdumā. Gāzveida vielām tā ir stipri atkarīga no spiediena un temperatūras, šķīdrām un cietām vielām – no temperatūras. Šķīšanas procesā var norisēt arī ķīmiskas reakcijas.

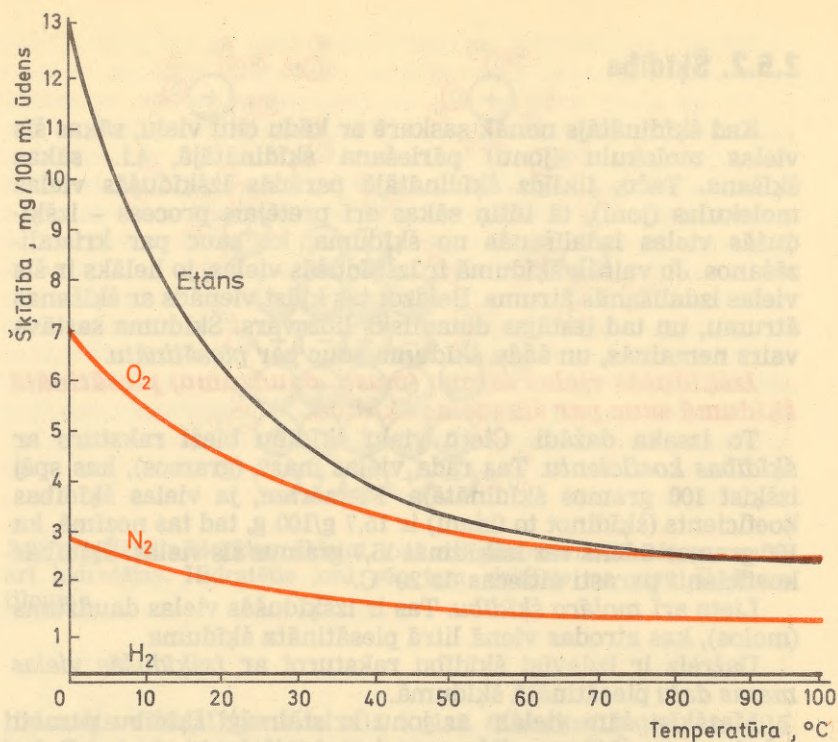
Ja izšķīdusī viela daļēji vai pilnīgi šķīdumā eksistē jonu veidā, tad tādu vielu sauc par elektrolītu.

Piesātināts šķīdums ir līdzsvarā ar cieto vielu, kurai šķīstot tas ir izveidojies. Šāds līdzsvars var pastāvēt neierobežoti ilgi.

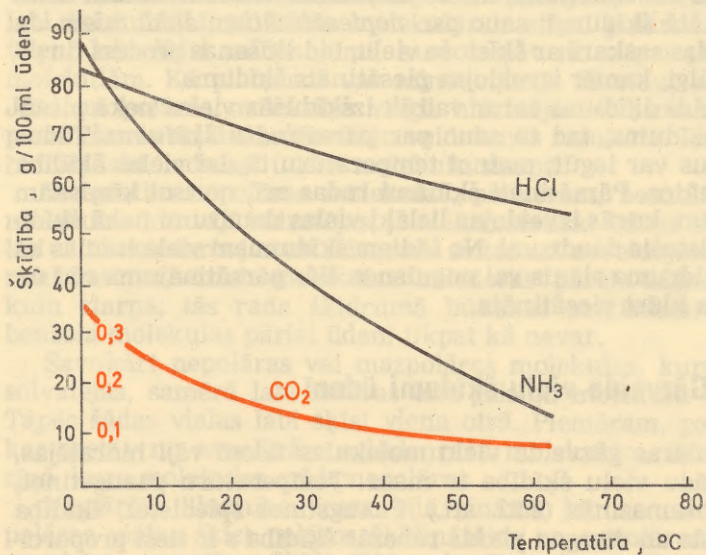
Nepiesātināti un piesātināti šķīdumi ir stabili, bet pārsātināti šķīdumi ir nestabili.

Gāzu šķīšanas ātrums ir atkarīgs no gāzes un šķīdinātāja saskares virsmas laukuma. Jo šīs virsmas laukums ir lielāks, jo ātrāk noris šķīšana. Tāpēc, piemēram, ziemā, kad zivis zem ledus segas sāk slāpt, ar ātriņu izciršanu vēl ir maz līdzēts. Vēlams ūdeni ar sūkņu palīdzību izsmidzināt gaisā, lai tajā ātrāk izšķīstu skābeklis.

## 2. daļa

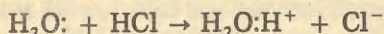


2.22. att. Gāzu šķīdība ūdenī atkarībā no temperatūras, ja gāzes spiediens ir 0,1 MPa.



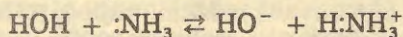
2.23. att. Gāzu šķīdība ūdenī atkarībā no temperatūras, ja gāzes spiediens ir 0,1 MPa.

Šķīdība ir ievērojami lielāka, ja starp gāzes un ūdens molekulām noris arī ķīmiska iedarbība. Tā, piemēram, šķīstot ūdenī hlorūdeņradim, ūdens molekula izmanto savu nedalīto elektronu pāri, lai veidotu ķīmisku saiti ar HCl molekulas protonu:



Rodas hidroksionija jons un hlorīdjons, kuri hidratētā veidā eksistē šķīdumā.

Šķīdinot ūdenī amonjaku, tā molekulu nedalītie elektronu pāri veido ķīmisku saiti ar ūdens molekulu protoniem:



Ķīmisko reakciju būtiskā ietekme uz gāzu šķīdību ir labi redzama, ja salīdzina 2.22. attēlu (šķīdība izteikta mg/100 ml ūdens) un 2.23. attēlu (šķīdība izteikta g/100 ml ūdens).

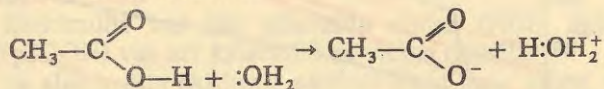
### 2.5.4. Šķīdru vielu šķīdumi ūdenī

Dažas šķīdras vielas ar ūdeni jauca neierobežotās attiecībās. Tādas vielas ir, piemēram, metanols  $\text{CH}_3\text{OH}$ , etanols  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ , piridīns  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ .

Citām šķīdrām vielām šķīdība ir ierobežota. Piemēram, 20 °C temperatūrā piesātinātos ūdens šķīdumos ir šādas izšķīdušo vielu masas daļas: dietilēteris  $\text{C}_2\text{H}_5\text{—O—C}_2\text{H}_5$  – 6,9 %, butanols  $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$  – 6,4 %, anilīns  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  – 3,1 %, trihlorometāns jeb hloroforms  $\text{CHCl}_3$  – 0,7 %, benzols  $\text{C}_6\text{H}_6$  – 0,15 %.

Temperatūras paaugstināšana dažu vielu (anilīns, benzols, hloroforms) šķīdību palielina, bet dažu – pazemina (dietilēteris). Ir arī tādi gadījumi, kad, temperatūrai augot, šķīdība vispirms samazinās, bet pēc tam palielinās (butanols).

Šķīdru vielu šķīdību pastiprina ķīmiska iedarbība starp šo vielu un ūdeni. Piemēram, šķīstot etiķskābei, ūdens molekula izmanto savu nedalīto elektronu pāri un veido ķīmisku saiti ar karboksilgrupas protonu:



Rodas acetātjoni un hidroksionija joni, kuri hidratētā veidā eksistē šķīdumā.

### 2.5.5. Cietu vielu šķīšana ūdenī

Neorganiskās cietās vielas, kuru kristālrežģa mezglpunktos atrodas atomi (dimants, grafiīts, metāli), ūdenī nešķīst. Vielām ar jonu kristālrežģi šķīdība ir visai dažāda. Ir mazšķīstošas vielas ( $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{AgCl}$ ), kā arī ļoti labi šķīstošas vielas ( $\text{KI}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ).

Tāpat kā gāzveida vielām, arī šķīdrām vielām šķīšanas ātrums ir atkarīgs no saskares virsmas lieluma. Šķīšanu var stipri paātrināt, ūdeni kopā ar šķīdināmo vielu labi sakratot.

## 2. daļa

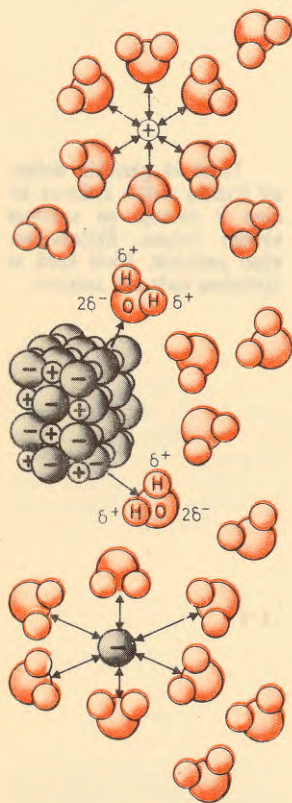
Cietām vielām šķīstot, noris divi procesi.

1. Ūdens molekulu triecienu rezultātā no kristālrežģa viens pēc otra tiek atdalīti joni. Režģa noārdīšana prasa enerģiju, jo jonu atdalīšanai ir jāveic zināms darbs.

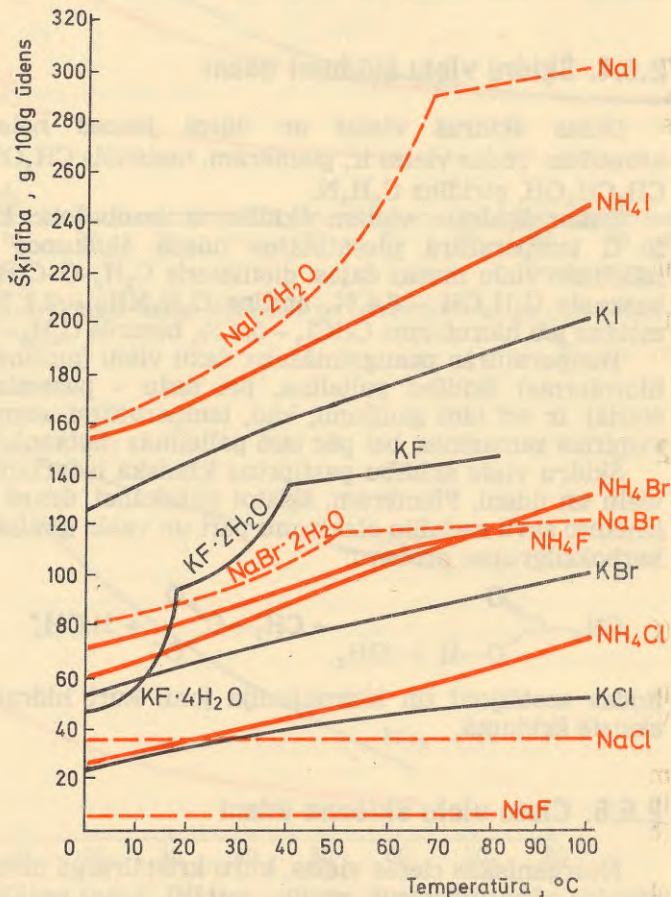
2. Šķīdumā pārgājušie joni hidratējas, un šajā norisē enerģija izdalās.

Atkarībā no tā, vai šķīšanas procesā enerģiju patērē vai arī tā izdalās, var novērot pilnīgi pretējus siltumefektus. Tā, piemēram, šķīdinot ūdenī NaOH, šķīdums stipri sakarst, bet, šķīdinot  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , - atdziest.

Jonu hidratēšanās var būt tuva ķīmiskai mijiedarbībai. Daudzos gadījumos, vielu no šķīduma kristalizējot, visas ūdens molekulas no tās neatdalās un rodas *kristālhidrāti*. Šo vielu



No pozitīviem un negatīviem joniem veidota kristālrežģa šķīšana ūdenī. Jāna atdalīšanai no kristālrežģa enerģija ir jāpatērē, bet hidratēšanas procesā tā izdalās. Ar  $\delta+$  un  $\delta-$  ir apzīmēti daļlādiņi atomiem, kuri ir saistīti ar polāru kovalentu saiti.

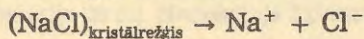


2.24. att. Cietu vielu šķīdība ūdenī atkarībā no temperatūras.

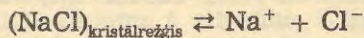
kristālrežģī ietilpst joni kopā ar ūdens molekulām (ar tām, ar kurām saistība tuva ķīmiskai mijiedarbībai). Kristālhidrāti ir, piemēram, ģipsis  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , vara vitriols (vara sulfāta kristālhidrāts)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Šajās formulās punkts nav reizināšanas zīme, bet ir norāde uz ūdens molekulu piesaisti. Tāpēc tas lasāms "ar", piemēram, vara sulfāts ar piecām ūdens molekulām. Var teikt arī: vara sulfāta pentahidrāts.

Temperatūras paaugstināšana gandrīz visām cietām vielām ar jonu kristālrežģi šķīdību palielina. Taču temperatūras maiņa var izraisīt arī izmaiņas cietu vielu kristālhidrātu sastāvā, un līdz ar to var mainīties raksturs šķīdības atkarībai no temperatūras. Šādas maiņas ir redzamas 2.24. attēlā kālija fluorīda, nātrija bromīda un nātrija jodīda šķīdības līknēs.

Pagatavojot nepiesātinātus šķīdumus, viss cietās vielas kristālrežģis tiek noārdīts. Ar vienādojumu to var attēlot šādi:



Turpretim, pagatavojot piesātinātus šķīdumus, visi cietās vielas joni šķīdumā nepāriet un starp palikušo kristālrežģi un šķīdumā esošajiem joniem eksistē dinamisks līdzsvars:



Kā redzams, bultīņu var lietot tikai tad, ja kristāliskā viela pilnībā izšķīst. Ja daļa no tās paliek neizšķīdusi un ir izveidojies piesātināts šķīdums, jālieto līdzsvara zīme.

Cietas vielas šķīšana noris tikai uz tās virsmas. Jo virsma ir lielāka, jo šķīšana noris ātrāk. Tāpēc pirms šķīdināšanas cietas vielas parasti sasmalcina.

## 2.5.6. Elektrolīti

**Par elektrolītiem sauc vielas, kuru ūdens šķīdumos lielākā vai mazākā daudzumā atrodas no šīm vielām radušies joni.**

Elektrolīti var būt gāzveida vielas (HCl), šķidrās vielas ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) vai arī kristāliskas vielas (NaCl).

Ja elektrolīts šķīdumā eksistē tikai jonu veidā, tad to sauc par *stipru elektrolītu*. Pie stipriem elektrolītiem pieder gandrīz visi sāļi, stiprās skābes un sārmī.

Ja elektrolīta šķīdumā ievērojamā daudzumā ir arī šīs vielas molekulas, tad to sauc par *vāju elektrolītu*. Pie vājiem elektrolītiem ir pieskaitāmas vājās skābes ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) un vājās bāzes ( $\text{NH}_3$ , resp.,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ).

Elektrolītu šķīdumi vada elektrisko strāvu, jo joni pārnēs elektriskos lādiņus. Jo stiprāks ir elektrolīts, jo vairāk šķīdumā ir jonu (pie vienas un tās pašas elektrolītu koncentrācijas) un jo labāk šāds šķīdums vada elektrisko strāvu.

No mazšķīstoša elektrolīta kristālrežģa šķīdumā pāriet joni. Šādu elektrolītu šķīšanas līdzsvara konstanti sauc arī par šķīdības reizinājumu.

## 2. daļa

### 2.5.7. Izšķīdušās vielas koncentrācija

**Izšķīdušās vielas koncentrācija** ir šīs vielas daudzuma (masas, tilpuma) attiecība pret šķīduma tilpumu.

**Izšķīdušās vielas daļa** ir šīs vielas daudzuma (masas, tilpuma) attiecība pret summāro šķīdumu veidojošo vielu daudzumu (masu, tilpumu).

Izšķir trīs koncentrāciju veidus: daudzumkoncentrācija, masas koncentrācija un tilpumkoncentrācija. Šie nosaukumi ir darināti no fizikālo lielumu nosaukumiem. Plaši lieto arī daudzumkoncentrācijas otru nosaukumu – molārā koncentrācija. Tas ir darināts no mērvienības nosaukuma.

Molārās koncentrācijas vietā teikt "molaritāte" nav ieteicams.

Ikdienā bieži vien runā nevis par izšķīdušās vielas, bet gan par šķīduma koncentrāciju. Tas nav īsti korekti un noved strupceļā, tiklīdz izšķīdušas ir vairākas vielas, jo tad tā kā tā ir jāapskata katras atsevišķās vielas koncentrācija. Tāpēc arī tad, kad šķīdumā ir tikai viena viela, vajadzētu runāt par šīs vielas un nevis par šķīduma koncentrāciju.

**Koncentrācija ir izšķīdušās vielas daudzums (vai arī šī daudzuma masa, tilpums) šķīduma tilpuma vienībā.**

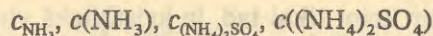
Šķīduma sastāvu ir izdevīgi uzrādīt koncentrācijas veidā tad, ja tiek mērīts šķīduma tilpums. Šādu mērīšanu veic ar mērtraukiem – ar pipetēm, bīretēm un mērkolbām.

**Daudzumkoncentrāciju** pēc vienības nosaukuma dēvē vēl arī par **molāro koncentrāciju**. Tā ir izšķīdinātās vielas daudzuma  $n$  un šķīduma tilpuma  $v$  attiecība. Citiem vārdiem, daudzumkoncentrācija ir izšķīdinātās vielas daudzums vienā šķīduma tilpuma vienībā:

$$c = \frac{n}{v}$$

Daudzumkoncentrācijas SI vienība ir mol/m<sup>3</sup>. Parasti tomēr lieto 1000 reizes lielāku daudzkārtņi – mol/l.

Daudzumkoncentrācijai lieto vairākus apzīmējumus. Viens no tiem ir burts  $c$ , pie kura indeksa veidā norāda izšķīdušo vielu (dažkārt to raksta iekavās):



Kaut arī pēdējais veids ir ērtāks tad, kad tekstu raksta ar rakstāmmašīnu vai lieto kompjuтеру, tas ir nepārskatāmāks, it sevišķi dažādu matemātisku sakarību formulās.

Līdzsvara daudzumkoncentrāciju, t.i., šo koncentrāciju sistēmās pēc ķīmiskā līdzsvara iestāšanās, parasti uzrāda, rakstot vielas (jona) formulu kvadrātiekvā: [SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>], [CH<sub>3</sub>COOH].

Šķīdumus ar precīzu izšķīdinātās vielas daudzumkoncentrāciju, t.s. standartšķīdumus gatavo mērkolbās. Šķīdināmajai vielai izmēra masu  $m$ , to nosverot uz analītiskajiem svāriem ar precizitāti ±0,0001 g. Zinot šīs vielas molmasu  $M$ , atrod šķīdināmās vielas daudzumu:

$$n = \frac{m}{M}$$

Tad šķīdināmo vielu kvantitatīvi pārnes mērkolbā, tur nelielā daudzumā destilēta ūdens izšķīdina un pēc tam kolbas saturam pielej destilētu ūdeni, līdz šķīduma līmenis sasniedz svītru, kura ir iegravēta uz kolbas kakla. Šī svītra rāda līmeņa atrašanās vietu tad, kad kolbā esošajam šķīdumam ir tieši tāds tilpums, kāds ir rakstīts uz kolbas. Pēc šķīduma samaisīšanas izšķīdinātās vielas daudzumkoncentrācija tajā ir

$$c = \frac{n}{v} = \frac{m}{Mv}$$

## 2. daļa

**Piemērs.** Gatavojot nātrija hlorīda šķīdumu, šīs vielas iesvara masa bija 3,2576 g. Šķīdumu gatavoja 250 ml (0,25 l) mērkolbā. Nātrija hlorīda daudzumkoncentrācija pagatavotajā šķīdumā

$$c_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}} \cdot v} = \frac{3,2576 \text{ g}}{58,443 \text{ g/mol} \cdot 0,25 \text{ l}} = 0,2230 \text{ mol/l}$$

Šajā un līdzīgos gadījumos skaitļošanu veic ar elektronisko kabatas skaitļotāju.

Zinot izšķīdinātās vielas daudzumkoncentrāciju un izmērot šķīduma tilpumu (ar pipeti, bireti), izšķīdinātās vielas daudzumu šajā šķīdumā aprēķina šādi:

$$n = cv$$

**Piemērs.** Ar pipeti no iepriekšējā piemērā aplūkotā šķīduma nomērīja 20 ml. Nomērītajā šķīdumā atrodas

$$n_{\text{NaCl}} = c_{\text{NaCl}} v = 0,2230 \text{ mol/l} \cdot 20 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 0,00446 \text{ mol} = 4,46 \text{ mmol}$$

**Masas koncentrācija**  $\gamma$  vai  $\rho$  (pēdējo apzīmējumu nejaukt ar blīvuma apzīmējumu!) ir izšķīdinātās vielas masas  $m$  un šķīduma tilpuma  $v$  attiecība. Citiem vārdiem, tā ir masa izšķīdinātajai vielai, kura atrodas vienā šķīduma tilpuma vienībā:

$$\gamma = \frac{m}{v}$$

Masas koncentrācijas SI vienība ir  $\text{kg/m}^3$  jeb  $\text{g/l}$ . Agrāk bieži vien lietoja 1000 reizes lielāku daudzkārtņi –  $\text{g/ml}$  un masas koncentrāciju, izteiktu šādās vienībās, sauca par *titru*.

Šķīdumus, kuros precīzi zināma izšķīdušās vielas masas koncentrācija, gatavo tāpat kā šķīdumus ar precīzi zināmu izšķīdinātās vielas daudzumkoncentrāciju.

**Piemērs.** Iepriekšējā piemērā apskatītā nātrija hlorīda masas koncentrācija

$$\gamma_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{v} = \frac{3,2576 \text{ g}}{0,25 \text{ l}} = 13,03 \text{ g/l jeb mg/ml}$$

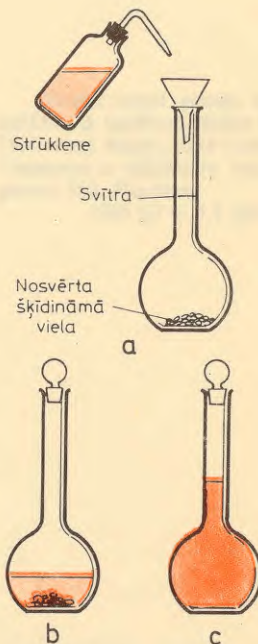
Ja šo koncentrāciju izsaka gramos mililitrā, dabū  $\gamma_{\text{NaCl}} = 0,01303 \text{ g/ml}$ .

Zinot izšķīdinātās vielas masas koncentrāciju un izmērot šķīduma tilpumu (ar pipeti, bireti), var aprēķināt šķīdumā esošās vielas masu:

$$m = \gamma v$$

**Piemērs.** Ar pipeti nomērīja 20 ml iepriekšējā piemērā apskatītā šķīduma. Tajā atradās nātrija hlorīds, kura masa

$$m_{\text{NaCl}} = \gamma_{\text{NaCl}} v = 13,03 \text{ mg/ml} \cdot 20 \text{ ml} = 260,6 \text{ mg} = 0,2606 \text{ g}$$



Standartsķīduma pagatavošana:

*a* – nosvērto vielu pārvieto mērkolbā un ar strūklēni rūpīgi apmazgā piltuvi,

*b* – kolbu kustinot, vielu izšķīdina nelielā destilēta ūdens daudzumā,

*c* – destilēto ūdeni pielej līdz svītrai un kolbas saturu samaisa.

## 2. daļa

### 2.5.8. Izšķīdušās vielas daļa

Ja mēra daudzumu (masu, tilpumu) gan šķīdināmajai vielai, gan arī šķīdinātājam, tad šķīduma sastāvu ir izdevīgi raksturot ar izšķīdušās vielas daļu. Tuvāk aplūkosim izšķīdušās vielas daudzumdaļu un masas daļu.

*Daudzumdaļa (moldaļa)* ir izšķīdušās vielas daudzuma un kopējā vielu daudzuma attiecība šķīdumā:

$$x = \frac{n_{\text{izšķid. vielai}}}{n_{\text{izšķid. vielai}} + n_{\text{šķīdinātājam}}}$$

*Piemērs.* Šķīdums pagatavots, 9,3875 g kālija hlorīda izšķīdinot 200,38 gramos destilēta ūdens. Tātad vielu daudzumi ir šādi:

$$n_{\text{KCl}} = \frac{m_{\text{KCl}}}{M_{\text{KCl}}} = \frac{9,3875 \text{ g}}{74,551 \text{ g/mol}} = 0,1259 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{200,38 \text{ g}}{18,0152 \text{ g/mol}} = 11,1228 \text{ mol}$$

Kālija hlorīda moldaļa šķīdumā

$$x_{\text{KCl}} = \frac{n_{\text{KCl}}}{n_{\text{KCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,1259 \text{ mol}}{0,1259 \text{ mol} + 11,1228 \text{ mol}} = 0,01119$$

Kā redzams piemērā, daudzumdaļai vienību nav, jo tās saīsinās. Šīs daļas skaitliskā vērtība atrodas robežās starp nulli (izšķīdušās vielas nav!) un 1 (šķīdinātāja nav!). Ja tā ir maza un lietošanai neērta, daudzumdaļu var izteikt:

simtdaļās % (procentos), pareizinot ar  $10^2$ ,  
tūkstošdaļās ‰ (promilēs), pareizinot ar  $10^3$ ,  
miljondaļās ppm (angl. *parts per million*), pareizinot ar  $10^6$ ,  
miljarddaļās ppb (angl. *parts per billion*), pareizinot ar  $10^9$ .  
Tā, piemēram,  $x = 0,01119$  ērtāk ir izteikt vai nu kā  $x \cdot 10^2 = 1,119$  jeb  $x = 1,119 \%$ , vai arī kā  $x \cdot 10^3$  jeb  $11,19 \text{ ‰}$ .

*Masas daļa* ir izšķīdušās vielas masas attiecība pret šķīduma masu:

$$w = \frac{m_{\text{izšķid. vielai}}}{m_{\text{izšķid. vielai}} + m_{\text{šķīdinātājam}}}$$

*Piemērs.* Ja 15 g nātrija hlorīda izšķīdina 200 gramos destilēta ūdens, tad iegūtajā šķīdumā nātrija hlorīda masas daļa ir

$$w_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{NaCl}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{15 \text{ g}}{15 \text{ g} + 200 \text{ g}} = 0,06977$$

Ja iegūtajā šķīdumā izšķīdina vēl arī 12 g kālija hlorīda, tad

$$w_{\text{NaCl}} = \frac{15 \text{ g}}{15 \text{ g} + 12 \text{ g} + 200 \text{ g}} = 0,06608$$

Simtdaļās (procentos) izteiktu masas daļu agrāk nepareizi dēvēja par procentuālo koncentrāciju. Lietoja arī miligramprocentus (mg%), ar to saprotot vielas masu (miligramos) simt gramos šķīduma. Katrs miligramprocents ir desmit miljondaļās ( $10^{-5}$ ), t. i.,  $1 \text{ mg}\% = 10 \text{ ppm}$ .

$$w_{\text{KCl}} = \frac{12 \text{ g}}{15 \text{ g} + 12 \text{ g} + 200 \text{ g}} = 0,05286$$

Redzams, ka nātrija hlorīda masas daļa ir samazinājusies, jo šķīduma masa pēc kālija hlorīda izšķīdināšanas ir palielinājusies.

Masas daļai, tāpat kā daudzumdaļai, mērvienību nav. To, tāpat kā daudzumdaļu, var izteikt simtdaļās, tūkstošdaļās, miljondaļās, miljarddaļās. Piemērā apskatītajā aprēķinā pirmo rezultātu var izteikt šādi:

$$w \cdot 10^2 = 6,977 \text{ jeb } w = 6,977 \%$$

Okeāna ūdenī izšķīdušo vielu saturu parasti uzrāda kā šo vielu masas daļu, kura ir izteikta promilēs, piemēram, 35 ‰. Tas nozīmē, ka 1000 grammi okeāna ūdens satur 35 gramus izšķīdušo vielu un 965 gramus tīra ūdens.

## 2.5.9. Šķīduma blīvums

Šķīduma blīvums  $\rho$  (nejaukt ar masas koncentrāciju!) ir šķīduma masas un tilpuma attiecība:

$$\rho = \frac{m}{v}$$

Blīvuma SI vienība ir  $\text{kg/m}^3$  jeb  $\text{g/l}$ . Bieži lieto 1000 reizes lielāku vienību –  $\text{g/ml}$ , resp.,  $\text{g/cm}^3$ .

Šķīduma blīvums ir atkarīgs no izšķīdinātās vielas dabas un daudzuma. Tas ir atkarīgs arī no temperatūras, jo, mainot temperatūru, mainās šķīduma tilpums. Sakarību starp izšķīdinātās vielas masas daļu un šķīduma blīvumu uzrāda tabulas veidā. Dažu skābju, nātrija hidroksīda un amonjaka ūdens šķīdumiem šie dati ir doti 2.7. tabulā.

2.7. tabula

Dažu skābju un bāzu ūdens šķīdumu blīvums un izšķīdinātās vielas masas daļa (20 °C)

| Šķīduma blīvums $\rho$ , $\text{kg/m}^3 = \text{g/l}$ | Masas daļa $w$ , % |                         |                |       | Šķīduma blīvums $\rho$ , $\text{kg/m}^3 = \text{g/l}$ | Masas daļa $w$ , % $\text{NH}_3$ |
|---|--------------------|-------------------------|----------------|-------|---|----------------------------------|
|   | HCl                | $\text{H}_2\text{SO}_4$ | $\text{HNO}_3$ | NaOH  |   |                                  |
| 1   | 2                  | 3                       | 4              | 5     | 6   | 7                                |
| 1000  | 0,360              | 0,261                   | 0,330          | 0,159 | 996   | 0,512                            |
| 1010  | 2,364              | 1,731                   | 2,164          | 1,04  | 990   | 1,89                             |
| 1020  | 4,388              | 3,242                   | 3,982          | 1,94  | 980   | 4,27                             |
| 1030  | 6,433              | 4,746                   | 5,784          | 2,84  | 970   | 6,75                             |
| 1040  | 8,490              | 6,237                   | 7,530          | 3,74  | 960   | 9,34                             |
| 1050  | 10,52              | 7,704                   | 9,259          | 4,65  | 950   | 12,03                            |

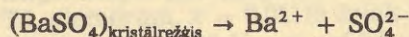
## 2. daļa

Blīvumu mērot gramos uz mililitru, tā skaitliskā vērtība ir 1000 reizes mazāka, nekā mērot kilogramos uz kubikmetru, resp. gramos litrā. Piemēram,  
1500 g/l = 1,5 g/ml.

| 1    | 2     | 3     | 4     | 5     | 6   | 7     |
|------|-------|-------|-------|-------|-----|-------|
| 1060 | 12,51 | 9,129 | 10,97 | 5,56  | 940 | 14,88 |
| 1070 | 14,49 | 10,56 | 12,65 | 6,47  | 930 | 17,85 |
| 1080 | 16,47 | 11,96 | 14,31 | 7,38  | 920 | 20,88 |
| 1090 | 18,43 | 13,36 | 15,95 | 8,28  | 910 | 24,03 |
| 1100 | 20,39 | 14,73 | 17,58 | 9,19  | 900 | 27,33 |
| 1110 | 22,33 | 16,08 | 19,19 | 10,10 | 890 | 30,68 |
| 1120 | 24,25 | 17,43 | 20,79 | 11,01 | 880 | 34,35 |
| 1130 | 26,20 | 18,76 | 22,38 | 11,92 |     |       |
| 1140 | 28,18 | 20,08 | 23,94 | 12,83 |     |       |
| 1150 | 30,14 | 21,38 | 25,48 | 13,73 |     |       |
| 1160 | 32,14 | 22,67 | 27,00 | 14,64 |     |       |
| 1170 | 34,18 | 23,95 | 28,51 | 15,54 |     |       |
| 1180 | 36,23 | 25,21 | 30,00 | 16,44 |     |       |
| 1190 | 38,38 | 26,47 | 31,47 | 17,34 |     |       |
| 1200 |       | 27,22 | 32,94 | 18,25 |     |       |
| 1300 |       | 39,68 | 48,42 | 27,41 |     |       |
| 1400 |       | 50,50 | 66,97 | 36,99 |     |       |
| 1500 |       | 60,17 | 96,73 | 47,33 |     |       |
| 1600 |       | 69,09 |       |       |     |       |
| 1700 |       | 77,63 |       |       |     |       |
| 1800 |       | 87,69 |       |       |     |       |

### 2.5.10. Šķīšanas līdzsvara konstante

Ja mazšķīstoša viela, kurai ir jonu kristālrežģis, nonāk saskarē ar ūdeni, tad sākas šīs vielas jonu pāriešana šķidrā vidē. Piemēram, no bārija sulfāta ūdens vidē pāriet bārija joni un sulfātjoni:



Šķīšanas ātrums ir proporcionāls cietās vielas virsmas laukumam  $S$ :

$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} S$$

Šķīdumā joni atrodas nemitīgā haotiskā kustībā un tāpēc saduras arī ar kristālrežģa virsmu. Daļa šādu sadursmju beidzas ar to, ka joni no šķidrās vides pāriet atpakaļ kristālrežģī. Jo vairāk šķīdumā ir bārija jonu un sulfātjonu un jo lielāka ir kristālrežģa virsma, jo ātrāk noris šis process:

$$v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} S c_{\text{Ba}^{2+}} c_{\text{SO}_4^{2-}}$$

Šķīšanas procesā jonu koncentrācija šķīdumā aug, līdz abi ātrumi kļūst vienādi:

$$v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$$

Šķīšanas līdzsvara konstanti dēvē arī par šķīdības reizinājumu. Šis nosaukums ir radies vēsturiski un atzīstams par neizdevušos, jo šķīdība te reināta netiek.

Šķīšanas līdzsvara konstanti starptautiski iesaka apzīmēt ar  $K$  (s no angl. *solute* – izšķīdināta viela). Izšķīdināto vielu var uzrādīt ar šīs vielas formulu, piemēram,  $K_{\text{AgCl}}$ .

Tad iestājas dinamisks līdzsvars un ir izveidojies piesātināts šķīdums. Izmantojot abu ātrumu izteiksmes, iegūst šādu sakarību:

$$k_{-}S = k_{+}S[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

No šīs izteiksmes savukārt iegūst šķīšanas līdzsvara konstantes izteiksmi

$$K_{\text{BaSO}_4} = \frac{k_{+}}{k_{-}} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

Zinot, ka bārija sulfāta šķīšanas līdzsvara konstante ir apmēram  $10^{-10}$ , un, ievērojot to, ka  $[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$ , var aprēķināt abu jonu koncentrācijas piesātinātā šķīdumā:

$$K_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ba}^{2+}]^2 = [\text{SO}_4^{2-}]^2;$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Dažām mazšķīstošām vielām šķīšanas līdzsvara konstantes skaitliskās vērtības ir dotas 2.8. tabulā.

2.8. tabula

Dažu mazšķīstošu vielu šķīšanas līdzsvara konstantes

| Vielas kristālrežģa formulvienība | K                     | Vielas kristālrežģa formulvienība                     | K                    |
|-----------------------------------|-----------------------|---|----------------------|
| AgCl                              | $1,78 \cdot 10^{-10}$ | BaCO <sub>3</sub>                                     | $4,0 \cdot 10^{-10}$ |
| AgBr                              | $5,3 \cdot 10^{-13}$  | BaSO <sub>4</sub>                                     | $1,1 \cdot 10^{-10}$ |
| AgI                               | $8,3 \cdot 10^{-17}$  | CaCO <sub>3</sub>                                     | $3,8 \cdot 10^{-9}$  |
|                                   |                       | CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O                  | $2,5 \cdot 10^{-5}$  |
|                                   |                       | ([Ca <sup>2+</sup> ][SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ]) |                      |

## 2.6. Skābes un bāzes

Atšķirības starp skābju un bāzu šķīdumiem jau sen tika ievērotas. Vieniem bija skāba garša, otri šķita pēc taustes ziepjaini. Dažām dabiskām krāsvielām skābos šķīdumos ir cita krāsa nekā bāziskos. Vielu skābo un bāzisko īpašību izskaidrošanai ir radītas vairākas teorijas. Visbiežāk izmanto klasisko jeb Arrēniusa teoriju (1878. g.) un protolītisko teoriju (1923. g.). Šajā iedaļā jautājumus apskatot, vispirms tiks doti klasiskās teorijas uzskati, pēc tam protolītiskās teorijas viedoklis. Klasiskā teorija ir lietojama tikai ūdens vidēm, protolītiskā teorija – arī neūdens šķīdumiem un gāzveida vidēm.

## 2. daļa

Klasisko skābju un bāzu teoriju radīja zviedru fizikālkīmiķis S. Arrēniuss (1859–1927). No 1884. gada docents Upsalas universitātē. 1886. gadā papildināja savas zināšanas pie V. Ostvalda Rīgā. No 1895. gada fizikas profesors Stokholmas Tehniskajā universitātē, no 1905. gada līdz 1927. gadam vadīja Nobela institūta Fizikālmisko nodalījumu Stokholmā. Sākot ar 1883. gadu, pētīja elektrolītu ūdens šķīdumus (elektrisko vadītspēju, osmotisko spiedienu, sasaldēšanas punkta pazemināšanos). 1888. gadā nāca klajā ar elektrolītisko disociācijas teoriju. Pētījis arī reakciju ātrumu, vēlāk nodarbojies ar ziemeļblāzmas rašanās skaidrojumu, ar imunokīmiju.

Protolītiskās teorijas pamatus gandrīz reizē 1923. gadā radīja Brensteds un Lourī.

J. N. Brensteds (1879–1947) bija dāņu ķīmiķis, fizikālis un neorganiskās ķīmijas profesors Kopenhāģenas universitātē. Pētījis reakcijas ātrumu, skābju veicinātu katalīzi.

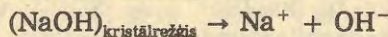
T. M. Lourī (1874–1936) bija angļu ķīmiķis, fizikālis ķīmijas profesors Londonā un Kembriģā. Pētījis divkārsu un triskārsu saišu dabu, arī ķīmisko savienojumu optisko aktivitāti.

### 2.6.1. Skābju un bāzu teoriju pamatpriekšstati

Saskaņā ar klasiskās teorijas uzskatiem *skābes ūdens šķīdumos atšķēļ ūdeņraža jonu*  $H^+$ , piemēram, hlorūdeņraža molekula, šķīstot ūdenī, sadalās (disociē) jonus:



*Bāzes atšķēļ hidroksīdjonus*  $OH^-$ . Tāpēc, piemēram, nātrija hidroksīds ir bāze, jo, tam šķīstot ūdenī, no kristālrežģa atšķēļas hidroksīdjonu:



Tātad skābo īpašību nesējs ir ūdeņraža jons  $H^+$ , bet bāzisko īpašību nesējs – hidroksīdjons  $OH^-$ .

Arī protolītiskā teorija uzskata, ka *skābes* ir tādas vielas, kuras *atšķēļ ūdeņraža jonu*  $H^+$ . Bet šajā teorijā ņemts vērā tas, ka  $H^+$  ir protons, ap kuru nav neviena elektrona un kura izmēri ir ap 100 000 reīžu mazāki nekā molekulām vai citiem joniem. Tāpēc, tiklīdz tas ir atšķēlies no skābes, tā tūlīt ienirst citas molekulas (jona) elektronu apvalkā. Šī iemesla dēļ, apskatot protona atšķēļšanos no skābes, jābūt skaidrībā arī par to, kam šis protons pievienojas.

Piemēram, hlorūdeņradim šķīstot ūdenī, atskaldītais protons pievienojas ūdens molekulai:

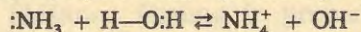


Skābes var būt ne tikai molekulas, bet arī joni, piemēram, amonija jons:

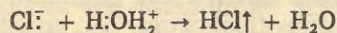


Skābe var būt vienprotona (HCl), divprotonu ( $H_2SO_4$ ), trīsprotonu ( $H_3PO_4$ ) utt.

*Bāzes* ir vielas, kuras *protonus pievieno*. Tā, piemēram, amonjaks ir bāze tāpēc, ka ūdens šķīdumos pievieno protonu:



Bet protonus pievienot var arī joni, un šādi joni arī ir bāzes. Piemēram, hlorīdjonam pievienojot protonu, rodas HCl molekula, kura no šķīduma var izdalīties:



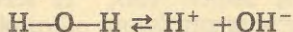
Bāzes var būt vienprotona ( $Cl^-$ ), divprotonu ( $CO_3^{2-}$ ), trīsprotonu ( $PO_4^{3-}$ ) utt.

Saskaņā ar protolītisko teoriju katrai skābei atbilst sava bāze un katrai bāzei sava skābe. Šādus vielu pārus sauc par *protolītiskajiem pāriem*. Katrs tāds pāris satur skābi un saistīto jeb sajūgto bāzi, kurus katru atsevišķi sauc par *protolītiem*. Protolītiskā pāra skābei atņemot protonu, iegūst sajūgto bāzi, bet, šai bāzei protonu pievienojot, – sajūgto skābi. Protolītisko pāru piemēri: HCl un  $Cl^-$ ,  $NH_4^+$  un  $NH_3$ .

## 2.6.2. Ūdens skābās un bāziskās īpašības

## 2. daļa

Nelielā elektrovadītspēja, kāda piemīt destilētam ūdenim, liecina, ka tajā nelielos daudzumos atrodas joni. Klasiskā teorija uzskata, ka šie joni ir radušies, ūdens molekulām sašķēloties (disociējot) ūdeņraža jonus un hidroksīdjonos:



Tīrā ūdenī 22 °C temperatūrā jonus ir sašķēlusies katra desmitmiljonā ūdens molekula:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Šādu vidi sauc par *neitrālu* (lat. *neutralis* – ne viens, ne otrs).

Ūdens disociācijas līdzsvara konstantei ir šāda izteiksme:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

no kuras iegūst, ka

$$K[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Ūdens molekulu koncentrācija tīrā ūdenī  $[\text{H}_2\text{O}]$  ir konstants lielums, un tāpēc arī  $K[\text{H}_2\text{O}]$  ir konstants lielums. To apzīmē ar  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  un sauc par *ūdens jonu reizinājumu*.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \quad (22 \text{ }^\circ\text{C})$$

Atšķaidītos šķīdumos izšķīdušo vielu molekulu (jonu) ir maz salīdzinājumā ar ūdens molekulu skaitu. Tāpēc arī šādos šķīdumos  $\text{H}^+$  un  $\text{OH}^-$  jonu koncentrāciju reizinājums ir  $10^{-14}$ , kaut arī pašas šīs koncentrācijas var nebūt vienādas. Šādi šķīdumi var būt skābi vai bāziski:

ja  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ , tad šķīdums ir skābs;

ja  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ , tad šķīdums ir neitrāls;

ja  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ , tad šķīdums ir bāzisks.

Ūdens jonu koncentrācijas ir visai mazi lielumi, un tāpēc ērtāk ir lietot šo lielumu skaitlisko vērtību negatīvos logaritmus:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \quad (\text{lasa pē hā})$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] \quad (\text{lasa pē o hā}).$$

Tie ir savā starpā saistīti, un, izmantojot ūdens jonu reizinājumu, iegūst sakarību

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_{\text{H}_2\text{O}}$$

Šeit ar  $\text{p}K_{\text{H}_2\text{O}}$  ir apzīmēts ūdens jonu reizinājuma skaitliskās vērtības negatīvais logaritms.

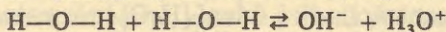
Nemot vērā šādu saistību, ūdens vides skābumu vai bāziskumu parasti raksturo ar pH vērtību (2.25. att.).

## 2. daļa



### 2.25. att. Ūdens šķīdumu skābuma un bāziskuma raksturošana.

Pēc protolītiskās teorijas priekšstatiem joni tīrā ūdenī rodas tāpēc, ka ūdens molekulas spēj protonus gan atskaldīt, gan arī saistīt. Tāpēc tīrā ūdenī, kaut arī mazā mērā, noris šo molekulu *autoprotolīze* (gr. *autos* – pats, gr. *lysis* – sadalīšana, sagraušana):



No līdzsvara konstantes izteiksmes

$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

izriet, ka

$$K[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

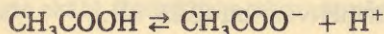
un ūdens *autoprotolīzes konstantes* izteiksme ir šāda:

$$K_{H_2O} = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \quad (22^\circ C)$$

Starpība starp ūdens autoprotolīzes konstantes izteiksmi un ūdens jonu reizinājuma izteiksmi rodas tikai tāpēc, ka klasiskā teorija neņem vērā protona pievienošanās ūdens molekulai. Ja  $H^+$  vietā liekam  $H_3O^+$ , tad priekšstati par ūdens šķīdumu skābumu un bāziskumu abās teorijās sakrīt. Arī protolītiskā teorija sniedz ainu, kāda ir parādīta 2.25. attēlā, tikai  $pH = -\lg[H_3O^+]$ .

### 2.6.3. Skābes ūdens šķīdumos

Saskaņā ar klasisko teoriju skābju molekulas ūdens šķīdumos disociē (sašķeļas) jonus, no kuriem viens jons ir  $H^+$ . Piemēram, etiķskābe disociē par acetātjoniem un ūdeņraža joniem:



Šī līdzsvara konstanti sauc par *skābes disociācijas konstanti*.

$$K_{\text{dis}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

No katras etiķskābes molekulas rodas viens  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  un viens  $\text{H}^+$  jons. Tāpēc šo jonu koncentrāciju attiecība pret sākotnējo molekulu koncentrāciju rāda jonos disociējošo molekulu daudzumu (*moldaļu*). Parasti šo lielumu sauc par *disociācijas pakāpi*.

Ja disociācijas pakāpi apzīmē ar  $\alpha$  un sākotnējo molekulu koncentrāciju ar  $c_0$ , tad katra jona koncentrācija ir  $\alpha c_0$  un nedisociēto molekulu koncentrācija  $c_0 - \alpha c_0 = c_0(1 - \alpha)$ . Ievietojot šos apzīmējumus disociācijas konstantes izteiksmē, 1888. gadā V. Ostvalds ieguva šādu sakarību:

$$K_{\text{dis}} = \frac{\alpha c_0 \cdot \alpha c_0}{c_0(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 c_0}{1 - \alpha}$$

Tātad, mainot skābes summāro koncentrāciju  $c_0$ , mainās arī jonos disociēto molekulu daudzums  $\alpha$ . Etiķskābei, kurai  $K_{\text{dis}} = 1,74 \cdot 10^{-5}$ , iegūti, piemēram, šādi dati:

| $c_0$ , mol/l | $\alpha$ | $\alpha \cdot 10^2$ |
|---------------|----------|---------------------|
| 1             | 0,0042   | 0,42                |
| 0,1           | 0,0131   | 1,31                |
| 0,01          | 0,0409   | 4,09                |

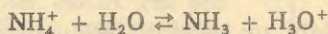
Kā redzams, jo etiķskābes šķīdumā ir mazāk, jo tās disociācijas pakāpe ir lielāka.

Skābes stiprumu nosaka tās disociācijas konstante. Jo tā ir lielāka, jo skābe ir stiprāka. Tas redzams, piemēram, ja salīdzina disociācijas pakāpes vērtības decimolāros fenola  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ , etiķskābes  $\text{CH}_3\text{COOH}$  un trihloretiķskābes  $\text{CCl}_3\text{COOH}$  šķīdumos:

|                     | $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{COOH}$ | $\text{CCl}_3\text{COOH}$ |
|---------------------|---------------------------------|--------------------------|---------------------------|
| $K_{\text{dis}}$    | $1,0 \cdot 10^{-10}$            | $1,74 \cdot 10^{-5}$     | $2,0 \cdot 10^{-1}$       |
| $\alpha \cdot 10^2$ | 0,00318                         | 1,31                     | 73,21                     |

Visas tās vielas, kuras par skābēm atzīst klasiskā teorija, par skābēm atzīst arī protolītiskā teorija. Šo vielu molekulas spēj *atšķelt protonus*. Tādas, piemēram, ir etiķskābes molekulas. Tāpēc tās sauc par *molekulārām skābēm*.

Joni, kuri spēj atšķelt protonus, ir *jonskābes*. Tāda skābe ir, piemēram, amonija jons:



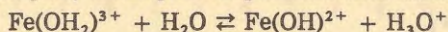
Katjonskābes ir arī *hidratētie metālu joni*. Piemēram, dzelzs(III) jons elektrostatiski spēcīgi atgrūž ūdens molekulu sastāvā esošos

## 2. daļa

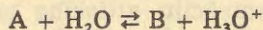
**V. Ostvalds (1853–1932)** bija vācu fizikālmākslis. Dzimis Rīgā, studējis Tērbatas universitātē. No 1881. gada Rīgas Politehniskā institūta teoretiskās ķīmijas profesors. No 1887. gada līdz 1906. gadam Leipcīgas universitātes Fizikālās ķīmijas institūta direktors. V. Ostvalds ir fizikālās ķīmijas izveidotājs. Pēc 1906. gada nodarbojas ar krāsu teoriju, filozofiju, ķīmijas vēsturi. Pētījis elektrolītu šķīdumus, atbalstījis Arrēniusa elektrolītiskās disociācijas teoriju. Pētījis arī katalīzi. Sarakstījis mācību grāmatas vispārīgajā ķīmijā, elektroķīmijā, neorganiskajā ķīmijā, analītiskajā ķīmijā.

## 2. daļa

protonus. Kad viena no hidratējošām ūdens molekulām protonu ir zaudējusi, dzelzs jons ar palikušo hidroksīdjonu izveido ķīmisku saiti:



Ja skābi vispārīgā veidā apzīmē ar A (lat. *acidum*, angl. *acid*) un bāzi ar B, tad skābes iedarbību ar ūdens molekulām attēlo šāds vienādojums:



Tātad, skābei atdodot protonu ūdens molekulai, rodas sajūgtā bāze. Atšķaidītos šķīdumos līdzsvara konstantes izteiksmē

$$K = \frac{[\text{B}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{A}][\text{H}_2\text{O}]}$$

ūdens molekulu koncentrācija ir konstants lielums. Pievienojot to konstantei, iegūst

$$K_A = \frac{[\text{B}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{A}]}$$

Pēc klasiskās teorijas  
skābes

Pēc klasiskās teorijas  
hidrolīze

|  |   |
|--|---|
| Molekulas,<br>piemēram,<br>HCl, CH <sub>3</sub> COOH | Joni,<br>piemēram,<br>NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , Fe(H <sub>2</sub> O) <sup>3+</sup> |
|--|---|

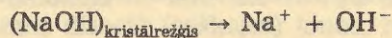
Pēc protolītiskās teorijas skābes

2.26. att. Pēc klasiskās teorijas skābes sastāv no elektroneitrālām molekulām. Pēc protolītiskās teorijas arī joni var būt skābes.

Šo konstanti sauc par *protolītiskā pāra "A, B" skābes konstanti*, bet parasti to dēvē vienkārši par *skābes konstanti*. Skaitliskā vērtība tai ir vienāda ar klasiskās teorijas disociācijas konstantes vērtību, jo  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+]$ . Jo tā ir lielāka, jo skābe A ir stiprāka. Šī konstante ir saistīta ar protolīzes pakāpi (protolizētās skābes moldaļu), tāpat kā klasiskās teorijas  $K_{\text{dis}}$  ir saistīta ar disociācijas pakāpi.

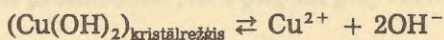
### 2.6.4. Bāzes ūdens šķīdumos

Klasiskā teorija par bāzēm uzskata tādas vielas, kuru sastāvā ietilpst hidroksīdjonu, kas ūdens šķīdumos atšķēlas. Piemēram, nātrija hidroksīdam šķīstot ūdenī, noris šīs cietās vielas kristālrežģa (nevis molekulu!) disociācija:



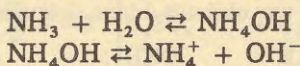
Nātrija hidroksīds ūdenī šķīst labi, un tādējādi šķīdumā var ievadīt daudz hidroksīdjonu. Vide kļūst ļoti bāziska, un tāpēc NaOH ir stipra bāze. Šādas *stipras bāzes sauc arī par sārmiem*.

Mazšķīstošu metālu hidroksīdi disociē nedaudz, jo šķīdumā pāriet maz hidroksīdjonu, piemēram:



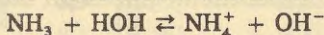
Visas mazšķīstošās bāzes tāpēc ir vājas bāzes.

Zināmas grūtības klasiskajai teorijai rodas, skaidrojot amonjaka bāziskās īpašības. Te ir jāpieņem, ka amonjaka molekulas vispirms izveido amonija hidroksīda molekulas, kuras tad disociē amonija jonus un hidroksīdjonos:

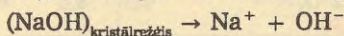


Protolītiskajā teorijā pie bāzēm pieskaita vielas, kuras spēj **protonus pievienot**

No molekulārām bāzēm var minēt amonjaku:

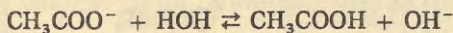


Ja ūdenī šķīdina vielas, kuru sastāvā ir hidroksīdjonu ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  u. tml.), tad šie joni no kristālrežģa tieši pāriet šķīdumā:



Hidratētie nātrija joni ir ļoti vāja katjonskābe, un to klātbūtne ūdens šķīduma reakciju tikpat kā nemaz neietekmē. Bet hidroksīdjonu ir stiprākā bāze, kāda var eksistēt ūdens šķīdumos, un tāpēc vide kļūst stipri bāziska.

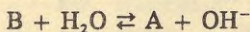
Acetātjoni jau ir vājāka anjonbāze:



Tomēr arī šo jonu klātbūtnē šķīdums kļūst bāzisks.

Ļoti vāja anjonbāze ir hlorīdjonu  $\text{Cl}^-$ . Šo jonu klātbūtne ūdens šķīdumā nerada kaut cik jūtamu bāzisku reakciju.

Bāzes stiprumu raksturo *protolītiskā pāra bāzes konstante*  $K_b$ . Šīs konstantes izteiksmi iegūst, apskatot līdzsvaru



Pēc klasiskās teorijas bāzes satur:

|  |                              |
|--|------------------------------|
| Metāla jonus,<br>piemēram,<br>$\text{Na}^+$ , $\text{Ba}^{2+}$ , arī $\text{NH}_4^+$ | Hidroksīdjonus $\text{OH}^-$ |
|--|------------------------------|

2.27. att. Pēc klasiskās teorijas bāzes sastāv no metāla joniem (vai  $\text{NH}_4^+$ ) un hidroksīdjoniem, piemēram,  $\text{NaOH}$ . Pēc protolītiskās teorijas bāzes var būt gan molekulas, gan joni.

Pēc protolītiskās teorijas bāzes var būt:

|  |   |
|--|---|
| Molekulas,<br>piemēram,<br>$\text{NH}_3$ | Joni,<br>piemēram,<br>$\text{CH}_3\text{COO}^-$ , arī $\text{OH}^-$ |
|--|---|

Klasiskajā teorijā hidrolīze (izņemot  $\text{OH}^-$ )

## 2. daļa

un ņemot vērā to, ka atšķaidītos šķīdumos ūdens molekulu koncentrācija ir konstants lielums:

$$K_b = \frac{[A][OH^-]}{[B]}$$

Jo lielāka ir bāzes konstantes skaitliskā vērtība, jo stiprāka ir bāze.

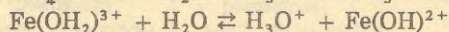
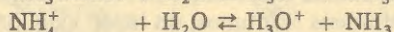
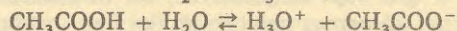
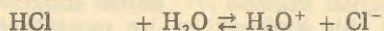
No teiktā izriet, ka klasiskās teorijas bāzes no protolītiskās teorijas viedokļa sastāv no 2 protolītiem. Viens no tiem ir hidratēts metāla jons, kura protolīze maz iespaido šķīduma reakciju. Otrs protolīts ir hidroksīdjons, kas ir stiprākā bāze, kāda var eksistēt ūdens šķīdumos.

### 2.6.5. Skābju un bāzu savstarpējā saistība

Saskaņā ar klasiskās teorijas priekšstatiem skābes un bāzes savā starpā nav saistītas.

Protolītiskajā teorijā katrai skābei atbilst sava bāze un katrai bāzei savukārt atbilst sava skābe, piemēram:

**skābe** **bāze**



Savā starpā saistītas ir arī sajūgto protolītu  $K_A$  un  $K_B$  vērtības:

$$K_A K_B = \frac{[B][H_3O^+]}{[A]} \cdot \frac{[A][OH^-]}{[B]} = [H_3O^+][OH^-] = K_{H_2O}$$

Tātad protolītiskā pāra skābes konstantes reizinājums ar šī pāra bāzes konstanti ir vienāds ar ūdens autoprotolīzes konstanti:

$$K_A K_B = 10^{-14} \quad (22^\circ C)$$

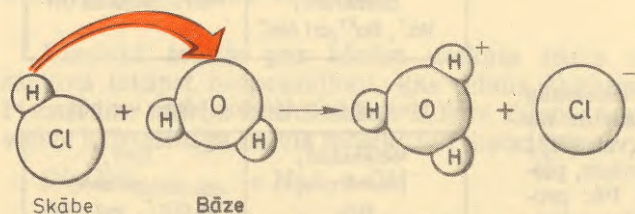
Bieži lieto konstanšu negatīvos logaritmus:

$$pK_A = -\lg K_A$$

$$pK_B = -\lg K_B$$

Tad iegūto sakarību var pārrakstīt šādi:

$$pK_A + pK_B = 14 \quad (22^\circ C)$$



2.28. att. Sāļu hidrolīze var radīt skābu vai bāzisku reakciju, bet sāļu šķīdums var būt arī neitrāls.

Dažu protolītisko pāru  $pK_A$  un  $pK_B$  vērtības ūdens šķīdumos

## 2. daļa

| $pK_A$  | Skābe A                                     | Bāze B   | $pK_B$           |
|---|---|--|------------------|
| ļoti stipras skābes<br>$\approx -9$<br>$\approx -7$<br>$\approx -3$<br>$-1,4$ | $\text{HClO}_4$                             | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_4^-$                    | $\approx 23$     |
|   | $\text{HCl}$                                | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$                       | $\approx 21$     |
|   | $\text{H}_2\text{SO}_4$                     | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$                    | $\approx 17$     |
|   | $\text{HNO}_3$                              | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$                     | 15,4             |
| stipras skābes<br>0<br>1,9<br>2,1<br>2,2<br>3,2                               | $\text{H}_3\text{O}^+$                      | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O}$                | 14,0             |
|   | $\text{HSO}_4^-$                            | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$                  | 12,1             |
|   | $\text{H}_3\text{PO}_4$                     | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$           | 11,9             |
|   | $\text{Fe}(\text{OH})_2^{3+}$               | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Fe}(\text{OH})^{2+}$         | 11,8             |
|   | $\text{HF}$                                 | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$                        | 10,8             |
| vidēji stipras skābes<br>3,8<br>3,8<br>4,8<br>5,0<br>5,7<br>5,7<br>6,4<br>7,2 | $\text{HCOOH}$                              | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$                     | 10,2             |
|   | $\text{Cr}(\text{OH})_2^{3+}$               | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cr}(\text{OH})^{2+}$         | 10,2             |
|   | $\text{CH}_3\text{COOH}$                    | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$           | 9,2              |
|   | $\text{Al}(\text{OH})_2^{3+}$               | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Al}(\text{OH})^{2+}$         | 9,0              |
|   | $\text{Zn}(\text{OH})_2^{2+}$               | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Zn}(\text{OH})^+$            | 8,3              |
|   | $\text{Fe}(\text{OH})_2^{2+}$               | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Fe}(\text{OH})^+$            | 8,3              |
|   | $\text{H}_2\text{CO}_3$                     | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$                    | 7,6              |
|   | $\text{H}_2\text{PO}_4^-$                   | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$                 | 6,8              |
| vājas skābes<br>8,0<br>9,2<br>9,9<br>10,3<br>11,5<br>12,4<br>12,6<br>14,0     | $\text{Cu}(\text{OH})_2^{2+}$               | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cu}(\text{OH})^+$            | 6,0              |
|   | $\text{NH}_4^+$                             | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$                       | 4,8              |
|   | $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$<br>(fenols) | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$    | 4,1              |
|   | $\text{HCO}_3^-$                            | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$                  | 3,7              |
|   | $\text{Mg}(\text{OH})^{2+}$                 | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Mg}(\text{OH})^+$            | 2,5              |
|   | $\text{HPO}_4^{2-}$                         | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$                  | 1,6              |
|   | $\text{Ca}(\text{OH})_2^{2+}$               | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ca}(\text{OH})^+$            | 1,4              |
|   | $\text{H}_2\text{O}$                        | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$                       | 0                |
| ļoti vājas skābes<br>14,8<br>16<br>24<br>26                                   | $\text{Na}(\text{OH})_2^+$                  | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NaOH}$                       | -0,8             |
|   | $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$             | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$    | -2               |
|   | $\text{OH}^-$                               | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{O}^{2-}$                     | -10              |
|   | $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$  | $+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}^-$ | -12              |
|   |   |  | ļoti vājas bāzes |

## 2. daļa

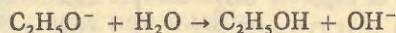
Kā redzams, protolītisko pāru skābās un bāziskās īpašības var viennozīmīgi raksturot ar vienu no šīm konstantēm. Parasti šai nolūkā izmanto konstanti  $K_A$ , resp.,  $pK_A$ . Teikto ilustrē 2.9. tabulas dati.

2.9. tabulā redzams: jo lielāka ir protolītiskā pāra  $pK_A$  vērtība, jo vājāka ir šī pāra skābe un jo stiprāka bāze.

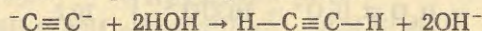
Visu tādu protolītisko pāru skābes, kuriem  $pK_A$  vērtības ir mazākas par nulli, ir ļoti stipras skābes. Šķīstot ūdenī, tās pārvēršas par sajūgtajām ļoti vājajām bāzēm un hidroksionija joniem. Tas nozīmē, ka stiprākā skābe, kura var pastāvēt ūdens šķīdumos, ir hidroksionija joni.

Savukārt, ja protolītiskā pāra  $pK_A$  vērtība ir lielāka par 14, tad pāris satur ļoti stipru bāzi. Šķīdinot šo bāzi ūdenī, tā pārvēršas par hidroksīdjoniem un sajūgto ļoti vājo skābi. Tātad hidroksīdjons ir stiprākā bāze, kāda var eksistēt ūdens šķīdumos.

Tā, piemēram, etanolātjons  $C_2H_5O^-$  ir ļoti stipra bāze un ūdens šķīdumos noris reakcija:



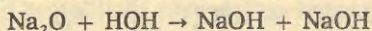
Vēl stiprāka bāze ir acetilēnīdjons, kuriem 2.9. tabulā dota pēdējā protona saistīšanai atbilstošā  $pK_A$  vērtība. Tāpēc acetilēnīdjons, kuri ir, piemēram, kalcija karbīda sastāvā, enerģiski atņem ūdens molekulām protonus un pārvēršas par acetilēnu:



Ļoti stipra bāze ir arī oksīdjons  $O^{2-}$ , kuri atrodas no joniem sastāvošu metālu oksīdu ( $Na_2O$ ,  $CaO$ ) kristālrežģa mezgļpunktos. Nonākot saskarē ar ūdeni, oksīdjons atņem protonus ūdens molekulām un pārvēršas par hidroksīdjoniem:

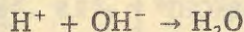


vai, rakstot ar vielu formulām:

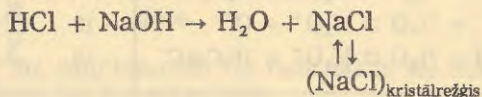


### 2.6.6. Skābju reakcijas ar bāzēm. Sāļi

Skābēm ūdens šķīdumos reaģējot ar bāzēm, īstenībā savā starpā reagē skābju radītie  $H^+$  ar bāzu radītajiem  $OH^-$ :

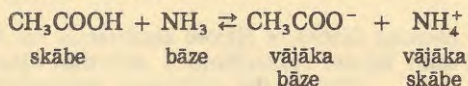


Skābju anjoni un bāzu katjoni paliek šķīdumā. Ja šādu šķīdumu ietvaicē, tad kristalizējas vielas, kuru kristālrežģa mezgļpunktos atrodas minētie anjoni un katjoni. Šīs cietās vielas sauc par *sāļiem*. Piemēram, sālsskābei reaģējot ar nātrija hidroksīdu, rodas sāls  $NaCl$ . Rakstot vielu formulas, to var attēlot šādi:



No reakciju vienādojumiem ir redzams, ka, reaģējot savā starpā vienādiem skābju un bāzu daudzumiem, šķīdums kļūst *neitrāls*. Tāpēc stipru skābju reakcijas ar stiprām bāzēm sauc arī par *neutralizācijas reakcijām*.

Pēc protolītiskās teorijas priekšstatiem reakcijās starp skābēm un bāzēm skābes atdod savus protonus bāzēm. Piemēram, etiķskābes ūdens šķīdumam pieļojot amonjaka ūdens šķīdumu, etiķskābes molekulas atdod protonus amonjaka molekulām:



Reakcijas būtība ir *protonu apmaiņa* starp divu protolītisko pāru protolītiem: skābe ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) atdod protonu bāzei ( $\text{NH}_3$ ). Tā rezultātā rodas jauna skābe un jauna bāze, bet tās jau ir vājākas nekā reaģējušī skābe un reaģējušī bāze:

etiķskābes stiprumu raksturo  $\text{p}K_A = 4,8$

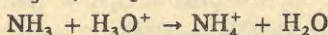
amonija jona (skābes) stiprumu raksturo  $\text{p}K_A = 9,2$

amonjaka (bāzes) stiprumu raksturo  $\text{p}K_B = 4,8$

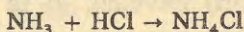
acetātjonu (bāzes) stiprumu raksturo  $\text{p}K_B = 9,2$

Šķīdumu ietvaicējot, izveidojas cieta viela, kuras kristālrežģa mezgļpunktos atrodas reakcijā radušies vājākie protolīti –  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  un  $\text{NH}_4^+$ . Apvienojot tos formulvienībā, raksta  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ . Tātad pēc klasiskās teorijas sāļi ir cietas vielas, kuru režģa mezgļpunktos atrodas skābes un bāzes, bet to stiprums neatšķiras tik lielā mērā, lai norisētu reakcija, t.i., lai bāze atņemtu skābei protonu.

Ja ar bāzēm reaģē stipra skābe, kura, šķīstot ūdenī, pārvērtusies par  $\text{H}_3\text{O}^+$ , tad protonu bāzei atdod šis jons:



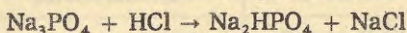
Rakstot vielu formulas, tas attēlojams šādi:



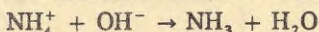
Līdzīga ir arī nātrija fosfāta un sālsskābes reakcijas būtība:



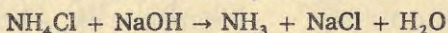
ko ar vielu formulām var parādīt šādi:



Ja ar skābi reaģē stipra bāze, tad skābes protonus pievieno  $\text{OH}^-$ , kuri radušies, bāzei šķīstot ūdenī:



Ar vielu formulām tas ir parādāms šādi:



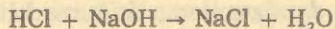
Beidzot, ja reaģē stipra skābe ar stipru bāzi, tad protonus atdod skābes šķīdumā esošie hidroksionija joni un tos pievieno bāzes šķīdumā esošie hidroksidjoni:



Salīdzinot  $\text{p}K_A$  un  $\text{p}K_B$  vērtības, var secināt, ka etiķskābes spēja atdot protonu ir tāda pati kā amonjaka tieksme protonu pievienot. Bet amonija jona spēja atdot protonu un acetātjona tieksme protonu pievienot jau ir nesalīdzināmi vājāka. Tāpēc pēc līdzvara sasniegšanas etiķskābes un amonjaka molekulu ir maz, bet amonija jonu un acetātjonu daudz.

## 2. daļa

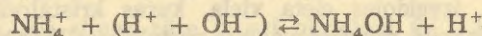
Rakstot vielu formulas, reakcijas vienādojums ir šāds:



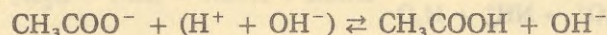
Aplūkotie piemēri rāda, ka dažreiz no vielu reakciju vienādojumiem pat grūti saprast, kā reakcija noris. Toties šie vienādojumi var noderēt, lai noskaidrotu, kādu cieto vielu var iegūt, šķīdumu pēc reakcijas ietvaicējot.

### 2.6.7. Sāļu hidrolīze

Ja izšķīdina ūdenī sāļus, kuri ir radušies, vājām bāzēm reaģējot ar stiprām skābēm, tad iegūtie šķīdumi ir skābi. Izšķīdušās vielas radīto vides reakciju klasiskā teorija skaidro, izmantojot priekšstatu par hidrolīzi. Piemēram, amonija hlorīda šķīdumā amonija joni spēj pievienot šķīdumā esošos hidroksīdjonus un veidot vājo, mazdisociēto bāzi  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Turpretim hlorīdijoni šķīdumā esošos ūdeņraža jonus nepievieno, jo atbilstošā skābe ir pilnīgi disociēta. Hidrolīzes norisi šajā gadījumā attēlo ar vienādojumu:

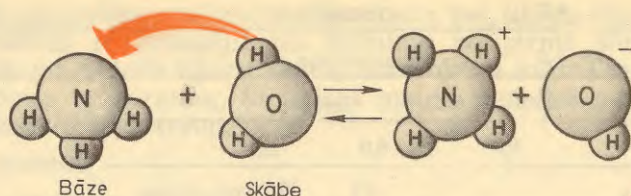


Ja ūdenī šķīdina sāli, kurš ir radies, reaģējot stiprām bāzēm ar vājām skābēm, tad šķīdums kļūst bāzisks. Tas notiek tāpēc, ka vājās skābes anjoni pievieno ūdeņraža jonus un šķīdumā paliek atbilstošs daudzums hidroksīdjonu. Piemēram, nātrija acetāta hidrolīzi ūdens šķīdumā var attēlot ar šādu vienādojumu:



Nātrija joni atbilstošo stipro bāzi ( $\text{NaOH}$ ) neveido, jo tā ir pilnīgi disociēta.

| Sāls ir radies no                         | Piemēri   | Šķīduma reakcija   |
|---|---|--|
| 1) stipras skābes un stipras bāzes        | $\text{NaCl}$ , $\text{KCl}$ , $\text{NaNO}_3$ , $\text{KNO}_3$ | neitrāla   |
| 2) vājas skābes un stipras bāzes          | $\text{NaF}$ , $\text{CH}_3\text{COONa}$                        | bāziska  |
| 3) stipras skābes un vājas bāzes          | $\text{NH}_4\text{Cl}$ , $\text{NH}_4\text{NO}_3$               | skāba  |
| 4) vājas skābes un vājas bāzes            | $\text{CH}_3\text{COONH}_4$                                     | neitrāla, ja $\text{p}K_A = \text{p}K_B$<br>skāba, ja $\text{p}K_A < \text{p}K_B$<br>bāziska, ja $\text{p}K_A > \text{p}K_B$ |
| 5) vairākvērtīgas bāzes un stipras skābes | $\text{FeCl}_3$ , $\text{ZnCl}_2$ , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  | skāba  |



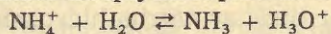
2.29. att. Klasiskajā teorijā atsevišķi apskata skābju (bāzu) disociāciju un sāļu hidrolīzi. Protolītiskajā teorijā visas šīs reakcijas uzskata par protolītiskām reakcijām jeb protolīzi.

Beidzot, ja sāls ir radies no stipras skābes un stipras bāzes, tad tas ūdens šķīdumā nehidrolizējas. Šāda sāls šķīdums ir neitrāls.

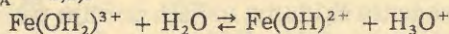
Sāļu hidrolīze var radīt skābu vai bāzisku reakciju, bet sāļu šķīdums var būt arī neitrāls.

Protolītiskajai teorijai nav vajadzības izveidot priekšstatu par sāļu hidrolīzi. Saskaņā ar šo teoriju sāļi sastāv no katjonskābēm (ūdens šķīdumā hidratēti metālu joni, tāpat arī  $\text{NH}_4^+$ ) un anjonbāzēm ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{Cl}^-$  u.c.). Atbilstoši šo protolītu stiprumam tie reagē ar ūdens molekulām, un šo reakciju norise nosaka šķīduma skābumu vai bāziskumu. Šīs protolīzes reakcijas pēc savas būtības ne ar ko neatšķiras no daudzām citām protolīzes reakcijām, un tāpēc arī nav nekādas vajadzības tās izdalīt atsevišķā reakciju grupā.

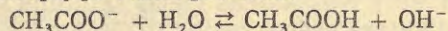
Tātad amonija savienojumu ūdens šķīdumi ir skābi tāpēc, ka  $\text{NH}_4^+$  ir skābe un spēj atdot protonu ūdens molekulām:



Dzelzs(III) savienojumu ūdens šķīdumi ir skābi tādēļ, ka hidratētie dzelzs(III) joni ir skābe, pie tam diezgan stipra (protolītiskajam pārim  $\text{p}K_A = 2,2$ ):



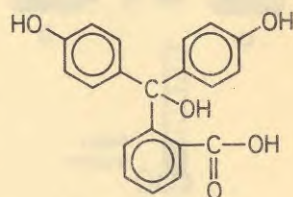
Savukārt acetātu šķīdumi ir bāziski tāpēc, ka acetātjoni ir bāze, kura spēj pievienot protonus:



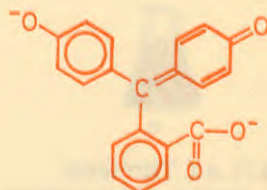
### 2.6.8. Indikatori

Indikatorus lieto, lai uzzinātu, vai šķīdums ir skābs vai bāzisks (lat. *indicator* – rādītājs). Indikatori ir organiskas vielas, kurām piemīt intensīva krāsa un kuras šo krāsu maina noteiktā pH intervālā. Dažiem parastākiem indikatoriem krāsas maiņas pH intervāli ir parādīti 2.30. attēlā.

No vairākiem indikatoriem var iegūt tādu maisījumu, kura krāsa nepārtraukti mainās, ja mainās šķīduma pH. Šādu



Bezkrāsas forma



Sarkanvioletā forma

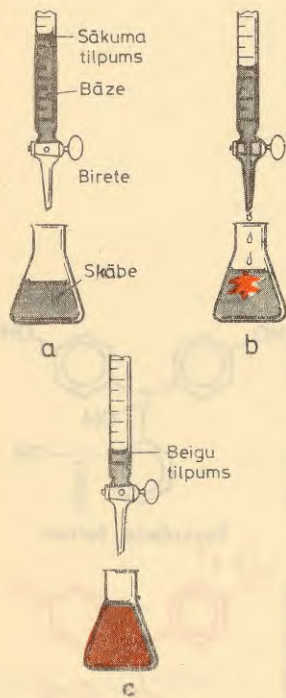
Indikatoru krāsas maiņa ir saistīta ar to struktūras maiņām. Piemēram, fenolftaleīnam skābā vidē ( $\text{pH} < 8,2$ ) eksistē bezkrāsas forma, bet bāziskā vidē ( $\text{pH} > 10$ ) – sarkanvioletā forma.

## 2. daļa

|               |      |      |               |                 |
|---------------|------|------|---------------|-----------------|
| Sarkana       | 2,9  | 4,0  | Dzeltena      | Metildzeltenais |
| Sarkana       | 3,1  | 4,0  | Oranždzeltens | Metiloranžs     |
| Sarkana       | 4,2  | 6,2  | Dzeltena      | Metilsarkanais  |
| Sarkana       | 5,0  | 8,0  | Zila          | Lakmuss         |
| Bezkrāsas     | 8,2  | 10,0 | Purpurviolets | Fenoltaleīns    |
| Oranždzeltens | 10,0 | 12,1 | Violets       | Naftolvioletais |



2.30. att. Dažu indikatoru krāsas atšķirība no šķīduma pH.



2.31. att. Titrēšana:

a – biretē atrodas bāzes šķīdums, koniskajā kolbiņā – titrējamās skābes šķīdums, kam pielikts indikators, b – titrēšanas gaitā pa pilienam pieliek bāzes šķīdumu; piliena radītais krāsojums pēc samaisīšanas izzūd, c – stehiometriskajā punktā šķīduma krāsa koniskajā kolbiņā izmainās.

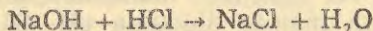
maisījumu sauc par *universāлиндикатору*. Parasti ar universāлиндикатора šķīdumu piesūcina porainu papīru un pēc izžāvēšanas tad iegūst universāлиндикатора papīru. Ja uz tā uznes pilienus šķīduma un radušos krāsojumu salīdzina ar šim indikatormaisījumam atbilstošu krāsu skalu, tad ļoti vienkārši ir iespējams noteikt šķīduma pH.

### 2.6.9. Skābju un bāzu titrēšana

Skābju un bāzu kvantitatīvai noteikšanai izmanto šo vielu savstarpējās reakcijas, kuras noris šķīdumos. Šai nolūkā nosakāmās vielas šķīdumu titrē ar atbilstoša reagenta šķīdumu. Piemēram, sālsskābes šķīdumu var titrēt ar nātrija hidroksīda šķīdumu un nātrija hidroksīda šķīdumu savukārt var titrēt ar sālsskābes šķīdumu. Pirmajā gadījumā par reagentu izmanto nātrija hidroksīdu, otrajā – sālsskābi.

Titrēšanas būtība ir reagenta šķīduma nelielu porciju pielikšana nosakāmās jeb titrējamās vielas šķīdumam. Lai zinātu izlietotā reagenta šķīduma tilpumu, to pieliek no mērtrauka, kuru sauc par bireti (2.31. att.). Nosakāmās vielas šķīdumā vēl arī ievada indikatoru. Indikatora krāsas maiņa titrēšanas gaitā signalizē, ka nosakāmā viela ir pilnīgi izreagējusi un tāpēc šķīduma reakcija ir mainījusies no skābes uz bāzisku vai arī otrādi. Tiklīdz saņem šādu signālu, t.i., tiklīdz indikatora krāsa ir mainījusies, titrēšanu tūlīt pārtrauc. Zinot, kā nosakāmā viela reaģē ar reagentu, un zinot reagenta koncentrāciju, kā arī ņemot vērā izlietoto reagenta šķīduma tilpumu, izskaitļo nosakāmās vielas daudzumu un, ja vajadzīgs, šī daudzuma masu.

Piemēram, lai noteiktu nātrija hidroksīda daudzumu vai masu, šīs vielas ūdens šķīdumu var titrēt ar sālsskābes šķīdumu:



Ja par indikatoru lieto metilsarkano, tad, tiklīdz viss nātrija hidroksīds ir izreaģējis un šķīdums no pirmā sālskābes pārākuma piliena kļuvis skābs, novērojama krāsas maiņa no dzeltenas uz sarkanu. Šī krāsas maiņa signalizē par to, ka titrēšana ir jāpārtrauc.

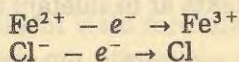
## 2.7. Oksidēšanās un reducēšanās

**Oksidēšanās ir oksidēšanas pakāpes palielināšana, reducēšanās – šīs pakāpes samazināšana.**

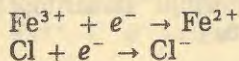
Abi šie procesi noris oksidēšanās-reducēšanās reakcijās. Galvanisko elementu elektrodos tie ir atdalīti viens no otra un vienā elektrodā noris oksidēšanās, bet otrā – reducēšanās. Elektrodu potenciālus var izmantot oksidēšanās-reducēšanās reakciju virziena noskaidrošanai. Elektrolīzes iekārtās arī noris oksidēšanās un reducēšanās procesi, bet pretējā virzienā nekā galvaniskajos elementos.

### 2.7.1. Oksidēšanās-reducēšanās pāris (redokspāris)

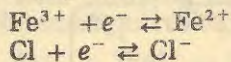
*Atomjona oksidēšanas pakāpe* ir vienāda ar šī jona lādiņu. Oksidējoties elektroni tiek atdoti un lādiņš palielinās, piemēram:



Reducēšanās norisē atomjoni elektronus pieņem un jonu lādiņš samazinās, piemēram:

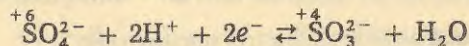


Kā redzams, atomjoni (un atomi) savā starpā ir pa pāriem saistīti un izveido *oksidēšanās-reducēšanās pārus (redokspārus)*, piemēram:



To redokspāra jonu (atomu), kuram oksidēšanas pakāpe ir augstāka, sauc par *oksidēto formu* ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cl}$ ), bet otru – par *reducēto formu* ( $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ).

*Molekulās un molekuljonos atomu oksidēšanas pakāpes ir formāli lielumi.* Taču tos var izmantot tāpat kā atomjonu reālās oksidēšanas pakāpes. Formālā elektronu atdošana un pievienošana tāpat nosaka oksidēšanas un reducēšanas, piemēram:



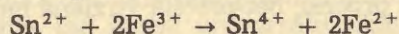
Ja oksidēto formu apzīmē ar Ox un reducēto formu ar Red, tad redokspāri var parādīt šādi:  
 $\text{Ox} + ze^- \rightleftharpoons \text{Red}$

## 2. daļa

Formālās pieejas ietvaros te sulfāta sēra(VI) atoms pievieno 2 elektronus un reducējas līdz sulfīta sēra(IV) atomam un otrādi. Redokspāra oksidētā forma ir sulfāts, reducētā – sulfīts.

### 2.7.2. Oksidēšanās-reducēšanās reakcijas (redoksreakcijas)

Šķīdumos elektroni brīvā veidā uzkrāties nevar. Tāpēc, ja kāda redokspāra reducētā forma elektronus atdod, tad cita redokspāra oksidētā forma tos pievieno. *Oksidēšanās-reducēšanās* reakcijās tādā vienmēr *pedalās 2 redokspāri*. Šo reakciju būtība ir *elektronu apmaiņa* starp viena pāra reducēto un otra pāra oksidēto formu. Piemēram, reakcijā



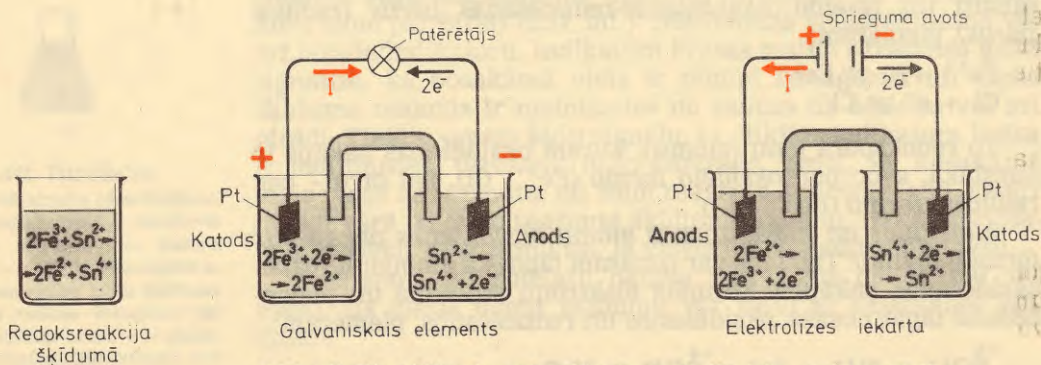
katrs alvas(II) jons atdod 2 elektronus, kurus pievieno dzelzs(II) jons. Alvas(II) joni ir *reducētāji*, dzelzs(III) joni – *oksidētāji*.

Redoksreakciju, tāpat kā visu citu ķīmisko reakciju norise saistīta ar enerģijas izdalīšanos vai patērēšanu. Ja šīs reakcijas noris speciālos apstākļos, enerģiju var iegūt un patērēt, piemēram, elektriskās enerģijas veidā. Eksistē trīs oksidēšanās-reducēšanās reakciju norises veidi:

1) šķīdumā reducētājs nonāk tiešā kontaktā ar oksidētāju un atdod tam elektronus,

2) galvaniskajā elementā elektroni no reducētāja plūst pie oksidētāja pa metāla vadu, un šajā elementā norisošo reakciju tāpēc var izmantot par elektriskās strāvas avotu,

3) elektrolīzes iekārtās elektrisko enerģiju izmanto, lai izraisītu oksidēšanās-reducēšanās reakciju.



2.32. att. Oksidēšanās-reducēšanās reakciju trīs norises veidi.

### 2.7.3. Koeficientu atrašana oksidēšanās-reducēšanās reakciju vienādojumos

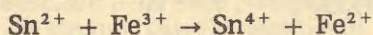
## 2. daļa

Tāpat kā visās ķīmiskajās reakcijās, arī oksidēšanās-reducēšanās reakcijās ne atomi, ne elektroni nezūd un nerodas no jauna. Tāpēc jebkura elementa atomu skaitam reakcijas vienādojuma kreisajā pusē ir jābūt vienādam ar šī elementa atomu skaitu vienādojuma labajā pusē. Bez tam arī jonu summārajam lādiņam vienādojuma kreisajā pusē ir jābūt vienādam ar jonu summāro lādiņu vienādojuma labajā pusē. Tas viss ir ievērots, ja vienādojumā koeficientus izliek tā, ka reducētāja atdoto elektronu skaits ir vienāds ar oksidētāja pievienoto elektronu skaitu.

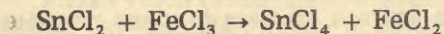
Koeficientu izlikšanai oksidēšanās-reducēšanās reakciju vienādojumos ir izveidotas 2 metodes: oksidēšanas pakāpju metode un pusreakciju (jonu-elektronu) metode.

*Oksidēšanas pakāpju metode.* Šī metode ļauj sastādīt gan jonu reakciju vienādojumus, gan arī vienādojumus, kas rakstīti ar vielu formulām. Vispirms parāda oksidēšanas pakāpju maiņu abos redokspāros, kuri piedalās reakcijā. Tad vienādo atdoto un pievienoto elektronu skaitu un, pamatojoties uz šādu elektronu bilanci, ievieto koeficientus reakcijas vienādojumā.

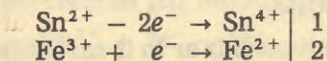
Ja alva(II) reducē dzelzi(III), tad reakcijas vienādojuma shēma ir šāda:



Rakstot vielu formulas:



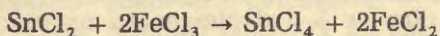
Sastāda elektronu bilanci:



Labajā pusē te tiek rakstīti skaitļi, ar kuriem jāpareizina oksidēšanās un reducēšanās procesu vienādojumi, lai atdoto elektronu skaits būtu vienāds ar pieņemto elektronu skaitu, t.i., lai būtu sastādīta elektronu bilance. Šie skaitļi kā koeficienti tiek izmantoti reakcijas vienādojumā:



Rakstot vielu formulas:



Lai pārliecinātos par to, ka vienādojums ir sastādīts pareizi, jonu reakciju vienādojumā vēl ir jāskatās jonu lādiņi kreisajā un labajā pusē, bet ar vielu formulām rakstītajā reakcijas vienādojumā – formulvienībās ietilpstošie pretjoni (hlorīdjonu):

$$+2 + 2 \cdot (+3) = +4 + 2 \cdot (+2); \quad +8 = +8$$

Abu metožu pamatā ir elektronu bilances sastādīšana. Bilance ir sastādīta pareizi tad, kad reducētāja atdoto elektronu skaits ir vienāds ar oksidētāja pievienoto elektronu skaitu.

## 2. daļa

vai

$$2 + 2 \cdot 3 = 4 + 2 \cdot 2; \quad 8 = 8$$

*Pusreakciju (jonu-elektronu metode)* arī noder jonu reakciju vienādojumu sastādīšanai. Tā lietojama arī dažādu molekulāru vielu, organisku vielu oksidēšanās-reducēšanās reakciju vienādojumu sastādīšanai. Šajā metodē oksidēšanas pakāpes neizmanto. Vispirms sastāda oksidēšanās un reducēšanās procesu jeb pusreakciju vienādojumus, rakstot tieši tos jonus vai molekulas, kas reakcijā piedalās, t.i., nelietojot formulvienības. Tad vienādo atomu skaitu abās pusēs. Pēc tam atrod atdoto un pievienoto elektronu skaitu, salīdzinot jonu summāros lādiņus pusreakciju vienādojumu abās pusēs. Kad pusreakciju vienādojumi tādā veidā ir sastādīti, tos pareizina ar skaitļiem, lai atdoto un pievienoto elektronu skaits būtu vienāds. Sastādīšanu pabeidz, pusreakciju vienādojumus saskaitot un tādējādi iegūstot reakcijas vienādojumu.

Ja permanganātijs skābā ūdens šķīdumā oksidē sērūdeņradi, tad pusreakciju vienādojumus sastāda šādi.

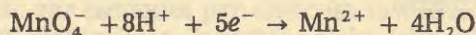
Reducēšanās noris pēc shēmas:



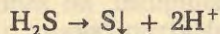
Lai visi kreisajā pusē esošie skābekļa atomi pārveidotos par ūdens molekulām, nepieciešami 8 ūdeņraža joni:



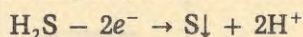
Tagad kreisajā pusē lādiņu summa ir  $-1 + 8 \cdot (+1) = +7$ , bet labajā pusē ir tikai 2 pozitīvi lādiņi. Tātad kreisajā pusē vēl ir jāpievieno 5 elektroni, jo katram no tiem ir viens negatīvs lādiņš:



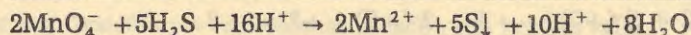
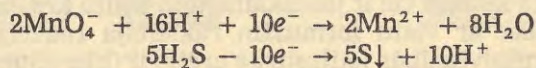
Reducēšanās pusreakcijas vienādojums līdz ar to ir sastādīts un var pāriet pie oksidēšanās pusreakcijas vienādojuma sastādīšanas. Oksidēšanās noris pēc shēmas:



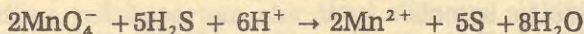
Kā redzams, lai labajā pusē rastos 2 pozitīvi lādiņi, kreisajai pusei ir jāatņem 2 elektroni:



Tagad ir sastādīti abu pusreakciju vienādojumi. Ja pirmo no tiem pareizina ar 2 un otro ar 5, tad pievienoto un atdoto elektronu skaits ir vienāds un pusreakciju vienādojumus var saskaitīt:

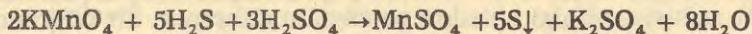


Iegūtajā reakcijas vienādojumā abās pusēs var nosvītrot  $10\text{H}^+$ , un galīgā veidā vienādojums ir šāds:



Lai pārliecinātos, ka vienādojums ir sastādīts pareizi, var saskaitīt katra elementa atomus vienā un otrā vienādojuma pusē, kā arī pārbaudīt abu vienādojuma pušu summāro lādiņu vienādību.

Ja pēc tam vēlas pāriet pie reakcijas vienādojuma, kurā ir vielu formulas, tad visiem joniem ir jāpieraksta pretjoni, tā iegūstot formulvienības attiecīgajām vielām. Sērskabā šķīdumā norisošai reakcijai tad dabū šādu vienādojumu:

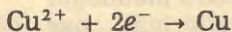


## 2.7.4. Elektrodi

Elektrods sastāv no *metāla un šķīduma*. No vienas elektroda sastāvdaļas otrā var pāriet lādētas daļiņas – joni vai elektroni. Tādējādi tiek pārnesti elektriskie lādiņi un metāla elektriskais potenciāls vairs nav vienāds ar šķīduma potenciālu. Rodas *potenciālu diference (starpība)*.

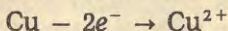
Ir zināmi vairāki elektrodu veidi. Te aplūkosim divus no tiem.

*Pirmā veida elektrodā* redokspāra reducētā forma ir metāla atomi, bet oksidētā forma – šī metāla joni šķīdumā (2.33. att. a). Metāla joni tiecas pāriet pie metāla un, pievienojot elektronus, pārvērsties par atomiem:



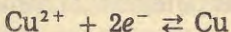
Metāla kristālrežģī tāpēc kopelektronu kļūst mazāk un tas iegūst pozitīvu lādiņu. Savukārt šķīdumā kļūst mazāk arī pozitīvo jonu un šķīdums iegūst negatīvu lādiņu.

Reizē noris arī pretējais process. Metāla atomi (reducētāji) cenšas atšķelt savus elektronus un tad kā joni pāriet šķīdumā:

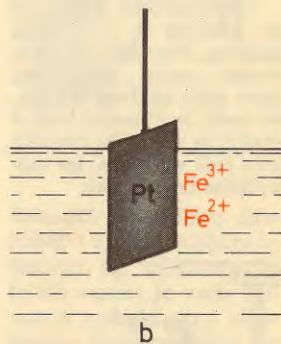
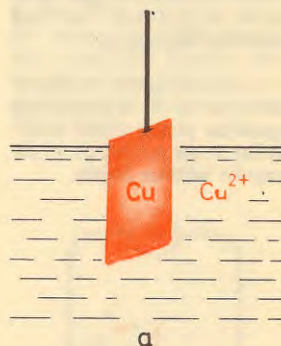


Šī procesa norises rezultātā metāls iegūst negatīvāku, šķīdums – pozitīvāku potenciālu.

Kad ir iestājies līdzsvars un abi procesi noris ar vienādu ātrumu, starp metālu un šķīdumu eksistē pilnīgi noteikta potenciālu diference. Šādu līdzsvaru, kur ķīmiskā pārvēršanās ir saistīta ar potenciālu diferences rašanos starp metālu un šķīdumu, sauc par *elektroķīmisko līdzsvaru*.



## 2. daļa



2.33. att. Pirmā veida elektroda (a) un redokselektroda (b) shematiskais attēlojums.

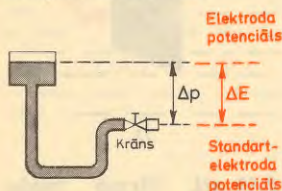
Ikdienā bieži vien, nosaucot elektrodu, nosauc tikai metālu, piemēram, saka – vara elektrods, platīna elektrods. Tas nav īsti korekti, jo pats par sevi metāls vēl nav elektrods. Jānosauc ir arī otra elektroda sastāvdaļa, piemēram, vara(II) jonu un vara elektrods, dzelzs(III, II) jonu un platīna elektrods.

## 2. daļa

Caur elektrodu pēc elektroķīmiskā līdzsvara iestāšanās strāva nepļūst. Ja caur elektrodu pļūst strāva, tad šajā elektrodā līdzsvara nav.

Nepiedalīšanās redoksp procesos nozīmē to, ka attiecīgajos apstākļos platīna atomi nepārvēršas ne par pozitīvi, ne arī par negatīvi lādētiem joniem.

Elektroķīmisko potenciālu var salīdzināt ar ūdens staba spiedienu. Potenciāls liek elektroniem vadus pārvietoties, ūdens staba spiediens liek ūdenim tecēt. Ja ūdensvada krāns ir aizvērts un galvaniskā elementa ārējā ķēde pārtraukta, tad salīdzinājums izskatās šādi:



Spiediena diferencē  $\Delta p$  var izmērīt ar manometru, potenciālu diferencē  $\Delta E$  – ar voltmetru. Atverot krānu, pļūst ūdens, savienojot ar vadu elektrodus, pļūst elektroni.

Standartpotenciālu nosaka redokspāra vielu daba. Bet elektroda potenciāls ir atkarīgs arī no oksidētās formas Ox un reducētās formas Red koncentrācijas, kā arī no elektronu skaita  $z$ , ar ko apmainās Ox un Red. Šo atkarību rāda Nernsta vienādojums:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{z} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$

Potenciālu diferences lielums ir atkarīgs no redokspāra redokspāšībām – no tā, cik stiprs reducētājs ir metāla atomi un cik stiprs oksidētājs ir metāla joni.

*Redokselektrods* (2.33. att. b) sastāv no indiferenta metāla un šķīduma. Indiferentais metāls dotajos apstākļos nekādos redoksp procesos nepiedalās. Parasti par indiferento metālu noder platīns. Šķīdumā atrodas redokspāra abas formas, piemēram,  $Fe^{3+}$  un  $Fe^{2+}$ . Savā haotiskajā kustībā uzduroties platīna plāksnītei,  $Fe^{3+}$  cenšas tai elektronu atņemt, bet  $Fe^{2+}$  cenšas ekelektronu atdot.

Kad abu šo procesu ātrumi ir kļuvuši vienādi un ir iestājies elektroķīmiskais līdzsvars, starp platīna plāksnīti un šķīdumu ir radusies pilnīgi noteikta potenciālu diference. Šīs diferences lielums ir atkarīgs no redokspāra oksidētās formas oksidētājspējām un reducētās formas reducētājspējām.

### 2.7.5. Oksidēšanās-reducēšanās potenciāli (redokspotenciāli)

Elektrodos potenciālu diferencē starp metālu un šķīdumu tieši izmērīt nevar (2.34. att.). Mēģinot pieslēgt mērinstrumentu šķīdumam ar vadu, šis vads neiegūst šķīduma potenciālu. Izveidojas jauns elektrods, kurš zīmējumā apvilks ar pārtrauktu līniju un kurā arī pastāv potenciālu diference starp metāla vadu un šķīdumu. Tātad rodas no 2 elektrodēm sastāvošs *galvaniskais elements*. Mērinstruments rāda potenciālu diferencē starp galvaniskā elementa elektrodu metāliem.

Lai mērījumu rezultātus varētu salīdzināt, par otru elektrodu neizmanto vada veidoto elektrodu, bet gan *ūdepraža standartelektrodu* (2.35. att.). Tas ir redokselektrods, kura platīna plāksnīte ir ievietota sērskābā šķīdumā. Šķīdumā oksidētās formas koncentrācija ir  $[H^+] = 1 \text{ mol/l}$ . Caur šķīdumu burbuļo reducēto formu  $H_2$ , kuras spiediens ir 0,1 MPa (1 atm). Šāda elektroda *platīna plāksnītes potenciālu pieņem par nulles potenciālu* un visu citu elektrodu metālu potenciālus mēra attiecībā pret šo potenciālu.

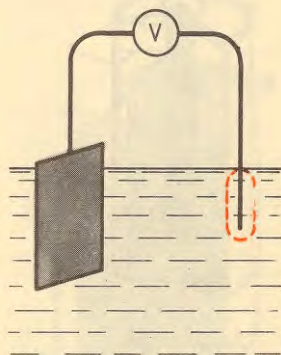
Potenciālu mērīšana shematiski ir parādīta 2.36. attēlā. Vertikālā svītrlīnija rāda, ka abi šķīdumi ir kontaktā viens ar otru, bet sajaukties tie nevar. Tātad visās šķīdumu vietās ir viens un tas pats potenciāls. Mērinstruments rāda starpību starp pētāmā elektroda metāla plāksnītes potenciālu un ūdepraža standartelektroda platīna plāksnītes potenciālu. Šo starpību sauc par *oksidēšanās-reducēšanās potenciālu (redokspotenciālu)*.

Ja redokspāru jonu koncentrācijas šķīdumā ir 1 mol/l, tad redokspotenciālu sauc par *standartpotenciālu* un apzīmē ar  $E^0$ . Dažiem redokspāriem standartpotenciālu skaitliskās vērtības ir dotas 2.10. tabulā.

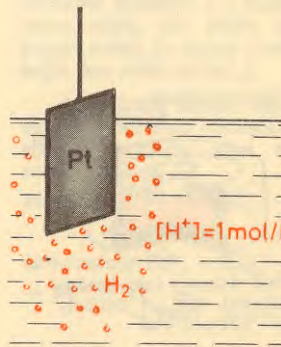
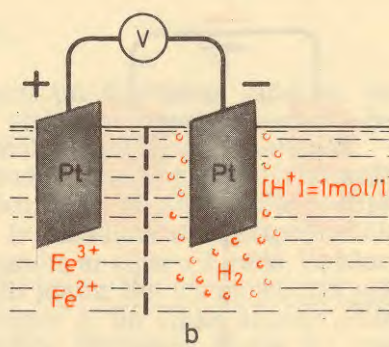
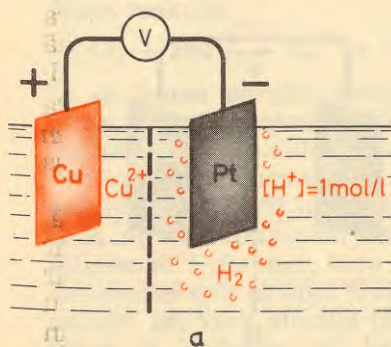
2.10. tabula

Dažu redokspāru standartpotenciāli ūdens šķīdumos

|  | Oksidētā forma   | Reducētā forma                              | $E^0, V$ |  |
|--|------------------|---|----------|--|
|  | $F_2$            | $+ 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$            | +2,77    |  |
|  | $Co^{3+}$        | $+ e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$          | +1,95    |  |
|  | $H_2O_2 + 2H^+$  | $+ 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$           | +1,77    |  |
|  | $MnO_4^- + 8H^+$ | $+ 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$ | +1,51    |  |
|  | $Cl_2$           | $+ 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$           | +1,359   |  |
|  | $O_2 + 4H^+$     | $+ 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$           | +1,229   |  |
|  | $Br_2$           | $+ 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$           | +1,087   |  |
|  | $Ag^+$           | $+ e^- \rightleftharpoons Ag$               | +0,779   |  |
|  | $Fe^{3+}$        | $+ e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$          | +0,771   |  |
|  | $I_2$            | $+ 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$            | +0,536   |  |
|  | $O_2 + 2H_2O$    | $+ 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$           | +0,401   |  |
|  | $Cu^{2+}$        | $+ 2e^- \rightleftharpoons Cu$              | +0,354   |  |
|  | $Cu^{2+}$        | $+ e^- \rightleftharpoons Cu^+$             | +0,159   |  |
|  | $2H^+$           | $+ 2e^- \rightleftharpoons H_2$             | 0,000    |  |
|  | $Fe^{2+}$        | $+ 2e^- \rightleftharpoons Fe$              | -0,473   |  |
|  | $Zn^{2+}$        | $+ 2e^- \rightleftharpoons Zn$              | -0,764   |  |
|  | $2H_2O$          | $+ 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$     | -0,818   |  |
|  | $Al^{3+}$        | $+ 3e^- \rightleftharpoons Al$              | -1,66    |  |
|  | $Mg^{2+}$        | $+ 2e^- \rightleftharpoons Mg$              | -2,37    |  |
|  | $Na^+$           | $+ e^- \rightleftharpoons Na$               | -2,713   |  |
|  | $Li^+$           | $+ e^- \rightleftharpoons Li$               | -3,04    |  |



2.34. att. Potenciālu diferenci starp elektroda metālu un šķīdumu izmērīt nevar, jo vads šķīdumā izveido otru elektrodu, kurš apvilktas ar pārtrauktu līniju.



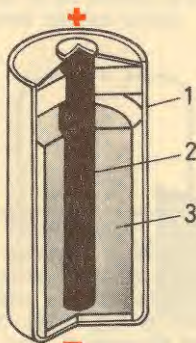
2.36. att. Elektroda potenciāla mērīšana:

a - pirmā veida elektrodam, b - redokselektrodam.

2.35. att. Ūdeņraža standartelektroda shēma.

## 2. daļa

Saskaņā ar Nernsta vienādojumu potenciālu ietekmē arī oksidētās un reducētās formas koncentrācija. Taču to var uzskatīt tikai par standartpotenciāla korekciju, ko nosaka elektroda vielu ķīmiskā daba.



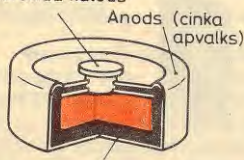
Sausā baterija:

1 – anods (cinka apvalks);  
2 – katods (grafīta stienis);  
3 –  $MnO_2$ ,  $NH_4Cl$  un oglekļa pasta. Bateriju lietojot, elektroni no anoda caur patērētāju plūst uz katodu:

anodreakcija:  $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

katodreakcija:  $2NH_4^+ + 2MnO_2 + 2e^- \rightleftharpoons Mn_2O_3 + 2NH_3 + H_2O$

Tērauda katods



Hg šķīdums (oksidējošais aģents) KOH un  $Zn(OH)_2$  bāziskā vidē

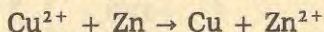
Dzīvsudraba baterija. Šāda tipa baterijas lieto rokas pulksteņos.

No 2.10. tabulas datiem redzams, ka oksidētāju un reducētāju stiprums ir savstarpēji saistīts. Jo redokspāra oksidētā forma ir stiprāks oksidētājs, jo reducētā forma ir vājāks reducētājs, un otrādi.

### 2.7.6. Oksidēšanās-reducēšanās reakciju virziens

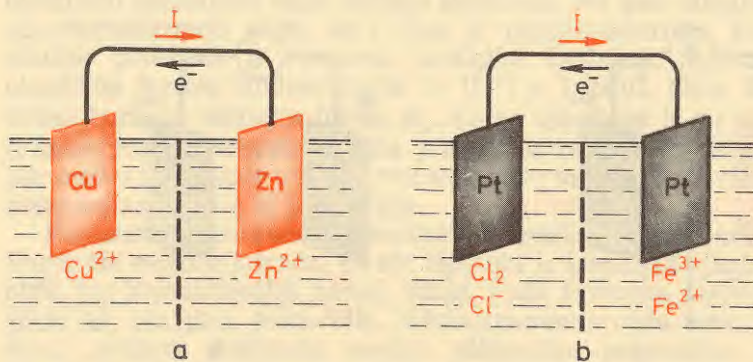
Pēc redokspāru standartpotenciāliem var noskaidrot oksidēšanās-reducēšanās reakciju virzienu. Elektronus vienmēr pievieno stiprākais oksidētājs, kura redokspārim ir lielākā standartpotenciāla vērtība. Šos elektronus atdod otra pāra reducētā forma, un šim pārim standartpotenciāla vērtība ir mazāka. Aplūkosim divus piemērus.

Galvanisko elementu 2.37. attēlā a veido divi pirmā veida elektrodi. Atbilstoši standartpotenciāliem vara plāksnīte attiecībā pret cinka plāksnīti ir uzlādēta pozitīvi. Tāpēc cinka atomu atdotie elektroni pa vadu plūst uz vara plāksnīti, kur tos pievieno vara joni. Noris šāda reakcija:



Ja poraino starpsienu, kura attēlā ir parādīta ar vertikālo svītrlīniju, izņem, tad elektroniem vairs nav jāceļo pa vadu. Vara joniem uzduroties cinka plāksnītei, tie tieši no cinka atomiem atņem elektronus un pārvēršas par vara atomiem. Noris tā pati reakcija, kas galvaniskajā elementā, tikai vara atomi nepapildina vara plāksnītes kristālrežģi, bet izdalās uz cinka plāksnītes.

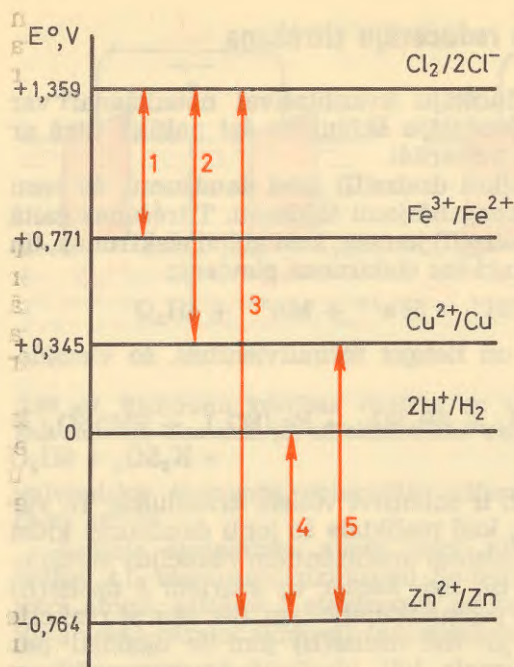
Analogiski var apskatīt reakciju, kura noris 2.37. attēlā b parādītājā galvaniskajā elementā. Dzelzs(II) jonu atdotie



2.37. att. Redoksreakciju virziena noskaidrošana:

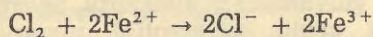
a – vara un cinka redokspāriem, b – hlora un dzelzs redokspāriem.

## 2. daļa



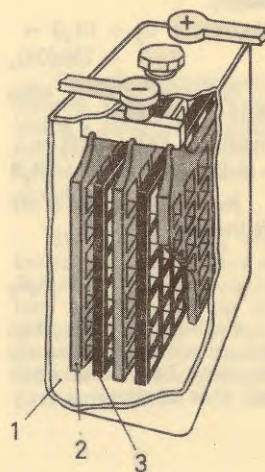
2.38. att. Dažu redoksreakciju virziena noskaidrošana.

elektroni pa vadu nokļūst uz attēla kreisajā pusē esošās platīna plāksnītes, un tos pievieno šķīdumā esošās hlora molekulas. Noris reakcija:



Ja izņem poraino starpsienu un šķīdumus samaisa, tad noris tā pati reakcija. Tikai elektroni neceļo pa vadu, bet dzelzs(II) joni tos atdod hlora molekulām tiešās sadursmēs.

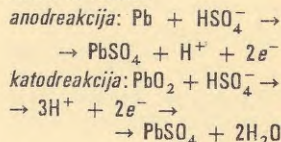
Standartpotenciālu nozīmi redoksreakciju virziena noskaidrošanā var padarīt uzskatāmāku, ja to vērtības attēlo grafiski (2.38. att.). Ar bultiņām attēlā ir parādītas standartpotenciālu diferences. Diference, kura apzīmēta ar ciparu 1, rāda, ka hlora molekulas spēj oksidēt dzelzs(II) jonus. Bet šīs molekulas spēj oksidēt arī vara atomus (diference 2) un cinka atomus (diference 3). Redzams arī, ka skābju šķīdumos esošie  $\text{H}^+$  spēj oksidēt cinka atomus (diference 4), bet nespēj oksidēt vara atomus. Tāpēc cinks skābēs šķīst, bet varš ne. Beidzot, diference 5 rāda, ka vara joni spēj oksidēt cinka atomus.



Svina akumulators:

1 – elektrolīts (38 % sērskābes šķīdums); 2 – anods (svina režģis, kas pildīts ar porainu svinu); 3 – katods (svina režģis, kas pildīts ar  $\text{PbO}_2$ ).

Akumulatoru lietojot, elektroni caur patērētāju (automobilī aizdedze, starteris) plūst no anoda uz katodu:

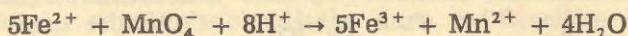


## 2. daļa

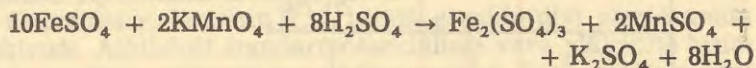
### 2.7.7. Oksidētāju un reducētāju titrēšana

Oksidētāju un reducētāju kvantitatīvai noteikšanai var izmantot titrēšanu. Oksidētāju šķīdumus šai nolūkā titrē ar reducētāju šķīdumiem un otrādi.

Piemēram, lai noteiktu dzelzs(II) jonu daudzumu, šo jonu šķīdumu titrē ar permanganātjonu šķīdumu. Titrēšanas gaitā noris reakcija starp dzelzs(II) joniem, kuri atdod elektronus, un permanganātjoniem, kuri šos elektronus pievieno:



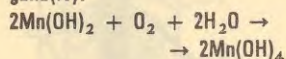
Rakstot pretjonus un lietojot formulvienības, šo vienādojumu var pārveidot:



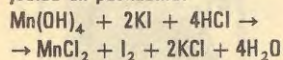
Permanganātjoniem ir intensīvi violets krāsojums. To var izmantot, lai uzzinātu, kad pieliktais šo jonu daudzums kļūst stehiometrisks, t.i., atbilstošs koeficientiem reakcijas vienādojumā. Reakcija noris tik ilgi, kamēr uz katriem 5 dzelzs(II) joniem nav pielikts pa permanganātjonam. Pēc tam šī reakcija vairs norisēt nevar, jo visi dzelzs(II) joni ir oksidēti par dzelzs(III) joniem. Pirmais ļoti niecīgais permanganātjonu pārākums titrējamajā šķīdumā rada rozā krāsojumu. Tiklīdz parādās šis krāsojums, titrēšanu izbeidz.

Zinot permanganāta šķīduma koncentrāciju un ar bireti izmērot pieliktā šķīduma tilpumu, var izskaitļot gan dzelzs(II) jonu daudzumu, gan arī šī daudzuma masu.

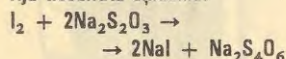
Odenī izšķīdušo skābekli var noteikt, pieliekot ūdenim mangāna(II) hidroksīdu. Skābeklis mangānu(II) oksidē par mangānu(IV):



Pēc tam pieliek kālija jodīdu un paskābina:



Radušos jodu notitrē ar nātrija tiosulfāta šķīdumu:

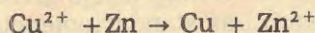


Par indikatoru noder cietes šķīdums: ciete ar jodu dod zilu krāsojumu. Titrē tikmēr, kamēr izzūd zilais krāsojums.

### 2.7.8. Elektrolīze

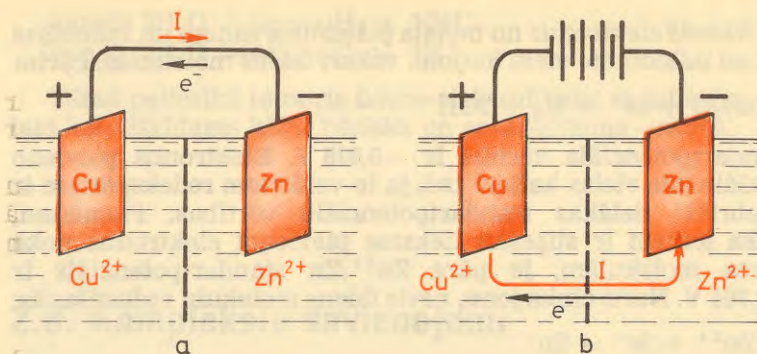
Ķīmiskai reakcijai norisot galvaniskajā elementā, enerģija izdalās elektriskās enerģijas veidā. Elektrolīzē turpretim elektrisko enerģiju izmanto, lai nodrošinātu ķīmisko reakciju norisi. Elektrolīzes iekārtā notiek reakcijas, kuru virziens ir pretējs galvaniskā elementa reakcijām.

Galvaniskajā elementā, kurš shematiski ir parādīts 2.39. attēlā *a*, noris reakcija



Elektrisko enerģiju var izmantot, ieslēdzot vadā, pa kuru plūst elektroni, elektrisko enerģiju patērējošu iekārtu.

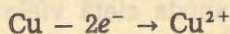
Galvanisko elementu var pārvērst par elektrolītisko ietaisi, ieslēdzot minētajā vadā sprieguma avotu. Šī avota «+» vads jāpieslēdz pie galvaniskā elementa «+» vada un «-» vads – pie «-» vada. Ja ārējā sprieguma avota spriegums ir lielāks par



2.39. att. Elektronu kustības virziens un strāvas plūšanas virziens galvaniskajā elementā (a) un elektrolīzes ietaisē (b).

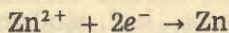
galvaniskā elementa potenciālu diferenci, noris elektrolīze (2.39. att. b).

Ārējais sprieguma avots vara plāksnītē rada pozitīvu lādiņu. t.i., elektronu iztrūkumu. Šo iztrūkumu cenšas mazināt vara atomi, atstājot 2 elektronus plāksnītes kristālrežģim un jonu veidā pārejot šķīdumā (anodšķīšana):



Vara plāksnītes un vara jonu saturošā šķīduma veidoto elektrodu sauc par anodu. Anodā vienmēr noris oksidēšanās process.

Cinka plāksnītei ārējais sprieguma avots piešķir negatīvu lādiņu. Tajā tātad ir elektronu pārākums, kuru cenšas mazināt cinka joni:



Cinka plāksnīte un cinka jonus saturošais šķīdums veido elektrodu, kuru sauc par katodu. Katodā vienmēr noris reducēšanās process.

Apvienojot katodā un anodā norisošo procesu vienādojumus, iegūst elektrolīzes reakcijas vienādojumu:



Kā redzams, šī reakcija tiešām noris pretējā virzienā nekā reakcija galvaniskajā elementā.

### 2.7.9. Elektrolīzes procesi ūdens šķīdumos

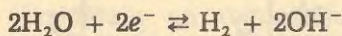
Ūdens šķīdumos bez izšķīdināto vielu katjoniem un anjoniem atrodas arī ūdeņraža joni, hidroksīdjoni un ūdens molekulas. Aplūkojot elektrolīzes norises, jāņem vērā šo jonu un molekulu spējas oksidēties vai reducēties.

Elektrods, kurš galvaniskajā elementā ir anods, elektrolīzes iekārtā ir pārvērties par katodu. Analogiski galvaniskā elementa katods elektrolīzes iekārtā ir pārvērties par anodu.

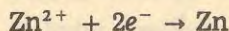
Strāvai plūstot caur elektrodiem, to potenciāli vairs nav vienādi ar līdzsvara potenciāliem. Atšķirību sauc par virsspriegumu. Dažreiz virsspriegums var radīt būtisku korekciju elektrolīzei nepieciešamā sprieguma aprēķināšanā.

## 2. daļa

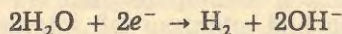
*Katodā* elektronus no metāla plāksnītes saņem un reducējas vai nu izšķīdināto vielu katjoni, vai arī ūdens molekulas. Pārim



standartpotenciāla vērtība ir  $-0,818$  V. Elektronus pievieno izšķīdinātās vielas katjoni tad, ja to veidotiem redokspāriem ir algebriski lielākas standartpotenciālu vērtības. Piemēram, cinka joniem ir stiprāka tieksme pievienot elektronus nekā ūdens molekulām, jo pāra  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  standartpotenciāls ir  $-0,764$  V. Noris cinka jonu, nevis ūdens molekulu reducēšanās:

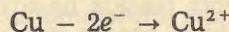


Magnija joniem tieksme pievienot elektronus ir mazāk izteikta nekā ūdens molekulām, jo pārim  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$  standartpotenciāls ir  $-2,37$  V. Tāpēc, elektrolizējot magnija jonus saturošus šķīdumus, reducējas ūdens molekulas:

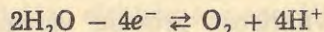


*Anodā* norisošie procesi ir atkarīgi gan no šķīdumā esošo jonu un molekulu spējām atdot elektronus, gan arī no anoda cietās vielas materiāla. Te jāaplūko 2 gadījumi: ja anoda cietā viela ir oksidēties spējīgs metāls un ja anoda cietā viela ir indifereenta.

*Ja anoda cietā viela ir metāls*, kura atomi spēj atdot elektronus, tad anodprocesā šie atomi pārvēršas par joniem, kuri pāriet šķīdumā:



t.i., anoda cietā viela elektrolīzes procesa norises rezultātā šķīst. Tā tas notiek visos tajos gadījumos, kad atbilstošo redokspāru standartpotenciāli ir mazāki par  $+1,229$  V. Šāds potenciāls ir pārim, kurš izveidojas tad, ja elektronus atdod ūdens molekulas:

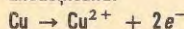


Tātad tādas anoda cietās vielas kā sudrabs, varš, dzelzs, cinks elektrolīzes procesā šķīst, jo to atomi vieglāk atdod elektronus nekā ūdens molekulas.

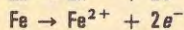
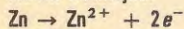
Cita situācija izveidojas tādos gadījumos, kad *anoda cietās vielas materiāls ir indiferents*, t.i., dotajos apstākļos nekādos oksidēšanās procesos nepiedalās. Tādi materiāli ir grafiits, platīns. Šādos gadījumos anjoni  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  oksidējas par  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ , S. Bet skābekli saturošie anjoni  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  u. tml. neoksidējas, jo ūdens molekulas savus elektronus atdod vieglāk nekā šie anjoni.

Piemēram, lietojot platīna plāksnītes un elektrizējot nātrija sulfāta  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ūdens šķīdumu, noris šādi procesi:

Elektrolīzi var izmantot ļoti tīru metālu iegūšanai. Piemēram, vara rafinēšanā attīrāmo varu lieto kā anodu. Noris anodšķīšana:

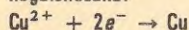


Arī aktīvākie piemaisījumi metāli oksidējas:

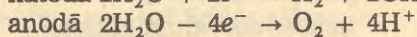
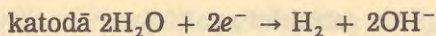


Neaktīvākie piemaisījumi (zelts, sudrabs, platīns) neoksidējas, jo spriegums šādu procesu norisei nav pietiekami liels. Šie piemaisījumi veido nogulsnes, kuras var izmantot minēto metālu iegūšanai.

Par katodu izmanto attīrīta vara plāksnes. Elektrolīzes iekārtai pieslēdz tādu spriegumu, lai norisētu tikai vara katodnogulsnešana:



Tādējādi no netīrā vara veidots anods šķīst un uz katoda nogulsnējas ļoti tīrs varš.

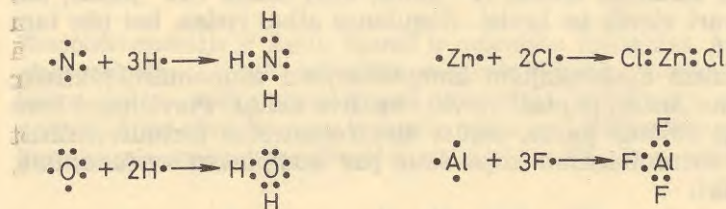


Tāpat patiesībā te noris ūdens elektrolītiska sadalīšana, pie tam katodšķīdums kļūst bāzisks un anodšķīdums – skābs.

## 2.8. Kompleksie savienojumi

### 2.8.1. Komplekso elementārobjektu izveidošanās

Reakcijas starp dažādu ķīmisko elementu atomiem vispirms noris kā radikālreakcijas. Atomiem vai nu pamatstāvoklī, vai arī ierosinātā stāvoklī ir nesapāroti elektroni, kuri tiek izmantoti saites elektronu pāra izveidošanai. Piemēri:



Kad visi nesapārotie elektroni saišu veidošanai ir izmantoti, vēl ir iespēja saitēm veidoties pēc donoraakceptora mehānisma. Piemēram, amonjaka molekulā slāpeklim ir viens nedalītais elektronu pāris, ūdens molekulā skābeklim ir divi tādi pāri, kurus var izmantot ķīmisko saišu veidošanai. Savukārt cinka jonam cinka hlorīdā un alumīnija jonam alumīnija fluorīdā ir brīvas orbitāles, kuras var izmantot saišu veidošanai pēc donoraakceptora mehānisma. Tāda brīva orbitāle ir arī ūdeņraža jonā  $\text{H}^+$ .

Elementārobjektus, kuri rodas, radikālreakcijās izveidotajām daļiņām reaģējot savā starpā pēc donoraakceptora mehānisma, sauc par *kompleksiem elementārobjektiem*. Piemēri:



## 2. daļa

Savienojumi, kuri ir radušies, reakcijām norisot pēc radikālmehānisma, var savā starpā reaģēt pēc donoraakceptora mehānisma. Tā veidojas kompleksie savienojumi.

Kompleksā elementārobjektā ir kompleksveidotājs un ligandi. Var būt arī ārējā sfēra, bet tās var arī nebūt.

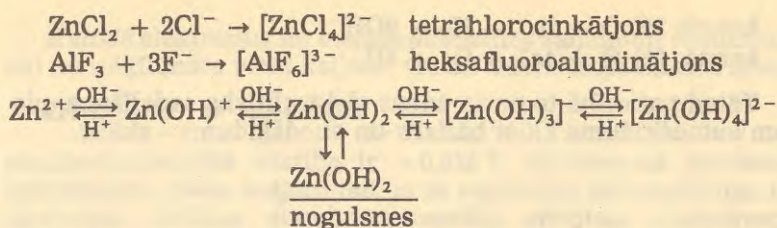
Komplekso elementārobjektu stabilitāte ir ļoti dažāda, un ir zināmi gan mazstabili, gan arī ārkārtīgi stabili kompleksi.

Kompleksajiem savienojumiem ir svarīga nozīme kā tehnoloģiskajos procesos, tā arī dzīvības norisēs. Arī fotosintēze un skābekļa transports dzīvos organismos ir saistīti ar komplekso savienojumu izveidošanos un sairšanu.

Kompleksie savienojumi veidojas, ligandiem koordinējoties ar kompleksveidotājiem.

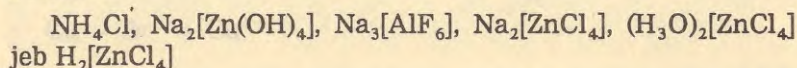
Koordinācijas teoriju radīja Šveices ķīmiķis A. Verners (1866–1919). No 1893. gada viņš bija Cīrihes Universitātes profesors. Pētījis komplekso savienojumu izomēriju. Koordinācijas teorijas izklāstam veltījis 1905. gadā izdoto grāmatu "Jaunākie uzskati neorganiskās ķīmijas jomā".

## 2. daļa



Veidojoties cinka hidroksokompleksiem, cinka jona brīvās orbitāles tiek izmantotas, lai hidroksīdjonu nedalītais elektronu pāris kļūtu kopējs abiem joniem. Pavisam tā var pievienoties 4 hidroksīdjonu. Pēc 2 hidroksīdjonu pievienošanās ir radusies kompleksa daļiņa, kurai vairs lādiņa nav. Ja tādu daļiņu šķīdumā ir pietiekami daudz, izveidojas  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  nogulsnes. Ja hidroksīdjonu koncentrāciju šķīdumā palielina, pievienojas vēl divi  $\text{OH}^-$  un rodas kompleksa daļiņa  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ . Līdzsvarus var virzīt uz vienu vai otru pusi, ja šķīdumā maina  $\text{H}^+$ , resp.,  $\text{OH}^-$  jonu koncentrāciju. Palielinot hidroksīdjonu koncentrāciju, izveidojas nogulsnes, kuras pēc tam izšķīst. Turpretim, ja šādi iegūtā šķīdumā ievada  $\text{H}^+$  jonus, kuri saista  $\text{OH}^-$  jonus, tad līdzsvari virzās pa kreisi. Nogulsnes atkal rodas, bet pēc tam izšķīst.


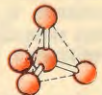


Visiem apskatītajiem kompleksajiem elementārobjektiem, izņemot  $\text{ZnCl}_2$ , ir pozitīvs vai negatīvs lādiņš. Pievienojot tiem pretēji lādētus jonus, iegūst elektroneitrālas formulvienības. Tādu formulvienību kopu sauc par *kompleksu savienojumu*. Piemēri:



Pie kompleksiem savienojumiem ir jāpieskaita arī ūdens šķīdumos esošās  $\text{ZnCl}_2$  molekulas.

### 2.8.2. Kompleksu savienojumu sastāvdaļas

Kompleksais elementārobjekts satur *centrālo atomu (jonu)* jeb *kompleksveidotāju*, ap kuru grupējas jeb *koordinējas* (no lat. *co* – ar, kopā, *ordinatus* – sakārtots) citi atomi (joni). Koordinētie atomi (joni) var būt arī molekulu sastāvā, un tad kompleksveidotājiem ir piesaistītas attiecīgo vielu molekulas. Ar kompleksveidotāju saistītos atomus (jonus) sauc par *ligandiem*. Arī piesaistītās molekulas sauc par ligandiem (*ligare* – lat. apvienot, saistīt). Ligandi veido *iekšējo kompleksa sfēru*. Formulās kompleksveidotāju kopā ar ligandiem parasti ieslēdz kvadrātiekvāš. Tas ir *kompleksais jons*. Ar jonu saitēm kompleksais jons piesaista pretēji lādētus jonus, kuri veido

| Koordinācijas skaits | Struktūra  |
|----------------------|--|
| 2                    | <br>Lineāra       |
| 4                    | <br>Tetraedriska |
|                      | <br>Planāra     |
| 6                    | <br>Oktaedriska |

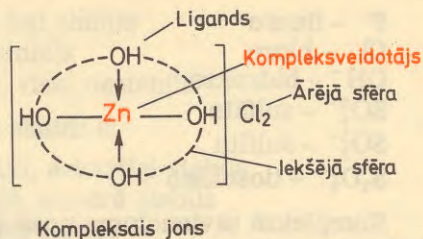
Ligandu izvietojums ap kompleksveidotāju biežāk sastopamajos kompleksajos savienojumos.

ārējo sfēru. Ja kompleksajam elementārobjektam lādiņa nav, tad tam nav arī ārējās sfēras.

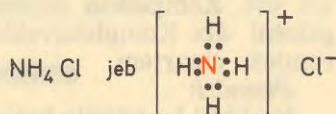
Piemēri.

Kompleksā jona lādiņš ir vienāds ar visu tajā ietilpstošo jonu lādiņu algebrisko summu:

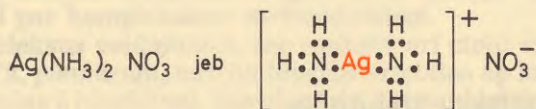
$$+2 + 4(-1) = -2$$



Kompleksveidotājs ir N(-III), ligandi H(I). Iekšējā sfērā atrodas 4 ligandi. Kompleksā jona lādiņš ir  $-3 + 4(+1) = +1$ . Ārējā sfērā jonogēni ir saistīts hlorīdjons. Ūdens šķīdumos amonija hlorīds eksistē  $\text{NH}_4^+$  un  $\text{Cl}^-$  jonu veidā.



Kompleksveidotājs ir Ag(I), ligandi ir amonjaka molekulas. Ar kompleksveidotāju ir saistīts amonjaka molekulu slāpeklis. Kompleksajam jonam lādiņu nosaka kompleksveidotāja lādiņš, jo ligandi ir elektro-neitrāli. Ārējā sfērā jonogēni ir saistīts nitrātjons. Ūdens šķīdumos šis kompleksais savienojums eksistē  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  un  $\text{NO}_3^-$  jonu veidā.



### 2.8.3. Nomenklatūra

Ķīmisko saiti, kura kompleksajos elementārobjektos ir izveidojusies pēc donoraakceptora mehānisma, bieži vien sauc arī par *koordinatīvu saiti*. Kompleksos savienojumus dēvē arī par *koordinācijas (koordinatīviem) savienojumiem*. Ligandu skaitu kompleksajā elementārobjektā sauc par *koordinācijas skaitli*. Visbiežāk tas ir 6, 4 un 2.

Formulās kvadrātiekvāvēs vispirms raksta kompleksveidotāju, pēc tam ligandus. Taču, kompleksos savienojumus nosaucot, vispirms nosauc ligandus un pēdējo – kompleksveidotāju.

Ja ligandi ir neitrālas molekulas, tad to nosaukumi netiek mainīti. Izņēmums ir  $\text{H}_2\text{O}$  un  $\text{NH}_3$  molekulas:

$\text{H}_2\text{O}$  nosauc "akva" (agrāk "akvo"),

$\text{NH}_3$  nosauc "amīn".

## 2. daļa

Analītiskajā ķīmijā metāla jonu titrēšanai izmanto kompleksu šķīdumus. Parastākais kompleksons, kuru sauc arī par trilonu B, ir dinātrija etilendiamīntetraacetāts. Etilendiamīntetraacetāts satur 4 skābekļa atomus, kuri var koordinēties ar metāla jonu, izmantojot vai nu savus negatīvos lādiņus, vai arī nedalītus elektronu pārus. Bez tam šis jons satur vēl 2 slāpekļa atomus, un tie koordinācijai var izmantot nedalītus elektronu pārus.

Titrējot ar kompleksona šķīdumu, var ērti noteikt ūdens cietību, t. i., kalcija un magnija jonu summāro koncentrāciju ūdenī. Var noteikt arī daudzus citus metālu jonus.

## 2. daļa

Koordinētu anjonu nosaukumos galotni *-īds* apmaina pret *-o*. Galotnēs *-āts*, *-īts* *-s* apmaina pret *-o*. Piemēri:

- F<sup>-</sup> – fluoro
- Cl<sup>-</sup> – hloro
- OH<sup>-</sup> – hidroksa
- SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> – sulfāto
- SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> – sulfīto
- S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> – tiosulfāto

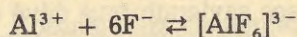
Kompleksā savienojuma nosaukumā vispirms min katjonu, tad anjonu. Koordinēto atomu (jonu) skaitu uzrāda ar grieķu skaitļavārdiem mono, di, tri, tetra, penta, hekša utt. Sarežģītāku ligandu gadījumā lieto bis, tris, tetrakis, pentakis, hekshakis utt. Kompleksa anjona nosaukums vienmēr beidzas ar galotni *-āts*. Kompleksveidotāja oksidēšanas pakāpi norāda ar romiešu cipariem.

*Piemēri:*

- Na<sub>3</sub>[AlF<sub>6</sub>] – nātrija heksafluoroalumināts(III)
- Na<sub>2</sub>[Zn(OH)<sub>4</sub>] – nātrija tetrahidroksocinkāts(II)
- ZnCl<sub>2</sub> – cinka hlorīds jeb dihlorocinkāts(II)
- [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]NO<sub>3</sub> – diamīnsudraba(I) hlorīds
- [Cr(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]Cl<sub>3</sub> – hekšaakvahroma(III) hlorīds
- [CrCl<sub>3</sub>(H<sub>2</sub>O)<sub>3</sub>] – triakvatrihlorohroms(III)
- [Al(OH)(H<sub>2</sub>O)<sub>5</sub>]<sup>2+</sup> – pentaakvahidroksaalumīnijs(III) jons
- Na<sub>3</sub>[Ag(S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)<sub>2</sub>] – nātrija bis(tiosulfāto)argentāts(I)

### 2.8.4. Kompleksu stabilitāte

Komplekso elementārojektu stabilitāti raksturo ar šo objektu veidošanās reakciju līdzsvara konstantēm. Tās sauc par *stabilitātes konstantēm*. Piemēram, ja alumīnijs joni pievieno fluorīdjonus un veidojas [AlF<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>, tad šī jona stabilitāti raksturo konstante līdzsvaram



Tā ir šāda:

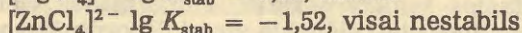
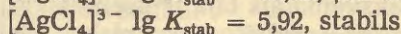
$$K_{\text{stab}} = \frac{[\text{AlF}_6^{3-}]}{[\text{Al}^{3+}][\text{F}^{-}]^6} = 10^{20,83}$$

Kompleksais jons šajā gadījumā ir ļoti stabils, un stehiometriskās attiecībās ņemti Al<sup>3+</sup> un F<sup>-</sup> daudzumi praktiski pilnīgi pārvēršas par [AlF<sub>6</sub>]<sup>3-</sup> joniem.

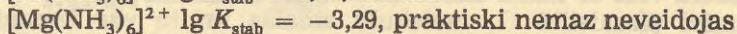
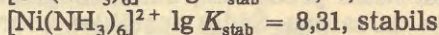
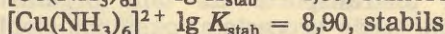
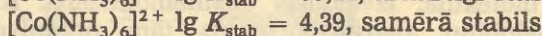
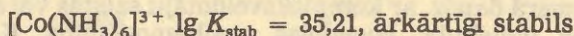
Ja kompleksiem koordinācijas skaitlis ir vienāds, tad par to stabilitāti var spriest, tieši salīdzinot stabilitātes konstantes.

Piemēri.

Hlorīdkompleksi ar koordinācijas skaitli 4:



Amonjakāti ar koordinācijas skaitli 6:

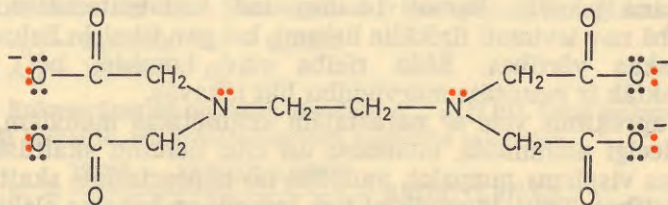


## 2.8.5. Komplekso savienojumu nozīme

Starp kompleksajiem un parastajiem savienojumiem robežu novilkēt nav viegli. Tā, piemēram, ja  $\text{ZnCl}_2$  rodas radikālreakcijā, kura noris starp Zn un Cl atomiem, tad tas nav uzskatāms par kompleksu savienojumu. Turpretim, ja šis savienojums rodas, pie cinka jona  $\text{Zn}^{2+}$  donorakceptora veidā pievienojoties hlorīdjoniem  $\text{Cl}^-$ , tad tas ir viens no kompleksiem virknē  $\text{ZnCl}^+$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $[\text{ZnCl}_3]^-$ ,  $[\text{ZnCl}_4]^{2-}$ . Taču pēdējie divi šīs virknes locekļi var izveidoties tikai donorakceptora reakcijas norises rezultātā. Tāpēc tie ir pilnīgi viennozīmīgi atzīstami par kompleksiem savienojumiem.

Kompleksus veidojumus var saskatīt arī cietu vielu kristālrežģos. Tā, piemēram, nātrija hlorīda kristālos ap katru nātrija jonu atrodas 6 hlorīdioni. Savukārt ap katru hlorīdjonu atrodas 6 nātrija joni. Abos šajos kompleksajos veidojumos koordinācijas skaitlis ir 6.

Kīmijā un ķīmiskajā rūpniecībā izmanto daudzus kompleksus savienojumus. Piemēram, lai iegūtu alumīniju, elektrolizē izkausētu alumīnija oksīdu  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Taču tas kūst tikai apmēram 2050 °C temperatūrā.  $\text{Al}_2\text{O}_3$  maisījums ar kriolītu  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ , kurš satur 6–8%  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , kūst jau 800–1000 °C temperatūrā.

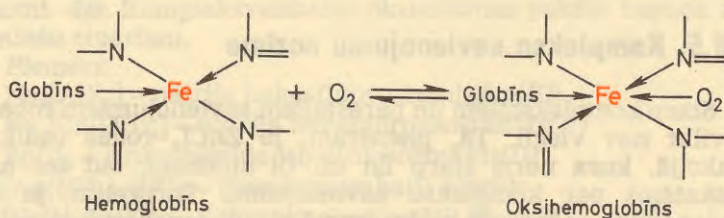


Etilēndiamīntetraacetājons

## 2. daļa

Fotosintēze noris tikai hlorofila klātbūtnē. Hlorofils ir magnija(II) komplekss ar organiskiem ligandiem.

Dzīvnieku un arī cilvēka šūnas ar skābekli apgādā asinīs esošais hemoglobīns. Kompleksveidotājs tajā ir dzelzs(II) jons. Ap šo jonu koordinējas samērā sarežģītas organiskas vielas molekulas sastāvā ietilpstošie 4 slāpekļa atomi. Koordinējas vēl arī olbaltumviela, kuru sauc par globulīnu. Plaušās, kur  $O_2$  molekulu ir samērā daudz, ar kompleksveidotāju saistās vēl arī viena skābekļa molekula. Izveidojas oksihemoglobīns. Kad asinis oksihemoglobīnu aiztransportē uz tām organisma vietām, kur jānoris oksidēšanās procesiem, oksihemoglobīns nonāk vidē ar mazu skābekļa saturu. Šādos apstākļos koordinatīvi piesaistītā  $O_2$  molekula atdalās un to var izmantot oksidēšanās procesiem. Shematiski teikto var attēlot šādi:



### 2.9. Aprēķini

Racionālai aprēķina veikšanai vispirms sastāda fizikālo lielumu sakarību jeb, kā parasti saka, sastāda matemātisko formulu. To izdara, ar loģiskiem spriedumiem saistot savā starpā vienkāršākās un labi zināmās sakarības atbilstoši risināmā uzdevuma saturam. Tad vispārīgo apzīmējumu vietā ievieto uzdevumā dotos fizikālos lielumus un izdara darbības. Ar skaitliskajām vērtībām darbības visērtāk veikt, lietojot elektroniskos kabatas skaitļotājus. Darbības ar mērvienībām bieži vien var veikt galvā. Aprēķina rezultāts ir fizikāls lielums, kuru uzrāda kā skaitliskās vērtības reizinājumu ar mērvienību.

Nepareiza un izskaužama ir aprēķina rezultāta mērvienību ieslēgšana iekavās. Parasti to dara tad, kad matemātiskajā sakarībā nav ievietoti fizikālie lielumi, bet gan tikai šo lielumu skaitliskās vērtības. Šāda rīcība nav korekta, bet vēl nekorektāk ir rezultāta mērvienību likt iekavās.

Ja aprēķinus veic ar parastajām aritmētikas metodēm, ir mērķtiecīgi atommasu, molmasu un citu lielumu skaitliskās vērtības vispirms noapaļot, vadoties no neprecīzākās skaitliskās vērtības. Taču, ja aprēķini tiek izdarīti ar kabatas elektro-

nisko skaitļotāju, pareizāk ir skaitliskās vērtības ievadīt skaitļotājā tādas, kādas tās ir atrodamas izziņu avotos. Rezultātu tad noapaļo aprēķina beigās, ņemot vērā neprecīzāko skaitlisko vērtību.

Veicot saskaitīšanas un atņemšanas darbības, rezultāta pēdējo decimālciparu nosaka pēdējais decimālcipars neprecīzākajā saskaitāmajā (mazinātājā), piemēram:

$$\begin{array}{r} 13,855 \\ + 152,7 \leftarrow \text{desmitdaļas} \\ \hline 8,3876 \\ \hline 174,9426 \longrightarrow 174,9 \end{array}$$

Reizinot vai dalot, ciparu skaitu rezultātā nosaka tas skaitlis, kuram ir mazākais ciparu skaits, piemēram:

$$12,89 \times 1,5 = 19,335 \xrightarrow{\text{noapaļošana}} 19$$

divi cipari

### 2.9.1. Elementu izotopiskais sastāvs

Ja elementam Zemes garozā ir vairāki izotopi, tad šī elementa relatīvo atommasu sastāda atsevišķo izotopu relatīvo atommasu ( $A_{r,1}$ ,  $A_{r,2}$ ,  $A_{r,3}$ , ...) reizinājumi ar atbilstošajām masas daļām ( $w_1$ ,  $w_2$ ,  $w_3$ , ...):

$$A_{r,\text{elementa}} = A_{r,1}w_1 + A_{r,2}w_2 + A_{r,3}w_3 + \dots$$

*Piemērs.* Zemes garozā sastopamais silīcijs satur 3 izotopus:

$$A_{r,1} = 27,97693; \quad w_1 = 0,9221$$

$$A_{r,2} = 28,97649; \quad w_2 = 0,0470$$

$$A_{r,3} = 29,97376; \quad w_3 = 0,0309$$

Silīcija relatīvo atommasu no šiem datiem skaitļo šādi:

$$A_{r,\text{Si}} = 27,97693 \cdot 0,9221 + 28,97649 \cdot 0,0470 + 29,97376 \cdot 0,0309 = 28,08561$$

Rokasgrāmatās atrodama  $A_{r,\text{Si}} = 28,085(5)$ . Iekavās esošais cipars vairs nav drošs, jo silīcija izotopiskais sastāvs visās Zemes garozas vietās nav absolūti konstants.

*Piemērs.* Ogleklim Zemes garozā ir sastopami 2 izotopi:

$$A_{r,1} = 12,00000; \quad w_1 = 0,98892$$

$$A_{r,2} = 13,00335; \quad w_2 = ?$$

Rokasgrāmatās ogleklim atrodam  $A_{r,\text{C}} = 12,011$ . Otrā izotopa masas daļu izskaitļo, izmantojot iepriekš apskatīto sakarību:

$$w_2 = \frac{12,011 - 12,00000 \cdot 0,98892}{13,00335} = 0,01107 (1,107 \%)$$

$$A_{r,\text{elem}} = \sum_1^i A_{r,i} w_i$$

## 2. daļa

### 2.9.2. Vielas elementārobjektu daudzuma aprēķināšana

Vielu elementārobjektu daudzumu aprēķināšanai izmanto molāros lielumus.

Ja viela ir nosvērta, t.i., tai ir izmērīta masa  $m$ , tad šīs vielas elementārobjektu daudzumu atrod, masu dalot ar elementārobjektu molmasu  $M$ :

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{v_0}{V_0}$$

$$n = \frac{q}{zF} = \frac{It}{zF}$$

Molmasu parasti atrod izziņu literatūrā. To var arī aprēķināt, saskaitot vielas elementārobjektā ietilpstošo atomu molmasas.

*Piemērs.* Vara(II) sulfāta pentahidrāta masa ir 5,7857 g. Šīs vielas elementārobjektu daudzums

$$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}} = \frac{5,7857 \text{ g}}{249,68 \text{ g/mol}} = 0,02317 \text{ mol} = 23,17 \text{ mmol}$$

Gāzveida vielas elementārobjektu daudzumu atrod, šīs vielas tilpumu  $v_0$  dalot ar moltilpumu  $V_0$  (nulles indeksi te norāda uz normāliem apstākļiem – 273 K jeb 0 °C un 0,1 MPa jeb 1 atm).

*Piemērs.* Etilēns normālos apstākļos ieņēma 15,8 litrus lielu tilpumu. Šīs gāzes molekulu daudzums tātad bija

$$n_{\text{CH}_3\text{CH}_3} = \frac{v_{0,\text{CH}_3\text{CH}_3}}{V_0} = \frac{15,8 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,705 \text{ mol}$$

Elektriski lādētu elementārobjektu (elektronu, jonu) plūsma ir elektriskā strāva. Mērot strāvas stiprumu  $I$  (ampēros) un tās plūšanas ilgumu  $t$  (sekundēs), uzzina lādēto elementārobjektu summāro lādiņu ampērsekundēs jeb kulonos:

$$q = It$$

Dalot šo lādiņu ar attiecīgo elementārobjektu mollādiņu  $Q = zF$  ( $z$  vienlādiņa joniem un elektroniem ir 1, divlādiņu joniem 2 utt.), atrod lādēto elementārobjektu daudzumu:

$$n = \frac{q}{Q} = \frac{It}{zF}$$

*Piemērs.* Caur elektrolīzes iekārtu 3 stundas un 15 minūtes plūda strāva, kuras stiprums bija 2,85 A. Tātad caur iekārtu izplūda šāds elektronu daudzums:

$$n_e = \frac{It}{F} = \frac{2,85 \text{ A} \cdot (3 \cdot 3600 + 15 \cdot 60) \text{ s}}{96484,56 \text{ C/mol}} = 0,346 \text{ mol} = 346 \text{ mmol}$$

### 2.9.3. Vielas elementārobjektu masas (tilpuma, kopējā lādiņa) aprēķināšana

Ja ir zināms vielas elementārobjektu daudzums  $n$ , tad šo elementārobjektu kopējo masu atrod, daudzumu pareizinot ar viena mola elementārobjektu masu, t.i., ar molmasu  $M$ :

$$m = nM$$

*Piemērs.* Pirīta elementārobjektu  $\text{FeS}_2$  daudzums ir 5,78 moli. Šāda pirīta daudzuma masa ir

$$m_{\text{FeS}_2} = n_{\text{FeS}_2} M_{\text{FeS}_2} = 5,78 \text{ mol} \cdot 119,97 \text{ g/mol} = 693,43 \text{ g}$$

Gāzes tilpumu normālos apstākļos  $v_0$  atrod, reizinot šīs gāzes molekulu daudzumu  $n$  ar moltilpumu  $V_0$  (22,4 l/mol).

*Piemērs.* Oglekļa dioksīda molekulu  $\text{CO}_2$  daudzums bija 2,35 moli. Normālos apstākļos šāds gāzes daudzums ieņēma tilpumu

$$v_{0,\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} V_0 = 2,35 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 52,64 \text{ l}$$

Lādēto elementārobjektu (elektronu, jonu) summāro lādiņu atrod, reizinot šo elementārobjektu daudzumu ar viena mola elementārobjektu lādiņu, t.i., ar mollādiņu  $Q$  ( $Q = zF$ ):

$$q = nQ = nzF$$

### 2.9.4. Gāzveida vielas blīvums un relatīvais blīvums

Lai aprēķinātu gāzveida vielas blīvumu, molmasu dala ar šīs vielas viena mola ieņemto tilpumu. Normālos apstākļos moltilpums ir 22,4 l/mol, un gāzes blīvumu atrod šādi:

$$\rho_0 = \frac{M}{V_0} = \frac{M}{22,4 \text{ mol/l}}$$

*Piemērs.* Metāna  $\text{CH}_4$  blīvums normālos apstākļos

$$\rho_{0,\text{CH}_4} = \frac{M_{\text{CH}_4}}{V_0} = \frac{16,043 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,716 \text{ g/l}$$

Savukārt, zinot gāzveida vielas blīvumu, var aprēķināt masu gāzei, kura normālos apstākļos ieņem 22,4 litrus lielu tilpumu, t.i., var aprēķināt molmasu:

$$M = \rho_0 V_0 = \rho_0 \cdot 22,4 \text{ l/mol}$$

*Piemērs.* Amonjaka blīvums  $\rho_0 = 0,76 \text{ g/mol}$ . Amonjaka molmasa ir

$$M_{\text{NH}_3} = \rho_{0,\text{NH}_3} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 0,76 \text{ g/l} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 17,02 \text{ g/mol}$$

## 2. daļa

$$m = nM$$

$$v_0 = nV_0$$

$$q = nQ = nzF$$

$$\rho_0 = \frac{M}{V_0}$$

$$M = \rho_0 V_0$$

$$d = \frac{M_1}{M_2}$$

## 2. daļa

Vienas gāzveida vielas blīvumu attiecinot pret otras gāzveida vielas blīvumu, iegūst relatīvo blīvumu:

$$d = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{V_0} \cdot \frac{M_2}{V_0} = \frac{M_1}{M_2}$$

*Piemērs.* Gaisa vidējā molmasa ir 29 g/mol. Mājsaimniecībā lietojamās dabasgāzes galvenā sastāvdaļa ir metāns, un šīs gāzes relatīvais blīvums attiecībā pret gaisu

$$d_{\text{gaisa}} = \frac{M_{\text{CH}_4}}{M_{\text{gaisa}}} = \frac{16,043 \text{ g/mol}}{29 \text{ g/mol}} = 0,55$$

Ja gāzes vadu bojājumu dēļ šī gāze izplūdīs virtuvē, tad tā sakrāsies pie griestiem.

Turpretim, lietojot sašķidrinātu propānu (t.s. balonu gāzi), stāvoklis ir citāds. Propāna relatīvais blīvums pret gaisu ir

$$d_{\text{gaisa}} = \frac{M_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3}}{M_{\text{gaisa}}} = \frac{44,097 \text{ g/mol}}{29 \text{ g/mol}} = 1,52$$

Ņemot vērā, ja telpā izplūst propāns, tas sakrājas virs grīdas.

Eksperimentāli nosakot relatīvo blīvumu  $d$  un zinot vienas gāzes molmasu, var aprēķināt otras gāzes molmasu. Ja gāzveida vielas blīvums ir noteikts attiecībā pret ūdeņradi, tad aprēķina formula ir šāda:

$$M = 2 \text{ g/mol} \cdot d_{\text{H}}$$

Ja blīvums ir noteikts attiecībā pret gaisu, tad aprēķinus izdara šādi:

$$M = 29 \text{ g/mol} \cdot d_{\text{gaisa}}$$

*Piemērs.* Oglekļa dioksīda blīvums ir 1,52 reizes lielāks par gaisa blīvumu. Šīs vielas molmasa

$$M_{\text{CO}_2} = 29 \text{ g/mol} \cdot 1,52 = 44,08 \text{ g/mol}$$

### 2.9.5. Izšķīdušās vielas koncentrācija

Sakarību starp izšķīdušās vielas masas koncentrāciju  $\gamma$  un daudzumkoncentrāciju  $c$  nosaka sakarība starp vielas elementārobjektu daudzumu  $n$  un to masu  $m$  ( $m = nM$ ):

$$\gamma = \frac{m}{v} = \frac{nM}{v} = cM$$

un

$$c = \frac{\gamma}{M} = \frac{m}{Mv}$$

$$c = \frac{n}{v}; n = cv$$

$$\rho = \frac{m}{v}; m = \rho v$$

*Piemērs.* Nātrija hlorīda iesvaru, kura masa 2,9578 g, ievietoja 250 ml (0,25 l) mērkolbā, izšķīdināja ūdenī un šķīdumu uzpildīja ar destilētu ūdeni līdz svītrai uz kolbas kakla. Iegūtajā šķīdumā nātrija hlorīda masas koncentrācija

$$\gamma_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{v} = \frac{2,9578 \text{ g}}{0,25 \text{ l}} = 11,831 \text{ g/l (mg/ml)}$$

un daudzumkoncentrācija

$$c_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{v} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}} v} = \frac{2,9578 \text{ g}}{58,443 \text{ g/mol} \cdot 0,25 \text{ l}} = 0,2024 \text{ mol/l}$$

Iepriekšējās sakarības var pārveidot tā, lai varētu izskaitļot nepieciešamā iesvara masu:

$$m = \gamma v = cvM$$

*Piemērs.* Cik lielai ir jābūt iesvara masai, lai varētu pagatavot 500 ml (0,5 l) šķīduma, kurā

1) kālija jodīda masas koncentrācija ir 7,5 g/l,

2) kālija jodīda daudzumkoncentrācija ir 0,5 mol/l?

Pirmā šķīduma pagatavošanai nepieciešamā iesvara masa

$$m_{\text{KI}} = \gamma_{\text{KI}} v = 7,5 \text{ g/l} \cdot 0,5 \text{ l} = 3,75 \text{ g}$$

Otrā šķīduma pagatavošanai ir nepieciešams iesvars, kura masa

$$m_{\text{KI}} = c_{\text{KI}} v M_{\text{KI}} = 0,5 \text{ mol/l} \cdot 0,5 \text{ l} \cdot 166,0027 \text{ g/mol} = 41,5 \text{ g}$$

Ja pie  $v_1$  litriem vielas šķīduma, kuras daudzumkoncentrācija ir  $c_1$  mol/l, pielej  $v_2$  litrus šīs pašas vielas šķīduma, kuras daudzumkoncentrācija  $c_2$  mol/l, tad iegūtajā šķīdumā koncentrāciju var aprēķināt, spriežot šādi. Var pieņemt, ka šķīdumu tilpumi aditīvi summējas:

$$v = v_1 + v_2$$

Summējas arī izšķīdinātās vielas daudzumi:

$$n = n_1 + n_2 = c_1 v_1 + c_2 v_2$$

Tāpēc daudzumkoncentrācija pēc šķīdumu saliešanas atrodama šādi:

$$c = \frac{n}{v} = \frac{c_1 v_1 + c_2 v_2}{v_1 + v_2}$$

Analoģiski spriežot, atrod līdzīgu sakarību tādiem gadījumiem, kad ir zināmas masas koncentrācijas:

$$\gamma = \frac{m}{v} = \frac{\gamma_1 v_1 + \gamma_2 v_2}{v_1 + v_2}$$

*Piemērs.* Pie 200 ml (0,2 l) nātrija hlorīda šķīduma, kurā šīs vielas daudzumkoncentrācija 0,5 mol/l, pielēja 300 ml (0,3 l) šķīduma, kurā

## 2. daļa

nātrija hlorīda koncentrācija 0,2 mol/l. Ieguva šķīdumu, kurā NaCl koncentrācija bija šāda:

$$c_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{v} = \frac{0,5 \text{ mol/l} \cdot 0,2 \text{ l} + 0,2 \text{ mol/l} \cdot 0,3 \text{ l}}{0,2 \text{ l} + 0,3 \text{ l}} = 0,32 \text{ mol/l}$$

Iepriekšējās sakarības var pārveidot tā, lai varētu aprēķināt pieļejamā šķīduma tilpumu, kurš pēc saliešanas nodrošina pilnīgi noteiktu izšķīdušās vielas koncentrāciju. Piemēram, ja šādā nolūkā ir jāaprēķina tilpums  $v_2$ , tad no sakarības

$$c = \frac{c_1 v_1 + c_2 v_2}{v_1 + v_2}$$

raksta  $cv_1 + cv_2 = c_1 v_1 + c_2 v_2$   
un tālāk

$$cv_2 - c_2 v_2 = c_1 v_1 - cv_1$$

no kurienes iegūst

$$v_2(c - c_2) = c_1 v_1 - cv_1$$

un atrod meklēto tilpumu:

$$v_2 = \frac{c_1 v_1 - cv_1}{c - c_2} = \frac{v_1(c_1 - c)}{c - c_2}$$

*Piemērs.* Cik litri nātrija hlorīda šķīduma, kurā  $c_2 = 0,25 \text{ mol/l}$ , ir jāpielej pie šīs pašas vielas šķīduma, kurā  $c_1 = 0,65 \text{ mol/l}$  un kura tilpums  $v_1 = 1,12 \text{ litri}$ , lai pēc šķīdumu saliešanas nātrija hlorīda koncentrācija būtu  $c = 0,5 \text{ mol/l}$ ?

$$v_2 = \frac{1,12 \text{ l}(0,65 \text{ mol/l} - 0,5 \text{ mol/l})}{0,5 \text{ mol/l} - 0,25 \text{ mol/l}} = 0,672 \text{ l}$$

### 2.9.6. Izšķīdušās vielas daļa

Izšķīdušās vielas daudzumdaļa ir attiecība starp izšķīdušās vielas daudzumu un šķīduma vielu summāro daudzumu:

$$x = \frac{n_{\text{vielai}}}{n_{\text{vielai}} + n_{\text{ūdenim}}}$$

*Piemērs.* Šķīdumu pagatavoja, 20 gramus nātrija nitrāta izšķīdinot 100 gramos ūdens. Nātrija nitrāta moldaļa šķīdumā

$$x = \frac{n}{\sum n} \quad w = \frac{m}{\sum m}$$
$$x_{\text{NaNO}_3} = \frac{\frac{m_{\text{NaNO}_3}}{M_{\text{NaNO}_3}}}{\frac{m_{\text{NaNO}_3}}{M_{\text{NaNO}_3}} + \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}} = \frac{\frac{20 \text{ g}}{84,9947 \text{ g/mol}}}{\frac{20 \text{ g}}{84,9947 \text{ g/mol}} + \frac{100 \text{ g}}{18,0152 \text{ g/mol}}} = 0,0406 (4,06\%)$$

Visbiežāk izmanto izšķīdušās vielas masas daļu:

$$w = \frac{m_{\text{vielai}}}{m_{\text{vielai}} + m_{\text{ūdenim}}} = \frac{m_{\text{vielai}}}{m_{\text{šķīdumam}}}$$

Tā kā šķīduma blīvums

$$\rho_{\text{šķīduma}} = \frac{m_{\text{šķīduma}}}{V_{\text{šķīduma}}}$$

tad iegūst sakarību

$$w = \frac{m_{\text{vielai}}}{m_{\text{šķīdumam}}} = \frac{m_{\text{vielai}}}{\rho_{\text{šķīdumam}} V_{\text{šķīdumam}}}$$

*Piemērs.* Jāpagatavo 200 g šķīduma, kurā nātrija hlorīda masas daļa ir 0,15 (parasti saka: jāpagatavo piecpadsmitprocentīgs šķīdums). Vajadzīgā nātrija hlorīda daudzuma masa atrodama no sakarības:

$$w_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{šķīdumam}}}$$

no kuras iegūst

$$m_{\text{NaCl}} = m_{\text{šķīdumam}} w_{\text{NaCl}} = 200 \text{ g} \cdot 0,15 = 30 \text{ g}$$

Pārējais ir ūdens, tātad

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 200 \text{ g} - 30 \text{ g} = 170 \text{ g}$$

*Piemērs.* Nātrija hidroksīda šķīduma blīvums ir  $1100 \text{ kg/m}^3$  ( $\text{g/l}$ ) jeb  $1,1 \text{ g/cm}^3$ . Jāaprēķina masa nātrija hidroksīdam, kurš atrodas 50 mililitros šāda šķīduma.

Tabulās atrodam, ka šķīduma blīvums ir  $1100 \text{ kg/m}^3$  tad, ja  $w_{\text{NaOH}} = 9,19\%$  (0,0919). Nātrija hidroksīda masas aprēķināšanai izmanto sakarību

$$w_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{\rho_{\text{šķīdumam}} V_{\text{šķīdumam}}}$$

no kuras iegūst

$$m_{\text{NaOH}} = w_{\text{NaOH}} \rho_{\text{šķīdumam}} V_{\text{šķīdumam}} = 0,0919 \cdot 1,1 \text{ g/ml} \cdot 50 \text{ ml} = 5,05 \text{ g}$$

Ja šķīdumam pielej tās pašas vielas citu šķīdumu ar citu izšķīdušās vielas masas daļu, tad spriež šādi. Šķīdumu masas summējas, un arī izšķīdušās vielas masas summējas:

$$m_{\text{šķ}} = m_{1,\text{šķ}} + m_{2,\text{šķ}}; \quad m_{1,\text{izšķ.v.}} = m_{1,\text{izšķ.v.}} + m_{2,\text{izšķ.v.}}$$

Ja pirmajā šķīdumā izšķīdušās vielas masas daļa ir  $w_1$  un otrajā tā ir  $w_2$ , tad izšķīdušās vielas masas ir šādas:

$$m_{1,\text{izšķ.v.}} = w_1 m_{1,\text{šķ}}; \quad m_{2,\text{izšķ.v.}} = w_2 m_{2,\text{šķ}}$$

## 2. daļa

Tātad pēc šķīdumu saliešanas izšķīdušās vielas masas daļa ir

$$w = \frac{w_1 m_{1,š} + w_2 m_{2,š}}{m_{1,š} + m_{2,š}}$$

*Piemērs.* Pie 200 gramiem sērskābes šķīduma, kurā sērskābes masas daļa  $w_1 = 0,10$  (10%), pielēja 300 gramus sērskābes šķīduma, kurā sērskābes masas daļa  $w_2 = 0,65$  (65%). Iegūtajā šķīdumā sērskābes masas daļa

$$w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,10 \cdot 200 \text{ g} + 0,65 \cdot 300 \text{ g}}{200 \text{ g} + 300 \text{ g}} = 0,43 \text{ (43 \%)}$$

*Piemērs.* Cik gramus ūdens jāielej 250 gramu 95% sērskābes, lai iegūtu 20% sērskābes šķīdumu?

Risināšanai izmanto iepriekšējo sakarību, tikai  $w_2$  tagad ir nulle:

$$0,20 = \frac{0,95 \cdot 250 \text{ g} + 0 \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}}{250 \text{ g} + m_{\text{H}_2\text{O}}}$$

No šejienes iegūst

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,95 \cdot 250 \text{ g} - 0,20 \cdot 250 \text{ g}}{0,20} = 937,5 \text{ g}$$

Tātad iegūst  $250 \text{ g} + 937,5 \text{ g} = 1137,5 \text{ g}$  sērskābes šķīduma.

Ja šķīdumiem mēra nevis masu, bet tilpumu, tad jāņem vērā arī šo šķīdumu blīvumi.

*Piemērs.* Pie 120 ml šķīduma, kurā sērskābes masas daļa ir 0,1056 (10,56%) un kura blīvums  $\rho_1 = 1,070 \text{ g/ml}$ , pielēja 50 ml šķīduma, kurā sērskābes masas daļa 0,9512 (95,12%) un kura blīvums  $\rho_2 = 1,834 \text{ g/ml}$ . Jāaprēķina sērskābes masas daļa iegūtajā šķīdumā un tā tilpums.

Vispirms aprēķina pirmā un otrā šķīduma masu:

$$m_1 = \rho_1 v_1 = 1,070 \text{ g/ml} \cdot 120 \text{ ml} = 128,4 \text{ g}$$

$$m_2 = \rho_2 v_2 = 1,834 \text{ g/ml} \cdot 50 \text{ ml} = 91,7 \text{ g}$$

Tad izmanto iepriekšējā piemērā lietoto sakarību:

$$w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{w_1 m_1 + w_2 m_2}{m_1 + m_2} = \frac{0,1056 \cdot 128,4 \text{ g} + 0,9512 \cdot 91,7 \text{ g}}{128,4 \text{ g} + 91,7 \text{ g}} = 0,4579 \text{ (45,79 \%)}$$

Tātad pēc saliešanas ir iegūts šķīdums, kurā sērskābes masas daļa ir 0,4579. Tā blīvumu atrod tabulās:  $\rho = 1,355 \text{ g/ml}$ . Šķīduma masa ir  $128,4 \text{ g} + 91,7 \text{ g} = 220,1 \text{ g}$ , tilpums  $v = m/\rho = 220,1 \text{ g} : 1,355 \text{ g/ml} = 162,4 \text{ ml}$ . Kā redzams, iegūtā šķīduma tilpums atšķiras no abu sālieto šķīdumu tilpumu summas:

$$(120 \text{ ml} + 50 \text{ ml}) - 162,4 \text{ ml} = 7,6 \text{ ml}$$

## 2.9.7. pH aprēķināšana

Stipras skābes un stipras bāzes ūdens šķīdumos ir pilnīgi disociētas (protolizētas), un tāpēc ūdeņraža jonu koncentrācija vienvērtīgu skābju šķīdumos ir vienāda ar skābes koncentrāciju un hidroksīdjonu koncentrācija vienvērtīgu bāžu šķīdumos – ar bāzes koncentrāciju. Vāju skābju un vāju bāžu gadījumos vēl jāņem vērā arī disociācijas (protolīzes) pakāpe.

Kad  $[H^+]$  un  $[OH^-]$  ir noskaidrotas, var aprēķināt negatīvos logaritmus no šo koncentrāciju skaitliskajām vērtībām:

$$\begin{aligned}pH &= -\lg[H^+] \\ pOH &= -\lg[OH^-]\end{aligned}$$

Zinot pOH, var atrast pH, izmantojot sakarību

$$pH = 14 - pOH$$

*Piemērs.* Centimolārā sāļsskābes šķīdumā  $[H^+] = 10^{-2}$  mol/l un

$$pH = -\lg 10^{-2} = 2$$

Bet centimolārā etiķskābes šķīdumā, kurā etiķskābei disociācijas (protolīzes) pakāpe ir 0,0409, ūdeņraža (hidroksonija) jonu koncentrācija ir

$$[H^+] = 10^{-2} \cdot 0,0409 \text{ mol/l}$$

un

$$pH = -\lg(10^{-2} \cdot 0,0409) = 3,4$$

*Piemērs.* Centimolārā NaOH šķīdumā  $[OH^-] = 10^{-2}$  mol/l un

$$pOH = -\lg 10^{-2} = 2$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12$$

Ja pH ir zināms, ūdeņraža jonu koncentrāciju atrod šādi:

$$[H^+] = 10^{-pH} \text{ mol/l}$$

*Piemērs.* Ja ūdens šķīduma pH ir 5,2, tad

$$[H^+] = 10^{-5,2} \text{ mol/l} = 0,0000063 \text{ mol/l}$$

*Piemērs.* Ja šķīduma pH ir 12,5 un šķīdums ir bāzisks, var atrast hidroksīdjonu koncentrāciju:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 12,5 = 1,5$$

$$[OH^-] = 10^{-1,5} \text{ mol/l} = 0,03 \text{ mol/l}$$

## 2.9.8. Formulas atrašana, ja vielas sastāvs izteikts masas daļās un otrādi

Vielu elementanalīžu rezultātus parasti izsaka masas daļās procentos. Piemēram, etāna elementanalīzes dati ir šādi:

$$w_C \cdot 10^2 = 79,89 \% \text{ jeb } C \ 79,89 \% ; w_H \cdot 10^2 = 20,11 \% \text{ jeb } H \ 20,11 \%$$

## 2. daļa

$$pH = -\lg[H^+]; [H^+] = 10^{-pH}$$

$$pOH = -\lg[OH^-];$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$\frac{m_A}{M_A} : \frac{m_B}{M_B} = n_A : n_B$$

$$w_A = \frac{z_A M_A}{\sum_i z_i M_i}$$

## 2. daļa

Tātad elementu masu attiecības šajā savienojumā ir

$$m_C : m_H = 79,89 : 20,11$$

Bet savienojuma formula rāda daudzumattiecības starp elementu atomiem. Tāpēc no masu attiecībām ir jāpāriet pie atomu daudzumattiecībām, izmantojot sakarību  $n = m/M$ :

$$\frac{m_C}{M_C} : \frac{m_H}{M_H} = \frac{79,89 \text{ g}}{12,011 \text{ g/mol}} : \frac{20,11 \text{ g}}{1,0079 \text{ g/mol}}$$

jeb

$$n_C : n_H = 6,65 \text{ mol} : 19,95 \text{ mol}$$

Šī attiecība jāpārveido tā, lai būtu redzams, cik molu ūdeņraža atomu ir uz katru molu oglekļa atomu. Šai nolūkā attiecības labo pusi izdala ar 6,65 mol:

$$n_C : n_H = \frac{6,65 \text{ mol}}{6,65 \text{ mol}} : \frac{19,95 \text{ mol}}{6,65 \text{ mol}}$$

jeb

$$C : H = 1 : 3$$

Līdz ar to ir atrasta empīriskā formula  $\text{CH}_3$ , kura rāda tikai stehiometriskās attiecības starp elementu atomiem.

Tāču ir zināms, ka etāns sastāv no molekulām, un tādēļ ir jānoskaidro arī molekulformula. Tā varētu būt  $\text{CH}_3$ ,  $(\text{CH}_3)_2$ ,  $(\text{CH}_3)_3$  utt. Etāns ir gāze, tāpēc nosaka tā blīvumu attiecībā pret gaisu un iegūst, ka  $d_{\text{gais}} = 1,04$ . Tātad etāna molmasa ir

$$M = 29 \text{ g/mol} \cdot 1,04 = 30,16 \text{ g/mol}$$

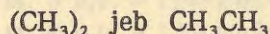
Salīdzinot to ar molmasām

$$M_{\text{CH}_3} = 15,035 \text{ g/mol}$$

$$M_{(\text{CH}_3)_2} = 30,07 \text{ g/mol}$$

$$M_{(\text{CH}_3)_3} = 45,11 \text{ g/mol}$$

redzams, ka eksperimentāli noteiktā molmasa atbilst divkārs-šotai empīriskai formulai:



*Piemērs.* Nātrija fosfāta elementanalīzē ieguva šādus datus:

Na 42,07 %, P 18,89 %, O 39,04 %.

Pārejot pie daudzumattiecībām, iegūst

$$\frac{m_{\text{Na}}}{M_{\text{Na}}} : \frac{m_{\text{P}}}{M_{\text{P}}} : \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} = \frac{42,07 \text{ g}}{22,98977 \text{ g/mol}} : \frac{18,89 \text{ g}}{30,97376 \text{ g/mol}} : \frac{39,04 \text{ g}}{15,9994 \text{ g/mol}}$$

Tātad

$$n_{\text{Na}} : n_{\text{P}} : n_{\text{O}} = 1,83 \text{ mol} : 0,61 \text{ mol} : 2,44 \text{ mol}$$

Vismazākais te ir fosfora atomu daudzums. Ja attiecības labajā pusē visus daudzumus dala ar šo daudzumu, tad atrod nātrija un skābekļa atomu skaitu uz katru fosfora atomu:

$$\text{Na} : \text{P} : \text{O} = \frac{1,83 \text{ mol}}{0,61 \text{ mol}} : \frac{0,61 \text{ mol}}{0,61 \text{ mol}} : \frac{2,44 \text{ mol}}{0,61 \text{ mol}}$$

$$\text{Na} : \text{P} : \text{O} = 3 : 1 : 4$$

Empīriskā formula ir  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Kā zināms, šī viela veido kristālrežģi, kura mezglpunktos atrodas nātrija joni un fosfātjoni.

Ja ir zināma vielas formula un tā jāizmanto, lai aprēķinātu atsevišķu elementu atomu masas daļas šajā vielā, tad spriež šādi. Vielas molmasu sastāda atsevišķo elementu atomu molmasas, kas pareizinātas ar šo elementu atomu skaitu vielas formulā.

*Piemērs.* Noteikt atsevišķo elementu masas daļas kālija dihromātā. Kālija dihromāta  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  molmasu aprēķina šādi:

$$M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 2M_{\text{K}} + 2M_{\text{Cr}} + 7M_{\text{O}} = 2 \cdot 39,0983 \text{ g/mol} + 2 \cdot 51,996 \text{ g/mol} + 7 \cdot 15,9994 \text{ g/mol} = 294,1844 \text{ g/mol}$$

Kālija dihromāta molmasu tātad veido  $2 \cdot 39,0983 \text{ g/mol} = 78,1966 \text{ g/mol}$  kālija,  $2 \cdot 51,996 \text{ g/mol} = 103,992 \text{ g/mol}$  hroma un  $7 \cdot 15,9994 \text{ g/mol} = 111,9958 \text{ g/mol}$  skābekļa. Atsevišķo elementu masas daļas aprēķina attiecinot šīs aprēķinātās molmasas pret kālija dihromāta molmasu:

$$w_{\text{K}} = \frac{78,1966 \text{ g/mol}}{294,1844 \text{ g/mol}} = 0,2658 \quad (26,58 \%)$$

$$w_{\text{Cr}} = \frac{103,992 \text{ g/mol}}{294,1844 \text{ g/mol}} = 0,3535 \quad (35,35 \%)$$

$$w_{\text{O}} = \frac{111,9958 \text{ g/mol}}{294,1844 \text{ g/mol}} = 0,3807 \quad (38,07 \%)$$

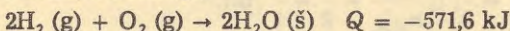
Masas daļu summai jābūt vienādai ar 1 (ja masas daļas ir izteiktas procentos, tad ar 100):

$$0,2658 + 0,3535 + 0,3807 = 1$$

### 2.9.9. Termoķīmiskie aprēķini

Siltumefekts tiek uzrādīts vienam molam tādu ķīmisku norišu, kuras ir attēlotas ar reakcijas vienādojumu. Tāpēc aprēķinos ir jāizmanto daudzumattiecības, kuras rāda koeficienti vienādojumā.

*Piemērs.* Reakcijā



Šāds siltuma daudzums rodas, reaģējot vienam molam skābekļa molekulu, resp., rodoties diviem moliem šķidra ūdens. Ja jānoskaidro,

## 2. daļa

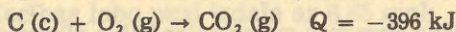
cik daudz siltuma izdalās, rodoties 100 gramiem ūdens, tad spriež šādi. Minētā masa piemīt šādam ūdens daudzumam:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}$$

No reakcijas vienādojuma ir redzams, ka, rodoties vienam molam ūdens, izdalās  $Q/2$  kilodžoulu enerģijas. Tātad, rodoties 100 gramiem ūdens, izdalās šāds siltuma daudzums:

$$q = \frac{Q}{2} n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{571,6 \text{ kJ}}{2} \cdot \frac{100 \text{ g}}{18,0152 \text{ g/mol}} = 1586,4 \text{ kJ}$$

*Piemērs.* Ja zināms siltums, kurš izdalās, ogleklim sadegot par oglekļa dioksīdu, un jāaprēķina masa oglekļa daudzumam, kuram sadegot rodas 10 000 kJ, tad spriež šādi. Termoķīmiskais vienādojums



rāda, ka sadedzināmā oglekļa daudzums ir vienāds ar iegūstamā siltuma daudzumu, kurš ir izdalīts ar 396 kJ/mol:

$$n_{\text{C}} = \frac{10\,000 \text{ kJ}}{396 \text{ kJ/mol}}$$

Šī oglekļa daudzuma masu atrod, pareizinot daudzumu ar oglekļa atomu molmasu:

$$m_{\text{C}} = \frac{10\,000 \text{ kJ}}{396 \text{ kJ/mol}} \cdot 12,011 \text{ g/mol} = 303,3 \text{ g}$$

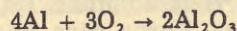
### 2.9.10. Stehiometriskie aprēķini

Stehiometriskās attiecības starp elementārobjektu vielu formulās rāda indeksi, reakciju vienādojumos – koeficienti. Tādas pašas ir arī attiecības starp elementārobjektu daudzumiem (molos).

*Piemēri.* Amonija sulfāta formula  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  rāda, ka daudzumatiecības šajā vielā ir šādas:

$$\frac{n_{\text{NH}_4^+}}{n_{\text{SO}_4^{2-}}} = \frac{2}{1}; \quad \frac{n_{\text{S}}}{n_{\text{O}}} = \frac{1}{4}; \quad \frac{n_{\text{N}}}{n_{\text{H}}} = \frac{2}{8} = \frac{1}{4} \quad \text{utt.}$$

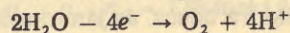
No reakcijas vienādojuma



ir redzamas daudzumatiecības:

$$\frac{n_{\text{Al}}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{4}{3}; \quad \frac{n_{\text{Al}}}{n_{\text{O}}} = \frac{4}{6} = \frac{2}{3}; \quad \frac{n_{\text{Al}}}{n_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = \frac{4}{2} = \frac{2}{1} \quad \text{utt.}$$

Atbilstoši anodprocesa vienādojumam



$$\frac{n_{\text{A}}}{n_{\text{B}}} = \frac{a}{b}$$

$$n_{\text{B}} = n_{\text{A}} \cdot \frac{b}{a}$$

$$m_{\text{B}} = \frac{m_{\text{A}} \cdot b}{M_{\text{A}} \cdot a} \cdot M_{\text{B}}$$

$$v_{0,\text{B}} = \frac{m_{\text{A}} \cdot b}{M_{\text{A}} \cdot a} \cdot v_0$$

$$m = \frac{I t \cdot b}{F \cdot a} \cdot M$$

$$w_{\text{T}} = c_{\text{R}} \cdot V_{\text{R}} \cdot 10^{-3} \cdot \frac{z_{\text{T}}}{z_{\text{R}}} \cdot M_{\text{T}} \cdot \frac{1}{m_{\text{issv}}}$$

var uzrakstīt šādas daudzumattiecības:

$$\frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_e} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2}; \quad \frac{n_e}{n_{\text{O}_2}} = \frac{4}{1}; \quad \frac{n_e}{n_{\text{H}^+}} = \frac{4}{4} = \frac{1}{1} \quad \text{utt.}$$

Šeit ar  $n_e$  ir apzīmēts elektronu daudzums (molos)  $n_e = It/F$ .

Tātad, ja savienojuma formulā vai ķīmiskās reakcijas vienādojumā elementāro objektu A skaits ir  $a$  un elementāro objektu B skaits ir  $b$ , tad starp šo elementāro objektu daudzumiem eksistē attiecība

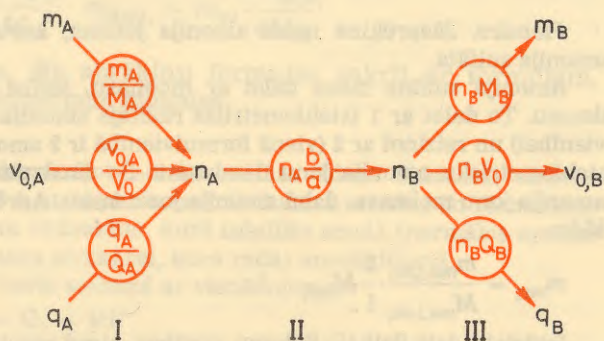
$$\frac{n_A}{n_B} = \frac{a}{b}$$

Šo attiecību izmanto, lai aprēķinātu stehiometriskus elementāro objektu daudzumus. Ja ir zināms daudzums  $n_A$ , tad stehiometriskais daudzums  $n_B$  ir atrodams šādi:

$$n_B = n_A \frac{b}{a}$$

Kā redzams, aprēķinot stehiometrisko elementāro objektu daudzumu  $n_B$ ,  $n_A$  jādaļā ar stehiometrijas rādītāju  $a$  (indeksu, koeficientu) un jāreizina ar stehiometrijas rādītāju  $b$ . To iegūst, visus stehiometriskos aprēķinus var veikt pēc vienotas metodikas (2.40. att.). Vispirms atrod konkrētās vielas elementāro objektu daudzumu (I stadija), tad aprēķina stehiometrisko elementāro objektu daudzumu  $n_B$  (II stadija). To izmanto, lai atrastu šo elementāro objektu masu, gāzes tilpumu normālos apstākļos vai lādētu daļiņu summāro lādiņu (III stadija).

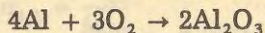
Praksē plaši lieto arī citu aprēķinu metodes, pēc kuras stehiometrijas rādītājus izmanto masu (gāzes tilpumu, lādētu daļiņu) attiecību sastādīšanai. Šīs attiecības iegūst, apskatot



2.40. att. Aprēķinu veikšana, izmantojot stehiometriskās attiecības starp vielu elementāro objektu daudzumiem.

## 2. daļa

sakarības tajā gadījumā, kad noris 1 mols, t.i.,  $6,02 \cdot 10^{23}$  ķīmisko pārvērtību, kuras ir attēlotas vienādojumā. Piemēram, ja ir noticis viens mols pārvērtību, kuras attēlotas ar vienādojumu



tad 4 moli alumīnija atomu ir reagējuši ar 3 moliem skābekļa molekulu un ir radušies 2 moli alumīnija oksīda. Izmantojot molāros lielumus, atrod attiecības, piemēram:

$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = \frac{4 \text{ mol} \cdot 26,98154 \text{ g/mol}}{2 \text{ mol} \cdot 101,961 \text{ g/mol}}$$

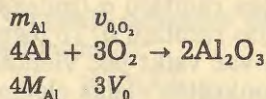
$$\frac{m_{\text{Al}}}{v_{\text{O}_2}} = \frac{4 \text{ mol} \cdot 26,98154 \text{ g/mol}}{3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol}}$$

$$\frac{m_{\text{Al}}}{v_{\text{O}_2}} = \frac{4 \text{ mol} \cdot 26,98154 \text{ g/mol}}{3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol}}$$

$$\frac{m_{\text{Al}}}{v_{\text{O}_2}} = \frac{4 \text{ mol} \cdot 26,98154 \text{ g/mol}}{3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol}}$$

Šīs attiecības izmanto meklējamā lieluma atrašanai.

Lai atvieglotu attiecību sastādīšanu, lielumus, kuri atbilst vienam molam pārvērtību, vienādojumā raksta zem attiecīgā elementārobjekta, bet uzdevumā dotos lielumus – virs tā. Piemēram, ja ir zināma alumīnija masa  $m_{\text{Al}}$  un jāatrod tilpums skābeklim, kurš reagē ar alumīniju, tad no



iegūst masas un tilpuma attiecību

$$\frac{m_{\text{Al}}}{4M_{\text{Al}}} = \frac{v_{\text{O}_2}}{3V_0}$$

un izsaka meklējamo lielumu:

$$v_{\text{O}_2} = m_{\text{Al}} \frac{3V_0}{4M_{\text{Al}}}$$

*Piemērs.* Jāaprēķina masa amonija joniem, kurus satur 15,78 g amonija sulfāta.

Amonija sulfāta masu dalot ar molmasu, iegūst šīs vielas daudzumu. To dalot ar 1 (stehiometrijas rādītājs amonija sulfāta formulvienībai) un reizinot ar 2 (vienā formulvienībā ir 2 amonija joni), atrod stehiometrisku amonija jonu daudzumu. Šo daudzumu pareizinot ar amonija jonu molmasu, dabū amonija jonu masu. Aprēķina formula ir šāda:

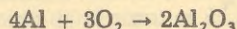
$$m_{\text{NH}_4^+} = \frac{m_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}}{M_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}} \cdot \frac{2}{1} \cdot M_{\text{NH}_4^+}$$

Ievietojot tajā fizikālo lielumu vērtības, atrod rezultātu:

$$m_{\text{NH}_4^+} = \frac{15,78 \text{ g}}{132,13 \text{ g/mol}} \cdot \frac{2}{1} \cdot 18,0383 \text{ g/mol} = 4,31 \text{ g}$$

*Piemērs.* Cik lielu tilpumu normālos apstākļos ieņem skābeklis, kurš ir nepieciešams 100 g alumīnija oksidēšanai? Cik liela ir iegūtā oksīda masa?

Reakcija noris saskaņā ar vienādojumu



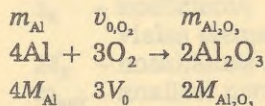
Alumīnija masu dalot ar molmasu, iegūst alumīnija atomu daudzumu. To dalot ar 4 un reizinot ar 3, atrod stehiometrisko skābekļa molekulu daudzumu, kuru pareizinot ar  $V_0 = 22,4$  l/mol iegūst skābekļa tilpumu:

$$v_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}} \cdot \frac{3}{4} \cdot V_0 = \frac{100 \text{ g}}{26,98154 \text{ g/mol}} \cdot \frac{3}{4} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 62,3 \text{ l}$$

Oksīda daudzuma aprēķināšanai alumīnija atomu daudzumu dala ar 4 un reizina ar 2. Lai atrastu masu, šo daudzumu reizina ar oksīda molmasu:

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}} \cdot \frac{2}{4} \cdot M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{100 \text{ g}}{26,98154 \text{ g/mol}} \cdot \frac{2}{4} \cdot 101,961 \text{ g/mol} = 188,95 \text{ g}$$

Lietojot otro aprēķina metodi, rīkojas šādi. Vispirms vienādojumam pieraksta vienam molam pārvērtību atbilstošos un uzdevumā dotos lielumus:



Tad sastāda attiecības:

$$\frac{m_{\text{Al}}}{4M_{\text{Al}}} = \frac{v_{\text{O}_2}}{3V_0}, \quad \frac{m_{\text{Al}}}{4M_{\text{Al}}} = \frac{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{2M_{\text{Al}_2\text{O}_3}}$$

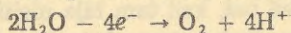
No šīm attiecībām izsaka meklējamos lielumus:

$$v_{\text{O}_2} = m_{\text{Al}} \frac{3V_0}{4M_{\text{Al}}}; \quad m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = m_{\text{Al}} \frac{2M_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{4M_{\text{Al}}}$$

Kā redzams, šīs aprēķinu formulas sakrīt ar formulām, kuras iegūst pēc pirmās metodes.

*Piemērs.* Elektrolizējot nātrija sulfāta ūdens šķīdumu, strāvas stiprums bija 3,65 A un tā plūda caur šķīdumu 2 stundas un 15 minūtes. Aprēķināt tilpumu skābeklim, kurš izdalījās anodā (normālos apstākļos). Aprēķināt masu sērskābei, kura radās anodšķīdumā.

Anodprocess noris saskaņā ar vienādojumu:



Strāvas stiprumu (ampēros) pareizinot ar tās plūšanas ilgumu (sekundēs), atrod elektrības daudzumu (kulonos jeb ampērsekundēs), kuru dalot ar elektronu mollādiņu dabū elektronu daudzumu (molos).

## 2. daļa

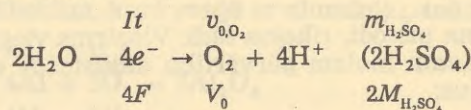
Šo daudzumu dalot ar 4 un reizinot ar 1, atrod skābekļa molekulu daudzumu. To pareizinot ar  $V_0 = 22,4$  l/mol, iegūst skābekļa tilpumu:

$$v_{0,O_2} = \frac{It}{4F} \cdot V_0 = \frac{3,65 \text{ A} (2 \cdot 3600 + 15 \cdot 60) \text{ s}}{96\,484,56 \text{ C/mol}} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 1,72 \text{ l}$$

Lai atrastu sērskābes masu, elektronu daudzumu dala ar 4 un reizina ar 4, tā dabūjot stehiometrisku ūdeņraža jonu daudzumu. Sērskābes formulvienībā ir 2 ūdeņraža joni, tāpēc formulvienību daudzumu atrod, ūdeņraža jonu daudzumu dalot ar 2 un reizinot ar 1. Pareizinot sērskābes formulvienību daudzumu ar šo formulvienību molmasu, iegūst sērskābes masu:

$$\begin{aligned} m_{H_2SO_4} &= \frac{It}{4F} \cdot \frac{1}{2} \cdot M_{H_2SO_4} = \\ &= \frac{3,65 \text{ A} (2 \cdot 3600 + 15 \cdot 60) \text{ s}}{96\,484,56 \text{ C/mol}} \cdot \frac{1}{4} \cdot 98,07 \text{ g/mol} = 15,03 \text{ g} \end{aligned}$$

Pēc otras aprēķinu metodes vispirms vienādojumam pieraksta vienam molam pārvērtību atbilstošos un uzdevumā dotos lielumus:



Tad sastāda attiecības:

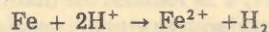
$$\frac{It}{4F} = \frac{v_{0,O_2}}{V_0}, \quad \frac{It}{4F} = \frac{m_{H_2SO_4}}{2M_{H_2SO_4}}$$

No šīm attiecībām izsaka meklētos lielumus:

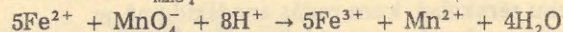
$$v_{0,O_2} = It \frac{V_0}{4F}; \quad m_{H_2SO_4} = It \frac{2M_{H_2SO_4}}{4F}$$

Jāatzīmē, ka elektrolīzes procesu stehiometriju parasti formulē kā Faradeja likumus. Taču, ja ir apgūta šajā piemērā parādītā aprēķinu metodika, tad Faradeja likumus iegaumēt vairs nav nepieciešams.

*Piemērs.* Oglekli saturoša tērauda iesvaru, kura masa bija 0,1362 g, izšķīdināja sērskābē:



Iegūto dzelzs(II) jonu šķīdumu titrēja ar permanganātjonu saturošu šķīdumu, kurā  $c_{MnO_4^-} = 0,02105$  mol/l:



Titrējamais šķīdums nokrāsojās rozā krāsā tad, kad tam bija pielikti 22,53 ml permanganāta šķīduma. Jāaprēķina dzelzs masas daļa tēraudā.

Aprēķina formulu sastāda, spriežot šādi. Permanganātjonu koncentrāciju (mol/l) pareizinot ar titrēšanai izlietotā šķīduma tilpumu litros ( $22,53 \cdot 10^{-3}$  l), dabū permanganātjonu daudzumu. Permanganātjonu

## 2. daļa

daudzumu dalot ar 1 un reizinot ar 5 (koeficienti titrēšanas reakcijas vienādojumā), aprēķina stehiometrisku dzelzs(II) jonu daudzumu. Tam atbilst tāds pats dzelzs atomu daudzums, jo dzelzs šķīdināšanas reakcijas vienādojumā attiecīgie koeficienti ir 1 un 1. Pareizinot dzelzs atomu daudzumu ar šo atomu molmasu, atrod masu. Attiecinot to pret iesvara masu, dabū dzelzs atomu masas daļu analizējamajā tēraudā. Aprēķinu veic šādi:

$$w_{Fe} = c_{MnO_4^-} \cdot v_{MnO_4^-} \cdot 10^{-3} \cdot \frac{5}{1} \cdot \frac{1}{1} \cdot M_{Fe} \cdot \frac{1}{m_{iesv}} =$$

$$= 0,02105 \text{ mol/l} \cdot 22,53 \cdot 10^{-3} \text{ l} \cdot \frac{5}{1} \cdot \frac{1}{1} \cdot 55,847 \text{ g/mol} \cdot \frac{1}{0,1362 \text{ g}} =$$

$$= 0,9723 \text{ (97,23 \%)}$$

Vispārīgā veidā titrēšanas rezultātā nosakāmās vielas T masas daļu  $w_T$  aprēķina šādi:

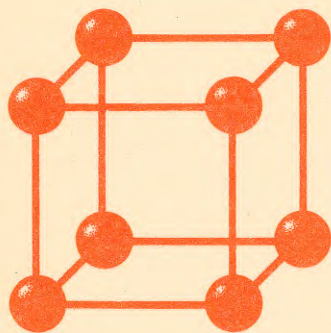
$$w_T = c_R \cdot v_R \cdot 10^{-3} \cdot \frac{z_T}{z_R} \cdot M_T \cdot \frac{1}{m_{iesv}}$$

- Šeit  $c_R$  – reaģenta šķīduma koncentrācija, mol/l;  
 $v_R$  – titrēšanai izlietotā reaģenta šķīduma tilpums, ml;  
 $z_T$  – koeficients reakcijas vienādojumā pie titrējamās vielas elementārobjektiem T;  
 $z_R$  – koeficients reakcijas vienādojumā pie titrējamās vielas elementārobjektiem R;  
 $M_T$  – nosakāmās vielas molmasa, g/mol;  
 $m_{iesv}$  – analīzei ņemtā iesvara masa, g.



| Elementārviela | Molmasa, g/mol | Koeficients, $z_T/z_R$ | Molmasa, g/mol | Koeficients, $z_T/z_R$ | Molmasa, g/mol | Koeficients, $z_T/z_R$ | Molmasa, g/mol | Koeficients, $z_T/z_R$ | Molmasa, g/mol | Koeficients, $z_T/z_R$ |
|----------------|----------------|------------------------|----------------|------------------------|----------------|------------------------|----------------|------------------------|----------------|------------------------|
| Cu             | 63,546         | 2                      | 63,546         | 1                      | 63,546         | 1                      | 63,546         | 1                      | 63,546         | 1                      |
| Zn             | 65,38          | 2                      | 65,38          | 1                      | 65,38          | 1                      | 65,38          | 1                      | 65,38          | 1                      |
| Ni             | 58,71          | 2                      | 58,71          | 1                      | 58,71          | 1                      | 58,71          | 1                      | 58,71          | 1                      |
| Co             | 58,93          | 2                      | 58,93          | 1                      | 58,93          | 1                      | 58,93          | 1                      | 58,93          | 1                      |
| Mn             | 54,94          | 5                      | 54,94          | 1                      | 54,94          | 1                      | 54,94          | 1                      | 54,94          | 1                      |
| Fe             | 55,847         | 5                      | 55,847         | 1                      | 55,847         | 1                      | 55,847         | 1                      | 55,847         | 1                      |

# 3. daļa Neorganiskā ķīmija



*Neorganiskā ķīmija pēta ķīmiskos elementus un to veidotās vienkāršās vielas un ķīmiskos savienojumus (izņēmums ir oglekļa savienojumi ar ūdeņradi un to atvasinājumi, kurus pēta atsevišķa ķīmijas nozare – organiskā ķīmija).*

Pašlaik zināmi aptuveni 500 000 neorganisko savienojumu, no kuriem 2500 sastopami dabā.

Neorganiskās ķīmijas attīstība nav šķirama no visas ķīmijas veidošanās vēstures, jo vairums pamatlikumu, teoriju un koncepciju ir izvirzītas vai atklātas neorganiskās ķīmijas pētījumu gaitā.

## 3.1. Ķīmisko elementu izplatība

Apmēram 98% Zemes garozas masas veido astoņi elementi (O, Si, Al, Fe, Ca, Na, K, Mg) un tikai 2% – pārējie 80 elementi.

3.1. tabula

Ķīmisko elementu izplatība Zemes garozā

| Elements | Masas daļa, % | Atomu moldaļa, % | Elements | Masas daļa, % | Atomu moldaļa, % | Elements | Masas daļa, % | Atomu moldaļa, % |
|----------|---------------|------------------|----------|---------------|------------------|----------|---------------|------------------|
| 1. O     | 49,50         | 55,00            | 11. Cl   | 0,19          | 0,095            | 21. Cr   | 0,019         | 0,0064           |
| 2. Si    | 25,80         | 16,35            | 12. P    | 0,09          | 0,052            | 22. Ni   | 0,015         | 0,0046           |
| 3. Al    | 7,57          | 4,99             | 13. C    | 0,087         | 0,129            | 23. Sr   | 0,014         | 0,0029           |
| 4. Fe    | 4,70          | 1,49             | 14. Mn   | 0,085         | 0,028            | 24. V    | 0,014         | 0,0049           |
| 5. Ca    | 3,38          | 1,50             | 15. S    | 0,048         | 0,027            | 25. Zn   | 0,012         | 0,0033           |
| 6. Na    | 2,63          | 2,03             | 16. N    | 0,03          | 0,038            | 26. Cu   | 0,01          | 0,0028           |
| 7. K     | 2,41          | 1,10             | 17. Rb   | 0,029         | 0,006            | 27. W    | 0,0064        | 0,0005           |
| 8. Mg    | 1,95          | 1,42             | 18. F    | 0,028         | 0,026            | 28. Li   | 0,006         | 0,016            |
| 9. H     | 0,88          | 15,52            | 19. Ba   | 0,026         | 0,0034           | 29. Ce   | 0,0043        | 0,0006           |
| 10. Ti   | 0,41          | 0,152            | 20. Zr   | 0,021         | 0,004            | 30. Co   | 0,0037        | 0,0012           |

## 3. daļa

Viena un tā paša elementa izplatība litosfērā, hidrosfērā un atmosfērā ir stipri atšķirīga. Tā, piemēram, alumīnijs izplatības ziņā Zemes iežos un minerālos atrodas trešajā vietā (masas daļa 8,8%), taču hidrosfērā šā elementa masas daļa ir tikai  $1,9 \cdot 10^{-5} \%$ .

3.1. tabulā doti dati par trīsdesmit ķīmisko elementu izplatību Zemes garozā.

Pārējo ķīmisko elementu Zemes garozā ir ievērojami mazāk. Ķīmisko elementu izplatību var raksturot arī ar atomu moldaļām. Tā, piemēram, ūdeņraža masas daļa Zemes garozā ir 0,88%, kas atbilst tikai 9. vietai; taču pēc atomu moldaļas ūdeņradis ieņem 3. vietu ( $\approx 16\%$  no visiem atomiem).

Par Zemes garozu uzskata cieto virskārtu vidēji līdz 17 km dziļumam (litosfēru), okeānus un jūras (hidrosfēru) un gaisa slāni līdz 15 km augstumam (troposfēru).

3.2. tabula

### Ķīmisko elementu izplatība litosfērā\*

| Elements | Masas daļa, % | Elements | Masas daļa, % | Elements | Masas daļa, % |
|----------|---------------|----------|---------------|----------|---------------|
| 1. O     | 46,60         | 11. P    | 0,118         | 21. Rb   | 0,012         |
| 2. Si    | 27,72         | 12. Mn   | 0,10          | 22. V    | 0,011         |
| 3. Al    | 8,13          | 13. F    | 0,07          | 23. Ni   | 0,008         |
| 4. Fe    | 5,00          | 14. S    | 0,052         | 24. Zn   | 0,0065        |
| 5. Ca    | 3,63          | 15. Sr   | 0,045         | 25. N    | 0,0046        |
| 6. Na    | 2,83          | 16. Ba   | 0,04          | 26. Ce   | 0,0046        |
| 7. K     | 2,59          | 17. C    | 0,032         | 27. Cu   | 0,0045        |
| 8. Mg    | 2,09          | 18. Cl   | 0,02          | 28. Y    | 0,004         |
| 9. Ti    | 0,44          | 19. Cr   | 0,02          | 29. Li   | 0,003         |
| 10. H    | 0,14          | 20. Zr   | 0,016         | 30. Nd   | 0,0024        |

Zemes kodolu, kas sākas 2885 km dziļumā, veido Fe un Ni sakausējums.

\*No grieķu *lithos* – akmens. Zemes ārējā, viscietākā daļa.

Ķīmisko elementu vidējais saturs hidrosfērā dots 3.3. tabulā.

3.3. tabula

### Ķīmisko elementu vidējais saturs hidrosfērā

| Elements | Masas daļa, % | Elements | Masas daļa, %       | Elements | Masas daļa, %       | Elements | Masas daļa, %        |
|----------|---------------|----------|---------------------|----------|---------------------|----------|----------------------|
| 1. O     | 86,03         | 10. C    | 0,0053              | 19. Rb   | $2,0 \cdot 10^{-5}$ | 28. Pb   | $4,5 \cdot 10^{-7}$  |
| 2. H     | 10,70         | 11. N    | 0,0017              | 20. Li   | $1,0 \cdot 10^{-5}$ | 29. Se   | $4,0 \cdot 10^{-7}$  |
| 3. Cl    | 1,90          | 12. Sr   | 0,0013              | 21. P    | $1,0 \cdot 10^{-5}$ | 30. Sn   | $3,0 \cdot 10^{-7}$  |
| 4. Na    | 1,06          | 13. B    | 0,00046             | 22. Cu   | $9,0 \cdot 10^{-6}$ | 31. Cs   | $2,0 \cdot 10^{-7}$  |
| 5. Mg    | 0,127         | 14. Si   | 0,00035             | 23. Ba   | $5,0 \cdot 10^{-6}$ | 32. U    | $1,0 \cdot 10^{-7}$  |
| 6. S     | 0,088         | 15. Al   | 0,00019             | 24. I    | $5,0 \cdot 10^{-6}$ | 33. Ga   | $5,0 \cdot 10^{-8}$  |
| 7. Ca    | 0,040         | 16. Fe   | 0,00015             | 25. As   | $2,0 \cdot 10^{-6}$ | 34. Ag   | $2,0 \cdot 10^{-8}$  |
| 8. K     | 0,038         | 17. F    | 0,00014             | 26. Zn   | $1,0 \cdot 10^{-6}$ | 35. Au   | $6,0 \cdot 10^{-10}$ |
| 9. Br    | 0,0065        | 18. Ar   | $5,0 \cdot 10^{-5}$ | 27. Mn   | $1,0 \cdot 10^{-6}$ | 36. Ra   | $3,0 \cdot 10^{-14}$ |

## 3. daļa

Ķīmisko elementu izplatību gaisā (troposfērā) nosaka pēc gāzu vidējā satura tajā (sk. 3.4. tabulu).

Gaisa mainīgie komponenti ir ūdens tvaiks un piemaisījumi (putekļi, mikroorganismi, aerosoli,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{O}_3$  u.c.), kuri sastāda atlikušās procenta tūkstošdaļas no gaisa satura.

Ķīmisko elementu relatīvo izplatību kosmosā (ieskaitot debesķermeņus) var raksturot ar rindu, kurā elementi novietoti atomu moldaļu samazināšanās secībā: H, He, O, N, Ne, C, Fe, Si, Mg, S, Ni, Ar, Al, Ca, Na, Cl, P, Cr, F, Co, Mn, K, Ti, Cu, V, Zn, Kr, Sc, Xe.

Meteorītos ķīmisko elementu vidējās masas daļas (%) ir šādas:

|               |               |                |
|---------------|---------------|----------------|
| 1. O - 36,3   | 6. Ni - 1,45  | 11. Mn - 0,24  |
| 2. Fe - 24,1  | 7. Ca - 1,43  | 12. P - 0,14   |
| 3. Si - 17,96 | 8. Al - 1,42  | 13. Co - 0,11  |
| 4. Mg - 13,55 | 9. Na - 0,75  | 14. K - 0,09   |
| 5. S - 2,01   | 10. Cr - 0,27 | 15. Ti - 0,058 |

Minētie 15 elementi sastāda 99,888 % no meteorītu kopējās masas. Bez tiem meteorītos ir atrasti vēl 56 ķīmiskie elementi.

Mēness "kontinenta" iežu paraugos vidējās elementu masas daļas (%) ir šādas:

|               |              |               |
|---------------|--------------|---------------|
| 1. O - 44,75  | 5. Fe - 5,89 | 9. K - 0,40   |
| 2. Si - 22,26 | 6. Mg - 4,37 | 10. P - 0,18  |
| 3. Al - 11,35 | 7. Ti - 0,70 | 11. Cr - 0,17 |
| 4. Ca - 9,32  | 8. Na - 0,52 | 12. Mn - 0,09 |

Cilvēka organismā ir aptuveni šādas ķīmisko elementu masas daļas (%):

|              |              |               |
|--------------|--------------|---------------|
| 1. O - 65,0  | 6. P - 0,80  | 11. Fe - 0,10 |
| 2. C - 18,3  | 7. K - 0,27  | 12. Mg - 0,10 |
| 3. H - 10,0  | 8. Na - 0,26 | 13. Si - 0,01 |
| 4. N - 2,70  | 9. Cl - 0,25 |               |
| 5. Ca - 1,40 | 10. S - 0,20 |               |

3.4. tabula

### Gāzu vidējais saturs troposfērā\* (gaisa sastāvs)

| Nr. p. k. | Gāze          | Tilpumdaļa, % | Masas daļa, % | Nr. p. k. | Gāze          | Tilpumdaļa, %        | Masas daļa, %        |
|-----------|---------------|---------------|---------------|-----------|---------------|----------------------|----------------------|
| 1.        | $\text{N}_2$  | 78,08         | 75,40         | 6.        | He            | $5,24 \cdot 10^{-4}$ | $7,23 \cdot 10^{-5}$ |
| 2.        | $\text{O}_2$  | 20,95         | 23,12         | 7.        | $\text{CH}_4$ | $2,0 \cdot 10^{-4}$  | $1,1 \cdot 10^{-4}$  |
| 3.        | Ar            | 0,93          | 1,28          | 8.        | Kr            | $1,14 \cdot 10^{-4}$ | $3,3 \cdot 10^{-4}$  |
| 4.        | $\text{CO}_2$ | 0,033         | 0,05          | 9.        | $\text{H}_2$  | $5,0 \cdot 10^{-5}$  | $3,45 \cdot 10^{-6}$ |
| 5.        | Ne            | 0,0018        | 0,0012        | 10.       | Xe            | $8,7 \cdot 10^{-6}$  | $3,93 \cdot 10^{-5}$ |

\*Troposfēra - gāzu maisījuma apvalks līdz 15 km augstumam.

Bez tam cilvēka organisms satur vēl apmēram 25 mikroelementus.

Augu sausnē ir aptuveni 45 % oglekļa, 42 % skābekļa, 6...7 % ūdeņraža. Augu sausnes pārējo masu (5...7 %) veido slāpeklis, fosfors, kālijs, kalcijs, sērs, magnijs, mikroelementi.

## 3. daļa

### 3.2. Neorganisko vielu pamatklases

#### Visas vielas iedala vienkāršās vielās un saliktās vielās jeb savienojumos.

Vienkāršo vielu veido viena elementa atomi, kuru oksidēšanas pakāpe ir nulle. Mēdz teikt, ka vienkāršajā vielā elements atrodas "brīvā veidā". Par elementa atklāšanu tika uzskatīta šī elementa veidotās vienkāršās vielas pirmreizējā iegūšana.

Vienkāršās vielas var saukt arī par *homonukleārām vielām*. Ar šo nosaukumu tiek izteiktas tas, ka šādas vielas visu atomu kodolos ir vienāds skaits protonu.

Elements var veidot ne tikai vienu, bet arī vairākas vienkāršas vielas. Tāpēc šo vielu ir ap 400. Taču salīdzinājumā ar saliktajām vielām tas ir maz, jo to ir vairāk nekā 7 miljoni.

Ja viens un tas pats elements veido vairākas vienkāršas vielas, tad tās sauc par *alotropiskām modifikācijām*. Alotropijai ir divi cēloņi. Pirmais no tiem ir dažāda atomu skaits vielu molekulās. Piemēram,  $O_2$  – skābeklis (diskābeklis),  $O_3$  – ozons (triskābeklis). Otrs cēlonis ir atomu savstarpējā novietojuma dažādība kristālrežģī.

#### Vienkāršās vielas iedala metālos un nemetālos.

Metālus veido metāliskie elementi, bet nemetālus – nemetāliskie elementi. Nemetālisko elementu ir ievērojami mazāk nekā metālisko elementu.

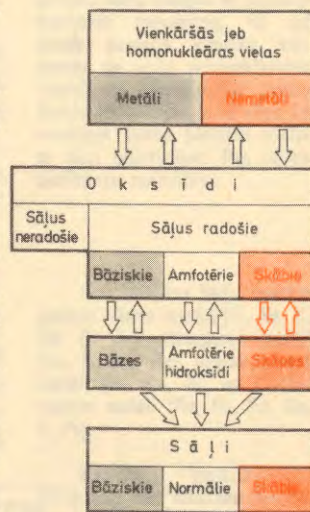
Saliktās vielas sastāv no vairākiem elementiem, kuru atomi ir savstarpēji savienoti ar ķīmiskajām saitēm. Šīs vielas tātad ir *elementu savienojumi*. Ķīmiskajā literatūrā tās parasti tiek sauktas par savienojumiem, taču tās varētu dēvēt arī par heteronukleārām vielām, t.i., par vielām, kurās ir dažādu elementu atomu kodoli (kodoli, kuros ir atšķirīgs protonu skaits).

Tā kā jaunu savienojumu iegūšanas un pētīšanas process ir nepārtraukts, to skaits aizvien pieaug.

Savienojumi rodas gan dažādu vienkāršu vielu savstarpējās reakcijās, gan arī savienojumiem reaģējot ar vienkāršām vielām vai citiem savienojumiem.

#### Neorganisko salikto vielu jeb savienojumu pamatklases veido oksīdi, bāzes, skābes un sāļi.

Neorganisko vielu iedalījums un to savstarpējā saikne parādīta 3.1. attēlā.



3.1. att. Neorganisko vielu iedalījums un to savstarpējā saikne.

# 3. daļa

|                      |  |                      |  |  |  |  |  |  |  |  |  |                      |  |
|----------------------|--|----------------------|--|--|--|--|--|--|--|--|--|----------------------|--|
| IA                   |  | VIII A               |  |  |  |  |  |  |  |  |  | VIII A               |  |
| 1                    |  | 18                   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 18                   |  |
| 1                    |  | 2                    |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 2                    |  |
| <b>H</b><br>1.008    |  | <b>He</b><br>4.003   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>He</b><br>4.003   |  |
| 3                    |  | 4                    |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 10                   |  |
| <b>Li</b><br>6.941   |  | <b>Be</b><br>9.012   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Ne</b><br>20.18   |  |
| 11                   |  | 12                   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 17                   |  |
| <b>Na</b><br>22.99   |  | <b>Mg</b><br>24.31   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Cl</b><br>35.45   |  |
| 19                   |  | 20                   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 36                   |  |
| <b>K</b><br>39.10    |  | <b>Ca</b><br>40.08   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Br</b><br>79.90   |  |
| 37                   |  | 38                   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 54                   |  |
| <b>Rb</b><br>85.47   |  | <b>Sr</b><br>87.62   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Xe</b><br>131.3   |  |
| 55                   |  | 56                   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 86                   |  |
| <b>Cs</b><br>132.9   |  | <b>Ba</b><br>137.3   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Rn</b><br>(222.0) |  |
| 87                   |  | 88                   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 85                   |  |
| <b>Fr</b><br>(223.0) |  | <b>Ra</b><br>226.0   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>At</b><br>(210.0) |  |
|                      |  | 104                  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 84                   |  |
|                      |  | <b>Ac.</b><br>227.0  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Po</b><br>(210.0) |  |
|                      |  | (262)                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | (210.0)              |  |
|                      |  | (261)                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 83                   |  |
|                      |  | <b>Lan.</b><br>178.5 |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Bi</b><br>209.0   |  |
|                      |  | 180.9                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 82                   |  |
|                      |  | <b>Ta</b><br>183.9   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Pb</b><br>207.2   |  |
|                      |  | 186.2                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 81                   |  |
|                      |  | <b>Re</b><br>186.2   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Tl</b><br>204.4   |  |
|                      |  | 107                  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 80                   |  |
|                      |  | 106                  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Hg</b><br>200.6   |  |
|                      |  | (263)                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 79                   |  |
|                      |  | (262)                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Au</b><br>197.0   |  |
|                      |  | 106                  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 78                   |  |
|                      |  | <b>Os</b><br>190.2   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Pt</b><br>195.1   |  |
|                      |  | 192.2                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 77                   |  |
|                      |  | <b>Ir</b><br>192.2   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Au</b><br>197.0   |  |
|                      |  | 194.9                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 76                   |  |
|                      |  | <b>Pm</b><br>144.9   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Hg</b><br>200.6   |  |
|                      |  | 150.4                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 65                   |  |
|                      |  | <b>Sm</b><br>150.4   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Tb</b><br>158.9   |  |
|                      |  | 152.0                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 64                   |  |
|                      |  | <b>Eu</b><br>152.0   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Gd</b><br>157.3   |  |
|                      |  | 157.3                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 63                   |  |
|                      |  | <b>Gd</b><br>157.3   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Dy</b><br>162.5   |  |
|                      |  | 159.9                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 62                   |  |
|                      |  | <b>Tb</b><br>158.9   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Ho</b><br>164.9   |  |
|                      |  | 162.5                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 61                   |  |
|                      |  | <b>Dy</b><br>162.5   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Er</b><br>167.3   |  |
|                      |  | 164.9                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 60                   |  |
|                      |  | <b>Ho</b><br>164.9   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Tm</b><br>168.9   |  |
|                      |  | 167.3                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 59                   |  |
|                      |  | <b>Er</b><br>167.3   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Yb</b><br>173.0   |  |
|                      |  | 168.9                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 71                   |  |
|                      |  | <b>Tm</b><br>168.9   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Lu</b><br>175.0   |  |
|                      |  | 173.0                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 70                   |  |
|                      |  | <b>Yb</b><br>173.0   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>No</b><br>259.1   |  |
|                      |  | 175.0                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 103                  |  |
|                      |  | <b>Lr</b><br>260.1   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 102                  |  |
|                      |  | 259.1                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 101                  |  |
|                      |  | <b>No</b><br>259.1   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Lr</b><br>260.1   |  |
|                      |  | 257.1                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 99                   |  |
|                      |  | <b>Fm</b><br>257.1   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Es</b><br>252.1   |  |
|                      |  | 255.1                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 98                   |  |
|                      |  | <b>Md</b><br>256.1   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Cf</b><br>252.1   |  |
|                      |  | 252.1                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 97                   |  |
|                      |  | <b>Am</b><br>243.1   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Bk</b><br>247.1   |  |
|                      |  | 243.1                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 96                   |  |
|                      |  | <b>Cm</b><br>247.1   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Bk</b><br>247.1   |  |
|                      |  | 247.1                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 95                   |  |
|                      |  | <b>Am</b><br>243.1   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Cm</b><br>247.1   |  |
|                      |  | 243.1                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 94                   |  |
|                      |  | <b>Pu</b><br>239.1   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Am</b><br>243.1   |  |
|                      |  | 239.1                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 93                   |  |
|                      |  | <b>Np</b><br>237.0   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Pu</b><br>239.1   |  |
|                      |  | 237.0                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 92                   |  |
|                      |  | <b>U</b><br>238.0    |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Np</b><br>237.0   |  |
|                      |  | 238.0                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 91                   |  |
|                      |  | <b>Pa</b><br>231.0   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>U</b><br>238.0    |  |
|                      |  | 231.0                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 90                   |  |
|                      |  | <b>Th</b><br>232.0   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Pa</b><br>231.0   |  |
|                      |  | 232.0                |  |  |  |  |  |  |  |  |  | 89                   |  |
|                      |  | <b>Th</b><br>232.0   |  |  |  |  |  |  |  |  |  | <b>Ra</b><br>226.0   |  |

\* Lantanoīdi

•Aktinoīdi

3.2. att. Metālisko un nemetālisko elementu izvietojums periodiskajā sistēmā. Nemetāliskie elementi ir iekrāsoti.

### 3.3. Metāli

Līdz mūsu ēras sākumam bija zināmi deviņi metāli – varš, sudrabs, zelts, svins, dzelzs, alva, antimons, cinks un dzīvsudrabs. 18. gs. beigās (1789. gadā) franču ķīmiķis A. L. Lavuazjē savā mācību grāmatā "Ķīmijas elementārais traktāts" min vēl bismutu, kobaltu, mangānu, molibdēnu, niķeli, platīnu, volframu, arsēnu. Visvairāk metālu atklāja 19. gadsimtā. 20. gs. dabā tika atklāti metāli hafnijs (1923. g.) un rēnijs (1924. g.).

No pašreiz zināmajiem 105 ķīmiskajiem elementiem 83 veido vienkāršas vielas ar metāliskām īpašībām (sk. 3.2. att.).

Metāliem piemīt laba siltumvadītspēja un elektrovadītspēja, kaļamība. Parastajos apstākļos visi metāli, izņemot dzīvsudrabu, ir cietā stāvoklī.

Kompaktiem metāliem raksturīgs metālisks spīdums, jo to virsmai piemīt gaismas atstarošanas spējas. Sasmalcinātiem metāliem šī īpašība zūd.

#### 3.3.1. Metālu iedalījums ķīmijā un tehnikā

**Ķīmijā metālus mēdz klasificēt pēc to vietas ķīmisko elementu periodiskajā sistēmā.**

Tā, piemēram, izšķir IA, IB, IIA, IIB, IIIA, IIIB grupas metālus. Atsevišķi grupē lantanoīdus un aktinoīdus, kā arī transurāna metālus, kurus veido aktinoīdu rindā aiz urāna esošie elementi.

Minētajās grupās apkopoti metāli ar līdzīgām īpašībām, kuras, kā zināms, ir saistītas ar līdzību atomu elektronstruktūrā.

**Tehnikā metālus pieņemts iedalīt melnajos un krāsainajos metālos.**

Melnie metāli ir dzelzs un tās sakausējumi. Dažreiz pie melnajiem metāliem pieskaita arī mangānu un hromu. Krāsainie metāli ir visi pārējie metāli. Šāds iedalījums ir nosacīts, jo dzelzs nav melna. Tai ir zilganpelēks spīdums. Savukārt krāsainajiem metāliem un to sakausējumiem nav raksturīga krāsu bagātība.

No krāsainajiem metāliem atsevišķi izdala cēlmetālus (Ag, Au un visus platīna saimes metālus – Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt) un retos metālus, kuri dabā reti sastopami vai arī ir stipri izkliedēti. Tie ir visi IIIB grupas metāli, kā arī skandijs, itrijs, lantāns un lantanoīdi.

## 3. daļa

Nosaukums "metāls" cēlies no grieķu vārda *metallon* – šahta, raktuve.

A. L. Lavuazjē (1743–1794) bija ievērojams franču ķīmiķis un fiziķis, viens no ķīmijas pamatlicējiem. Viņš pirmais sistematiski izmantoja kvantitatīvos mērījumus. 1774. gadā Lavuazjē eksperimentāli pierādīja, ka gaisam ir salikts sastāvs un ka degšana ir vielu savienošanās ar gaisa skābekli. Tādējādi viņš sagrāva flogistona teoriju. A. L. Lavuazjē izskaidroja elpošanas procesa būtību, izdarīja ūdens analīzi un sintēzi. Viņš pirmais devis ķīmijas un ķīmiskā elementa definīcijas, kā arī daudz paveicis ķīmisko elementu un vielu nomenklatūras izveidē un klasifikācijā. Lielās franču revolūcijas laikā viņu kā mantīgās šķiras pārstāvi sodīja ar nāvi giljotinējot. Pēc nāves zinātnieku reabilitēja.

Tiek izdalītas šādas metālu grupas: sārmu metāli (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), sārmezņu metāli (Ca, Sr, Ba, Ra), dzelzs saimes metāli (Fe, Co, Ni) un platīna saimes metāli (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt).

Melnajiem metāliem to lētuma un labo tehnisko īpašību dēļ mūsdienu tehnikā ir vissvarīgākā nozīme. Ap 94 % no patlaban ražotā metāla masas ir melnie metāli un tikai 6 % – krāsainie metāli.

## 3. daļa

### 3.3.2. Metālu iedalījums pēc fizikālajām īpašībām

Blīvuma samazināšanās secībā vairāk pazīstamie metāli veido šādu rindu (pie simbola norādīts metāla blīvums, g/cm<sup>3</sup>):

|    |       |    |      |
|----|-------|----|------|
| Os | 22,48 | Sn | 7,31 |
| Pt | 21,45 | Zn | 7,14 |
| Au | 19,32 | Al | 2,70 |
| Hg | 13,53 | Mg | 1,74 |
| Pb | 11,34 | Ca | 1,55 |
| Ag | 10,54 | Na | 0,97 |
| Cu | 8,92  | K  | 0,86 |
| Ni | 8,91  | Li | 0,53 |
| Fe | 7,86  |    |      |

Metālus klasificē arī pēc to atšķirīgajām fizikālajām īpašībām – blīvuma, kušanas temperatūras, elektrovadītspējas, siltumvadītspējas, spējas magnetizēties.

Pēc blīvuma metālus iedala vieglajos un smagajos metālos. *Vieglo metālu* blīvums ir mazāks par 5 g/cm<sup>3</sup>. Tie ir visi IA un IIA grupas metāli, kā arī Al, Sc, Y un Ti. Visvieglākais metāls ir litijs Li, kura blīvums ir 0,53 g/cm<sup>3</sup>. Tehnikā visvairāk lieto šādus vieglos metālus: magniju, alumīniju, beriliju, titānu.

Pie *smagajiem metāliem* pieder metāli, kuru blīvums ir lielāks par 5 g/cm<sup>3</sup>. Vissmagākais metāls ir osmijs, kura blīvums ir 22,5 g/cm<sup>3</sup>.

Pēc kušanas temperatūras metālus iedala viegli kūstošajos un grūti kūstošajos metālos un metālos ar vidējām kušanas temperatūrām.

*Viegli kūstošo metālu* kušanas temperatūra ir mazāka par 1000 °C. Tie visi ir s un p elementu veidotie metāli (izņemot beriliju Be) un IIB grupas metāli, kā arī sudrabs Ag un lantāns La. Viszemākā kušanas temperatūra ir dzīvsudrabam: –38,9 °C.

Vidējās metālu kušanas temperatūras ir 1000 ... 1500 °C. Pie *metāliem ar vidējām kušanas temperatūrām* pieder, piemēram, Ni, Cu, Au.

*Grūti kūstošo metālu* kušanas temperatūras ir virs 1500 °C. Pie šiem metāliem pieder, piemēram, Ti, V, Cr, Fe. Visaugstākā kušanas temperatūra ir volframam: 3410 °C.

Metāli labi vada elektrisko strāvu, jo to kristālrežģī elektroni brīvi pārvietojas starp atomiem un joniem, elektriskajā laukā iegūstot noteiktu kustības virzienu.

Metālu siltumvadītspēja arī saistīta ar mikrodaļiņu (elektronu) kustību. Labi elektrības un siltuma vadītāji ir varš un alumīnijs, kurus plaši izmanto elektrotehnikā.

Pēc magnētiskajām īpašībām metālus iedala feromagnētiskos, paramagnētiskos un diamagnētiskos metālos.

*Feromagnētiķi* ir dzelzs, kobalts un niķelis, kā arī gadolīnijs un disprozijs. Šos metālus spēcīgi pievelk magnēts, tie paši magnetizējas un daļēji saglabā magnētiskās īpašības bez ārējā elektromagnētiskā lauka iedarbības.

*Paramagnētiķi* ir alumīnijs, hroms, titāns, vanādijs un molibdēns. Šos metālus magnēts pievelk vāji, un tie zaudē magnētiskās īpašības pēc elektromagnētiskā lauka izslēgšanas.

*Diamagnētiķi* ir bismuts, alva, varš, sudrabs un zelts. Šos metālus magnēts vāji atgrūž.

Metālu magnētiskās īpašības nosaka paralēli orientētu elektronu spinu magnētiskie momenti, kas ir raksturīgi tieši dzelzs apakšgrupas metāliem to atomu *d* orbitālēs.

Elektrovadītspējas samazināšanās secībā vairāk pazīstamie metāli veido šādu rindu:

|    |    |
|----|----|
| Ag | Zn |
| Cu | Fe |
| Au | Pb |
| Al | Bi |
| Mg | Hg |

## 3. daļa

Galvenās mehāniskās īpašības, pēc kurām iedala metālus, ir cietība un plastiskums. Plastiskajiem metāliem piemīt kaļamība, stiepjamība un velmējamība.

Metālu cietību u iespējams raksturot ar t.s. Moosa relatīvās cietības skalu. Pēc šīs skalas viscietākā minerāla dimanta cietību pieņem par 10, bet mīkstā minerāla talka cietību – par 1.

Metālu plastiskumu raksturo to spēja deformēties ārējas slodzes iedarbībā un šo deformāciju saglabāt. Liels plastiskums piemīt sārmu metāliem, sārmzemju metāliem, kā arī svinam, sudrabam, zeltam, varam.

Metālu plastiskums acīmredzot ir saistīts ar atomu elektronstruktūru, jo plastiskums piemīt lielākajai daļai s elementu veidotiem metāliem, turpretim mehāniski izturīgi ir tie metāli, kurus veido VB, VIB, VIIB un VIIIB apakšgrupas elementi.

Plastiskie metāli ir labi kaļami, stiepjami un velmējami.

Par *kaļamību* sauc metālu spēju bez plaisāšanas deformēties impulsveida spiediena iedarbībā. Paaugstinot temperatūru, metālu deformēšanās spēja palielinās, jo pavājinās atomu un jonu saistība kristālrežģī. Noteiktā temperatūrā kaļamība sasniedz maksimumu un, turpinot temperatūras paaugstināšanu, metāls kļūst trausls, jo kristāla iekšienē sākas oksīdu veidošanās, kas vājina metālisko saiti.

Par *velmējamību* sauc metālu spēju deformēties nepārtraukta spiediena iedarbībā.

Viena un tā paša metāla īpašības un to maiņas kā kalšanas, tā velmēšanas procesā ir līdzīgas, tāpēc arī pazīstamāko metālu kaļamību un velmējamību var attēlot ar vienu un to pašu rindu:

**Au, Ag, Al, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe, Bi, Mn**

**Kaļamība un velmējamība pavājinās**

Par *stiepjamību* dēvē metālu spēju veidot garas stieples (diegus) ar mazu diametru. Vislabāk stiepjams ir zelts, sudrabs, varš. Grūti stiepjami metāli ir bismuts, mangāns, antimons. Metāli ar mazu stiepjamību ir arī trausli.

*Trauslie metāli* (Sb, Bi) no sitiena sadrūp, jo starp atomiem šajos metālos eksistē arī kovalentās saites, kas kopā ar metālisko saiti pastāv šo metālu kristālrežģos. Ar kovalentās saites esamību trauslajos metālos izskaidrojama arī šo metālu līdzība nemetāliem.

### 3.3.3. Metālu ķīmiskās īpašības

Svarīgākā ķīmiskā īpašība, kas raksturīga metāliem, ir to spēja oksidēties. Šo metālu spēju raksturo elektrodu standartpotenciāli, kurus izmanto, lai sastādītu elektroķīmisko spriegumu rindu.

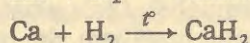
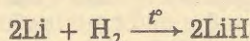
Metālu cietība Moosa skalā ir šāda:

|          |          |
|----------|----------|
| Na – 0,4 | Au – 2,5 |
| K – 0,5  | Ag – 2,7 |
| Li – 0,6 | Al – 2,9 |
| Ca – 1,5 | Cu – 3,0 |
| Pb – 1,5 | Fe – 4,5 |
| Sn – 1,8 | Ni – 5,0 |
| Mg – 2,0 | W – 7,0  |
| Zn – 2,5 | Cr – 9,0 |

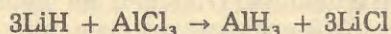
## 3. daļa

Pie metālu kopīgajām ķīmiskajām īpašībām pieder to spēja reaģēt ar daudziem nemetāliem. Reakcijās ar skābekli tie veido bāziskus vai amfotērus oksīdus.

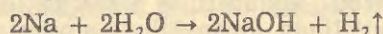
*Daudzi metāli reagē ar ūdeņradi*, veidojot hidrīdus, kuros ūdeņraža oksidēšanas pakāpe ir  $-1$ :



Ar ūdeņradi reagē visi IA un IIA grupas elementu veidotie metāli. Vairāku citu metālu hidrīdus, piemēram, alumīnija hidrīdu  $\text{AlH}_3$ , var iegūt tikai netiešā ceļā:



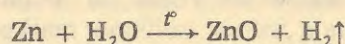
*Aktīvie metāli reagē ar ūdeni* parastos apstākļos. Šajās reakcijās izdalās ūdeņradis un veidojas šķīstošs hidroksīds:



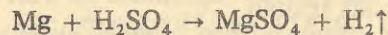
Izņēmums ir magnijs un alumīnijs, kurus pārsedz blīva oksīda aizsargkārtiņa. Magnijs ar ūdeni reagē tikai sasmalcināts un sakarsēts.

Alumīnijam pirms reakcijas ar ūdeni jānotīra oksīda aizsargkārtiņa.

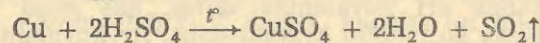
*Vidēji aktīvi sasmalcināti metāli reagē ar ūdens tvaiku* paaugstinātā temperatūrā. Reakcijas rezultātā rodas attiecīgā metāla oksīds un ūdeņradis:



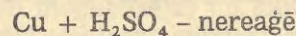
*Metāli reagē ar koncentrētām skābēm un skābju šķīdumiem*. Šo reakciju norise un rezultāts ir atkarīgs no dažādiem faktoriem: no metālu aktivitātes, no skābju stipruma un stabilitātes, no skābju šķīdumu koncentrācijas, no temperatūras un citiem apstākļiem, piemēram:



1:5



konc.



1:5

Metālu reakcijās ar skābēm veidojas sāļi.

*Metāli reagē ar sāļu ūdens šķīdumiem un sāļu kausējumiem*.

Metālu reakcijas ar sāļiem notiek saskaņā ar metālu spriegumu rindu.

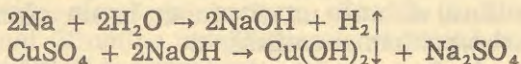
Sāļu ūdens šķīdumos noris tādu metālu katjonu reducēšana, kas ir neaktīvāki par magniju. Tās ir tipiskas aizvietošanas

|                            | Pāris                      | Standart-potenciāls<br>voltos |
|----------------------------|----------------------------|-------------------------------|
| aktīvie                    | $\text{Li}^+/\text{Li}$    | $-3,04$                       |
|                            | $\text{Cs}^+/\text{Cs}$    | $-2,92$                       |
|                            | $\text{K}^+/\text{K}$      | $-2,92$                       |
|                            | $\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}$ | $-2,91$                       |
|                            | $\text{Sr}^{2+}/\text{Sr}$ | $-2,89$                       |
|                            | $\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}$ | $-2,79$                       |
|                            | $\text{Na}^+/\text{Na}$    | $-2,71$                       |
|                            | $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$ | $-2,37$                       |
|                            | $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$ | $-1,66$                       |
|                            | $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$ | $-1,17$                       |
| vidēji aktīvie             | $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ | $-0,76$                       |
|                            | $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$ | $-0,74$                       |
|                            | $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ | $-0,47$                       |
|                            | $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$ | $-0,40$                       |
|                            | $\text{Co}^{2+}/\text{Co}$ | $-0,29$                       |
|                            | $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$ | $-0,23$                       |
|                            | $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$ | $-0,14$                       |
| $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ | $-0,13$                    |                               |
| neaktīvie                  | $\text{Sb}^{3+}/\text{Sb}$ | $+0,20$                       |
|                            | $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ | $+0,35$                       |
|                            | $\text{Ag}^+/\text{Ag}$    | $+0,80$                       |
|                            | $\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$ | $+0,85$                       |
|                            | $\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}$ | $+1,20$                       |
| $\text{Au}^+/\text{Au}$    | $+1,68$                    |                               |

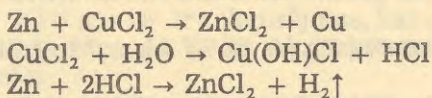
reakcijas, kas noris līdz galam, ja rodas šķīstoši sāļi, jo nešķīstošie sāļi nogulsņējas uz metāla virsmas un traucē reakcijas tālāko gaitu.



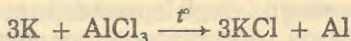
Aktīvie metāli sāļu ūdens šķīdumos reaģē ar ūdeni. Tā, piemēram, nātrija reakcija ar vara(II) sulfāta ūdens šķīdumu noris šādi:



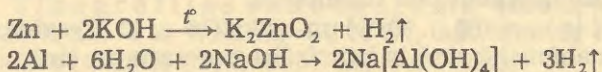
Kīmisko reakciju gaitu sāļu ūdens šķīdumos ietekmē arī *sāļu hidrolīze*. Ja vara(II) hlorīda šķīdumā ievieto cinka granulas, vērojama ne tikai metāla (vara), bet arī gāzveida vielas (ūdeņraža) izdalīšanās:



*Aktīvie metāli reaģē ar termiski stabiliem sāļu kausējumiem.* Izmantojot šādu reakciju, F. Vēlers 1827. gadā pirmo reizi ieguva alumīniju:



*Metāli, kuriem atbilst amfotēri hidroksīdi, reaģē ar sārmiem un sārmu ūdens šķīdumiem:*



*Metāli reaģē arī ar metāliem*, veidojot intermetāliskos savienojumus. Tie rodas tad, ja metāliem ir stipri atšķirīgas ķīmiskās īpašības un elektronegativitāte, piemēram,  $\text{Mg}_2\text{Sn}$ ,  $\text{AgZn}$ ,  $\text{Cu}_3\text{Al}$  u.c. Intermetāliskie savienojumi veidojas metālu sakausējumos. To sastāvs neatbilst vispārpieņemtajiem priekšstatiem par oksidēšanas pakāpi un vērtību.

### 3.3.4. Metālu sakausējumi

Pie metālu kopīgām īpašībām pieder to spēja veidot sakausējumus, kurus izmanto daudz plašāk nekā tīrus metālus. Sakausējumiem piemīt daudz tādu vērtīgu īpašību, kādu nav metāliem, kas veido sakausējumu.

Tehnikā plaši izmanto arī metālu sakausējumus ar nemetāliem. Tā, piemēram, dzelzs sakausējumus, kuros oglekļa saturs ir lielāks par 0,02 masas daļām (2 %), sauc par čugunu jeb *ķ e t u*. *T ē r a u d s* ir dzelzs sakausējums, kurā oglekļa saturs

## 3. daļa

Dzelzs plāksnīti ievietoja vara(II) sulfāta šķīdumā. Pēc kāda laika plāksnītes masa palielinājās par 60 miligramiem. Aprēķiniet masu varam, kurš izgulsnējas uz dzelzs plāksnītes! (0,48 g)

F. Vēlers (1800–1882) bija vācu ķīmiķis. No 1828. gada viņš strādāja par profesoru Berlīnē, no 1831. gada – Kaselē un no 1836. gada – Gētingenā. 1828. gadā no amonija cianāta Vēlers ieguva urīnvielu, 1863. gadā no  $\text{CaC}_2$  un ūdens – acetilēnu, 1829. gadā reducēja fosfātu līdz fosforam.

### 3. daļa

ir mazāks par 0,02 masas daļām (2 %). Pieaugot oglekļa koncentrācijai, sakausējumā veidojas arī dzelzs karbīds  $Fe_3C$ , ko sauc par *cementītu*.

Tehnikā un sadzīvē plaši lieto arī krāsaino metālu sakausējumus.

Par *bronzām* sauc vairāku krāsaino metālu sakausējumus ar varu.

*Alvas bronzu* – Cu ( $\approx 80\%$ ); Sn ( $\approx 20\%$ )\* – lieto mašīnbūvniecībā gultņu, vārstuļu un citu detaļu izgatavošanai, kā arī dažādu mākslas priekšmetu atliešanai.

*Alumīnija bronza* – Cu ( $\approx 95\%$ ); Al ( $\approx 5\%$ ) – piemīt liela mehāniskā izturība un izturība pret koroziju.

*Berīlija bronza* – Cu ( $\approx 98\%$ ); Be ( $\approx 2\%$ ) – ir elastīga, plastiska un nerada dzirksteļošanu, tāpēc to lieto atsperu, amortizācijas ierīču, lodīšu gultņu un elektronisko kontaktu izgatavošanai.

*Svina bronzu* – Cu ( $\approx 70\%$ ); Pb ( $\approx 30\%$ ) – izmanto gultņu atliešanai.

*Kadmija bronzu* – Cu ( $\approx 99\%$ ); Cd ( $\approx 1\%$ ) – lieto trolejbusu un tramvaju kontaktstieplu izgatavošanai, kā arī ūdensvada un gāzes vadu armatūras atliešanai.

*Niķeļa bronza jeb melhiors* – Cu ( $\approx 80\%$ ); Ni ( $\approx 19\%$ ); Fe ( $\approx 1\%$ ) – ir noturīgs pret koroziju, viegli apstrādājams ar spiedi, tāpēc to lieto precīzu detaļu, medicīnas instrumentu, monētu, mājturības piederumu, rotaslietu un mākslas priekšmetu izgatavošanai; melhioru plaši lieto arī kuģu būvniecībā un enerģētiskajā rūpniecībā.

*Misiņš* ir vara (60 ... 90 %) un cinka (10 ... 40 %) sakausējums. Tas mehāniskā ziņā ir izturīgāks par varu un cinku. Ja misiņa pamatsakausējumam pievieno nelielu daudz silīcija un svina, tad palielinās tā izturība pret berzi (antifrikcijas īpašības). Alvas, alumīnija, mangāna un niķeļa pieveidas palielina misiņa izturību pret koroziju. Misiņu izmanto mašīnbūvniecībā.

*Jaunsudrabs* ir vara, niķeļa un cinka sakausējums. Atsevišķo metālu saturs dažādās jaunsudraba markās ir atšķirīgs: 5 ... 35 % Ni, 13 ... 45 % Zn, pārējais – Cu. Jaunsudrabs ir izturīgs pret koroziju, tam ir sudrabaina nokrāsa, tāpēc šo sakausējumu lieto monētu, mākslas izstrādājumu, precīzu mehānisko ierīču, medicīnas instrumentu, mājturības piederumu izgatavošanai, kā arī elektrotehnikā.

*Konstantāns* ir sakausējums, kas satur  $\approx 60\%$  Cu,  $\approx 39\%$  Ni un  $\approx 1\%$  Mn. Konstantānu lieto elektromērinstrumentu izgatavošanai, jo tā elektriskā pretestība ir maz atkarīga no temperatūras maiņām.

Kādās skābēs "šķīst" misiņš? Uzrakstiet atbilstošus reakciju vienādojumus!

\* Sakausējumu sastāvs dots metālu masas daļās, kas izteiktas procentos (%).

Dūralumīnijs ir alumīnija ( $\approx 94\%$ ) sakausējums. Dažādu marķu dūralumīnijs satur magniju, varu, mangānu, silīciju, niķeli. Dūralumīnijam ir augsta mehāniskā izturība un mazs blīvums, tāpēc to lieto lidmašīnu būvniecībā.

Silumīns ir sakausējums, kas satur  $\approx 87\%$  Al un  $\approx 13\%$  Si. Dažādu marķu silumīni satur arī magniju un mangānu. Silumīniem piemīt augsta mehāniskā izturība un ir mazs blīvums, tie ir viegli lejami, tāpēc silumīnus lieto mašīnu detaļu, piemēram, motoru, cilindru un ātrumkārbu izgatavošanai. Silumīna izstrādājumu mehāniskā izturība nesamazinās pat  $300\text{ }^{\circ}\text{C}$  temperatūrā.

Babīti ir svina un alvas sakausējumi ( $\approx 65\%$  Pb;  $\approx 16\%$  Sn), kas satur arī varu, antimonu, kadmiju un arsēnu. Babītus galvenokārt izmanto mašīnu gultņu atliešanai, jo tie ir izturīgi pret berzi.

Alumels ir sakausējums, kas satur  $\approx 95\%$  Ni,  $\approx 2\%$  Al,  $\approx 2\%$  Mn,  $\approx 1\%$  Si. Alumela sastāvā var būt arī nedaudz dzelzs.

Hromels satur  $\approx 90\%$  Ni,  $\approx 10\%$  Cr; tā sastāvā ietilpst arī nedaudz dzelzs.

Hromelam un alumelam ir raksturīga elektriskās pretestības maiņa atkarībā no temperatūras, tāpēc šos sakausējumus izmanto termoelektrisko mēraparātu izgatavošanai.

Nihroms satur  $\approx 67\%$  Ni,  $\approx 18\%$  Cr,  $\approx 14\%$  Fe un  $\approx 1\%$  Mn. Nihromam raksturīga liela elektriskā pretestība, tāpēc šo sakausējumu lieto elektriskajās sildierīcēs.

Tipogrāfijas sakausējumā parasti ir  $\approx 63\%$  Pb,  $\approx 25\%$  Sb,  $\approx 10\%$  Sn un  $\approx 2\%$  Cu, taču tam var būt arī citāds sastāvs ( $\approx 85\%$  Pb,  $\approx 11\%$  Sb,  $\approx 4\%$  Sn).

Viegli kūstošie krāsaino metālu sakausējumi satur bismutu, svinu, alvu un kadmiju, atsevišķos gadījumos arī dzīvsudrabu. Tā, piemēram, *Vuda sakausējums* satur  $50\%$  Bi,  $25\%$  Pb,  $12,5\%$  Sn,  $12,5\%$  Cd un tā kušanas temperatūra ir  $60,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ , turpretim bismuta, svina, alvas un kadmija kušanas temperatūra ir attiecīgi  $271,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $327,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $231,9\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $321,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Sakausējums, kas sastāv no  $36\%$  Bi,  $28\%$  Pb,  $6\%$  Cd un  $30\%$  Hg, kūst  $48\text{ }^{\circ}\text{C}$  temperatūrā. Šāda veida sakausējumus lieto ugunsdrošības signalizācijas iekārtu vārstoļos.

Nedaudz augstākās temperatūrās ( $180 \dots 246\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) kūst sakausējumi, kas sastāv no alvas un cinka, no alvas un antimona, no svina un antimona. Tā plaši pazīstamā *lodalva* satur  $\approx 65\%$  Sn un  $\approx 35\%$  Pb. Lodalva kūst  $180\text{ }^{\circ}\text{C}$  temperatūrā.

Sakausējumu iegūšanai izmanto pat sārnu metālus. Piemēram, sakausējumu, kas sastāv no  $77,2\%$  kālija un  $22,8\%$  nātrija, lielās siltumietilpības dēļ izmanto kodolreaktoru dzesēšanai. Šī sakausējuma kušanas temperatūra ir  $-12,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ , turpretim nātrijam tā ir  $97,82\text{ }^{\circ}\text{C}$ , bet kālijam  $-63,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

### 3.3.5. Metālu korozija

**Metālu un to sakausējumu oksidēšanas apkārtējās vides ietekmē sauc par koroziju (lat. *corrosio* – saēšana).**

Dzelzs un tā sakausējumu koroziju ikdienā sauc par *rūsēšanu*. Šo vārdu nedrīkst attiecināt uz krāsaino metālu koroziju.

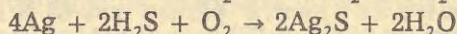
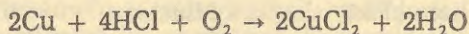
Pēc norises mehānisma izšķir divus korozijas veidus: 1) ķīmisko koroziju un 2) elektroķīmisko koroziju.

Par ķīmisko koroziju sauc apkārtējās vides tiešu oksidējošu iedarbību uz metāliem un to sakausējumiem (elektroķīmiskie procesi šajā gadījumā nenotiek).

Daudzi metāli, piemēram, alumīnijs, kobalts, niķelis, cinks un to sakausējumi jau *parastajos apstākļos reaģē ar atmosfēras skābekli*, un uz to virsmas rodas blīva oksīda aizsargkārtiņa.

Augstākās temperatūrās ar gaisa skābekli reaģē gandrīz visi metāli, veidojot uz savas virsmas blīvu vai arī irdu oksīda kārtiņu. Tā, piemēram, dzelzs kalšanas vai velmēšanas procesā uz izstrādājuma virsmas veidojas dzelzs(II, III) oksīda  $Fe_3O_4$  kārtiņa, kas metālu no tālākas oksidēšanās aizsargā tikai pietiekami sausā atmosfērā. Mitra gaisa klātbūtnē veidojas dzelzs oksīdu hidrāti, piemēram,  $xFe_2O_3 \cdot yH_2O$ , kas dzelzi no tālākas korozijas neaizsargā.

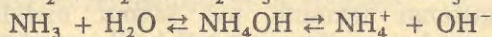
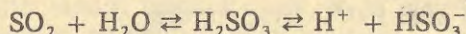
Agresīvu gāzu iedarbību bieži pastiprina gaisa skābekļa klātbūtne:



*Ūdeņraža korozija* norisinās tad, kad metāli elektrolīzes procesos saskaras ar ūdeņradi un veido hidrīdus  $MeH_x$ . Hidrīdi ir trausli, un tāpēc tie samazina metālu mehānisko izturību.

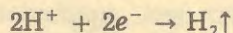
Gāzes un naftas vadu koroziju izraisa agresīvi piemaisījumi, kurus satur gāze un nafta.

Par elektroķīmisko koroziju sauc metālu un to sakausējumu sairšanu apkārtējās vides izraisītu elektroķīmisko procesu iedarbības rezultātā. Tie noris lokālos jeb mikrogalvaniskos elementos, kuri rodas citu metālu vai nemetālisku vielu piemaisījumu, kā arī metāla neviendabīgas virsmas dēļ. Elektrolīta šķīdumu uz metāla virsmas var veidot mitrums. Tam ir neitrāla, skāba vai sārmaina reakcija, jo ūdens slānītī parasti izšķīst atmosfērā esošās gāzes –  $O_2$ ,  $CO_2$ ,  $SO_2$ ,  $H_2S$ , slāpekļa oksīdi,  $NH_3$  un citas gāzes:

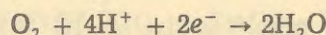


Mikrogalvaniskā elementa anodu veido aktīvākais metāls. Nemetālisku vielu piemaisījumi, piemēram, ogleklis, sērs, fosfors, metālu karbīdi, oksīdi vai neaktīvākais metāls veido

katodu. Aktīvākais metāls sairst – tā joni pāriet šķīdumā, bet elektroni uzkrājas uz mazāk aktīvā metāla vai uz piemaisījumiem. Atkarībā no šķīduma pH katodā noris ūdeņraža jonu vai ūdenī izšķīdušā skābekļa reducēšana. Skābā vidē reducējas ūdeņraža joni  $H^+$  un izdalās ūdeņradis  $H_2$ :



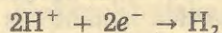
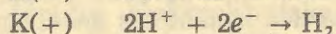
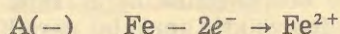
Ja šķīdumā ūdeņraža jonu koncentrācija ir neliela un šķīdums satur arī skābekli, tad reducējas izšķīdušā skābekļa molekulas:



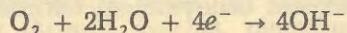
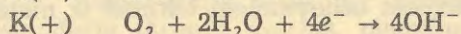
Neitrālā un bāziskā vidē reducējas skābeklis un kopā ar ūdeni veido hidroksīdjonus  $OH^-$ :



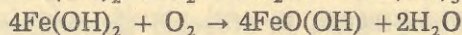
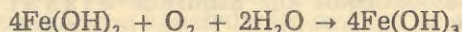
**Tērauda un čuguna korozija.** Tērauds un čuguns sastāv no dzelzs, grafiņa un dzelzs karbīda jeb cementīta  $Fe_3C$  kristāliem. Mikrogalvaniskajā elementā dzelzs veido anodu, bet grafiņa un cementīta kristāli – katodu. Elektroķīmiskā korozija skābā vidē noris pēc šādas shēmas:



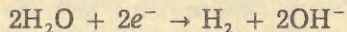
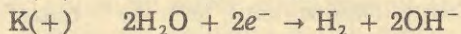
Vāji skābā vai neitrālā šķīdumā, kas satur skābekli, korozija noris pēc šādas shēmas:



Veidojas dzelzs(II) hidroksīds, kurš ar atmosfēras skābekli tālāk oksidējas par dzelzs(III) hidroksīdu  $Fe(OH)_3$  vai par dzelzs(III) oksīd hidroksīdu  $FeO(OH)$ :

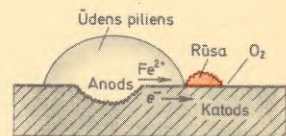


Ja korodē metāli, kas veido amfotērus hidroksīdus, piemēram, alumīnijs vai cinks, tad ūdeņradis var izdalīties skābā, bāziskā un arī neitrālā vidē:



Neitrālā vidē tālāk veidojas cinka hidroksīds  $Zn(OH)_2$ , bet sārmainā vidē – tetrahidroksocinkātjoni  $[Zn(OH)_4]^{2-}$ .

Tipiski elektroķīmiskās korozijas procesi noris ar metāla priekšmetiem, kuriem izveidots aizsargpārklājums. Tajos divi vai vairāki metāli veido lielas saskares virsmas. Ja aizsargpārklājums ir bojāts, sākas elektroķīmiskā korozija, jo metālu



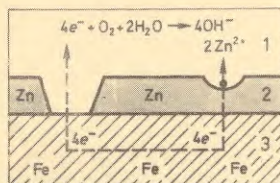
Anoda reakcija:  $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

Katoda reakcija:  $O_2 + 4H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

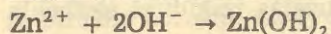
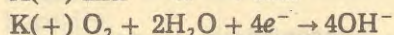
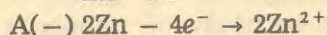
### 3. daļa

kontaktjosla saskaras ar mitru gaisu vai ar apkārtējā vidē esošo ūdeni, kas ir elektrolītu šķīdums.

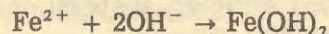
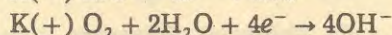
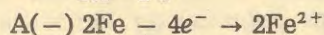
Cinkotas dzelzs (Zn - Fe) un niķelētas dzelzs (Ni - Fe) elektroķīmiskā korozija neitrālā vidē noris šādi:



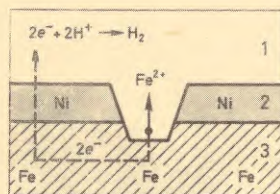
**Zn - Fe**



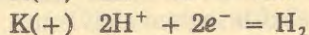
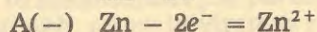
**Ni - Fe**



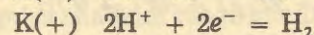
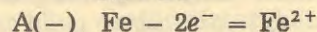
Cinkotas dzelzs (Zn - Fe) un niķelētas dzelzs (Ni - Fe) elektroķīmiskā korozija skābā vidē noris šādi:



**Zn - Fe**



**Ni - Fe**



Abos gadījumos mikrogalvaniskā elementu pāri oksidējas aktīvākais metāls: pāri Zn - Fe sairst cinks, jo cinks veido anodu, bet dzelzs - katodu, pāri Fe - Ni sairst dzelzs, jo dzelzs veido anodu, bet niķelis - katodu.

*Korozijas izraisītie zaudējumi* tautsaimniecībā ir milzīgi. Jau 20. gadsimta divdesmitajos gados veiktie aprēķini parādīja, ka tikai 2/3 saražotā melnā metāla tiek izmantotas metālieguldījumu pavairošanai tautsaimniecībā, bet 1/3 sedz korozijas radītos zaudējumus. Tērauda un čuguna zudumi korozijas dēļ mūsdienās sastāda aptuveni 15 ... 20% no visa saražotā melnā metāla. Metālu korozija negatīvi ietekmē ekonomisko attīstību, tāpēc viens no svarīgākajiem uzdevumiem tehnikā ir metālu aizsardzība pret koroziju.

Galvenās metodes, ar kurām metālus aizsargā pret koroziju, ir šādas: 1) *aizsargpārklājumi*, 2) *elektroķīmiskā aizsardzība*, 3) *korozijas vides sastāva izmaiņšana un apstrāde*.

Lieto metāliskos, nemetāliskos un ķīmiskos aizsargpārklājumus.

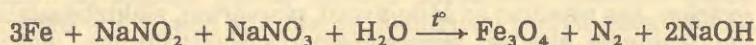
*Metāliskos pārklājumus* iegūst, ja attiecīgo izstrādājumu iegremdē izkausētā metālā, piemēram, šķidrā cinkā. Šo pārklājumu iegūšanai izmanto arī elektrolīzes procesus.

*Nemetāliskie pretkorozijas pārklājumi* ir ziedes, lakas, krāsas, bituma kompozīcijas, polimēri, emaljas. Laku un krāsu pārklājumi ir visizplatītākais metālu aizsardzības veids (80...90% no visiem aizsargpārklājumiem), taču tie ir mazefektīvi. Aizvien lielāka nozīme ir polimēru pārklājumiem, jo tie ir pietiekami izturīgi un dekoratīvi.

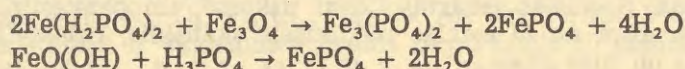
*Ķīmiskos pārklājumus* iegūst oksidēšanas, fosfatēšanas, karbonizēšanas, nitrīdēšanas un citos procesos.

Tērauda izstrādājumu virsmas oksidē, apstrādājot iepriekš attīrītas detaļas ar karstiem oksidējošiem šķīdumiem. Uz metāla virsmas izveidojas blīva  $Fe_3O_4$  aizsargkārtiņa zilgan-

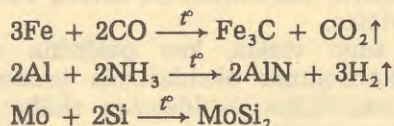
melnā krāsā, tāpēc šo procesu sauc par melnināšanu. Piemēram:



Fosfatēšanai lieto dzelzs, mangāna un cinka dihidrogēn-ortofosfātus, kas veido plānu nešķīstošu šo metālu fosfātu aizsargplēvi. Rūsas pārveidošanai par fosfātiem lieto ortofosforskābes šķīdumu. Ar eļļu vai krāsu nostabilizēta dzelzs(II) ortofosfāta kārtiņa ir blīva un izturīga, kas aizsargā metālu no tālākas rūšēšanas.



Ja metālu virsmas augstās temperatūrās apstrādā (plazmapstrāde) ar oglekli, oglekļa(II) oksīdu (karbonizēšana), slāpekli, amonjaku (nitrīdēšana) vai silīciju (silicidēšana), iegūst blīvu karbīdu, nitrīdu vai silicīdu aizsargkārtiņu.

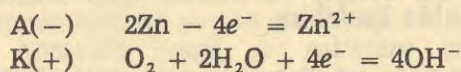


Metālu elektroķīmiskajā aizsardzībā rada elektronu plūsmu, kura ir virzīta pretēji korozijas procesa elektronu plūsmai.

Metālu konstrukcijas (naftas vai gāzes vadus, torņus, atbalsta stabus utt.) pievieno līdzstrāvas avota negatīvajam polam. Konstrukcija kļūst par katodu; par anodu izmanto nestandarta tērauda detaļas, piemēram, sliežu atgriezumus, kurus pievieno līdzstrāvas avota pozitīvajam polam. Tādu metālu aizsardzības veidu sauc par **k a t o d a i z s a r d z ī b u**. Viena katodaizsardzības apakšstacija darbojas 30 km rādiusā.

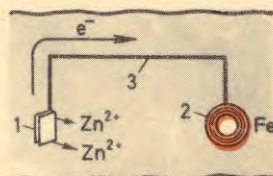
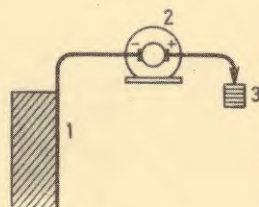
Bieži izmanto arī t.s. **protektoraizsardzību**. Tad aizsargājamo konstrukciju savieno ar aktīvāku metālu (Al, Zn, Mg) sakausējumu, ko sauc par protektoru. Protektoru pievieno pie aizsargājamās konstrukcijas (kuģa korpusa, tvaika katla, cauruļvadiem u.c.). Izveidojas galvaniskais makroelements, kurā katods ir aizsargājamā konstrukcija, bet anods – protektors.

Ja dzelzs konstrukcijai pievieno cinka protektoru, tad tas veido anodu un sairst: cinka katjoni  $\text{Zn}^{2+}$  pāriet apkārtējā vidē, bet protektora elektroni nonāk dzelzs konstrukcijā un reducē ūdenī izšķīdušo skābekli, veidojot hidroksidjonus  $\text{OH}^-$ .



Rezultātā dzelzs konstrukcija nesaiest vai arī tās korozijas process tiek ievērojami samazināts.

## 3. daļa



## 3. daļa

Apakšzemes metālu konstrukciju koroziju nereti izraisa t.s. *kļaidstrāvas*. Tās rodas no tuvumā esoša strāvas avota vai no ierīcēm, kas saistītas ar šādu avotu, piemēram, elektrodzelzceļa vai tramvaja slīdes, augstsprieguma elektrolīnijas, elektrotransformatoru stacijas utt. Lai novērstu kļaidstrāvu radīto koroziju, aizsargājamo metālu konstrukciju savieno ar kļaidstrāvas avotu, piemēram, ar elektrodzelzceļa slīdi. Aizsargājamais metāls iegūst negatīvu lādiņu un neoksidējas. Šādu metālu aizsardzības veidu sauc par *elektrodrenāžu*.

**Korozijas vides sastāvu maina**, piemēram, deaerācijas procesā. Speciālās iekārtās ūdeni uzkaršē, un paaugstinātā temperatūrā no tā izdalās izšķīdušais skābeklis, oglekļa(IV) oksīds un citas gāzes.

Korozijas vidi maina arī, ievadot inhibitorus un pasivatorus.

**Inhibitori** ir vielas, kas palēnina vai pārtrauc ķīmisko reakciju norisi. Tos lieto pret skābes vides iedarbību. Inhibitori ir dažādi aldehīdi, amīni, nitrīti, karbonskābju esteri, sulfoskābes, urotropīns un citas vielas.

Par pasivatoriem sauc vielas, kas palēnina vai pārtrauc metālu un to sakausējumu oksidēšanās procesu. Dzelzi pasivē augstas koncentrācijas oksidējošas skābes – sērskābe un slāpekļskābe, jo uz metāla virsmas veidojas blīva dzelzs oksīdu aizsargkārtiņa. Par dažādu metālu pasivatoriem neitrālā vidē lieto nātrija ortofosfātu  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , nātrija silikātu  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ , nātrija karbonātu  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

### 3.4. Nemetāli

Senos laikos bija pazīstami tikai divi nemetāli – ogleklis un sērs. 13. gs. ieguva arsēnu, 17. gs. – ūdeņradi un fosforu, 18. gs. beigās atklāja skābekli, slāpekli, hloru un telūru. 1789. gadā franču zinātnieks A. L. Lavuazjē visas iepriekš minētās vielas izdalīja atsevišķā grupā un nosauca par "nemetāliskiem vienkāršiem ķermeņiem". 19. gs. pirmajā pusē atklāja bromu, jodu, selēnu, silīciju un boru. Tikai 19. gs. otrajā pusē izdevās brīvā veidā iegūt fluoru un atdalīt cēlgāzes. Radioaktīvo cēlgāzi radonu, kura sastopama arī dabā, atklāja 1900. gadā. Radioaktīvo nemetālu astatu ieguva 1940. gadā.

#### 3.4.1. Nemetālu fizikālās īpašības

Nemetāli ir vienkāršas vielas, kam nepiemīt metāliem raksturīgās īpašības. Tā, piemēram, normālos apstākļos nemetāli ir cieti, šķidri un gāzveida. Cietajiem nemetāliem nav

## 3. daļa

spīduma, vai arī tas ir vāji izteikts (jods, grafijs). Izņēmums ir telūrs Te, kuram piemīt izteikts metāliskais spīdums. Cietie nemetāli slikti vada siltumu un elektrisko strāvu, taču lielākā daļa no tiem ir pusvadītāji. Nemetāli nav kaļami, stiepjami, velmējami.

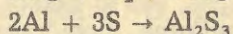
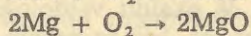
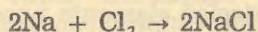
Vienkāršas vielas ar nemetāliskām īpašībām veido 22 ķīmiskie elementi: ūdeņradis H, bors B, ogleklis C, slāpeklis N, skābeklis O, pieci halogēni – F, Cl, Br, I, At, silīcijs Si, fosfors P, sērs S, arsēns As, selēns Se, telūrs Te un sešas cēlgāzes – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. No nemetāliem normālos apstākļos 11 ir gāzes – H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Viens no nemetāliem ir šķidrums – broms Br<sub>2</sub>. Pārējie 10 nemetāli ir cietas vielas – B, C, I<sub>2</sub>, At, Si, P, S, As, Se, Te.

VIIA grupas elementus (F, Cl, Br, I, At) sauc par *halogēniem* (sālražiem), VIA grupas nemetāliskos elementus (O, S, Se, Te) – par *halkogēniem* (rūdu radītājiem). *Cēlgāzes* ir VIIIA grupas elementu (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) veidotās gāzes.

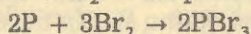
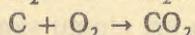
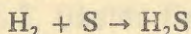
|           |          |          |
|-----------|----------|----------|
| Halkogēni | Halogēni | Cēlgāzes |
| O         | F        | He       |
| S         | Cl       | Ne       |
| Se        | Br       | Ar       |
| Te        | I        | Kr       |
|           | At       | Xe       |
|           |          | Rn       |

### 3.4.2. Nemetālu ķīmiskās īpašības

*Nemetāli reaģē ar metāliem (izņēmums ir inertās gāzes):*

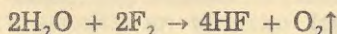


*Nemetāli spēj reaģēt viens ar otru.* Šādas reakcijas ir raksturīgas tiem nemetāliem, kuriem ir atšķirīgākas elektronegativitātes:



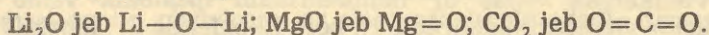
*Vairāki nemetāli savā starpā tomēr nereaģē vai arī to savstarpējā iedarbība noris tikai noteiktos apstākļos.* Tā, piemēram, hlors parastos apstākļos nereaģē ar skābekli. Tā oksīdus iegūst no citiem skābekli saturošiem hlora savienojumiem. Silīcijs nereaģē ar ūdeņradi, bet fosforūdeņraža (fosfīna PH<sub>3</sub>) sintēze no fosfora un ūdeņraža noris 300 °C temperatūrā un augstā spiedienā.

*Nemetāli reaģē ar saliktām vielām.* Tā, piemēram, visaktīvākais nemetāls fluors reaģē ar ūdeni parastajos apstākļos:



## 3.5. Oksīdi

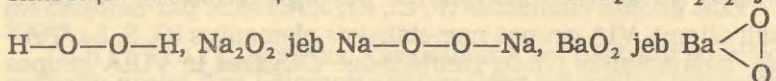
*Par oksīdiem sauc saliktas (heteronukleāras) vielas, kas sastāv no diviem elementiem, no kuriem viens ir skābeklis, piemēram:*



Oksīdu kristālrežģos vai molekulās skābekļa atomi savā starpā nav saistīti.

Skābeklis var veidot arī peroksīdus, superoksīdus un ozonīdus.

Par peroksīdiem sauc tādus savienojumus, kuros divi skābekļa atomi ir ķīmiski saistīti savā starpā:  $\text{H}_2\text{O}_2$  jeb



Peroksīdus uzskata par ūdeņraža peroksīda  $\text{H}_2\text{O}_2$  sāļiem, jo tam piemīt vājas skābes īpašības.

Superoksīdi satur superoksīdjonu  $\text{O}_2^-$ , piemēram,  $\text{KO}_2$ . Ozonīdi satur ozonīdjonu  $\text{O}_3^-$ , piemēram,  $\text{KO}_3$ .

Oksīdus veido gandrīz visi ķīmiskie elementi. Vēl nav iegūti triju inerto gāzu – hēlija, neona un argona oksīdi.

### 3.5.1. Oksīdu nosaukumi

Oksīdu nosaukumus atvasina no attiecīgā elementa nosaukuma, pievienojot tam vārdu "oksīds". Ja oksīdu veidojošam elementam ir vairākas oksidēšanas pakāpes, tad to raksta ar romiešu ciparu iekavās aiz elementa nosaukuma. Piemēram,

$\text{CaO}$  – kalcija oksīds

$\text{Al}_2\text{O}_3$  – alumīnija oksīds

$\text{SO}_2$  – sēra(IV) oksīds (*sēra četri oksīds*)

$\text{SO}_3$  – sēra(VI) oksīds (*sēra seši oksīds*)

Oksīdu nosaukumu darināšanai izmanto arī atomu skaita stehiometriskās attiecības. Tādā gadījumā atomu skaitu norāda ar grieķu skaitļa vārdiem:

$\text{SO}_2$  – sēra dioksīds

$\text{SO}_3$  – sēra trioksīds

$\text{MnO}$  – mangāna monooksīds

$\text{P}_2\text{O}_5$  – difosfora pentoksīds

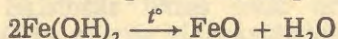
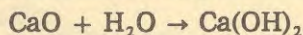
### 3.5.2. Oksīdu iedalījums

Oksīdus iedala pēc to raksturīgajām ķīmiskajām īpašībām.

Sāļus radošos oksīdus iedala bāziskajos, skābajos un amfotērajos oksīdos (sk. 3.1. attēlu).

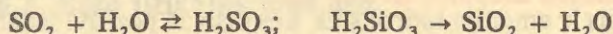
Trīsvērtīga elementa oksīds satur 0,2424 masas daļas skābekļa. Noskaidrojiet elementu, kas veido šo oksīdu!

Par bāziskajiem oksīdiem sauc oksīdus, kuriem atbilst tikai bāzes. Šī atbilstība izpaužas attiecīgā oksīda reakcijā ar ūdeni, kurā veidojas bāze. Vairums metālu oksīdu ar ūdeni nereaģē. Tādā gadījumā šo atbilstību nosaka, attiecīgo bāzi termiski sadalot.



Bāziskos oksīdus veido metāli.

Par skābajiem oksīdiem sauc oksīdus, kuriem atbilst tikai skābes:



Skābos oksīdus veido galvenokārt nemetāli.

Par amfotērajiem oksīdiem sauc oksīdus, kuriem piemīt gan bāzisko, gan skābo oksīdu īpašības (no grieķu *amphoterōs* – abi). Tas nozīmē, ka amfotērie oksīdi reaģē gan ar skābēm, gan ar bāzēm.

Pie amfotēriem oksīdiem pieder  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{TiO}_2$ ,  $\text{VO}_2$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Ga}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SnO}_2$  u.c. To amfoteritātes pakāpe ir dažāda. Tā, piemēram,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$  ir izteikti amfotēri oksīdi, turpretim dzelzs(III) oksīdam  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  pārsvarā piemīt bāziskas īpašības, jo ar sārmiem tas reaģē tikai augstās temperatūrās. Alvas dioksīdam  $\text{SnO}_2$  vairāk izteiktas skābā oksīda īpašības.

Sāļus neradošos oksīdus veido nemetāliski elementi zemās oksidēšanas pakāpēs, piemēram, slāpekļa(I) oksīds jeb dislāpekļa monooksīds  $\text{N}_2\text{O}$ , slāpekļa(II) oksīds jeb slāpekļa monooksīds  $\text{NO}$ , oglekļa(II) oksīds jeb oglekļa monooksīds  $\text{CO}$ . Tā kā sāļus neradošie oksīdi neveido ne bāzes, ne skābes, no tiem tiešās reakcijās nav iespējams iegūt arī sāļus.

Kura slāpekļa oksīda blīvums ir vienāds ar oglekļa(IV) oksīda blīvumu?

### 3.5.3. Oksīdu fizikālās īpašības

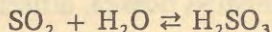
Parastajos apstākļos oksīdi sastopami visos trijos agregātstāvokļos un to krāsa ir dažāda. Tā, piemēram, vara(II) oksīds  $\text{CuO}$  ir cieta melna viela, magnija oksīds  $\text{MgO}$  – cieta balta viela, turpretim slāpekļa(IV) oksīds  $\text{NO}_2$  ir dzeltenbrūna gāze, bet slāpekļa(III) oksīds  $\text{N}_2\text{O}_3$  – zilganzaļš šķidrums. Labi pazīstamie oglekļa oksīdi  $\text{CO}$  un  $\text{CO}_2$  ir bezkrāsainas gāzveida vielas, bet visizplatītākais oksīds uz Zemes ir bezkrāsainais šķidrums – ūdens  $\text{H}_2\text{O}$ .

Ļoti atšķirīgs ir gāzveida oksīdu blīvums. Tā, piemēram, oglekļa(II) oksīda blīvums ir 1,25 g/l, turpretim sēra(IV) oksīda blīvums ir 2,86 g/l.

Oksīdu šķīdība ūdenī ir dažāda, pie tam tā galvenokārt saistīta ar ķīmisko iedarbību. Tā, piemēram, silīcija

## 3. daļa

dioksīds  $\text{SiO}_2$  ūdenī nešķīst un ar to nereaģē, bet sēra dioksīda  $\text{SO}_2$  šķīdība ūdenī ir ļoti laba, jo tas reaģē ar ūdeni un veido vāju skābi – sērskābi:

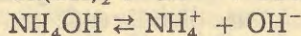
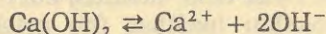
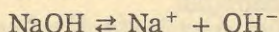


### 3.6. Bāzes

Protolītiskā teorija par bāzēm uzskata vielas, kuru molekulas vai joni spēj pievienot protonus. Amonjaka molekula ir bāze tāpēc, ka spēj pievienot protonu. Ūdens šķīdumos stiprākā bāze ir hidroksīdjons  $\text{OH}^-$ .

**Pēc klasiskās teorijas bāzes ir ķīmiski savienojumi, kas ūdens šķīdumā disociē pozitīvi lādētos metālu jonus un negatīvi lādētos hidroksīdjonos  $\text{OH}^-$ .**

Izņēmums ir amonija hidroksīds, kas disociē pozitīvi lādētos amonija jonus  $\text{NH}_4^+$  un hidroksīdjonos  $\text{OH}^-$ .



Kā redzams no piemēriem, bāzu raksturīgais anjons ir hidroksīdjons  $\text{OH}^-$ , tāpēc ir pieņemts, ka *konkrētus bāzu pārstāvjus sauc par hidroksīdiem*, piemēram,  $\text{NaOH}$  – nātrija hidroksīds,  $\text{Al(OH)}_3$  – alumīnija hidroksīds.

#### 3.6.1. Bāzu iedalījums

Pēc fizikālām īpašībām bāzes iedala ūdenī šķīstošajās un ūdenī nešķīstošajās bāzēs. Tā, piemēram, nātrija hidroksīds  $\text{NaOH}$  ir šķīstoša bāze, bet alumīnija hidroksīds  $\text{Al(OH)}_3$  – nešķīstoša bāze. Lielākā daļa bāzu ir nešķīstoši savienojumi.

Bāzes iedala arī pēc to raksturīgajām ķīmiskajām īpašībām. Tā, piemēram, visas bāzes reaģē ar skābēm, taču daudzas bāzes reaģē arī ar šķīstošajām bāzēm. Bāzes, kas reaģē gan ar skābēm, gan arī ar šķīstošajām bāzēm, sauc par *amfotēriem hidroksīdiem*. No šāda viedokļa bāzes var iedalīt bāziskajos hidroksīdos un amfotērajos hidroksīdos. Kālija hidroksīds  $\text{KOH}$  pieder pie bāziskajiem hidroksīdiem, bet cinka hidroksīds  $\text{Zn(OH)}_2$  ir amfotērs savienojums.

#### 3.6.2. Bāzu nosaukumi

Bāzu nosaukumus atvasina no attiecīgā metāla nosaukuma, pievienojot tam vārdu "hidroksīds". Ja bāzi veidojošajam metālam ir vairākas oksidēšanas pakāpes, tad to raksta ar romiešu ciparu iekavās aiz metāla nosaukuma. Piemēram,

$\text{Ca(OH)}_2$  – kalcija hidroksīds

$\text{Fe(OH)}_2$  – dzelzs(II) hidroksīds (*dzelzs divi hidroksīds*)

$\text{Fe(OH)}_3$  – dzelzs(III) hidroksīds (*dzelzs trīs hidroksīds*)

Metāli, kuru oksidēšanas pakāpe ir +3, var veidot arī oksīd hidroksīdus, piemēram,  $\text{FeO(OH)}$  – dzelzs(III) oksīd hidroksīdu.

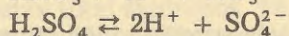
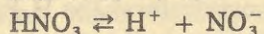
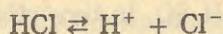
Šķīstošās bāzes sauc arī par sārmjiem, piemēram,  $\text{NaOH}$  – nātrija hidroksīds jeb nātrija sārms.

### 3.6.3. Bāzu fizikālās īpašības

Bāzes ir cietas kristāliskas vielas dažādās krāsās. Tā, piemēram, nātrija un kālija hidroksīds ir baltas kristāliskas vielas, vara(II) hidroksīds – zilā krāsā, vara(I) hidroksīds – dzeltens, dzelzs(III) hidroksīds – brūns. Sārmu un sārmzemju metālu hidroksīdi ir ūdenī šķīstošās bāzes. Pārējie ir ūdenī praktiski nešķīstoši savienojumi. Izņēmums ir amonija hidroksīds  $\text{NH}_4\text{OH}$ , kas pastāv tikai ūdens šķīdumā.

## 3.7. Skābes

No elektrolītiskās disociācijas teorijas viedokļa **skābes ir elektrolīti, kurām ūdens šķīdumos disociējot kā katjoni veidojas tikai ūdeņraža joni  $\text{H}^+$** .



Skābju ūdeņraža joni spēj apmainīties (aizvietoties) ar metālu joniem, un tad rodas sāļi.

Pazīstamāko skābju nosaukumi un formulas ievietotas 3.5. tabulā.

### 3.7.1. Skābju iedalījums

Skābes iedala pēc skābekļa satura, vērtības un stipruma.

Izšķir skābekli saturošās un skābekli nesaturošās skābes, piemēram,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  un  $\text{HCl}$ .

Skābes iedala vienvērtīgajās (vienprotona), divvērtīgajās (divprotonu) un trīsvērtīgajās (trīsprotonu) skābēs. Skābju un to atlikumu vērtību nosaka

Protolītiskā teorija par skābēm uzskata vielas, kuru molekulas vai joni spēj protonus atšķelt. Hidratēts dzelzs(III) jons  $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})^{3+}$  ir skābe, jo tas spēj atšķelt protonu un pārvērsties par  $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})^{2+}$  jonu. Ūdens šķīdumos stiprākā skābe ir hidroksionija jons  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

## Pazīstamāko skābju un to anjonu nosaukumi un formulas

| Skābes nosaukums             | Skābes formula                  | Anjona formula                 | Anjona nosaukums | Atbilstošo sāļu nosaukumi |
|------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|------------------|---------------------------|
| Hlorūdeņražskābe (sālsskābe) | HCl                             | Cl <sup>-</sup>                | Hlorīdjons       | Hlorīdi                   |
| Fluorūdeņražskābe            | HF                              | F <sup>-</sup>                 | Fluorīdjons      | Fluorīdi                  |
| Jodūdeņražskābe              | HI                              | I <sup>-</sup>                 | Jodīdjons        | Jodīdi                    |
| Bromūdeņražskābe             | HBr                             | Br <sup>-</sup>                | Bromīdjons       | Bromīdi                   |
| Sērskābe                     | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>  | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>  | Sulfātjons       | Sulfāti                   |
| Sērpaskābe                   | H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>  | SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>  | Sulfītjons       | Sulfīti                   |
| Sērūdeņražskābe              | H <sub>2</sub> S                | S <sup>2-</sup>                | Sulfīdjons       | Sulfīdi                   |
| Slāpekļskābe                 | HNO <sub>3</sub>                | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>   | Nitrātjons       | Nitrāti                   |
| Slāpekļpaskābe               | HNO <sub>2</sub>                | NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>   | Nitrītjons       | Nitrīti                   |
| Metafosforskābe              | HPO <sub>3</sub>                | PO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>  | Metafosfātjons   | Metafosfāti               |
| Ortofosforskābe              | H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>  | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>  | Ortofosfātjons   | Ortofosfāti               |
| Ogļskābe                     | H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>  | CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>  | Karbonātjons     | Karbonāti                 |
| Silīcijskābe                 | H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> | SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | Silikātjons      | Silikāti                  |
| Borskābe                     | H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>  | BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>  | Borātjons        | Borāti                    |
| Hlorskābe                    | HClO <sub>3</sub>               | ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>  | Hlorātjons       | Hlorāti                   |
| Hlorapaskābe                 | HClO                            | ClO <sup>-</sup>               | Hipohlorātjons   | Hipohlorāti               |
| Ciānūdeņražskābe (zilskābe)  | HCN                             | CN <sup>-</sup>                | Cianīdjons       | Cianīdi                   |

Par stiprām skābēm tiek uzskatītas skābes, kuru protona disociācijas pirmā pakāpe decimolārā šķīdumā ir robežās no 1 (100 %) līdz 0,3 (30 %), par vidēji stiprām – skābes, kurām disociācijas pakāpe decimolārā šķīdumā ir no 0,3 (30 %) līdz 0,02 (2 %). Pārējās skābes ir vājās skābes.

ūdeņraža atomu skaits, kas saistīts ar skābes atlikumu. Piemēram, slāpekļskābe HNO<sub>3</sub> ir vienvērtīga skābe, un tās atlikums –NO<sub>3</sub> arī ir vienvērtīgs; sērskābe H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ir divvērtīga, un tās atlikums =SO<sub>4</sub> arī ir divvērtīgs; ortofosforskābe H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> un tās atlikums ≡PO<sub>4</sub> ir trīsvērtīgs.

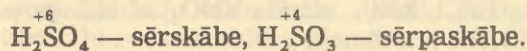
Pēc disociācijas pakāpes skābes iedala stiprās, vidēji stiprās un vājās skābēs. Stiprās skābes ir, piemēram, sālsskābe ( $\alpha = 0,92$ ), bromūdeņražskābe ( $\alpha = 0,92$ ), slāpekļskābe ( $\alpha = 0,92$ ). Vājās skābes ir sērūdeņražskābe ( $\alpha = 0,0007$ ), ogļskābe ( $\alpha = 0,0017$ ) u.c. Vidēji stiprās skābes ir ortofosforskābe ( $\alpha = 0,27$ ), sērpaskābe ( $\alpha = 0,34$ ) u.c.

## 3.7.2. Skābju nosaukumi

Skābekli nesaturošo skābju nosaukumus darina no skābi veidojošā elementa nosaukuma, pievienojot tam vārdu "ūdeņražskābe": HCl – hlorūdeņražskābe, H<sub>2</sub>S – sērūdeņražskābe, HCN – ciānūdeņražskābe (CN<sup>-</sup> sauc par cianogrupu). Atļauts lietot arī dažus vēsturiski izveidojušos jeb triviālos nosaukumus, piemēram, HCl – sālsskābe.

## 3. daļa

Skābekli saturošo skābju nosaukumus darina no skābi veidojošā elementa nosaukuma, pievienojot tam vārdu "skābe". Ja elements veido divas skābes, t.i., elementam ir divas oksidēšanas pakāpes, tad, nosaucot skābi, kurā šī elementa oksidēšanas pakāpe ir zemāka, lieto vārdu "paskābe". Piemēram,



Skābju nosaukumu veidošanai izmanto arī dažādus priedēkļus, piemēram,  $\text{HClO}_3$  – perhlorskābe,  $\text{HClO}_2$  – hlorpaskābe,  $\text{HClO}$  – hlorapskābe.

Tādā gadījumā, ja elementam ir viena un tā pati oksidēšanas pakāpe vairākās skābekli saturošajās skābēs, tad tās skābes nosaukumam, kura satur vairāk ūdens, izmanto priedēkli *orto*-. Ja skābe satur mazāk ūdens, tad tās nosaukumam izmanto priedēkli *meta*-. Piemēram,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – ortofosforskābe ( $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{f} 2\text{H}_3\text{PO}_4$ );  $\text{HPO}_3$  – metafosforskābe ( $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HPO}_3$ ).

IUPAC iesaka arī citus skābju nosaukumu darināšanas principus, kur uzsverti savienojumu veidojošo elementu nosaukumi un to atomu skaits, piemēram,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – dihidrogēntetraoksosulfāts,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – trihidrogēntetraoksofosfāts,  $\text{HNO}_3$  – hidrogēntrioksonitrāts. Šie nosaukumi pagaidām nav ieviesti.

### 3.7.3. Skābju fizikālās īpašības

Parastos apstākļos skābes ir šķidrums vai cietas kristāliskas vielas, kuru šķīdība ūdenī ir atšķirīga. Atsevišķas skābes pastāv tikai šķīdumos. Tā, piemēram, sērskābe ir smags, stigrs, bezkrāsains šķidrums, kas sajaucas ar ūdeni jebkurās attiecībās. Borskābe  $\text{H}_3\text{BO}_3$  ir balta kristāliska viela, kas slikti šķīst ūdenī, turpretim sērpaskābe  $\text{H}_2\text{SO}_3$  pastāv tikai ūdens šķīdumā.

## 3.8. Sāļi

No elektrolītiskās disociācijas teorijas viedokļa **par sāļiem sauc elektrolītus, kuri ūdens šķīdumos veido metālu katjonus un skābju atlikumu anjonus.**

Izņēmums ir amonija sāļi, kuri ūdens šķīdumos veido amonija katjonus  $\text{NH}_4^+$ . Pastāv arī sāļi, kuru sastāvā līdz ar metālu joniem un skābju atlikumiem ir vēl ūdenraža joni  $\text{H}^+$  vai arī hidroksīdioni  $\text{OH}^-$ .

Kuras skābes novecojis nosaukums ir vitriola eļļa?

Saskaņā ar protolītiskās teorijas uzskatiem sāļi sastāv no katjonskābēm un anjonbāzēm. Tas attiecas arī uz amonija sāļiem.

## 3. daļa

### 3.8.1. Sāļu iedalījums

Izšķir normālos, skābos, bāziskos sāļus un dubultsāļus.

Par normāliem sāļiem sauc tādus sāļus, kuros skābju atlikumu joni ir saistīti tikai ar metālu joniem. Piemēram, nātrija hlorīds  $\text{NaCl}$ , kālija nitrāts  $\text{KNO}_3$ , alumīnija sulfāts  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Par skābajiem sāļiem sauc tādus sāļus, kuros skābju atlikumu joni ir saistīti ar metālu joniem un ar ūdeņraža joniem. Piemēram, nātrija hidrogēnsulfāts  $\text{NaHSO}_4$ , kalcijs dihidrogēnortofosfāts  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

Skābos sāļus var veidot tikai daudzvērtīgās skābes. Šos sāļus var uzskatīt arī par skābju atvasinājumiem, kuros daļa ūdeņraža jonu aizvietoti ar metālu joniem.

Par bāziskajiem sāļiem sauc sāļus, kuros metālu joni ir saistīti ar skābju atlikumu joniem un ar hidroksīdjoniem. Piemēram: niķeļa hidroksionitrāts  $\text{Ni}(\text{OH})\text{NO}_3$ , vara dihidroksokarbonāts  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$  jeb  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ .

Bāziskie sāļi ir bāzu atvasinājumi, kuros daļa hidroksīdjonu aizvietoti ar skābju atlikumiem.

Bāziskos sāļus var veidot tikai daudzvērtīgie hidroksīdi.

Par dubultsāļiem sauc sāļus, kuros skābju atlikumu joni ir saistīti ar divu dažādu metālu joniem. Piemēram: kālija magnija fluorīds  $\text{KMgF}_3$ , nātrija alumīnija sulfāts  $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2$ .

Amonija jons var ietilpt normālo un skābo sāļu, kā arī dubultsāļu sastāvā. Sastādot amonija sāļu formulas, jāievēro, ka  $\text{NH}_4^+$  ir vienlādiņa jons. Izplatīti amonija sāļi ir, piemēram, amonija hlorīds  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , amonija sulfāts  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , amonija hidrogēnkarbonāts  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ , amonija dihidrogēnkarbonāts  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ , magnija amonija fosfāts  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$ .

Daudzi sāļi veido kristālhidrātus: vara sulfāta pentahidrāts  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ; amonija karbonāta hidrāts  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ; alumīnija nitrāta nonahidrāts  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ .

### 3.8.2. Sāļu nosaukumi

Svarīgākajām skābēm atbilstošo normālo sāļu nosaukumi ievietoti 3.5. tabulā. Tie ir atvasināti no skābju anjonu latīniskajiem nosaukumiem. Metāliskā elementa nosaukumu lieto ģenitīvā, tam pievienojot skābes anjona nosaukumu. Piemēram:  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – nātrija ortofosfāts,  $\text{CaSO}_4$  – kalcijs sulfāts,  $\text{AlCl}_3$  – alumīnija hlorīds. Ja sāļi veidojošajam elementam ir vairākas oksidēšanas pakāpes, tad to raksta ar romiešu ciparu iekavās aiz metāla nosaukuma. Piemēram:  $\text{FeSO}_4$  – dzelzs(II) sulfāts (*dzelzs divi sulfāts*),  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  – dzelzs(III) sulfāts (*dzelzs trīs sulfāts*).

Atūdeņojot nātrija sulfīta kristālhidrātu, tā masa samazinās divas reizes. Nosakiet kristālhidrāta formulu!

Skābo sāļu nosaukumus atvasina no normālo sāļu nosaukumiem, sāls sastāvā ietilpstošo ūdenražā jonu apzīmējot ar vārdu "hidrogēn". To nosauc un raksta pirms anjona nosaukuma, piemēram,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  – kalcija hidrogēnkarbonāts,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  – kalcija dihidrogēnkarbonāts.

Amonija sāļu nosaukumus veido līdzīgi citu normālo un skābo sāļu nosaukumiem, piemēram,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – amonija hlorīds,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  – amonija sulfāts,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  – amonija dihidrogēnsulfāts.

Bāzisko sāļu nosaukumos hidroksīdgrupu apzīmē ar vārdu "hidrokso". To nosauc un raksta tūlīt pēc metāliskā elementa nosaukuma, piemēram,  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$  jeb  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  – vara dihidroksokarbonāts.

Dubultsāļu nosaukumus veido no abu sāļi veidojošo metālisko elementu nosaukumiem ģenitīvā, tiem pievienojot skābes atlikuma latīnisko nosaukumu, piemēram,  $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2$  – nātrija alumīnija sulfāts.

Sāļu kristālhidrātu nosaukumus veido no dotā sāļa nosaukuma ģenitīvā, tam pievienojot vārdu "hidrāts". Hidrātā saistīto ūdens daudzumu norāda ar grieķu skaitļu vārdiem, piemēram,  $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  – kalcija sulfāta monohidrāts,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – kalcija sulfāta dihidrāts,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – nātrija karbonāta dekahidrāts.

Mēdz lietot arī vēsturiski izveidojušos jeb triviālos sāļu nosaukumus, piemēram,  $\text{NaCl}$  – vārāmais sāls,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – kalcinētā soda,  $\text{NaHCO}_3$  – dzeramā soda,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – nvara vitriols,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  – potaša,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – glaubersāls.

### 3.8.3. Sāļu fizikālās īpašības

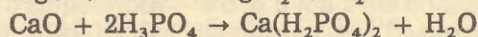
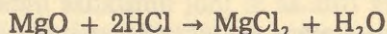
Sāļi ir cietas kristāliskas vielas dažādās krāsās. Tā, piemēram, nātrija, kālija, kalcija, magnija, amonija sāļi un daudzu citu metālu sāļi ir bezkrāsainas kristāliskas vielas, kas sasmalcinātā veidā ir baltā krāsā. Niķeļa(II) sāļiem lielākoties ir zaļa krāsa, bet kobalta(II) sāļiem – zila krāsa. Bezūdens sāļu krāsa nereti atšķiras no šo pašu sāļu kristālhidrātu vai to ūdens šķīdumu krāsas. Tā, piemēram, sasmalcināts bezūdens vara(II) sulfāts  $\text{CuSO}_4$  ir baltā krāsā, turpretim tā kristālhidrāts  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  un ūdens šķīdums ir zilā krāsā.

Sāļu šķīdība ūdenī ir ļoti dažāda. Vislabāk šķīst nitrāti, acetāti, halogenīdi un sulfāti, vissliktāk – fosfāti un sulfīdi. Sāļu šķīdība ir atkarīga no temperatūras. Tā, piemēram, svina(II) nitrāta šķīdība  $100^\circ\text{C}$  temperatūrā salīdzinājumā ar tā šķīdību  $0^\circ\text{C}$  temperatūrā pieaug apmēram 3 reizes, turpretim nātrija hlorīda šķīdība tādā pašā temperatūru intervālā palielinās tikai 1,14 reizes. Nātrija sulfāta šķīdība temperatūras intervālā no  $0^\circ\text{C}$  līdz  $50^\circ\text{C}$  palielinās 10 reizes, bet, temperatūru vēl paaugstinot, – samazinās. Tas izskaidrojams ar cietās fāzes sastāva izmaiņām:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  pārvēršanos par  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

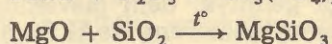
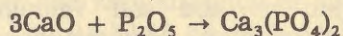
### 3.9. Oksīdu, bāzu, skābju un sāļu ķīmiskās reakcijas

#### 3.9.1. Oksīdu reakcijas

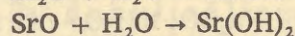
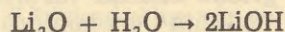
1. Bāziskie oksīdi *reagē ar skābēm*:



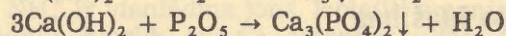
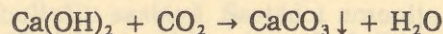
2. Bāziskie oksīdi *reagē ar skābajiem oksīdiem*. Šajās reakcijās veidojas atbilstošo skābju sāļi:



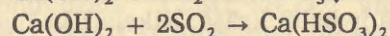
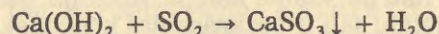
3. *Ar ūdeni reagē tikai sārmu metālu un sārmezemju metālu oksīdi*. Šajās reakcijās veidojas ūdenī šķīstoši hidroksīdi (sārmi):



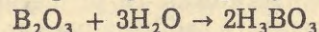
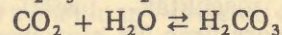
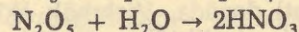
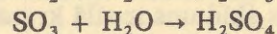
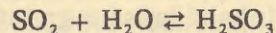
4. Skābie oksīdi *reagē ar sārmiem*. Šajās reakcijās veidojas atbilstošo skābju sāļi:



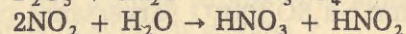
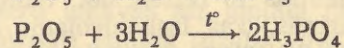
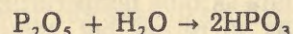
Atkarībā no reagējošo vielu daudzumu attiecībām šajās reakcijās var veidoties normālie vai skābie sāļi:



5. Vairums skābo oksīdu *reagē ar ūdeni*, veidojot atbilstošas skābes. Ar ūdeni nereaģē, piemēram, silīcija dioksīds  $\text{SiO}_2$ .

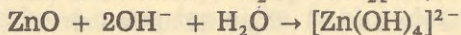
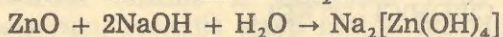
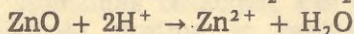
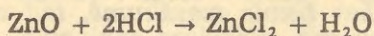


Daži skābie oksīdi reakcijā ar ūdeni var veidot vairākas skābes:



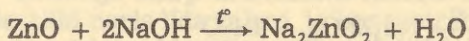
Kaļķūdenī, kas satur 1,85 g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , ievada 0,84 /  $\text{CO}_2$ . Aprēķiniet, kādas vielas un cik lielā daudzumā satur iegūtais maisījums pēc reakcijas! (0,0125 mol  $\text{CaCO}_3$  un 0,0125 mol  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .)

6. Amfotēro oksīdu pamatīpašība ir to spēja reaģēt gan ar skābēm, gan ar sārmjiem:

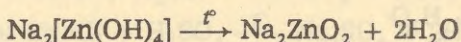


Amfotērie oksīdi reakcijās ar sārmu ūdens šķīdumiem veido kompleksus savienojumus, piemēram, nātrija tetrahidroksocinkātu  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ .

Ja amfotērā oksīda un sāрма maisījumu sakausē, tad veidojas sāļu tipa savienojums, piemēram, nātrija cinkāts:



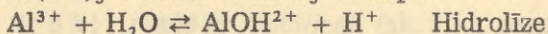
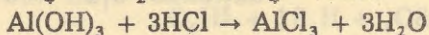
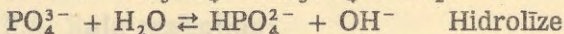
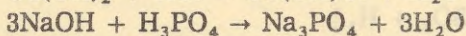
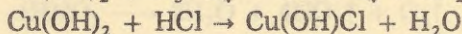
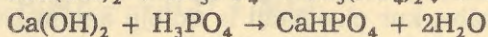
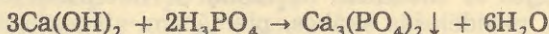
Nātrija cinkāts  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$  patiesībā ir dehidratēts nātrija tetrahidroksocinkāts:



Ar ūdeni amfotērie oksīdi nereaģē.

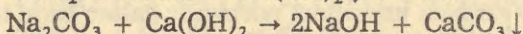
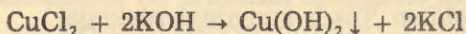
### 3.9.2. Bāzu reakcijas

1. Visas bāzes reaģē ar skābēm, veidojot sāli un ūdeni. Reakcijas, kas notiek starp bāzēm un skābēm, sauc par neitralizācijas reakcijām, jo tajās ūdenraža joni  $\text{H}^+$  neitralizē hidroksīdjonus  $\text{OH}^-$  un rodas ūdens. Atkarībā no bāzes un skābes daudzumu attiecībām reakcijā var rasties normālie, skābie un bāziskie sāļi, turklāt iegūtie sāļi var arī hidrolizēties:



2. Sārmji reaģē ar skābajiem oksīdiem (sk. iepriekš).

3. Sārmji reaģē ar sāļu šķīdumiem. Šīs reakcijas ir apmaiņas reakcijas un noris līdz galam tikai tad, ja rodas praktiski nešķīstoša viela:



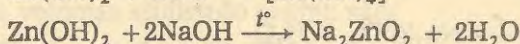
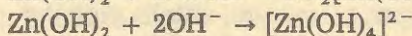
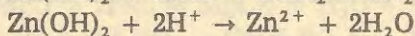
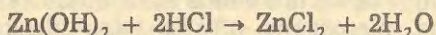
## 3. daļa

Ja viena no reakcijas izejvielām ir ūdenī nešķīstošs savienojums, tad reakcija nenotiek.

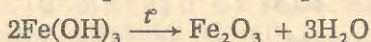
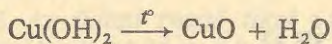
Ja sāls reagē ar sārnu, kas ņemts mazākumā, tad var veidoties arī bāziskais sāls:



4. Amfotērie hidroksīdi, tāpat kā amfotērie oksīdi, reagē gan ar skābēm, gan ar sārmiem:



5. Nešķīstošie hidroksīdi paaugstinātā temperatūrā sadalās:



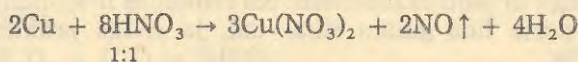
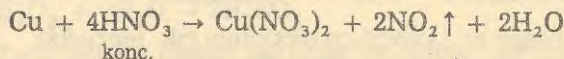
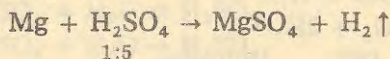
### 3.9.3. Skābju reakcijas

1. *Visas skābes reagē ar bāzēm.* Šīs reakcijas sauc par *neitralizācijas reakcijām* (sk. bāzu reakcijas).

2. *Skābes reagē ar bāziskajiem oksīdiem* (sk. oksīdu reakcijas).

3. *Skābes reagē ar metāliem.* Šīs reakcijas pieder pie oksidēšanās-reducēšanās reakcijām. To norise ir atkarīga no metālu un skābju ķīmiskās aktivitātes, no skābju stabilitātes un stipruma, no skābju šķīdumu koncentrācijas, no temperatūras.

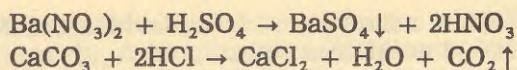
Skābju reakcijās ar metāliem oksidētāji ir ūdeņraža joni. Izņēmums ir t.s. oksidējošās skābes, piemēram, slāpekļskābe un koncentrētā sērskābe, kur oksidētāji ir skābju anjoni  $\text{NO}_3^-$  un  $\text{SO}_4^{2-}$ .



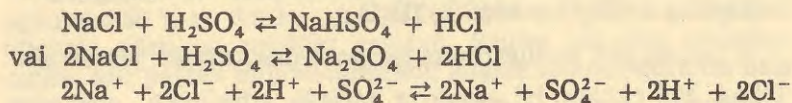
4. *Skābes reagē ar sāļiem.* Tās ir apmaiņas reakcijas.

Reakcijas starp skābēm un sāļiem noris līdz galam tikai tad, ja veidojas nūgulsnes vai gaistoša viela.

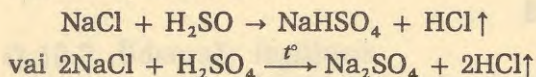
Dažkārt skābju un metālu savstarpējā iedarbība praktiski nenoris tāpēc, ka reakcijā rodas ūdenī mazšķīstoši vai nešķīstoši sāļi, kas traucē reaģējošo vielu saskari, un reakcijas ātrums pakāpeniski samazinās, piemēram, kalcija iedarbība ar sērskābes vai fosforskābes šķīdumiem.



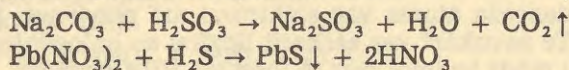
Apmainas reakcijās, kas noris starp skābēm un sāļiem, izšķiroša nozīme ir reaģējošo vielu koncentrācijai. Tā, piemēram, reakcija starp nātrija hlorīdu un sērskābi ūdens šķīdumā ir apgriezeniska, jo hlorūdeņradis, kas gan ir gaistoša viela (gāze), labi šķīst ūdenī un disocīē:



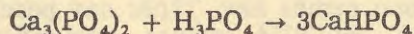
Reakcija starp kristālisku nātrija hlorīdu un koncentrētu sērskābi noris līdz galam, jo koncentrētajā reakcijas vidē, kurā ir maz ūdens, hlorūdeņradis neizšķīst, bet izdalās no reakcijas vides kā gaistoša viela:



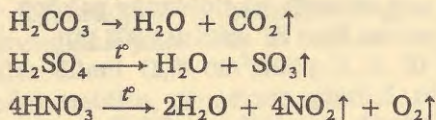
Vājas skābes par izejvielām reakcijās ar sāļiem var būt tikai tad, ja reakcijas rezultātā rodas vēl vājāka skābe vai veidojas nogulsnes, kuras nešķīst skābēs:



Daudzvērtīgās skābes reaģē ar tām atbilstošajiem sāļiem, veidojot skābos sāļus:

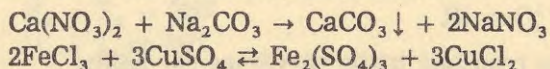


5. Skābes var *sadalīties* parastajos apstākļos vai arī paaugstinātā temperatūrā:

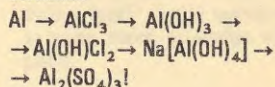


### 3.9.4. Sāļu reakcijas

1. Sāļi reaģē ar metāliem (sk. 3.3.3. paragrāfu).
2. Sāļi reaģē ar skābēm (sk. skābju reakcijas).
3. Sāļi reaģē ar bāzēm (sk. bāzu reakcijas).
4. Sāļi reaģē ar sāļiem. Tās ir apmaiņas reakcijas, kas noris ūdens šķīdumos un ir neapgriezeniskas tikai tad, ja rodas mazšķīstošs vai praktiski nešķīstošs sāls:



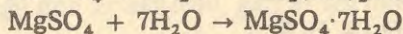
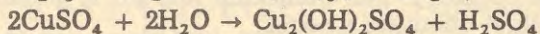
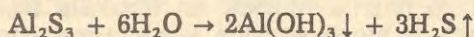
Uzrakstiet reakciju vienādojumus šādām ķīmiskām pārveivībām:



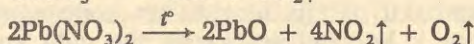
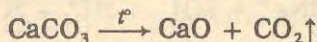
## 3. daļa

Reakcija starp sāļiem nenotiek arī tad, ja viena no izejvielām ir ūdenī praktiski nešķīstoša viela.

5. Daudzi sāļi *reaģē ar ūdeni*. Atkarībā no sāļu sastāva šajās reakcijās noris hidrolīze vai, ietvaicējot šķīdumus, iegūst sāļu kristālhidrātus:



6. Daudzi sāļi *paaugstinātā temperatūrā sadalās*, piemēram:



### 3.10. Ūdeņradis

Ūdeņradi (*hydrogenium* no gr. *hydor* – ūdens un *gennan* – radīt) atklāja H. Kavendišs 1766. gadā. Viņš šo gāzi ieguva cinka vai dzelzs reakcijā ar sālsskābi un konstatēja, ka tās degšanas produkts ir ūdens. Nosaukumu "ūdeņradis" 1783. gadā ieteica A. Lavuazjē.

H. Kavendišs (1731–1810) bija angļu ķīmiķis un fiziķis. Viņš aprēķināja zemeslodes vidējo blīvumu un gravitācijas konstanti, daudz eksperimentēja ar gāzēm  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NO}$ , kā arī atklāja, ka ūdeni veido ūdeņradis un skābeklis.

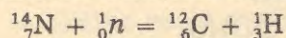
Ūdeņradis ir pirmais elements ķīmisko elementu periodiskajā sistēmā. Tā atoma kodolā ir 1 protons un ap kodolu kustas 1 elektrons. Ja ūdeņraža atoms atdod elektronu, rodas ūdeņraža katjons  $\text{H}^+$ . Te saskatāma līdzība ar sārmu metālu elementiem. Ūdeņraža atoms var elektronu arī pievienot, un tad rodas  $\text{H}^-$ . Te savukārt var saskatīt līdzību ar halogēniem. Tāpēc ūdeņradi mēdz ievietot gan IA, gan arī VIIA grupā.

Astoņas periodiskās sistēmas grupas (IA–VIIA) ir izveidotas, pamatojoties uz *s* un *p* elektronu papildināšanos. Bet 1. perioda elementiem *p* elektronu nemaz nav. Tāpēc nav pareizi ūdeņradi pieskaitīt pie IA vai VIIA grupas elementiem. Ūdeņradim ir īpašs stāvoklis, un tā ievietošana vienā no astoņām elementu grupām ir formāla.

Ūdeņradi raksturo  $A_r = 1,00794(7)$ , oksidēšanās pakāpe +1 un –1, atoma rādiuss 30 pm un jona  $\text{H}^-$  rādiuss 208 pm.

#### 3.10.1. Ūdeņradis dabā

Dabā sastopami *divi stabili ūdeņraža izotopi* – protijijs  $^1_1\text{H}$  un deitērijs  $^2_1\text{H}$  jeb D un *viens radioaktīvs izotops* tritijs  $^3_1\text{H}$  jeb T. Galveno ūdeņraža daudzumu dabā veido protijijs (protija un deitērija atomu attiecība dabā ir 6800:1). Tritijijs dabā sastopams ļoti niecīgos daudzumos, un tā kopējā masa uz Zemes nepārsniedz 2...3 kilogramus. Tritijijs veidojas no slāpekļa atmosfēras augšējos slāņos, kur kosmisko staru iedarbības rezultātā noris šāda kodolreakcija:

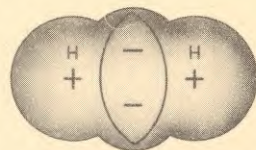


$\beta$ -sabrukšanas rezultātā tritijs pārvēršas par hēliju.

Ūdeņradis ietilpst ūdens, daudzu minerālu un iežu, naftas, akmeņogļu, dabasgāzu, visu dzīvo organismu, kā arī mākslīgo un sintētisko organisko vielu sastāvā. Deitērijs veido galvenokārt smago ūdeni.

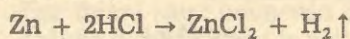
Brīvā veidā ūdeņradis sastāv no divatomu molekulām  $H_2$ . Uz Zemes tas sastopams niecīgos daudzumos – galvenokārt vulkānu izvirdumu gāzēs un dabasgāzē.

Ūdeņradis ir visizplatītākais elements kosmosā. Tas veido aptuveni 50 % no Saules un citu zvaigžņu masas, kā arī ietilpst Visuma gāzu un miglāju sastāvā. Saules un citu zvaigžņu dzīlēs, kur pastāv miljoniem grādu augsta temperatūra un liels spiediens, ūdeņradis eksistē protonu  ${}^1_1H$  veidā, kas kodolreakciju procesos pārvēršas par hēliju, izdalot milzīgu enerģiju. Šī enerģija ļauj Saulei un citām zvaigznēm mirdzēt miljardiem gadu.



## 3.10.2. Ūdeņraža iegūšana

Laboratorijas apstākļos *ūdeņradi iegūst cinka vai dzelzs reakcijā ar sālsskābes vai sērskābes šķīdumiem, izmantojot Kipa aparātu vai kādu vienkāršāku gāzu iegūšanas ierīci (sk. 5.9. att.):*



Par ūdeņraža iegūšanu rūpniecībā sk. 549. lpp.

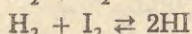
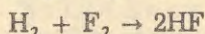
Cinka un dzelzs skaidīgu maisījums, kura masa ir 3,2 g, reaģē ar sālsskābi. Izdalās 1,19 / ūdeņraža. Aprēķiniet cinka un dzelzs masu attiecību ņemtajā maisījumā! (1:1)

## 3.10.3. Ūdeņraža īpašības

Ūdeņradis  $H_2$  ir bezkrāsaina gāze bez smakas. Ūdeņradis ir visvieglākā gāze. Tas ir 14,5 reizes vieglāks par gaisu, slikti šķīst ūdenī ( $1,82 \text{ cm}^3/100 \text{ g H}_2\text{O}$   $20^\circ\text{C}$ ). Ūdeņradis labi šķīst dažos metālos, piemēram, platīnā, niķelī, pallādijā. Ūdeņradim piemīt vislielākais difūzijas ātrums, tas labi difundē caur porainām šķērssienu un pat plānām metāla plāksnītēm.

Ūdeņraža atomam ķīmiskajos savienojumos oksidēšanas pakāpe ir +1. Izņēmums ir hidrīdi, kuros ūdeņraža oksidēšanas pakāpe ir -1, piemēram,  $LiH$ ,  $BeH_2$ .

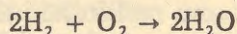
Ūdeņradis ir *spēcīgs reducētājs*, tāpēc tas *reaģē gandrīz ar visiem nemetāliem un daudzām saliktām vielām*. Atkarībā no nemetāla aktivitātes šīs reakcijas noris ar dažādu ātrumu. Tā ūdeņraža reakcija ar fluoru noris ar eksploziju, bet ūdeņraža reakcija ar joda tvaikiem ir apgrīzeniska:



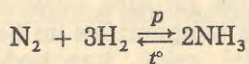
Eksplozija var notikt arī tad, kad ūdeņraža un skābekļa maisījumā ūdeņraža tilpumsdaļa ir 6 līdz 67 %. Sprāgst arī ūdeņraža un gaisa maisījums, tāpēc, izdarot eksperimentus ar ūdeņradi, jāpārbauda tā tīrība. To izdara šādi. Mēģenē, kura novietota ar vajējo galu uz leju, uzkrāj ūdeņradi un pēc tam tuvina šo mēģeni atklātai liesmai. Tīrs ūdeņradis aizdegas ar raksturīgu troksni "pakš", bet tā maisījums ar gaisu sadeg ar spalgu svilpienu.

## 3. daļa

Ūdeņradis deg tīrā skābeklī un arī gaisā. Šīs gāzes var veidot eksplozīvu maisījumu, kuru mēdz saukt par sprāgstošo gāzi. Sevišķi bīstams ir maisījums, kurā ūdeņraža un skābekļa tilpumu attiecība ir 2:1.

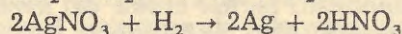
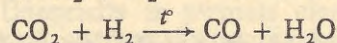
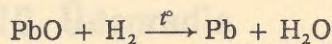


Katalizatora, paaugstināta spiediena un temperatūras ietekmē ūdeņradis reaģē arī ar neaktīvākiem nemetāliem, piemēram, ar slāpekli:

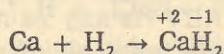
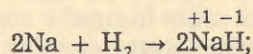


Šo reakciju izmanto rūpniecībā amonjaka sintēzei.

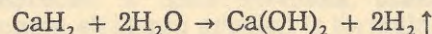
Paaugstinātā temperatūrā ūdeņradis reducē daudzus savienojumus:



Reakcijās ar metāliem ūdeņradis ir oksidētājs, piemēram, tas reaģē ar sārmiem un sārmezemju metāliem.



Ūdeņraža savienojumus ar metāliem sauc par hidrīdiem. Tie ir sāls tipa savienojumi, kas samērā viegli hidrolizējas:

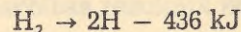


Ir zināmi arī kompleksie hidrīdi, piemēram,  $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ ,  $\text{Na}[\text{BH}_4]$ .

Hidrīdus lieto par raķešu degvielu.

### 3.10.4. Ūdeņraža izmantošana

Lai aktivizētu dažādus ķīmiskus procesus, kuros piedalās ūdeņradis, nereti izmanto atomāro ūdeņradi. To iegūst, sadalot molekulāro ūdeņradi ļoti augstās temperatūrās vai klusajā elektriskajā izlādē un paaugstinātā spiedienā:



Ūdeņradis ir visvieglākā gāze, tāpēc 19. gs. beigās un 20. gs. pirmajā pusē to lietoja gaisa balonu un dirižabļu pildīšanai.

Tagad ūdeņradi lieto *balonos-zondēs* dažādu zinātnisku aparātu nogādāšanai atmosfēras augšējos slāņos.

Ūdeņradis ir vērtīga ķīmiskās rūpniecības izejviela. To izmanto *sintētiskā amonjaka, hlorūdeņraža (sālsskābes) un metanola ražošanai*. Ūdeņradi lieto par *spēcīgu reducētāju krāsaino metālu*, piemēram, molibdēna, volframa, gallija, germānija, hafnija, cirkonija *iegūšanai no to oksīdiem un halogenīdiem*. Ūdeņradi lieto dažādās *hidrogenēšanas, t.i., ūdeņraža pievienošanas reakcijās*, kurās šķidros taukus pārvērš cietajos taukos, no aldehīdiem iegūst spirtus utt.

*Ūdeņradim sadegot tīrā skābeklī, var sasniegt līdz 3000 °C augstu temperatūru*. To izmanto grūti kūstošu materiālu (metālu, kvarca) metināšanai un griešanai. Paredzams, ka tuvākā nākotnē ūdeņradi lietos par efektīvu degvielu dažādos dzinējos, jo tā degšanas procesā izdalās ievērojams enerģijas daudzums un veidojas apkārtējai videi nekaitīgs degšanas produkts – ūdens.

Atomenerģijas iegūšanas procesos liela nozīme ir ūdeņraža izotopiem – deitērijam un tritijam.

### 3.10.5. Ūdens

Par ūdeni sauc ūdeņraža oksīdu jeb skābekļa hidrīdu  $H_2O$ .

**Ūdens dabā.** *Ūdens ir visizplatītākā viela uz mūsu planētas*. Zemes ūdens apvalks – hidrosfēra aizņem aptuveni 72 % no Zemes virsmas, tā kopējais tilpums – 1,5 miljardi  $km^3$ , tajā skaitā ūdens tilpums

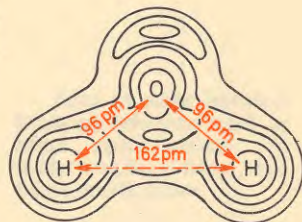
pasaules okeānā ir 1 370 323 000  $km^3$ ,  
pazemes ūdeņos – 60 000 000  $km^3$ ,  
ledājos – 24 000 000  $km^3$ ,  
ezeros – 230 000  $km^3$ ,  
upēs – 1200  $km^3$ ,  
augsnē – 83 000  $km^3$ .

Atmosfērā tvaiku kopējais tilpums sasniedz 14 000  $km^3$ . Ūdens tvaika saturs atmosfērā ir atkarīgs no apstākļiem. Tā, piemēram, 0 °C temperatūrā ūdens tvaiku maksimālā masas daļa gaisā var būt 0,48 %, bet 40 °C temperatūrā – 5,82 %.

Dabas ūdeņus pēc to atrašanās vietas iedala atmosfēras, virszemes un pazemes ūdeņos. Ūdeņus iedala arī saldūdeņos un sālūdeņos. Sālūdeņos izšķīdušo sāļu saturs ir lielāks par 1 g/l. Sālūdeņi ir okeānu, jūru, dažu ezeru, kā arī minerālavotu ūdeņi. Tā Baltijas jūras ūdenī ir aptuveni 8 g/l izšķīdušu sāļu, Klusā okeāna ūdenī – 35 g/l, bet Sarkanās jūras ūdenī – aptuveni 40 g/l.

Saldūdens resursi uz zemeslodes nav lieli – 2 ... 2,5 % no kopējā ūdens apjoma. Taču jāņem vērā arī nepārtrauktais ūdens riņķojums dabā. Tā, piemēram, upju ūdens apmainās

## 3. daļa



Paskaidrojiet, kāpēc jūras ūdenī  $Na^+$  jonu koncentrācija ir lielāka par  $Ca^{2+}$  jonu koncentrāciju, lai gan kalcija saturs litosfērā ir lielāks par nātrija saturu!

Dzīvajos organismos ir no 12 % ūdens (sēklās) līdz 98 % ūdens (aļģēs, gurķos u.c.). Cilveka organismā ir  $\approx 70$  % ūdens.

### 3. daļa

32 reizes gadā. Vēl vairāk atjaunojas atmosfēras ūdens tvaiki. Augsnes mitrums apmainās gada laikā, bet ezeru ūdens – trijos gados.

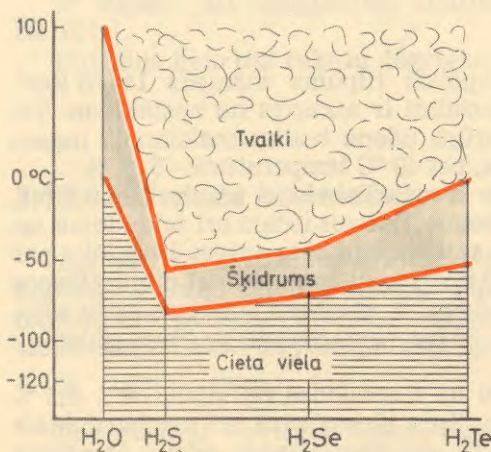
Ķīmiski tīrs ūdens dabā nav sastopams. To iegūst, atkārtoti pārdestilējot saldūdeni speciālās vakuumierīcēs, kas pagatavotas no kvarca.

**Ūdens fizikālās īpašības.** Ūdens ir visizplatītākā viela uz mūsu planētas, tāpēc vairākas šķidra ūdens fizikālās konstantes ir pieņemtas par etalonu, piemēram, *blīvums* un *siltumietilpība*. *Ūdens kušanas un viršanas temperatūra* ir 100 °C temperatūras skalas (Celsija skalas) robežpunkti (0 °C un 100 °C). Taču izrādās, ka ūdenim ir arī savdabīgas un anomālas īpašības. Tā, piemēram, skābekļa analogu – sēra, selēna un telūra savienojumi ar ūdeņradi parastajos apstākļos ir gāzveida vielas, kuru gaistamība pieaug secībā  $H_2Te \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2S$ . Šo savienojumu viršanas temperatūras ir attiecīgi -4,0 °C, -41,5 °C, -60,4 °C. Izdarot salīdzinošas aplēses, var pierādīt, ka ūdens viršanas temperatūrai vajadzētu būt aptuveni -80 °C, taču, kā zināms, tā ir 100 °C. Tātad ūdens viršanas temperatūras anomālija ir 180 °C un ūdens parastos apstākļos nav gāzveida viela, bet šķidrums.

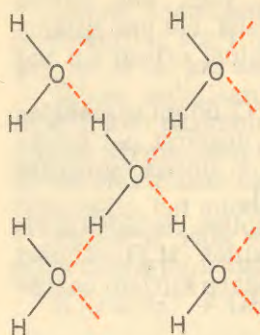
*Ūdens siltumkapacitāte* ir neparasti liela – 4,186 kJ/kg·K, tāpēc okeāni un jūras regulē temperatūru uz zemeslodes.

Temperatūrai pazeminoties, šķidru vielu blīvums pakāpeniski pieaug un sasniedz maksimumu šķidruma sasalšanas temperatūrā. Taču ūdens blīvums, pazeminoties temperatūrai, pakāpeniski pieaug tikai līdz 4 °C, sasniedzot savu maksimālo blīvumu 1,000 g/cm<sup>3</sup>, jeb 1000 kg/m<sup>3</sup>. Temperatūrā no 4 °C līdz 0 °C šķidrā ūdens blīvums pakāpeniski samazinās līdz 0,99987 g/cm<sup>3</sup>, bet zem 0 °C veidojas ledus, kura blīvums ir 0,9168 g/cm<sup>3</sup>.

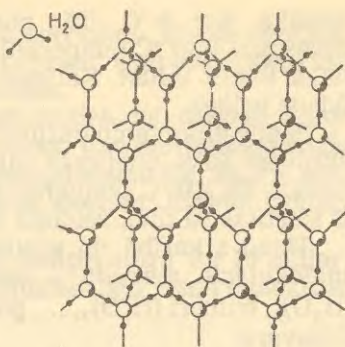
Ūdens anomālijām ir izšķiroša nozīme procesos, kas noris dabā, ikdienas dzīvē, teknikā. Kāda gan izskatītos mūsu Zeme, ja, piemēram, ledus blīvums būtu lielāks par šķidra ūdens blīvumu vai ja ūdens būtu gāzveida stāvoklī? Pirmajā gadījumā ledus slāņi nogrimtu ūdens baseinos un ilgstoša sala rezultātā ezeri, jūras, upes aizsaltu "no apakšas līdz augšai". Otrajā gadījumā šķidra ūdens uz Zemes nebūtu. Tas sāktu kondensēties tikai ļoti zemās temperatūrās ( $\approx -80$  °C). Dzīvība tādā veidā, kādā tā pastāv uz Zemes pašreiz, nebūtu iespējama.



3.3 att. Ūdens sasalšanas un viršanas temperatūru anomālijas shēma.



3.4. att. Ūdens molekulu asociācijas shēma.



3.5. att. Ledus struktūras shēma.

Ūdens savdabīgās īpašības ir izskaidrojamas ar ūdens molekulu uzbūvi un to mijiedarbību. *Ūdens molekula ir polāra,*

jo leņķis  $\text{H}-\text{O}-\text{H}$  ir aptuveni  $104,5^\circ$ . Negatīvais lādiņš ir pārsvarā skābekļa atoma telpas daļā, kurā atrodas nedalīto elektronu pāru orbitāles, pozitīvais lādiņš – daļā, kurā atrodas saites ar ūdeņraža atomiem.

Ūdens tvaikā pastāv atsevišķas ūdens molekulas, bet šķidrā ūdenī un ledū tās ir apvienotas komplicētākos veidojumos. *Ūdens molekulu asociācija* ir galvenais iemesls neparasti augstai ūdens kušanas un viršanas temperatūrai.

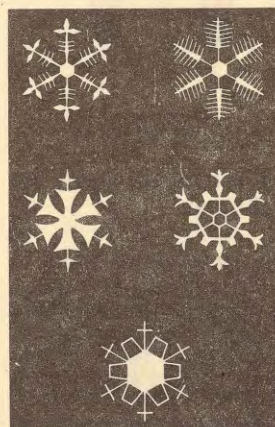
Ūdens molekulu divi pozitīvi lādētie ūdeņraža atomi spēj saistīties ar citu ūdens molekulu divām negatīvi polarizētajām skābekļa orbitālēm, veidojot *četras ūdeņraža saites* ap katru ūdens molekulu (sk. 3.4. att.). Šāda struktūra ir cietam ūdenim – ledum. Tajā eksistē tukšumi, kas izmēru ziņā pārsniedz ūdens molekulu izmērus, tāpēc *ledus blīvums ir mazāks par šķidra ūdens blīvumu* (sk. 3.5. att.).

Ledus kušanas procesā daļa ūdeņraža saišu sairst. Temperatūrās ap  $0^\circ\text{C}$  ūdens sastāv no ledus struktūras atliekām un atsevišķām ūdens molekulām, kas izvietojas ledus struktūras tukšumos. Ūdenī veidojas blīvāks molekulu sakārtojums, un tāpēc temperatūru intervālā no  $0...4^\circ\text{C}$  *ūdens blīvums pakāpeniski pieaug*. Šķidrums ūdens ir smagāks par ledu, jo ūdens sasalstot izplešas.

Temperatūrā virs  $4^\circ\text{C}$  palielinās ūdens molekulu siltumkustība, daļēji sairst ūdeņraža saites un ūdens blīvums sāk samazināties.  $10^\circ\text{C}$  temperatūrā ūdens blīvums ir  $0,99973\text{ g/cm}^3$ ,  $30^\circ\text{C}$  temperatūrā tas ir  $0,99567\text{ g/cm}^3$ , bet  $100^\circ\text{C}$  temperatūrā –  $0,95838\text{ g/cm}^3$ .

Ūdeņraža saišu stabilitāte pieaug, pazeminoties temperatūrai, taču arī ledū tas spēj sairst, kaut arī temperatūra ir

Katru no mums iepriecina brīnišķīgie leduspuķu raksti un sniega pārslu «raksti». To iekšējā struktūra ir līdzīga, tikai ārējais veidols dažāds.



### 3. daļa

zemāka par 0 °C. Tā, piemēram, mitra veļa, kas izlikta žāvēšanai – 10 °C temperatūrā, sākumā sasalst, bet pēc zināma laika tomēr izžūst. Kailsalā izžūst arī sasaluši arumi un pat ūdens peļķes.

Paaugstinot temperatūru no 0 °C līdz 20 °C, ūdenī saglabājas aptuveni 50 % ūdeņraža saišu. Tās pilnīgi nesairst pat ūdens traukā. Tā 100 °C temperatūrā aptuveni 3,5 % ūdens molekulu ir saistītas pa divi, veidojot agregātus (H<sub>2</sub>O)<sub>2</sub>.

Tāpat atkarībā no apstākļiem var veidoties dažādi ūdens molekulārie agregāti – atsevišķas molekulas H<sub>2</sub>O, dimēri (H<sub>2</sub>O)<sub>2</sub>, trimēri (H<sub>2</sub>O)<sub>3</sub>, ..., polimēri (H<sub>2</sub>O)<sub>x</sub>, starp kuriem pastāv līdzsvars:



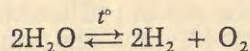
Ūdens ir vienīgais šķidrums, kurā tik labi šķīst un disociē dažādi polāri savienojumi – skābes, sārmī, sāļi. Tas izskaidrojams ar ūdens molekulu polaritāti.

Tīrs ūdens un ledus ir bezkrāsaini un caurspīdīgi, taču biežākā slānī šķidrums ūdens ir gaiši zils, jo tas atstaro gaismas spektra zilo daļu. Ūdens absorbē infrasarkanos starus, un tam ir izšķiroša nozīme mūsu planētas temperatūras režīma uzturēšanā.

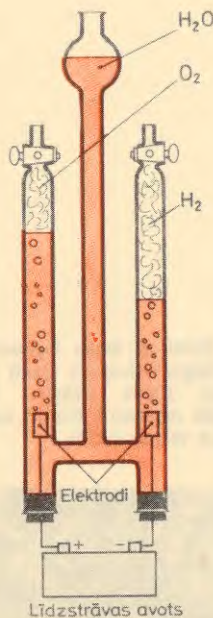
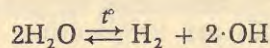
Tā kā ūdeņradim ir 2 stabili izotopi, bet skābeklim – 3 stabili izotopi, tad dabā eksistē 9 ūdens molekulu varianti, taču pārsvarā ir tās ūdens molekulas, kas veidotas no izotopiem <sup>1</sup>H un <sup>16</sup>O (99,73 % no kopējā ūdens daudzuma). Parastais ūdens satur aptuveni 0,02 % smagā ūdens D<sub>2</sub>O. Tas ir ļoti maz, taču, ja to savāktu no visas zemeslodes, tad ar smago ūdeni varētu piepildīt ūdens krātuvi, kuras tilpums būtu vienāds ar Melnās jūras tilpumu. Tā kā smagā ūdens molmasa ir lielāka par parastā ūdens molmasu (M<sub>D<sub>2</sub>O</sub> = 20 g/mol), tad arī šo vielu konstantes ir atšķirīgas. Tā, piemēram, tīra smagā ūdens D<sub>2</sub>O kušanas temperatūra ir 3,8 °C, bet viršanas temperatūra 101,4 °C, tā blīvums 20 °C temperatūrā ir 1,1059 g/cm<sup>3</sup>.

Niecīgā daudzumā dabā veidojas arī supersmagais ūdens T<sub>2</sub>O. Tā molmasa M<sub>T<sub>2</sub>O</sub> = 22 g/mol.

Ūdens ķīmiskās īpašības. Ūdens molekulas ir ļoti stabilas. Tikai temperatūrās, kas augstākas par 1000 °C, tās sāk sadalīties par ūdeņradi un skābekli: šo procesu sauc par ūdens termisko disociāciju, un tas ir apgriezenisks:



2500 °C temperatūrā tikai 4,5 % ūdens molekulu sadalās par ūdeņradi un skābekli un 5,6 % – par ūdeņradi un radikāli ·OH.



3.6. att. Ierīce ūdens sadalīšanai.

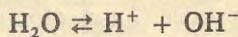
Hofmana aparātā iegūtā ūdeņraža tilpums ir divas reizes lielāks par skābekļa tilpumu. Izmantojot šo faktu, pierādiet, ka ūdens ķīmiskā formula ir H<sub>2</sub>O!

## 3. daļa

Ūdens sadalīšanās noris arī ultravioleto staru ietekmē. Radioaktīvie starri ūdeni pārvērš ūdeņradī, skābeklī, ūdeņraža peroksīdā un ļoti aktīvos  $\cdot\text{OH}$  radikāļos.

Ūdens sadalīšanās samērā viegli notiek līdzstrāvas iedarbībā. Ūdeni paskābina ar sērskābi vai arī tam pievieno neredzamu nātrija sārmu, ielej elektrolīzē (Hofmaņa aparātā, sk. 3.6. att.) un tā elektrodus pievieno līdzstrāvas avotam. Katodā izdalās ūdeņradis, bet anodā – skābeklis.

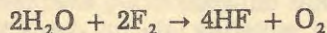
Ūdens ir vājš elektrolīts. 20 °C temperatūrā no 10 miljardiem ūdens molekulu jonus ir sadalījusies tikai viena molekula:



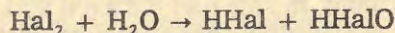
Paaugstinātā temperatūrā ūdens elektrolītiskā disociācija pieaug.

Ūdenī un ūdens šķīdumos ūdeņraža joni  $\text{H}^+$  brīvā veidā nepastāv. Tie pievienojas ūdens molekulām un veido hidronija jonus  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

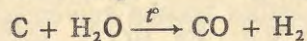
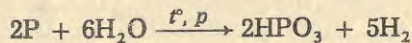
Ūdens ir samērā reaģētspējīga viela. Tas reaģē ar aktīvajiem un vidēji aktīvajiem metāliem (sk. 3.3.3. paragrāfu), kā arī iedarbojas uz nemetāliem. Tā, piemēram, ūdens reaģē ar fluoru jau parastajos apstākļos:



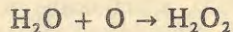
Ar pārējiem halogēniem ūdens reaģē saskaņā ar šādu vienādojumu:



Paaugstinātā temperatūrā ūdens reaģē arī ar fosforu, oglekli un dažiem citiem nemetāliem:

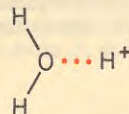


Ūdens reakcijā ar atomāro skābekli rodas ūdeņraža peroksīds:



Ūdens reaģē ar daudziem metālu un nemetālu oksīdiem, veidojot bāzes un skābes. Daudzi sāļi ūdens klātbūtnē hidrolizējas vai veido kristālhidrātus. Nelielus ūdens daudzumus konstatē ar bezūdens vara(II) sulfātu  $\text{CuSO}_4$ . Ūdens klātbūtnē tas sāk krāsoties zilā krāsā, jo veidojas vara(II) sulfāta kristālhidrāts  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

Ūdens lietošana. Ūdens nozīmi ikdienā, kā arī tautsaimniecībā nevar novērtēt par augstu. Jau seno austrumnieku gudrība atzina, ka "ūdens ir dzīvība". Ir aprēķināts, ka, piemēram, viena hektāra kviešu izaudzēšanai nepieciešams 1500 tonnu ūdens. Viens cilvēks normālos dzīves apstākļos patērē 2 litrus dzeramā ūdens diennaktī.



Ūdens var būt arī reakciju iniciators. Tā, piemēram, ūdeņraža savienošanās ar hloru, fosfora vai sārnu metālu degšana skābeklī, kā arī alumīnija pulvera reakcija ar jodu nevar sākties, ja reakcijas vidē nav kaut vai neliels daudzums mitruma.

### 3. daļa

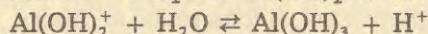
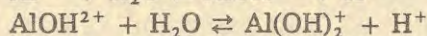
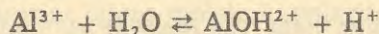
Pirmo ūdensapgādes sistēmu Rīgā izveidoja 1618. gadā. 1904. gadā izbūvēja Baltezers ūdensvadu. 1950. gadā ūdensvada vajadzībām sāka lietot attīrītu Juglas ezera ūdeni, bet 1979. gadā atklāja Rīgas ūdensvada dzeramā ūdens gatavošanas kompleksu "Daugava" Katlakalnā, kur ūdeni pārsūknē no Rīgas HES ūdenskrātuves pie Salaspils.

Pazīstamākos dzeramos ārstnieciskos minerālūdeņus Latvijā iegūst Jūrmalā (Dzintaros, Kemeris), Baldonē, Valmierā, Ličos, Bīriņos, Mežciemā. Igaunijā tie ir sastopami Iklā, Pērnāvā, Kingisepā; Lietuvā – Druskininkos, Birštonā, Palangā; Krievijā – Pjatigorskā, Esentukos, Kislovodskā; Gruzijā – Boržomi, Bakuriani; Ukrainā – Berjozovkā, Slavjanskā, Truskavcē; Armēnijā – Arzni.

Strauji pieaugošā industrializācija, urbanizācija un lauksaimniecības lielražošanas intensifikācija izraisa ūdenskrātuvju, kā arī atmosfēras ūdens katastrofālu piesārņošanu. Bezatkritumu ražošana, uzņēmumu un sadzīves notekūdeņu attīrīšana nodrošinās cilvēkiem normālu eksistences vidi.

Ikdienas dzīvē un tautsaimniecībā lieto galvenokārt saldūdeni, kas ir tikai 2,5 % no kopējā ūdens apjoma uz Zemes, turklāt aptuveni 87 % saldūdens krājumu sastopami polāro ledāju un šļūdoņu veidā. Mūsu planētas iedzīvotāji savām vajadzībām pašlaik var izmantot tikai 0,01 % pasaules saldūdens krājumu. Te jāatzīmē, ka katru gadu Zeme vidēji saņem vairāk nekā 570 000 km<sup>3</sup> saldūdens lietus un sniega veidā, taču arī no šā ūdens cilvēki spēj izmantot tikai 6,6 %.

Dzēramajam ūdenim lieto virszemes un pazemes saldūdeņus. Daudz piemaisījumu satur upju un ezeru ūdeņi, tāpēc tos pārsūknē un attīra speciālās attīrīšanas stacijās. Vispirms ūdeni nostādina un filtrē, izmantojot smilšu slāni un speciālus filtrus. Ūdens dzidrināšanai, t.i., ļoti sīku daļiņu atdalīšanai, lieto koagulantu – alumīnija sulfātu Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>·18H<sub>2</sub>O, kas hidrolizējas un veido alumīnija hidroksīda vai tā bāzisko sāļu koloīdus ar pozitīvu lādiņu:



Minētais koloīds saista vissīkākās daļiņas.

Ja nepieciešams, dzeramo ūdeni mīkstina (sk. 193. lpp.). Pēc tam to dezinficē – hlorē, ozonē vai apstaro ar ultravioletajiem stariem.

Ārstnieciskiem nolūkiem lieto minerālūdeņus, t.i., pazemes ūdeņus, kuros ir palielināts minerālvielu (retāk organisko vielu) un gāzu daudzums. Atkarībā no mineralizācijas pakāpes izšķir maz mineralizētus (2...5 g/l), vidēji mineralizētus (5...15 g/l), stipri mineralizētus (15...35 g/l), piesātinātus (35...150 g/l) un stipri piesātinātus (≈ 150 g/l) minerālūdeņus. To ārstnieciskās īpašības nosaka galvenokārt seši joni: Na<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Cl<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> un HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, kā arī izšķīdušās gāzes CO<sub>2</sub> (≈ 1,5 g/l), H<sub>2</sub>S (≈ 10 mg/l), N<sub>2</sub> un CH<sub>4</sub>. Minerālūdeņu bioloģiski aktīvie komponenti ir arī dzelzs, joda, broma, fluora, vara, kobalta, mangāna joni, silīcijskābe u. c. Minerālūdeņi satur arī bioloģiski aktīvas organiskas vielas – humusu, naftēnskābes un zemākās taukskābes. Izmanto arī radioaktīvos minerālūdeņus, kas satur rādija sāļus un radonu. Pēc vides reakcijas izšķir skābos (pH 3,5...5,7), neitrālos (pH 6,8...7,2) un bāziskos (pH 7,3...8,5) minerālūdeņus.

Rūpniecībā ūdeni lieto par izejvielu, šķīdinātāju, siltuma pārnēsēju. Ķīmiskajā rūpniecībā patērē lielus ūdens daudzumus. Piemēram, vienas tonnas sintētiskā kaučuka, kā arī vienas tonnas amonjaka ražošanai jāizlieto aptuveni 1500 m<sup>3</sup> ūdens.

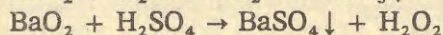
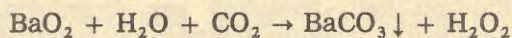
Smago ūdeni D<sub>2</sub>O kopā ar parasto ūdeni un grafitu izmanto atomreaktoros neitronu plūsmas palēnināšanai, t.i., smago elementu atomu kodolu dalīšanās ķēdes reakcijas regulēšanai. No smagā ūdens iegūst arī smago ūdeņradi.

## 3.10.6. Ūdeņraža peroksīds

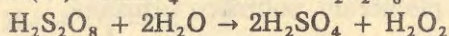
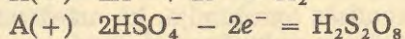
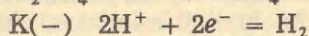
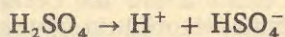
Uzbūve un atrašanās dabā. Ūdeņraža peroksīda molekulu  $H_2O_2$  attēlo ar struktūrformulu  $H-O-O-H$ . Četri atomi, kas veido tā molekulu, nav novietoti vienā plaknē (sk. 2.2.10. iedaļu). Saite  $H-O$  ir polāra kovalentā saite, bet abus skābekļa atomus  $O-O$  saista nepolāra kovalentā saite.

Ūdeņraža peroksīds niecīgos daudzumos dabā veidojas no ūdens ultravioleto staru ietekmē. Kā starpprodukts tas rodas ūdeņraža degšanas reakcijā.

Iegūšana. *Laboratorijas apstākļos* ūdeņraža peroksīdu pirmo reizi ieguva L. Tenārs 1818. gadā, iedarbojoties ar atšķaidītām un atdzēsētām skābēm uz bārija peroksīdu. Šo ūdeņraža peroksīda iegūšanas paņēmieni izmanto arī tagad:

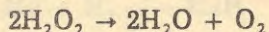


*Rūpniecībā* ūdeņraža peroksīdu iegūst, elektrolizējot 50 % sērskābes šķīdumu pazeminātā temperatūrā. Anodā rodas peroksisērskābe  $H_2S_2O_8$ , kas tālāk hidrolizējas un veido ūdeņraža peroksīdu:



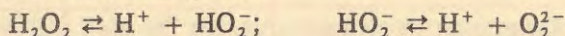
**Ūdeņraža peroksīda īpašības.** Ūdeņraža peroksīds ir bezkrāsains sirupveida šķidrums, kas  $-1,7^\circ C$  temperatūrā pārvēršas adatveidīgos kristālos. Ūdeņraža peroksīds sajaucas ar ūdeni un etilspirtu jebkurās attiecībās. Koncentrēta peroksīda klātbūtnē aizdegas organiskas vielas, piemēram, zāģskaidas, papīrs, salmi, tas izraisa smagus ādas apdegumus.

Ūdeņraža peroksīds ir *nestabils savienojums*. Piemaisījumu klātbūtnē *tas sadalās ar sprādzienu par ūdeni un skābekli*:

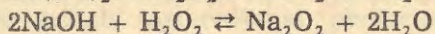
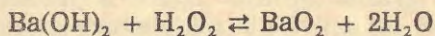


Ūdens šķīdumos ūdeņraža peroksīds ir stabilāks un sadalās pakāpeniski. Šo procesu paātrina paaugstināta temperatūra vai katalizatori, piemēram, mangāna(IV) oksīds  $MnO_2$ .

Tā kā ūdeņraža peroksīda molekulas ir stipri polāras, tad ūdenī tās disociē jonus:



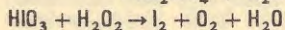
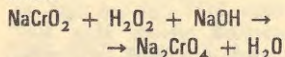
Ūdeņraža peroksīds *ir vāja skābe*, un tāpēc tas *reagē ar šķīstošām bāzēm, veidojot attiecīgo metālu peroksīdus*:



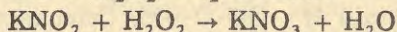
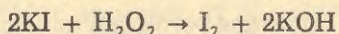
L. Ž. Tenārs (1777–1857) bija franču ķīmiķis, profesors Parīzē un Sorbonnā. Kopā ar Ge-Lisaku viņš izstrādāja nātrija un kālija amīdu ieguves metodes (1808), no borskābes ar Na un K ieguva boru (1808), no  $SiF_4$  ar K – silīciju (1811). Abi ķīmiķi ieguva arī  $Na_2O_2$  un  $KO_2$  (1810).

## 3. daļa

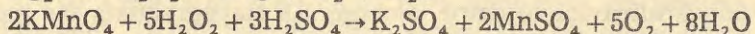
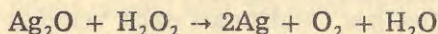
Pēc dotajām shēmām uzrakstiet oksidēšanas-reducēšanas reakciju elektronu vienādojumus un izvietojiet koeficientus:



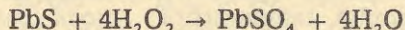
Skābekļa oksidēšanas pakāpe peroksīdos ir –I. Ūdeņraža peroksīds ir *spēcīgs oksidētājs*:



Savukārt uz spēcīgiem oksidētājiem ūdeņraža peroksīds iedarbojas kā reducētājs:



**Ūdeņraža peroksīda lietošana** ir saistīta galvenokārt ar tā oksidējošām īpašībām. Koncentrētu ūdeņraža peroksīdu (85...90%) visvairāk patērē raķešu tehnikā un eksplozīvu maisījumu izgatavošanā. 30%  $\text{H}_2\text{O}_2$  šķīdumu ūdenī sauc arī par perhidrolu. 3% šķīdumu lieto medicīnā par dezinfekcijas līdzekli. Ūdeņraža peroksīdu izmanto balināšanai tekstilrūpniecībā un kosmētikā. Tas ir universāls līdzeklis apsūbējušu eļļu glaznu atjaunošanai:



melnš

baltais  
pigments

Ūdeņraža peroksīdu samērā plaši izmanto produktu konservēšanai pārtikas rūpniecībā, sēklu kodināšanai lauksaimniecībā, augsnes un augu analizēs agroķīmijā, kā arī daudzu organisko savienojumu, piemēram, polimēru ražošanā.

## 3.11. Elementu periodiskās sistēmas IA (1.) grupa

3.6. tabula

IA (1.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

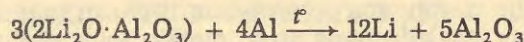
| Elementu      |           |         |                   | Vienkāršo vielu   |                            |                         |                          | Salikto vielu sastāvā |                                 |
|---------------|-----------|---------|-------------------|-------------------|----------------------------|-------------------------|--------------------------|-----------------------|---------------------------------|
| kārtas skaits | nosaukums | simbols | relatīvā atommasa | atomu rādiuss, pm | blīvums, g/cm <sup>3</sup> | kušanas temperatūra, °C | viršanas temperatūra, °C | oksidēšanas pakāpe    | jonu E <sup>+</sup> rādiuss, pm |
| 3             | Litijs    | Li      | 6,9410            | 152               | 0,534                      | 180,5                   | 1370                     | +1                    | 60                              |
| 11            | Nātrijs   | Na      | 22,9897           | 186               | 0,968                      | 97,83                   | 882,9                    | +1                    | 95                              |
| 19            | Kālijs    | K       | 39,098            | 231               | 0,862                      | 63,55                   | 760,0                    | +1                    | 135                             |
| 37            | Rubīdijs  | Rb      | 85,4678           | 244               | 1,520                      | 38,70                   | 696,0                    | +1                    | 148                             |
| 55            | Cēzijs    | Cs      | 132,9054          | 262               | 1,873                      | 28,64                   | 705,0                    | +1                    | 169                             |
| 87            | Francijs  | Fr      | (223)             | 270               | 2,1                        | 23                      | 615                      | +1                    |                                 |

IA grupas elementi veido vienkāršas vielas – sārnu metālus. Nosaukums ir radies tāpēc, ka šie metāli un to oksīdi reakcijā ar ūdeni veido šķīstošus hidroksīdus, kurus sauc par sārmiem. Visi sārnu metāli pieder pie vieglajiem metāliem.

### 3.11.1. Litijs

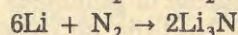
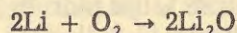
**Atrašanās dabā.** Lielas ķīmiskās aktivitātes dēļ litijs brīvā veidā nav sastopams. Ir zināmi vairāki litija minerāli, no kuriem var minēt *petalītu* un *spodumenu* ( $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$ ). Kādās atradnēs ASV atklāts 16 m garš spodumena adatveida kristāls, kura masa bijusi 100 t.

Litiju oksidēšanas pakāpē 0 iegūst, veicot izkausēta litija hlorīda elektrolīzi, kā arī iedarbojoties uz litija alumīnātu ar pulverveida alumīniju 1200 °C temperatūrā.

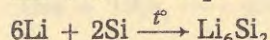
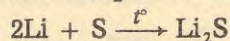
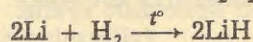
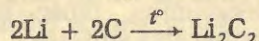
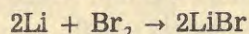


**Īpašības.** Litijs ir viegls, mīksts, sudrabaini balts metāls. Tas ir 5 reizes vieglāks par alumīniju un gandrīz divas reizes vieglāks par ūdeni. Litijs ir *visvieglākais metāls*.

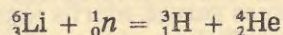
Litijs ir *ķīmiski aktīvs* metāls. Parastajos apstākļos tas *reaģē ar skābekli, slāpekli un ūdeni, tāpēc gaisā tas strauji oksidējas*:



Ja litiju sakarsē līdz 250 °C, tas gaisā un pat slāpekļa atmosfērā aizdegas. Litijs reaģē arī ar citiem nemetāliem:



**Lietošana.** Litiju izmanto *tritija iegūšanai*:



Litiju lieto arī *par siltumpārnēsēju atomreaktoros*.

Daudz litija izmanto *metalurģijā sakausējumu ražošanā*. Alumīnija sakausējumi, kas satur 0,1 % litija (aeorons un sklerons), ir viegli, elastīgi, izturīgi pret koroziju. Tos plaši izmanto aviotehnikā. Ja svina un kalcijs sakausējumam, ko lieto gultņu izgatavošanai, pievieno tikai 0,04 % litija, tad

Litiju (gr. *lithos* – akmens) pirmo reizi ieguva angļu ķīmiķis un fiziķis H. Deivijs 1818. gadā, veicot litija hidroksīda  $\text{LiOH}$  elektrolīzi. Kālija un nātrija sārms varēja iegūt no augu pelniem, bet litija hidreakcijas, izmudrojot fotometru.

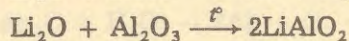
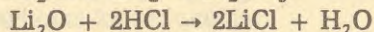
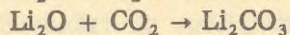
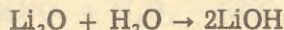
H. Deivijs (1778–1829) no 1802. gada bija ķīmijas profesors, 1820.–1827. gadā – Karaliskās biedrības prezidents. Viņš eksperimentēja ar  $\text{N}_2\text{O}$  (smieklu gāzi), ieguva nātriju un kāliju, kā arī boru, konstruēja eksplozīdrošu spuldzi kalnračiem.

## 3. daļa

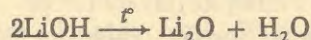
Litija savienojumi katalizē dažus oksidēšanās procesus. Tā, piemēram, sakarsēts cukurs kūst, bet nedeg, taču, ja šim cukuram pievieno nelielu litija karbonāta  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ , tas ātri uzliesmo un deg.

ievērojami palielinās šī sakausējuma cietība un samazinās berzes koeficients.

**Litija savienojumi.** Litija oksīds  $\text{Li}_2\text{O}$  ir balta cieta viela. Tas ir bāziskais oksīds:



Litija hidroksīds  $\text{LiOH}$  labi šķīst ūdenī (12,36 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$  20 °C) un ir stipra bāze. Ja litija hidroksīdu karsē, tas atšķirībā no citu sārmu metālu hidroksīdiem sadalās:



Atšķirībā no citiem sārmu metālu sāļiem litija sāļi  $\text{LiF}$ ,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  un  $\text{Li}_3\text{PO}_4$  *slikti šķīst ūdenī*.

Zināma analogija pastāv starp vairākiem litija un magnija savienojumiem. Tas izskaidrojams ar šo metālu jonu rādiusu mazo atšķirību (attiecīgi 60 un 65 pm).

Ar metāliem litijs spēj veidot intermetāliskus savienojumus, kas rodas sakausējumos, piemēram,  $\text{LiMg}_2$ ,  $\text{LiAl}$ ,  $\text{Li}_3\text{Al}$ .

Litija savienojumi *krāso liesmu karmīnsarkanā krāsā*. Šo īpašību izmanto kvalitatīvai litija pierādīšanai, kā arī krāsainas liesmas iegūšanai pirotehnikā.

Litija savienojumus izmanto samērā plaši. Litija hidroksīdu  $\text{LiOH}$  lieto par piedevu sārma akumulatoros, tā palielinot šo akumulatoru darbības ilgumu 2–3 reizes. No litija hidroksīda un organiskām skābēm iegūst izturīgas ziedes, kuras izmanto metālu aizsardzībai pret koroziju temperatūru intervālā  $-60 \dots +150$  °C.

Litija halogenīdus un karbonātu izmanto speciālo stiklu un termiski izturīgu keramikas izstrādājumu izgatavošanā.

Litijs veido metālorganiskos savienojumus, tāpēc šim metālam ir arī liela nozīme dažādās organiskajās sintēzēs.

Nātriju atklāja H. Deivijs 1807. gadā veicot izkausēta nātrija hidroksīda elektrolīzi. Nātriju H. Deivijs nosauca par "sodiju" (no latīņu vārda *soda*), jo viņš konstatēja, ka to satur arī nātrija karbonāts  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , ko toreiz pazina ar nosaukumu "soda". J. J. Bercēliuss 1811. gadā nosaukumu "sodijs" ieteica aizstāt ar vārdu "nātrijs" pēc arābu alķīmiķu lietotā nosaukuma "natron", kas nozīmēja to pašu sodu.

### 3.11.2. Nātrijs

**Atrašanās dabā.** Pēc izplatības Zemes garozā nātrijs ieņem 6. vietu. Tas konstatēts arī Saules atmosfērā un starpzvaigžņu telpā. Pazīstamākais nātrija savienojums, kas sastopams Zemes garozā un hidrosfērā, ir nātrija hlorīds –  $\text{NaCl}$  (minerāls halīts, vārāmais sāls). Tas nereti veido līdz 1,5 km biezu slāni (t. s. akmeņsāls).

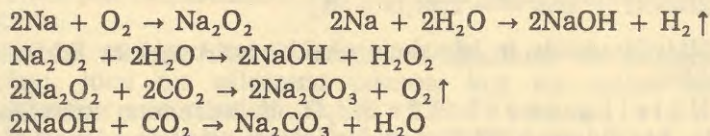
Ievērojama nātrija sāļu krātuve ir Kaspijas jūras austrumu piekrastē Karabogazgola līcī. Tur iegūst minerālus mira-

bilītu jeb glaubersāli  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , a strahanītu  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , kā arī halītu  $\text{NaCl}$  u. c. Prāvas nātrija nitrāta  $\text{NaNO}_3$  nogulas bija Čīlē, tāpēc šo sāli sauc par *Čīles salpetri*. Armēnijā un Sibīrijā ir bagātas minerāla trona  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  atradnes. Vēl nātrijs dabā sastopams minerālu kriolīta  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ , borka  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , kā arī alumosilikātu un silikātu veidā.

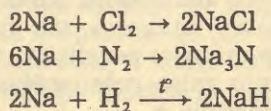
Iegūšana. Nātriju iegūst *izkausēta nātrija hlorīda*  $\text{NaCl}$ , retāk *nātrija hidroksīda*  $\text{NaOH}$  *elektrolīzes procesā* (sk. 539. lpp.).

Īpašības. Nātrijs ir viegls, mīksts, sudrabaini balts metāls. Tas ir gandrīz 3 reizes vieglāks par alumīniju un nedaudz vieglāks par ūdeni (sk. 3.6. tab.).

Nātrijs ir *ķīmiski aktīvs metāls*. Gaisā tas strauji oksidējas, veidojot irdenus oksidēšanās produktus:



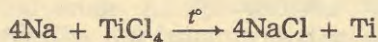
Nātrijs *reagē ar visiem nemetāliem*, elektriskajā lokā tas savienojas pat ar slāpekli:



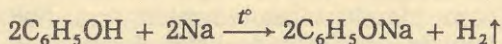
Nātrijs *reagē arī ar daudziem metāliem*, veidojot intermetāliskus savienojumus, piemēram,  $\text{NaSn}$ ,  $\text{Na}_2\text{Sn}$ .

Nātrijs *reagē ar saliktām vielām*, piemēram, ar ūdeni. Šajā reakcijā izdalās tik daudz siltuma, ka nātrijs, kas peld virs ūdens, izkūst un šķidrās lodītes veidā pārvietojas pa tā virsmu tik ilgi, kamēr pilnīgi izreaģē.

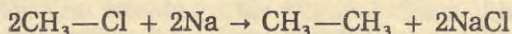
Inertā atmosfērā *nātrijs reagē ar daudzu sāļu kausējumiem* (natrotermija):



Nātrijs *reagē ar daudzām organiskajām vielām*, piemēram, ar spirtiem, fenoliem, karbonskābēm:



Nātrijs *nereagē ar ogļūdeņražiem*, tāpēc šo metālu uzglabā petrolejā, taču nātrijs *spēj reagēt ar ogļūdeņražu halogēnatvasinājumiem* (A. Virca reakcija):



J. J. Bercēliuss (1779–1848) bija zviedru ķīmiķis un mediķis. No 1802. līdz 1806. gadam viņš strādāja par adjunkt Stokholmas ķirurģiskajā institūtā, no 1807. līdz 1831. gadam bija ķīmijas profesors Stokholmas feldšeru skolā, pēc tam darbojās Zviedrijas Zinātņu akadēmijā. Bercēliuss atklāja vairākus elementus (Se, Ce, Th), radīja priekšstatu par izomēriju. 1814. gadā viņš sastādīja relatīvo atommasu tabulu, kurā skābekļa atommasa bija pieņemta par 100. Bercēliuss radīja duālistisku priekšstatu par vielām, uzskatīdams, ka tās sastāv no pozitīvi un negatīvi lādētām daļiņām, un ieviesa ķīmijā elementu apzīmēšanu ar simboliem, kurus lieto vēl šodien.

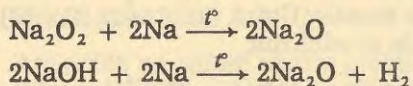
## 3. daļa

**Lietošana.** Nātriju izmanto *metalurģijā, atomenerģētikā un organiskajā sintēzē*. Natrotermijas metodi lieto kālija, skandija, cirkonija, titāna un vairāku grūti kūstošu metālu reducēšanai no to savienojumiem.

Nātriju lieto arī metālu sakausējumos (sk. 143. lpp.).

Nātriju izmanto organisko vielu sintēzēs kā halogēnu atņēmēju vielu (sk. iepriekš *Virca reakciju*), to lieto metālorganisko savienojumu, piemēram, tetraetilsvina ražošanā, dažādu esteru iegūšanā utt.

**Nātrija savienojumi.** Nātrija oksīds  $\text{Na}_2\text{O}$  ir balta, kristāliska viela. Tā neveidojas parastos apstākļos nātrija reakcijā ar skābekli, bet to var iegūt, karsējot nātrija peroksīdu vai nātrija hidroksīdu kopā ar nātriju:

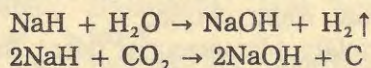


Nātrija oksīds ir bāziskais oksīds, tas reaģē ar ūdeni un skābēm.

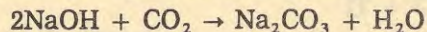
Nātrija peroksīds  $\text{Na}_2\text{O}_2$  ir iedzeltena kristāliska viela, kas ūdens klātbūtnē hidrolizējas, veidojot nātrija hidroksīdu un ūdenraža peroksīdu (sk. 175. lpp.). To iegūst, nātriju sadedzinot skābeklī.

Sakarsētu nātrija peroksīda un ūdens maisījumu izmanto skābekļa iegūšanai laboratorijā, kā arī audumu un citu materiālu balināšanai. Reakciju starp nātrija peroksīdu un oglekļa(IV) oksīdu (sk. 175. lpp.) izmanto gaisa reģenerēšanai telpās, zemūdenēs, gāzmaskās, respiratoros u. c.

Nātrija hidrīds  $\text{NaH}$  ir spēcīgs reducētājs:



Nātrija hidroksīds  $\text{NaOH}$  (nātrija sārms, kodīgais nātrijs, kaustiskā soda) ir balta kristāliska viela. Tas labi šķīst ūdenī (109,0 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$  20 °C), tāpēc vaļējā traukā saista mitrumu no gaisa un izplūst. No gaisa  $\text{NaOH}$  absorbē oglekļa dioksīdu un pārvēršas par nātrija karbonātu:



tāpēc tehniskais nātrija hidroksīds satur aptuveni 3 % nātrija karbonāta.

Nātrija hidroksīdam piemīt visas sārmiem raksturīgās ķīmiskās īpašības. Izkūšis nātrija hidroksīds iedarbojas uz stiklu, porcelānu un pat uz platīnu Pt.

Nātrija hidroksīdu izmanto ķīmiskajā rūpniecībā ziepju, papīra, mākslīgo šķiedru, krāsu, laku un citu organisko vielu iegūšanai. Nātrija hidroksīdu izmanto sārmu (dzelzs un niķeļa) akumulatoros. No nātrija hidroksīda iegūst arī natronkaļķus

Nātrija spuldzes ir gaismas avots, kur spēcīgu optisko starojumu rada elektriskā izlādēšanās nātrija tvaikos. Šīs spuldzes rada dzeltenu vai zeltaini baltu gaismu, ko izmanto gan āra, gan telpu apgaismošanai. Nātrija tvaiki noder arī kosmosa tehnikā par spēcīgiem gaismas atstarotājiem. No raķetēm izsviesto nātrija tvaiku spīdēšanu novēro caur speciālām ierīcēm un precīzē raķetes koordinātas.

(NaOH un Ca(OH)<sub>2</sub> maisījums), kurus savukārt izmanto oglekļa dioksīda absorbēšanai.

Nātrija hlorīds NaCl (halīts, vārāmais sāls) ir bezkrāsaina kristāliska viela, kas sasmalcinātā veidā ir balta. Nātrija hlorīda kušanas temperatūra ir 801 °C. Tas samērā labi šķīst ūdenī – 35,9 g/100 g H<sub>2</sub>O 20 °C temperatūrā. Šādā šķīdumā sāls masas daļa ir 26,4 %. Nātrija hlorīda šķīdības maiņa atkarībā no temperatūras maiņām ir niecīga. Piemēram, NaCl šķīdība 50 °C temperatūrā ir 36,79 g/100 g H<sub>2</sub>O, bet 100 °C temperatūrā – 39,27 g/100 g H<sub>2</sub>O. Tīrs nātrija hlorīds nav higroskopisks, bet tā spēja absorbēt mitrumu saistīta ar citu sāļu piejaukumu, piemēram, MgCl<sub>2</sub> klātbūtni.

Lieli nātrija hlorīda krājumi atrodas Zemes dzīlēs akmeņsāls veidā. Tā Galīcijā (Polijā) akmeņsāls nogulas atrodas pat zemes virskārtā. Veličkā, Krakovas tuvumā, vecajās sāls atradnēs pazemē, izveidota sāls pilsēta ar ielām, laukumiem un baznīcu.

Milzīgi nātrija hlorīda daudzumi izšķīdušā veidā atrodas okeānu, jūru un sālsezeru ūdeņos, kur šīs vielas masa izsakāma ar astronomisku skaitli – 3,8·10<sup>16</sup> tonnas.

Čalhana ezers Ķīnā ir viens no lielākajiem sālsezeriem pasaulē. Tā sāls krājumi ir 100 miljardi tonnas. Pār šo ezeru stiepjas 30 km gara šoseja, kas būvēta uz sāls uzbēruma.

Ir aprēķināts, ka kopējais vārāmais sāls tilpums uz zemeslodes ir aptuveni 20 000 000 km<sup>3</sup>. Ar šo sāli varētu pārsegt visus kontinentus, t. i., 149 000 000 km<sup>2</sup> 134 metrus biezā slānī.

Nātrija hlorīds ir viens no visvairāk izmantotajiem sāļiem. Tas nepieciešams cilvēka un dzīvnieku organismiem, tāpēc to lieto pārtikā, pārtikas rūpniecībā, medicīnā. Cilvēkam dienakti jāuzņem 10...15 gramu nātrija hlorīda, bet cilvēka organisms satur aptuveni 200 gramus šīs vielas.

Nātrija hlorīdam piemīt dziednieciskas īpašības. Ir zināms, ka sāls raktuvju strādnieki neslimo ar bronhiālo astmu, maz cieš no gripas un saaukstēšanās, tāpēc pazemes telpās, kur kādreiz bijušas sāls raktuves, tiek iekārtotas sāls procedūru telpas.

Galvenais nātrija hlorīda patērētājs tomēr ir ķīmiskā rūpniecība, kur izmanto ne tikai pašu nātrija hlorīdu, bet arī no tā iegūtās vienkāršās vielas – nātriju un hloru. No nātrija hlorīda iegūst NaOH, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaHCO<sub>3</sub> un citas vielas. Laboratorijās nātrija hlorīdu izmanto arī hlorūdeņraža un sālsskābes iegūšanai, iedarbojoties uz sausu vārāmo sāli ar koncentrētu sērskābi. Agrāk šo sālsskābes iegūšanas metodi lietoja arī rūpniecībā.

Citu nātrija sāļu īpašības un izmantošana ir aplūkota nodaļās par attiecīgo skābju sāļiem.

Nātrija savienojumi gāzes liesmu krāso dzeltenu. To izmanto nātrija jona kvalitatīvai pierādīšanai.

## 3. daļa

### 3.11.3. Kālijs

Kāliju brīvā veidā pirmo reizi ieguva angļu zinātnieks H. Deivijs 1807. gadā, elektrolizējot izkausētu kālija hidroksīdu. Kālija nosaukums cēlies no arābu vārda "alkali", kas tulkojumā nozīmē "pelni", kā arī "sārms". Anglijā, Francijā, ASV un Itālijā šim metālam lieto H. Deivija ieteiktu nosaukumu – "potassium". Tas ir atvasināts no sena kālija karbonāta nosaukuma – potaša (pot – pods, asch – peini).

Atrašanās dabā. Pēc izplatības Zemes garozā kālijs un nātrijs ieņem 6. vietu. Pazīstamākie kālija minerāli ir šādi: silvīns KCl, silvinīts KCl·NaCl, karnalīts KCl·MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O, kainīts KCl·MgSO<sub>4</sub>·3H<sub>2</sub>O. Kāliju satur arī daudzi alumosilikāti: vizla K<sub>2</sub>O·3Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·6SiO<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O, laukšpats jeb ortoklazs K<sub>2</sub>O·Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·6SiO<sub>2</sub>, alunīts K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>·2Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·6H<sub>2</sub>O u. c. Nelieli kālija sāļu daudzumi izšķīdušā veidā atrodas okeānu, jūru un sālsezeru ūdeņos. Atšķirībā no nātrija kālija jonus saista augšne, tāpēc tie ūdenskrātuvēs nonāk maz.

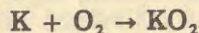
Nozīmīgākās kālija minerālu nogulas ir Pripetes kālija sāļu baseinā, Augškamas, Piekarpātu un Vidusāzijas baseinos, kā arī Vācijā, Francijā, ASV, Kanādā.

Kālijs samērā daudz atrodas augu, cilvēku un dzīvnieku organismos. Cilvēka organismā kālija un nātrija saturs (masas daļās) ieņem 7. vietu (K – 0,27 %, Na – 0,26 %). Daudz kālija ir bietēs, kartupeļos, kāpostos, pākšaugos.

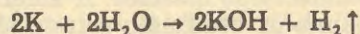
Iegūšana. Kāliju iegūst elektrolīzes ceļā no izkausētā kālija hidroksīda.

Īpašības. Kālijs ir viegls, mīksts, sudrabaini balts metāls. Tas ir 3 reizes vieglāks par alumīniju un nedaudz vieglāks par ūdeni.

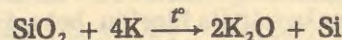
Kālijs ir ķīmiski aktīvāks par litiju un nātriju. Parastos apstākļos tas gaisā viegli oksidējas, t. i., strauji reagē ar skābekli un ūdens tvaiku. Sadegot gaisā, kālijs veido superoksīdu KO<sub>2</sub>:



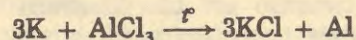
Kālijs, tāpat kā nātrijs, reagē ar daudziem nemetāliem un saliktām vielām, tajā skaitā ar ūdeni:



Kālijs ir spēcīgs reducētājs. 350...400 °C temperatūrā kālijs iedarbojas uz silīcija dioksīdu un silikātiem, tāpēc šādā temperatūrā tas saēd pat stiklu:



Kālijs reagē ar izkausētiem sāļiem:



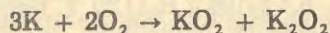
Kālijs reagē ar daudzām organiskām vielām, taču parastos apstākļos tas nereaģē ar ogļūdeņražiem, tāpēc kāliju, tāpat kā nātriju, uzglabā petrolejā.

Daudz kālija patērē kālija superoksīda KO<sub>2</sub> iegūšanai, ko lieto gaisa skābekļa reģenerācijai. Kāliju izmanto par katalizatoru sintētiskā kaučuka ražošanā. Kālija un nātrija sakausē-

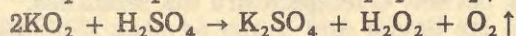
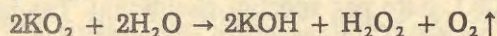
Aprēķiniet, cik kilogramu kālija hidroksīda jāņem, lai iegūtu 195 kg kālija, ja kālija iznākums ir 64 % no teorētiski iespējamā! (437,5 kg)

jumu, kam piemīt liela ķīmiskā aktivitāte, izmanto par reducētāju dažādu organisko vielu sintēzēs, kā arī vairāku metālu, piemēram, titāna iegūšanas procesā. Šo sakausējumu izmanto arī par siltumnesēju atomreaktoros, bet laboratorijās to lieto gāzu žāvēšanai un attīrīšanai no skābekļa.

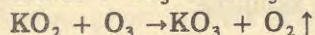
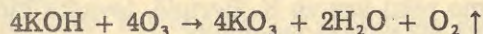
**Kālija savienojumi.** Kālijam reaģējot ar skābekli, veidojas kālija superoksīds  $KO_2$  un kālija peroksīds  $K_2O_2$ :



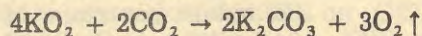
$K_2O_2$  īpašības ir līdzīgas  $Na_2O_2$  īpašībām. Kālija superoksīds  $KO_2$  reaģē ar ūdeni un atšķaidītām skābēm, izdalot skābekli:



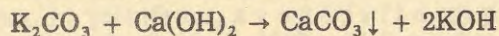
Kālijs veido arī savienojumu  $KO_3$ , ko sauc par kālija ozonīdu. Tas rodas, ozonam reaģējot ar tīru kālija hidroksīdu vai ar kālija superoksīdu freonā:



No kālija oksīdiem nozīmīgākais ir kālija superoksīds  $KO_2$ . To izmanto gaisa skābekļa reģenerācijai izolētās un maz vēdināmās telpās:



Kālija hidroksīds  $KOH$  (kālija sārms, kodīgais kālijs) ir balta, kristāliska viela, ko iegūst kālija hlorīda  $KCl$  šķīduma elektrolīzes procesā vai reakcijā starp kālija karbonātu un kalcija hidroksīdu:



Kālija hidroksīds labi šķīst ūdenī (111,86 g/100 g  $H_2O$  20 °C). Kālija hidroksīdam piemīt visas sārmiem raksturīgās ķīmiskās īpašības.

Kālija hidroksīdu izmanto galvenokārt kālija un dažādu kālija savienojumu iegūšanai, šķidro ziepju ražošanai, kā arī sārmu akumulatoros. Kālija sāļus izlieto lauksaimniecībā kā minerālmēslus ( $KCl$ ,  $K_2SO_4$ ,  $KNO_3$ ).

Kālija sāļus izmanto arī citām vajadzībām. Tā, piemēram, *kālija fluorīdu*  $KF$  lieto koksnes konservēšanai, stikla kodināšanai un matēšanai. *Kālija bromīdu*  $KBr$  izmanto medicīnā un fotogrāfijā. No *kālija jodīda*  $KI$  iegūst citus joda savienojumus, to lieto arī medicīnā, fotogrāfijā un analītiskajā ķīmijā. *Kālija sulfātu* izmanto *kālija alumīnija alauna*  $K[Al(SO_4)_2] \cdot 12H_2O$  iegūšanai, ko savukārt lieto ādu mīcēšanai, kā arī lina un kokvilnas audumu krāsošanai. *Kālija sulfīdu*  $K_2S$  un *kālija sulfītu*  $K_2SO_3$  izmanto fotogrāfijā. *Kālija nitrātu*  $KNO_3$  izmanto

Kālija joniem ir svarīga nozīme dažādos fizioloģiskos procesos gan augu, gan dzīvnieku valstī. Pieaugušam cilvēkam nepieciešams 2...5 g kālija dienā. Organismā kālijs nonāk ar augu valsts produktiem.

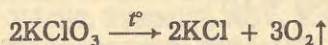
## 3. daļa

**K. L. Bertolē** (1748–1822) bija franču mediķis un ķīmiķis. Savas darbības sākumā atbalstīja flogistona teoriju, bet aptuveni 1785. gadā akceptēja Lavu-azjē uzskatus. Pretstatā Prustam un Daltonam domāja, ka vielu sastāvs nav konstants un to sastāvdaļu attiecības var nepārtraukti mainīties.

stikla un melnā šaujampulvera ražošanā, kā arī pirotehnikā un par minerālmēslojumu. *Kālija ortofosfātu*  $K_3PO_4$  izmanto par mazgāšanas līdzekli, bet  $KH_2PO_4$  un  $K_2HPO_4$  – par vērtīgu minerālmēslojumu. *Kālija karbonātu* jeb *potāšu*  $K_2CO_3$  rūpniecībā iegūst no kālija hidroksīda un oglekļa dioksīda; to izmanto grūti kūstoša stikla ražošanai, šķidro ziepju iegūšanai, ādu apstrādē, kā arī poligrāfijā un fotogrāfijā.

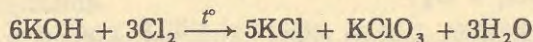
*Kālija permanganāts*  $KMnO_4$  ir tumši violeta, kristāliska viela. Tā šķīdība ūdenī ir niecīga – 6,4 g/100 g  $H_2O$  20 °C temperatūrā. Kālija permanganāts ir spēcīgs oksidētājs, to lieto dezinfekcijai un par oksidētāju organiskajā sintēzē. Laboratorijās  $KMnO_4$  izmanto skābekļa un hlora iegūšanai.

*Kālija hlorātu*  $KClO_3$  lieto par spēcīgu oksidētāju. Tas kūst 356 °C temperatūrā, bet 400 °C temperatūrā sāk sadalīties:



Šo reakciju izmanto skābekļa iegūšanai laboratorijā. Kālija hlorātu lieto sērkokciņu ražošanā un pirotehnikā.

Kālija hlorātu pirmo reizi ieguva K. Bertolē, ievadot hloru siltā, koncentrētā kālija hidroksīda šķīdumā:



Tāpēc  $KClO_3$  sauc arī par *Bertolē sāli*.

Rūpniecībā Bertolē sāli iegūst no kālija hlorīda šķīduma (80 °C) elektrolīzes ceļā.  $KClO_3$  no  $KCl$  atdala, pamatojoties uz šo sāļu šķīdības atšķirību ( $KCl$  – 34,2 g/100 g  $H_2O$ ;  $KClO_3$  – 7,3 g/100 g  $H_2O$  20 °C).

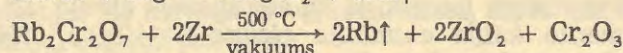
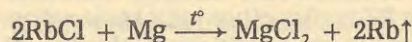
Kālija savienojumu kvalitatīvai konstatēšanai izmanto to, ka bezkrāsainu gāzes liesmu tie krāso violetu.

### 3.11.4. Rubīdijs

Rubīdiju (lat. *rubidus* – tumši sarkans) atklāja R. Bunzens un G. R. Kirhofs 1861. gadā, pētot Dirkheimas (Vācija) minerālūdeņu sastāvu ar spektrālanalīzes metodi. Spektrā šo elementu konstatēja pēc raksturīgām sarkanām līnijām. Rubīdiju brīvā veidā R. Bunzens ieguva 1863. gadā, reducējot rubīdija vīnskābes sāli ar sodrējiem, t.i., ar oglekli.

**Atrašanās dabā.** Rubīdijs ir ļoti izkliedēts elements, kam nav savu minerālu. Rubīdija savienojumi ir kālija un litija minerālu pastāvīgi pavadoņi. Rubīdija savienojumi uzkrājas augu lapās un skujās, samērā daudz šī elementa ir bietēs un vīnogu sulā. Dzīvnieku un cilvēka organismā rubīdijs koncentrēts muskuļos un eritrocītos.

**Iegūšana.** Rubīdiju iegūst no rubīdija hlorīda un rubīdija dihromāta, izmantojot citus mazāk gaistošus metālus:



Rubīdiju iegūst arī no izkausēta rubīdija hidroksīda elektrolīzes procesā.

**Īpašības.** Rubīdijs ir mīksts, sudrabaini balts metāls ar zemu kušanas temperatūru (sk. 3.5. tabulu). *Saskaroties ar gaisu, tas strauji uzliesmo un sadeg ar sārti violetu liesmu, veidojot superoksīdu  $RbO_2$  un nedaudz peroksīda  $Rb_2O_2$  dzeltena pulvera veidā.*

*Rubīdijs ļoti strauji reaģē ar halogēniem, sēru un ūdeni. Tas reaģē arī ar ledu pat tad, ja vides temperatūru pazemina līdz  $-180\text{ }^\circ\text{C}$ .*

*Ar ūdeņradi rubīdijs savienojas tikai  $300\text{...}350\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā un katalizatoru klātbūtnē, bet ar slāpekli tas reaģē elektriskajā lokā:*



Rubīdijs adsorbē gāzes, tam piemīt arī fotoelektriskas īpašības, tāpēc rubīdiju izmanto vakuumierīču izgatavošanā un fotoelementos.

Rubīdiju uzglabā stikla ampulās, kas pildītas ar sausu petroleju.

Rubīdija savienojumu kvalitatīvai konstatēšanai izmanto bezkrāsas gāzes liesmas krāsošanos purpursarkanā krāsā.

**Rubīdija savienojumi.** Rubīdija hlorīdu, bromīdu un jodīdu izmanto medicīnā par nomierinošiem un sāpju remdinošiem līdzekļiem. Tos lieto arī epilepsijas ārstēšanai.

Rubīdija savienojumus sāk izmantot par katalizatoriem dažādās organiskās sintēzēs.

### 3.11.5. Cēzijs

**Atrašanās dabā.** Atšķirībā no rubīdija cēzijs ietilpst minerālu, piemēram, *avogadrīta* un *polucīda* sastāvā. Polucīdam  $Cs_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2 \cdot nH_2O$  ir rūpnieciska nozīme. Tas sastopams ASV, Zviedrijā, Āfrikas dienvidrietumos, Kanādā un Kazahijā. Nedaudz cēzija ir litija un kālija minerālos, kā arī minerālūdeņos.

**Iegūšana.** Cēziju iegūst no cēzija hlorīda vakuumā  $700\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā, izmantojot mazāk gaistošus metālus – kalciju vai magniju:



**Īpašības.** Cēzijs ir mīksts, sudrabaini balts metāls ar zemu kušanas temperatūru ( $25,64\text{ }^\circ\text{C}$ ). To varētu izkausēt ar plauksta siltumu. Taču tas nav iespējams, jo *cēzijs ir visaktīvākais metāls. Saskaroties ar gaisu, cēzijs uzliesmo un sadeg, veidojot superoksīdu  $CsO_2$ . Cēzija ķīmiskās īpašības ir līdzīgas rubīdija ķīmiskajām īpašībām.*

Cēziju uzglabā stikla ampulās, kas pildītas ar ūdeņradi. Cēziju var uzglabāt arī sakausējumos ar citiem metāliem.

## 3. daļa

**R. Bunzens** (1811–1899) bija vācu ķīmiķis un fiziķis. No 1838. gada viņš strādāja par profesoru Mārburgas universitātē, no 1852. līdz 1889. gadam Heidelbergas universitātē. R. Bunzens konstruējis gāzes degli, kas nosaukts viņa vārdā, pētījis fotoķīmiskās reakcijas, izgudrojis fotometru.

**G. R. Kirhofs** (1824–1887) bija vācu fiziķis. Viņš strādāja par profesoru Breslavas un Berlīnes universitātē. Kirhofs atklāja elektriskās strāvas sadalījuma likumsakarības sazarotās ķēdēs, pētīja gaismas emisiju un absorbciju.

Cēziju atklāja R. Bunzens un G. R. Kirhofs 1860. gadā, pētot Dirkeimas (Vācija) minerālūdeņu sastāvu ar spektrālanalīzes metodi. Spektrā bija divas gaišzilas līnijas, tāpēc jaunatklātais elements ieguva nosaukumu, kas atvasināts no latīņu vārda *caesius* – zils. Cēzijs ir pirmais ķīmiskais elements, ko atklāja, izmantojot spektrālanalīzes metodi.

## 3. daļa

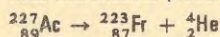
Cēzija savienojumi pēc savām īpašībām ir līdzīgi kālija un rubīdija savienojumiem. Cēzija hidroksīds ir visstiprākais sārms. Tas strauji reaģē ar oglekļa dioksīdu un pat ar stiklu, tāpēc cēzija hidroksīdu iespējams uzglabāt hermētiski noslēgtos traukos, kas no iekšpuses noklāti ar sudraba vai platīna kārtiņu.

Cēzija savienojumu kvalitatīvai konstatēšanai var izmantot bezkrāsas gāzes liesmas krāsošanos violetā krāsā.

Cēziju izmanto fotoelementos un vakuumierīcēs. Cēziju un tā savienojumus lieto par katalizatoriem a nonjaka, skudrskābes un citu vielu iegūšanai. Cēzija sāļus lieto medicīnā dažādu čūlu ārstēšanai, bet radioaktīvo cēziju izmanto t. s. γ staru terapijā.

### 3.11.6. Francijs

Franciju (lat. *francium*) atklāja franču atompētniece M. Perē 1939. gadā, rūpīgi analizējot aktīnija izotopa  $^{227}_{89}\text{Ac}$  radioaktīvās sabrukšanas produktus.



Par godu savai dzimtenei Francijai M. Perē jauno elementu nosauca par franciju.

Francijs ir radioaktīvs elements, tam zināmi 9 izotopi. Vienīgais dabiskais francija izotops ir  $^{223}_{87}\text{Fr}$ , kas rodas aktīnija sabrukšanas procesā. Tā pussabrukšanas periods ir 21 minūte.

**Atrašanās dabā.** Francija dabiskais izotops izplatīts ārkārtīgi maz – Zemes garozā tā kopējā masa ir  $\approx 520$  grami.

**Īpašības.** Francijs ir metāls, kam *visstiprāk izteiktas metāliskās īpašības*. Francija ķīmiskās īpašības līdzīgas cēzija īpašībām. Tas var veidot hidroksīdu un sāļus, kas labi šķīst ūdenī, taču šiem savienojumiem nav lielas praktiskas nozīmes. Franciju kā aktīnija radioaktīvās sabrukšanas produktu var izmantot aktīnija satura novērtēšanai iezos un minerālos.

## 3.12. Elementu periodiskās sistēmas IIA (2.) grupa

3.7. tabula

### IIA (2.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementa        |           |         |                   | Vienkāršo vielu   |                            |                         |                          | Salikto vielu sastāvā |                                  |
|-----------------|-----------|---------|-------------------|-------------------|----------------------------|-------------------------|--------------------------|-----------------------|----------------------------------|
| kārtas skaitlis | nosaukums | simbols | relatīvā atommasa | atomu rādiuss, pm | blīvums, g/cm <sup>3</sup> | kušanas temperatūra, °C | viršanas temperatūra, °C | oksidēšanas pakāpe    | jonu E <sup>2+</sup> rādiuss, pm |
| 4               | Berilijs  | Be      | 9,01218           | 111               | 1,86                       | 1283,0                  | 2970,0                   | +II                   | 31                               |
| 12              | Magnijs   | Mg      | 24,3050           | 160               | 1,74                       | 649,5                   | 1120,0                   | +II                   | 65                               |
| 20              | Kalcijs   | Ca      | 40,078            | 197               | 1,54                       | 850,0                   | 1487,0                   | +II                   | 99                               |
| 38              | Stroncijs | Sr      | 87,62             | 215               | 2,67                       | 770,0                   | 1367,0                   | +II                   | 113                              |
| 56              | Bārijs    | Ba      | 137,327           | 217               | 3,61                       | 710,0                   | 1637,0                   | +II                   | 135                              |
| 88              | Rādijs    | Ra      | 226,0254          | 220               | 5,5...6,0                  | $\approx 700$           | $\approx 1140$           | +II                   | 152                              |

IIA grupas elementi veido vienkāršas vielas, kas pieder pie vieglajiem metāliem.

Kalciju, stronciju un bāriju sauc par sārmzemjmetāliskajiem elementiem, jo šo elementu oksīdi, kurus agrāk sauca par "zemēm", reaģē ar ūdeni un veido sārmus.

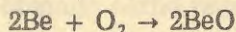
### 3.12.1. Berilijs

Atrašanās dabā. Pēc izplatības Zemes garozā berilijs pieder pie retajiem elementiem. Tas ietilpst tikai dažu minerālu sastāvā, no kuriem pazīstamākais ir jau pieminētais berils  $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ . No tā iegūst dubultsāļus  $2\text{NaF} \cdot \text{BeF}_2$  vai  $2\text{NaCl} \cdot \text{BeCl}_2$ , kuru kausējumu elektrolizē un, pamatojoties uz abu metālu – nātrija un berilija – kušanas temperatūru milzīgo atšķirību (starpība  $\approx 1185^\circ\text{C}$ ), iegūst tīru beriliju.

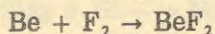
Berils, kurš satur 0,3 %  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , ir zaļā krāsā, un to sauc par smaragdu. Bet dzelzs piemaisījumi berilam piedod zaļganzilu krāsu, un tādus dārgakmeņus sauc par akvamarīniem.

Īpašības. Berilijs ir ļoti ciets, trausls un viegls metāls ar gaišpelēku spīdumu. Tam piemīt liela mehāniskā izturība. Augstās temperatūrās berilijs kļūst plastisks.

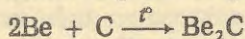
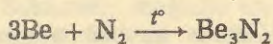
Parastos apstākļos berilijs reaģē ar gaisa skābekli un pārklājas ar blīvu oksīda aizsargkārtiņu, bet  $800^\circ\text{C}$  temperatūrā tas gaisā sadeg:



Parastos apstākļos berilijs reaģē arī ar fluoru:

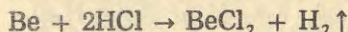


Augstās temperatūrās berilijs reaģē ar citiem nemetāliem:

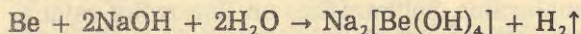


Ar metāliem berilijs veido cietus šķīdumus un intermetāliskus savienojumus – berilīdus, kuri ietilpst berilija sakausējumu sastāvā.

Berilijs nereaģē ar ūdenradi un ūdeni. Parastos apstākļos to pasivē slāpekļskābe, taču samērā aktīvi berilijs reaģē ar sālsskābi un sērskābes šķīdumu:



Berilijs reaģē ar sārmu ūdens šķīdumiem, veidojot hidroberilātus:



Lietošana. Beriliju izmanto sakausējumu ražošanai (sk. 142. lpp.). Berilijam ir raksturīgs liels skaņas izplatīšanas

Beriliju (gr. *beryllos* – gaiši zaļš akmens) atklāja franču ķīmiķis L. N. Vokelēns 1798. gadā, kad viņš centās noteikt minerāla berila sastāvu. Vokelēns ieguva nevis pašu elementu, bet gan tā oksīdu, no kura savukārt varēja iegūt sāļus ar saldu garšu, tāpēc beriliju sākumā nosauca par glicīniju (gr. *glykys* – salds). Tikai vēlāk, 1814. gadā, sāka lietot nosaukumu "berilijs", kas atvasināts no minerāla berila nosaukuma.

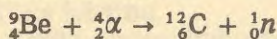
Tīru beriliju pirmo reizi ieguva 1828. gadā vācu ķīmiķis F. Vēlers un franču ķīmiķis A. Bizī, reducējot berilija hlorīdu ar kāliju.

L. N. Vokelēns (1763–1829) bija franču ķīmiķis. No 1794. gada viņš strādāja par ķīmijas profesoru Parīzē. Vokelēns pētījis organiskas vielas (ābolskābi, lecitīnu), izstrādājis platinmetālu atdalīšanas metodes. Viņa vārds ir saistīts ar trīs elementu (Cr, Be, Os) atklāšanu.

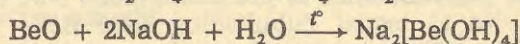
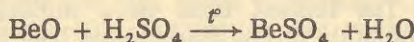
### 3. daļa

ātrums, tāpēc tā sakausējumus lieto gongu, metāla pūšamo instrumentu un stīgu izgatavošanai.

Atomreaktoros beriliju izmanto par neitronu palēninātāju un atstarotāju, bet maisījumā ar rādija preparātiem to lieto par neitronu avotu:

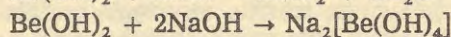
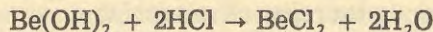


**Berilija savienojumi.** Berilija oksīds BeO ir balta pulverveida viela ar ļoti augstu kušanas temperatūru – 2530 °C. Tam piemīt *amfotēras īpašības*:



Berilija oksīdu izmanto karstumizturīgu materiālu izgatavošanai, to lieto stikla un keramikas rūpniecībā.

Berilija hidroksīdā m Be(OH)<sub>2</sub> ir izteiktas amfotēras īpašības:



Berilija sāļi labi šķīst ūdenī. Ūdens šķīdumos berilija joni Be<sup>2+</sup> hidrolizējas, tāpēc berilija sāļu šķīdumiem ir skāba reakcija.

Berilijs un tā savienojumi ir kancerogēni.

#### 3.12.2. Magnijs

H. Deivijs 1808. gadā ieguva magnija amalgamu (sakausējumu ar dzīvsudrabu), elektrolizējot MgO un Mg(OH)<sub>2</sub> maisījumu un lietojot dzīvsudraba katodu. Pēc dzīvsudraba atdestilēšanas palika magnijs. Jaunatklāto elementu H. Deivijs nosauca par "Magnesium", kas atvasināts no Grieķijas pilsētas Magnēsijas nosaukuma. Šis pilsētas tuvumā atrodas minerāli, kas satur magniju.

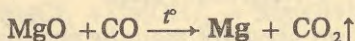
✓ **Atrašanās dabā.** Pēc izplatības Zemes garozā magnijs ieņem 8. vietu. Magnijs brīvā veidā nav sastopams, taču magniju saturošie minerāli atrodas visos kontinentos, magnija sāļi izšķīdušā veidā ir okeānu un jūru ūdeņos un piedod tiem rūgtu garšu (MgSO<sub>4</sub>, MgCl<sub>2</sub>).

Visizplatītākie magniju saturošie minerāli ir karbonāti un minerāli, kas satur arī kāliju: magnezīts MgCO<sub>3</sub>, dolomīts MgCO<sub>3</sub>·CaCO<sub>3</sub>, karnalīts KCl·MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O, kainīts KCl·MgSO<sub>4</sub>·3H<sub>2</sub>O. Dabiskie magnija silikāti ir azbests CaO·3MgO·4SiO<sub>2</sub> un talks 3MgO·4SiO<sub>2</sub>·H<sub>2</sub>O.

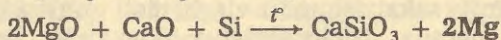
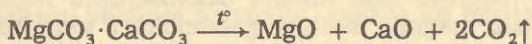
Liels dolomīta nogulas sastopamas Latvijā. Dolomīta klinšu atsegumi vērojami Daugavas krastos, Lielupes augštecē, Mēmeles un Ventas krastos. Vislielākās karnalīta atradnes pasaulē ir Ziemeļurālos, Soļikamskas un Bereznīku rajonā.

Magnija savienojumi nelielos daudzumos ir augu, cilvēka un dzīvnieku organismos: hlorofilā, asinīs, aknās, muskuļos, kaulos.

**Iegūšana.** Magniju iegūst, elektrolizējot magnija hlorīda vai atūdeņota karnalīta kausējumu. To ražo arī elektrokrāsnīs pēc karbotermiskās metodes.



Magniju iegūst arī no izkarsēta dolomīta:

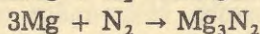
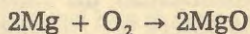


Magnija tvaikus kondensē ūdeņraža atmosfērā, jo magnijs ar ūdeņradi nereaģē.

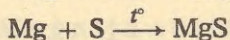
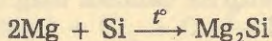
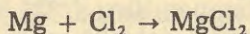
**Īpašības.** Magnijs ir sudrabbalts metāls. Tas ir vieglāks un izturīgāks par alumīniju.

Magnijs pieder pie ķīmiski aktīviem metāliem, taču *atmosfērā* tas maz mainās, jo *pārklājas ar plānu, blīvu oksīda aizsargkārtiņu.*

*Sakarsēts magnijs 600 °C temperatūrā gaisā uzliesmo un sadeg ar spožu liesmu, izdalot lielu siltuma daudzumu (601,64 kJ/mol). Veidojas balta pulverveida viela – magnija oksīds un nedaudz magnija nitrīda Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>:*



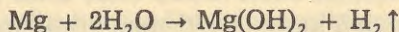
Magnijs *aktīvi reaģē arī ar citiem nemetāliem, piemēram,*



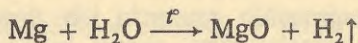
Sakarsēts magnija un sēra pulveru maisījums eksplodē.

*Ar metāliem magnijs veido cietus šķīdumus un intermetāliskus savienojumus, kuri ietilpst sakausējumu sastāvā: Mg<sub>3</sub>Al<sub>2</sub>, Mg<sub>2</sub>Pb u. c.*

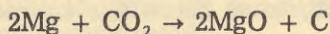
*Ar aukstu ūdeni magnijs reaģē lēni, bet paaugstinātā temperatūrā šīs reakcijas ātrums palielinās:*



Ja magnija pulveri sakarsē līdz baltkvēlei un ievieto ūdenī, tad noris spēcīga eksotermiska reakcija ar žilbinošas gaismas un baltu dūmu mākoņa izdalīšanos. Šajā reakcijā magnijs reducē abus ūdens ūdeņraža(I) atomus:

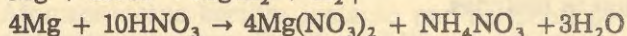
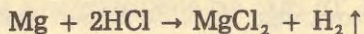


*Sakarsēts magnijs reaģē pat ar oglekļa(IV) oksīdu:*



### 3. daļa

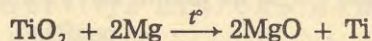
Magnijs labi *reagē ar skābju šķīdumiem:*



*Ar koncentrētu slāpekļskābi un sērskābi magnijs praktiski nereagē, jo tas pasivējas.*

✓ **Izmantošana.** Magniju lieto metālu *sakausējumu ražošanai*. To sastāvā bez magnija ietilpst galvenokārt alumīnijs, cinks, cirkonijs. Magnija sakausējumi ir viegli, cieti un izturīgi, nemagnetizējas un nerada dzirksteļošanu. Visvairāk lieto magnija sakausējumus, ko sauc par elektronu (Mg—Al—Zn, Mg—Zn—Zr un Mg—Mn). Elektronā ir vairāk par 80 % Mg (masas daļās).

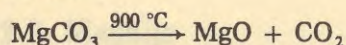
Tīru magniju lieto *metalotermijā* titāna, vanādija, cirkonija, urāna un citu metālu iegūšanai no to oksīdiem (magnijtermiskā metode):



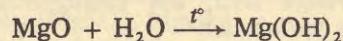
Metalurģijā, sevišķi krāsaino metālu un to sakausējumu ražošanā, magniju lieto *par dezoksidētāju*.

Sasmalcinātu magniju maisījumā ar oksidētājiem izmanto *aizdedzinošu lādiņu izgatavošanā, apgaismošanas un raķešu tehnikā*. Ievērojamus magnija daudzumus patērē arī rūpnieciskajā *organiskajā sintēzē*.

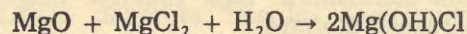
**Magnija savienojumi.** Magnija oksīds MgO ir balta pulverveida viela ar augstu kušanas temperatūru (2825 °C). Rūpniecībā magnija oksīdu iegūst no attīrīta dabiskā magnija karbonāta:



Magnija oksīds ir tipisks bāziskais oksīds, taču ar ūdeni parastos apstākļos tas reagē slikti. Paaugstinātā temperatūrā (100 °C) magnija oksīda un ūdens savstarpējā iedarbība aktivizējas:

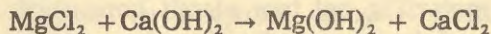


Magnija oksīdu lieto medicīnā kuņģa iekaisuma ārstēšanai. Augstās kušanas temperatūras dēļ to izmanto ugunsizturīgu materiālu izgatavošanai. Magnija oksīda, magnija hlorīda un ūdens maisījums ātri sacietē:

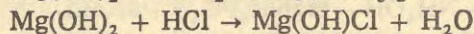
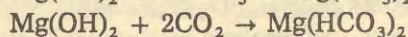


Šo maisījumu sauc par *mageziālo cementu* jeb *Soreļa cementu*, ko izmanto vieglu, ugunsizturīgu, skaņu izolējošu būvmateriālu (fibrolīta, ksilolīta) ražošanā. Tas arī tiek pievienots kā saistviela, izgatavojot abrazīvo materiālu izstrādājumus (galodas, slīpripas).

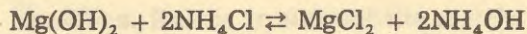
Magnija hidroksīds  $Mg(OH)_2$  ir balta kristāliska viela. To iegūst, iedarbojoties ar sārmēm uz šķīstošiem magnija sāļiem:



Magnija hidroksīdam atšķirībā no berilija hidroksīda ir tikai bāziskas īpašības. Tas labi reagē ar skābēm un skābajiem oksīdiem, veidojot normālos, skābos un bāziskos sāļus:



Magnija hidroksīds slikti šķīst ūdenī, taču tas pieder pie vidēji stiprām bāzēm un tāpēc reagē ar amonija sāļu šķīdumiem:

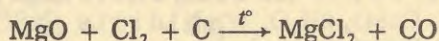


Mēdz teikt, ka magnija hidroksīds šķīst amonija sāļu ūdens šķīdumos. Ja magnija hidroksīda un kāda amonija sāļa maisījumu samitrina un karsē, tad izdalās amonjaks.

Magnija hidroksīdu lieto cukura rūpniecībā un par zobu pastas sastāvdaļu.

Magnija hlorīds veido kristālhidrātu  $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ . To lieto magneziālā cementa ražošanā, kā arī tādu šķīdumu gatavošanai, kas novērs aplēdojumu.

Magnija hlorīdu iegūst vai nu no jūras ūdens, vai hlorējot magnija oksīda un ogleš maisījumu:

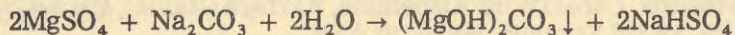


Magnija sulfāts veido kristālhidrātu  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ , ko sauc par *rūgto sāli*. Tas izšķīdušā veidā atrodas jūras ūdenī. Zemes dzīlēs sastopams arī minerāls *kizerīts*  $MgSO_4 \cdot H_2O$ .

Magnija sulfātu izmanto medicīnā par caurejas līdzekli. To lieto arī tekstilrūpniecībā un papīrrūpniecībā, kā arī magnija oksīda un magneziālā cementa ražošanā.

Magnija karbonāts  $MgCO_3$  ir balta kristāliska viela, kas slikti šķīst ūdenī. Dabā sastopams kā minerāls magnēzīts. Magnija karbonātu izmanto būvmateriālu ražošanā, magnija oksīda iegūšanai. Dolomītu, kas arī satur  $MgCO_3$ , lieto būvniecībā, bet lauksaimniecībā to izmanto par mikromēslojumu un kaļķojamo materiālu.

Iedarbojoties ar nātrija karbonātu uz magnija sāļiem, iegūst bāzisko magnija karbonātu:



$(MgOH)_2CO_3$  lieto medicīnā ar nosaukumu *baltais magnēzijs*. To izmanto arī par zobu pastas sastāvdaļu un pildvielu gumijas rūpniecībā.

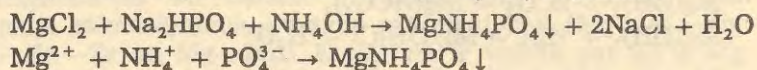
Vājas koncentrācijas  $MgCl_2$  šķīdumam pielēja  $Na_2CO_3$  šķīdumu. Radās baltas nogulsnes, kuras izzuda, ja maisījumā ievadīja  $CO_2$ . Uzrakstiet atbilstošo reakciju vienādojumu!

## 3. daļa

Magnija silikātu  $MgSiO_3$  izmanto stikla, sitālu un keramikas izstrādājumu ražošanā. Plaši lieto arī dabiskos magnija silikātus – talku un azbestu (sk. 184. lpp.). Azbests ir labs siltumizolācijas materiāls, bet tam piemīt kancerogēnas īpašības.

Magnija perhlorātu  $Mg(ClO_4)_2$  izmanto gāzu žāvēšanai (sk. 275. lpp.).

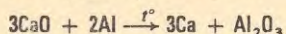
Magnija katjonus  $Mg^{2+}$  pierāda ar nātrija hidroģēnfosfāta  $Na_2HPO_4$  šķīdumu, iepriekš pielejot amonija hidroksīda šķīdumu. Iegūst kristāliskas  $MgNH_4PO_4$  nogulsnes:



Magnija joni nepieciešami augu un dzīvnieku dzīvības procesos. Cilvēkam magnija diennakts deva ir 0,3...0,5 g.

### 3.12.3. Kalcijs

Kalciju (lat. *calx* – kaļķakmens) pirmo reizi ieguva H. Deivijs 1808. gadā, elektroliējot ūdenī samitrinātu kaļķi, t. i., kalcija hidroksīdu. Dzīvudraba katodā radās nepazīstama metāla amalgama. Pēc dzīvudraba iztvaicēšanas H. Deivijs ieguva daļēji oksidētu metālu, ko ieteica nosaukt par kalciju. Tīru kalciju ieguva tikai 1924. gadā, karsējot kalcija oksīda un alumīnija maisījumu vakuumā:



Atrašanās dabā. Pēc izplatības Zemes garozā kalcijs ieņem 5. vietu. Šajā ziņā to pārspēj tikai skābeklis, silīcijs, alumīnijs un dzelzs. Savas ķīmiskās aktivitātes dēļ kalcijs dabā brīvā veidā nav sastopams. Okeānu ūdeņi satur aptuveni 0,04 % (masas daļās) kalcija sāļu veidā. Šķīstošie kalcija savienojumi sastopami gandrīz visos dabā esošajos ūdeņos, tie ir galvenais ūdens cietības cēlonis.

Izplatītākie kalciju saturošie minerāli ir kalcīts  $CaCO_3$  (tā paveidi ir Islandes špats un aragonīts), ģipsis jeb ģipšakmens  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ , anhidrīts  $CaSO_4$ , fluorīts  $CaF_2$  (*kaušņu špats*).

Izplatītākie kalciju saturošie ieži ir kaļķakmens, krīts un marmors, kuru sastāvā ir vairāk nekā 90 % kalcija karbonāta. Marmors ir kalcīta pārkristalizējusies forma. Rūpnieciska nozīme ir fosforītiem un apatītiem, kas satur kalcija fosfātu. Kalcija silikāti un alumosilikāti atrodas kalnu iežos (*granītos, gneisos*).

Lielas kaļķakmens nogulas ir Ukrainā, Karēlijā, Pievolgā, Donas upes krastos, Urālu kalnu rietumu nogāzē un Baltijā. Latvijā lielas kaļķakmens nogulas ir Saldus, Nīgrandes un Auces apkārtnē, kas turpinās Lietuvā, Akmenes rajonā. Krīta nogulas visvairāk izplatītas Eiropā, areālā no Embas upes līdz Anglijai. Krīta atsegumi baltu klinšu veidā sastopami Lielbritānijā Lamanša krastā, kā arī Vācijā, Rīgenes salā.

Lielas marmora atradnes ir Urālos, Karēlijā, Gruzijā, Armēnijā, Uzbekijā un Aizbaikālā, Karrārā (Itālijā), Parā (Griekijā), kā arī Francijā, Kubā un ASV.

Latvijā ir lielākie ģipšakmens krājumi Baltijā. Salaspils un Sauriešu apkaimē to kopējā masa ir aptuveni 22 miljoni tonnu. No Salaspils ģipša iegulas sazarojas Kalnciema–Slokas–Tuku-

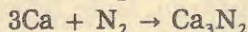
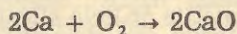
ma-Kuldīgas virzienā, Iecavas-Bārbeles-Skaistkalnes virzienā un Allažu-Gaujienas-Apes virzienā. Latvijas ģipsakmens slāņi nav viendabīgi, tie mijas ar dolomīta un māla slāņiem.

Kalcija savienojumi atrodas gandrīz visos augu un dzīvnieku audos. Cilvēka un dzīvnieku organismā ir 1,4...2 % (masas daļās) kalcija, galvenokārt skeletā kalcija fosfāta un kalcija karbonāta veidā. Cilvēka skeletā ir aptuveni 80 %  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  un 13 %  $\text{CaCO}_3$ . Bezmugurkaulnieku cietie veidojumi satur galvenokārt kalcija karbonātu. Dažu ūdensaugu, gliemju un amēbu ķermeņos ir līdz 38 % kalcija. Korāļļu rīfi veidoti no kalcija karbonāta.

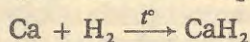
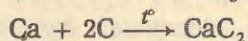
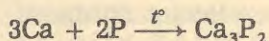
**Iegūšana.** Rūpniecībā kalciju iegūst, reducējot kalcija oksīdu ar alumīniju vakuumā 1200 °C temperatūrā, kā arī veicot izkausēta kalcija hlorīda un kālija hlorīda maisījuma elektrolīzi.

**Īpašības.** Kalcijs ir sudrabbalts metāls. Tas ir cietāks par sārnu metāliem, bet mīkstāks par beriliju un magniju.

Kalcijs *pieder pie ķīmiski aktīviem metāliem*, tāpēc to uzglabā petrolejā vai hermētiski noslēgtās metāla kārbās, jo, saskaroties ar gaisu, tas jau *parastajā temperatūrā reaģē ar atmosfēras skābekli un veido baltu, irdenu kalcija oksīda kārtiņu*, kas neaizsargā no tālākas oksidēšanās. Kalcijs pamazām sairst, pārvēršoties kalcija oksīdā, kas vēlāk veido kalcija hidroksīdu un kalcija karbonātu. Ja kalciju sakarsē, tas gaisā sadeg ar spožu ķieģeļsarkanu liesmu, veidojot kalcija oksīdu un nedaudz kalcija nitrīda:

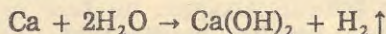


Parastos apstākļos un pat pazeminātā temperatūrā kalcijs *savienojas ar visiem halogēniem, bet paaugstinātā temperatūrā tas reaģē arī ar citiem nemetāliem, piemēram,*



Ar metāliem kalcijs veido cietus šķīdumus un intermetāliskus savienojumus, kuri ietilpst sakausējumu sastāvā.

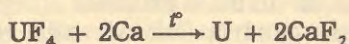
Kalcijs aktīvi reaģē ar daudzām saliktām vielām. Ja kalcija gabaliņu ievieto mēģenē, kurā ieliets ūdens, sākas strauja reakcija; ūdens saduļķojas, jo veidojas mazšķīstošs savienojums – kalcija hidroksīds  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , bet no mēģenes izdalās ūdeņradis:



**Lietošana.** Kalciju izmanto par reducētāju reto un grūti kūstošo metālu, piemēram, torija, berilija, tantala, cirkonija,

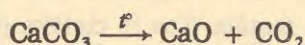
### 3. daļa

vanādijs, hroma, cēzija, rubīdijs, urāna iegūšanai no to oksīdiem vai halogēnīdiem.

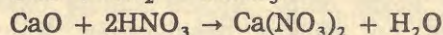
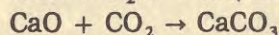
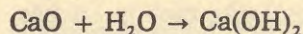


Kalciju lieto par legējošu piedevu sakausējumos, to izmanto skābekļa un sēra izdalīšanai no sakausējumiem, gāzu palieku absorbēšanai vakuumiekārtās, šķidru organisko vielu atūdeņošanai.

**Kalcija savienojumi.** Kalcija oksīds (dedzinātie kaļķi, nedzēstie kaļķi)  $\text{CaO}$  ir balta, pulverveida viela ar augstu kušanas temperatūru ( $2580^\circ\text{C}$ ). Rūpniecībā to iegūst speciālās krāsnīs, apdedzinot, t. i., karsējot augstā temperatūrā ( $\approx 1000^\circ\text{C}$ ) kaļķakmeni (sk. 559. lpp.). Iegūto produktu sauc par dedzinātiem kaļķiem.



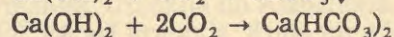
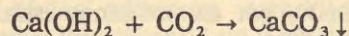
Kalcija oksīds ir bāziskais oksīds:



Kalcija oksīdu izmanto stikla un ugunsizturīgu materiālu ražošanā, kalcija karbīda  $\text{CaC}_2$  iegūšanai, kā arī par palīgmateriālu tērauda, sodas un cukura ražošanā. Visvairāk kalcija oksīda izmanto kalcija hidroksīda iegūšanai, nedzēstos kaļķus ( $\text{CaO}$ ) sajaucot ar ūdeni. Šo procesu, kas saistīts ar liela siltuma daudzuma izdalīšanos, sauc par *kaļķu dzēšanu*, tāpēc tehnikā kalcija hidroksīdu sauc par *dzēstajiem kaļķiem*.

Kalcija hidroksīds  $\text{Ca(OH)}_2$  pieder pie stiprajām bāzēm, taču tā šķīdība ūdenī  $20^\circ\text{C}$  temperatūrā ir tikai  $0,16\text{ g}/100\text{ g H}_2\text{O}$ . Kalcija hidroksīds labi reagē ar skābjiem oksīdiem, skābēm un sāļu šķīdumiem, veidojot normālos vai skābos sāļus.

Laboratorijā visbiežāk lieto kalcija hidroksīda šķīdumu ūdenī, ko sauc par *kaļķūdeni*. To izmanto oglekļa dioksīda pierādīšanai. Kaļķūdens ātri kļūst duļķains pat gaisā, jo tas absorbē oglekļa(IV) oksīdu, veidojot nešķīstošu kalcija karbonātu  $\text{CaCO}_3$ . Ja kaļķūdenī oglekļa dioksīdu ievada pārākumā, tad kalcija karbonāta nogulšņu daudzums samazinās vai arī tās pilnīgi izzūd. Tas notiek tāpēc, ka veidojas ūdenī šķīstošs sāls – kalcija hidrogēnkarbonāts  $\text{Ca(HCO}_3)_2$ :

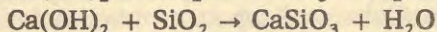
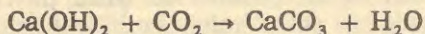


Tehnikā lieto kalcija hidroksīda uzduļķojumu ūdenī, ko sauc par *kaļķu pienu*. To lieto cukurrūpniecībā, hlorkaļķu iegūšanai un minerālmēslojuma (kalcija nitrāta  $\text{Ca(NO}_3)_2$ )

Ja  $\text{CO}_2$  ievada piesātinātā  $\text{Ca(OH)}_2$  šķīdumā, tad to pilnīgi atduļķot neizdodas. Kāpēc?

ražošanai. Dārzkopībā kaļķu pienu lieto augļu koku kaļķošanai.

Visvairāk kalcija hidroksīdu izmanto celtniecībā *kaļķu javas* veidā. Kaļķu java ir dzēsto kaļķu, smilšu un ūdens maisījums, ko lieto apmetumiem, kā arī akmeņu un ķieģeļu sienu mūrēšanai. Kaļķu java sacietē un žūst samērā lēni, vienlaikus notiekot šādiem procesiem:



Dzēstie kaļķi saista atmosfēras oglekļa dioksīdu, kā arī reaģē ar silīcija dioksīdu, kas ietilpst smilšu sastāvā. Nedaudz kalcija hidroksīda kristalizējas.

Tīrs kalcija karbonāts  $\text{CaCO}_3$  ir bezkrāsaina, ūdenī nešķīstoša, kristāliska viela, kurai ir divi alotropiskie veidi – *kalcīts* un *aragonīts*. Kalcīts dabā veidojas no dabiskajiem ūdeņiem, kuriem piemīt karbonātu cietība, kristalizējoties kalcija karbonātam (sk. 193. lpp.). Liela izmēra kalcīta kristāli sastopami Islandē, tāpēc šī minerāla kristālus sauc arī par *Islandes špatu*. Nelielas kalcīta kristālu drūzas sastopamas arī Latvijā kaļķakmens un dolomīta klinšakmeņos. Lielākus kalcīta veidojumus lāsteku veidā sauc par *stalaktītiem* un *stalagmītiem*, taču sastopami arī kvarca un dažu citu minerālu stalaktīti. Kalcija karbonāts visvairāk izplatīts kaļķakmens, marmora un krīta veidā. Šos dabas produktus plaši izmanto celtniecībā, kā arī dažādu būvmateriālu, stikla un porcelāna ražošanā. Krītu izmanto par pildvielu gumijas un papīra rūpniecībā, tas ietilpst arī zobu pastas un pulvera sastāvā. Kaļķakmeni lielos daudzumos patērē par kušņiem čuguna un tērauda ražošanā. Sasmalcinātu kaļķakmeni un dolomītu lieto arī augsnes kaļķošanai. Sasmalcinātu marmoru vai kaļķakmeni izmanto oglekļa dioksīda iegūšanai laboratorijās. Islandes špata monokristālus lieto optikā.

No oglekli saturošiem kalcija savienojumiem liela nozīme ir arī kalcija karbīdam  $\text{CaC}_2$  (sk. 218. lpp.).

Tīrs kalcija sulfāts  $\text{CaSO}_4$  ir bezkrāsaina, kristāliska viela, kas slikti šķīst ūdenī. Dabā tas sastopams samērā reti – minerāla *anhidrīta* veidā. Kalcija sulfāts veido divus kristālhidrātus –  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , ko sauc par *ģipsi* jeb *dihidrātu*, un  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ , kuram ir četri nosaukumi – pushidrāts, dedzinātais ģipsis, celtniecības ģipsis, alebastrs.

Dabā ir izplatīts kalcija sulfāta dihidrāts, kas veido ģipšakmens jeb ģipša iežus (sk. 188. lpp.)

Ģipšakmeni dabā sastop galvenokārt šķiedrainā, rupj-kristāliskā un kārtainā ģipša veidā. Kārtainajā ģipsī mijas šķiedrainā un rupjkristāliskā ģipša slāņi, kas pēc pulēšanas veido dekoratīvus rakstus. Kārtainais ģipsis ir līdzīgs marmoram, tāpēc to nereti lieto par telpu apdares materiālu (piemēram, Jelgavas un Rundāles pilis).

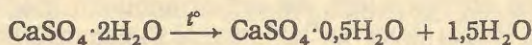
## 3. daļa

Stalaktīti ir lāstekām līdzīgi minerālu veidojumi pie alu griestiem.

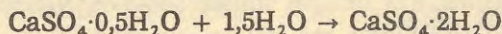
Stalagmīti ir dažāda lieluma minerālu veidojumi, kas paceļas uz augšu no alu pamata.

### 3. daļa

Visvairāk ģipšakmens tomēr izlieto dedzinātā jeb celtniecības ģipša ražošanai. Speciālās krāsnīs ģipšakmeni karsē jeb apdedzina 140...190 °C temperatūrā. Noris daļējs dehidratācijas process:

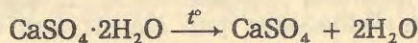


Izkarsēto masu samal un iegūst pelēku vai baltu pulverveida vielu – dedzināto ģipsi, kas satur kalcija sulfāta pushidrātu  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ . Ja dedzināto ģipsi sajauc ar ūdeni noteiktā masu attiecībā, iegūst ģipša javu, kura ātri sacietē un nedaudz izplešas, jo noris pretējs process – dedzinātā ģipša hidratācija:



Dedzināto ģipsi lieto ģipša lējumu iegūšanai tēlniecībā, celtniecībā un medicīnā. To izmanto paneļu un plākšņu liešanai, kā arī ēku sausajam apmetumam un remontdarbiem celtniecībā. Ģipša izstrādājumu rūpnīca ir uzcelta Sauriešos.

Ja ģipšakmeni karsē temperatūrā, kas augstāka par 200 °C, iegūst kalcija sulfātu  $\text{CaSO}_4$ , ko ikdienā sauc par bezūdens ģipsi jeb anhidrītu.



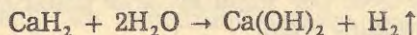
Bezūdens ģipsis ūdens klātbūtnē nesacietē, taču arī to var izmantot par saistvielu t. s. anhidrīta cementa veidā. Nešķīstošo anhidrītu samal kopā ar cietēšanas ierosinātājiem – kalkiem, apdedzinātu dolomītu, dzelzs(II) sulfātu vai vara(II) sulfātu. Anhidrīta cementu lieto apmetumiem, mākslīgā marmora izgatavošanai u. c.

Kalcija ortofosfātu  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  un kalcija hidrogēnfosfātus  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{CaHPO}_4$ , kā arī kalcija nitrātu  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  lieto par minerālmēslojumu.

Kalcija fluorīds  $\text{CaF}_2$  (dabā minerāls *fluorīds*) ir bezkrāsaina, kristāliska viela, kas ūdenī nešķīst. To izmanto fluorūdeņraža un citu fluora savienojumu iegūšanai, kā arī par kušņiem metalurģijā. Kalcija fluorīda kristālus lieto optikā.

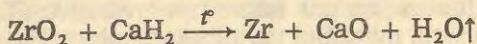
Kalcija hlorīds  $\text{CaCl}_2$  ir bezkrāsaina, kristāliska, ļoti higroskopiska viela, kas labi šķīst ūdenī un veido vairākus kristālhidrātus:  $\text{CaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CaCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . To iegūst kā blakusproduktu sodas ražošanā. Bezūdens kalcija hlorīdu lieto par ūdensatņēmēju vielu gāzu un šķidrumu žāvēšanai. 10 % kalcija hlorīda šķīdumu ūdenī izmanto medicīnā injekcijām.

Kalcija hidrīds  $\text{CaH}_2$  ir bezkrāsaina, kristāliska viela, kas aktīvi reaģē ar ūdeni, izdalot relatīvi daudz ūdeņraža, tāpēc šo savienojumu izmanto ūdeņraža iegūšanai, kā arī gāzu un šķidrumu žāvēšanai:



Ūdenī izšķīdināja 1,83 g kalcija hlorīda kristālhidrāta un iegūtajam šķīdumam pielēja sudraba(I) nitrāta šķīdumu. Ieguva 2,87 g nogulšņu. Atrodiet kristālhidrāta formulu! ( $\text{CaCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ .)

Kalcija hidrīds ir spēcīgs reducētājs, tāpēc tas tiek lietots dažādu grūti kūstošu metālu iegūšanai no to savienojumiem:



Kalcija joni nepieciešami organismu dzīvības procesos. To diennakts deva cilvēkam ir 0,8...1,5 gramī.

$\text{Ca}^{2+}$  katjonu kvalitatīvai konstatēšanai izmanto bezkrāsas gāzes liesmu. Paaugstinātā temperatūrā rodas kalcija atomi, kuri izstaro gaismu, un liesma krāsojas ķieģeļsarkana.

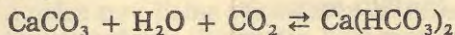
### 3.12.4. Ūdens cietība un tās novēršana

***Dabā esošo ūdenī, kas satur šķīstošus kalcija, magnija un dzelzs sāļus, sauc par cietu ūdeni.***

Izšķir karbonātu, nekarbonātu un kopējo ūdens cietību.

Karbonātu ūdens cietību rada kalcija, magnija, kā arī dzelzs hidroģēnkarbonāti. Ne karbonātu ūdens cietību rada šo metālu sulfāti, hlorīdi, nitrāti.

Karbonātu cietība rodas, ūdenim saskaroties ar kalcija vai magnija karbonātu saturošiem iežiem (kaļķakmeni, dolomītu).  $\text{CaCO}_3$  un  $\text{MgCO}_3$  tīrā ūdenī nešķīst, taču dabā esošie ūdeni satur arī oglekļa dioksīdu un tāpēc noris šāda reakcija:



Ne karbonātu cietība rodas, ūdenim Zemes dziļēs saskaroties ar šķīstošiem vai mazšķīstošiem nekarbonātu kalcija vai magnija sāļiem, piemēram, ar ģipsakmeni ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ).

Kopējā ūdens cietība ir karbonātu un nekarbonātu cietību summa.

***Ūdens cietību izsaka ar  $\text{Ca}^{2+}$  un  $\text{Mg}^{2+}$  jonu daudzumu ūdens tilpuma vienībā (mmol/l jeb mol/m<sup>3</sup>).***

Daugavas ūdens vidējā kopējā cietība Rīgas HES ūdenskrātuvē ir  $\approx 1,6$  mmol/l. Taču jāņem vērā, ka vienu un to pašu dabas ūdeņu cietība nav pastāvīgs lielums. Tas mainās atkarībā no meteoroloģiskajiem apstākļiem (pali, ilgstošs lietus, sauss). Tā, piemēram, ziemā Rīgas HES ūdenskrātuves ūdens cietība sasniedz 2,2 mmol/l, bet palu laikā tā pazeminās līdz 0,95 mmol/l. Juglas ezera ūdens vidējā kopējā cietība ir  $\approx 2,4$  mmol/l.

Ūdenim normāla cietība ir 1,5...5 mmol/l. Mīkstam ūdenim tā ir mazāka par 1,5 mmol/l, bet ļoti cietam ūdenim – lielāka par 5 mmol/l.

Vidēji ciets ūdens nepieciešams cilvēku, dzīvnieku un augu vielmaiņas procesiem, taču daudzām tehniskām vajadzībām tas ir nederīgs. Tvaika katlos un siltā ūdens piegādes sistēmās

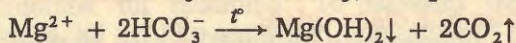
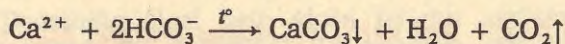
Ezera ūdenī kalcija jonu koncentrācija ir 2 mmol/l. Aprēķiniet, cik liela masa ir nātrija karbonātam, kas jāizlieto, ja ezeram ūdens iegūšanai 1000 m<sup>3</sup> ūdens kalcija jonu koncentrācija jāsamazina četras reizes! (159 kg.)

## 3. daļa

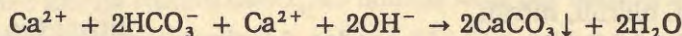
veidojas katlakmens, kas sastāv no  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{Mg(OH)}_2$  un citu savienojumu slāņiem. Katlakmens izraisa dažādu tehnisko iekārtu bojājumus un pat nopietnas avārijas. Cietā ūdenī slikti izvērās dārzeni, mazgājot palielinās ziepju patēriņš; tajā samazinās citu vielu šķīdība. Tāpēc ciets ūdens ir jāmīkstina.

Par ūdens mīkstināšanu sauc tehnoloģisku papēmienu kopumu ūdens cietības novēršanai. To panāk, vai nu kalcija un magnija jonus izgulsnējot nešķīstošu savienojumu veidā ar ūdens mīkstināšanas līdzekļiem, vai ūdeni vārot. Ūdens mīkstināšanai izmanto arī jonu apmaiņas metodi.

Ar vārīšanu iespējams novērst tikai karbonātu cietību, tāpēc to mēdz saukt arī par *pārejošo cietību*.

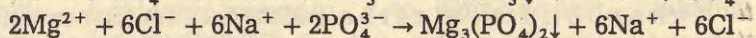
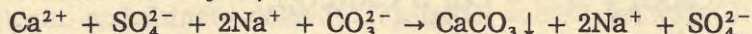


Karbonātu cietības novēršanai tehnikā izmanto kaļķu metodi:

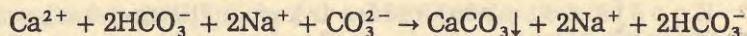


Kalcija un magnija hidrogēnkarbonāti pastāv tikai ūdens šķīdumā, un tīrā veidā tos izdalīt nav iespējams.

Ūdens nekarbonātu cietību sauc par *nepārejošo cietību*, jo to var novērst tikai ķīmiskā ceļā. Sai nolūkā lieto  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (sodas metode),  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  (fosfātu metode):



Minētie reaģenti novērš arī karbonātu cietību jeb pārejošo cietību.



Lietojot mīkstināšanai jonu apmaiņas metodi, ūdeni laiž caur jonīta slāni.

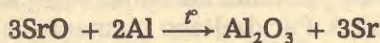
1787. gadā Rietumskotijā pie Stronšjenas (angl. *Strontian*) atrada nepazīstamu minerālu, ko pēc atrašanas vietas nosauca par stroncianītu. 1808. gadā no šī minerāla H. Deivijš ieguva stroncija oksīdu  $\text{SrO}$ . Lietojot dzīvsudraba katodu, samitrināta stroncija oksīda elektrolīzes gaitā radās stroncija amalgama. Pēc dzīvsudraba atdestilēšanas palika metāls, kuru H. Deivijš ierosināja nosaukt par stronciju.

### 3.12.5. Stroncijs

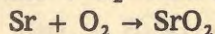
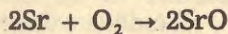
Atrašanās dabā. Stroncijs ir ķīmiski aktīvs metāls, tāpēc dabā tas nav sastopams. Pazīstamākie stroncija minerāli ir stroncianīts, kas satur  $\text{SrCO}_3$ , un celestīns, kas satur 0,31...0,71%  $\text{SrSO}_4$ .  $\text{SrSO}_4$  konstatēts Nāvessalas ģipšakmens paraugos. Bagātākās stroncija minerālu atradnes ir Krimā, Arhangeļskas apgabalā, Pievolgā, Baškīrijā, Vācijā, ASV un Lielbritānijā.

Stroncija savienojumi ietilpst arī augu un dzīvnieku organismos, piemēram, daudz stroncija sulfāta ir radiolārijas skeletā.

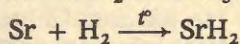
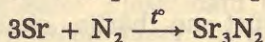
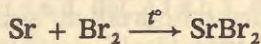
**Iegūšana.** Rūpniecībā stronciju iegūst no stroncija oksīda aluminotermijas procesā:



**Īpašības.** Stroncijs ir iedzelteni balts, viegls, samērā mīksts, ļābi kaļams metāls ar zemu kušanas temperatūru. Tas ir ķīmiski aktīvs, tāpēc to uzglabā petrolejā. Ja stronciju sakarsē, tas *gaisā sadeg ar spožu karmīnsarkanu liesmu:*



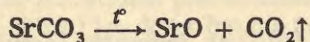
*Paaugstinātā temperatūrā stroncijs reaģē ar visiem nemetāliem, bet ar metāliem tas veido sakausējumus un intermetāliskus savienojumus.*



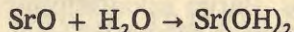
Stroncijs ir spēcīgs reducētājs, tāpēc parastajos apstākļos tas aktīvi reaģē ar ūdeni un skābēm, bet paaugstinātā temperatūrā – ar neaktīvāku metālu oksīdiem un sāļiem, taču šīm reakcijām nav lielas praktiskas nozīmes.

**Izmantošana.** Stronciju lieto *par legējošu piedevu čuguna, tērauda, alumīnija un vara sakausējumu ražošanā.* Neliela stroncija piedeva varam ievērojami palielina šī metāla cietību, taču neietekmē elektrovadītspēju. Stronciju lieto *skābekļa, sēra un fosfora izdalīšanai no augstas kvalitātes tēraudiem, to izmanto gāzu pārpalikuma saistīšanai vakuumiekārtās.* Stroncija radioaktīvos izotopus izmanto atomreaktoros. Izotopi  $^{89}\text{Sr}$  un  $^{90}\text{Sr}$  ir *β starojuma avots.*

**Stroncija savienojumi.** Stroncija oksīds  $\text{SrO}$  ir bāziskais oksīds. To iegūst, termiski sadalot stroncija karbonātu:



Stroncija oksīds, tāpat kā kalcija oksīds, reaģē ar ūdeni:



Stroncija oksīdu lieto stikla, keramikas, emalju un glazūru ražošanā. Šis savienojums sekmīgi aizvieto cilvēka veselībai kaitīgo svina oksīdu un palielina izstrādājumu mehānisko, ķīmisko un termisko izturību.

Stroncija hidroksīds ir stipra bāze, kas ūdenī šķīst labāk nekā kalcija hidroksīds – 0,8 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$  20 °C temperatūrā.

## 3. daļa

Stroncija fluorīdu  $\text{SrF}_2$  lieto speciālo stiklu ražošanā, kā arī lāzeru tehnikā.

Stroncija karbonātu  $\text{SrCO}_3$ , tāpat kā stroncija oksīdu, lieto stikla un keramikas izstrādājumu ražošanā.

Stroncija sulfātu  $\text{SrSO}_4$  izmanto keramikas izstrādājumu un balto pigmentu ražošanā. Par dzelteno pigmentu laku un krāsu rūpniecībā izmanto arī stroncija hromātu  $\text{SrCrO}_4$ .

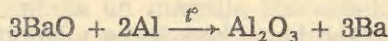
Gaistošos stroncija sāļus  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{SrCl}_2$  un  $\text{SrC}_2\text{O}_4$  (stroncija oksalātu) izmanto pirotehnikā.

### 3.12.6. Bārijs

Bāriju ieguva angļu zinātnieks H. Deiviss 1808. gadā tādā pašā veidā kā stronciju. Jaunā metāla nosaukumu viņš ieteica atvasināt no minerāla barīta (gr. *barys* – smags) nosaukuma. Lai gan bārijs pieder pie vieglajiem metāliem, relatīvi smags ir šī metāla oksīds un minerāls barīts.

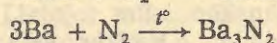
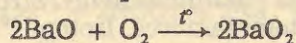
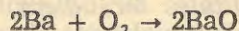
**Atrašanās dabā.** Zemes garozā bārija ir 29 reizes mazāk nekā magnija, bet 8 reizes vairāk nekā cinka. Pazīstamākie bāriju saturošie minerāli ir smagais špats jeb barīts ( $\text{BaSO}_4$ ) un viterīts ( $\text{BaCO}_3$ ).

**Iegūšana.** Rūpniecībā bāriju iegūst no bārija oksīda alumīnotermijas procesā:



**Īpašības.** Bārijs ir sudrabbalts un samērā mīksts metāls ar zemu kušanas temperatūru.

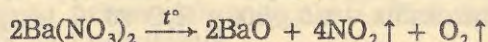
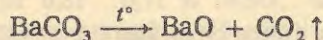
Bārijs ir *ķīmiski aktīvs*, tāpēc to uzglabā petrolejā. *Paaugstinātā temperatūrā vai spēcīga trieciena ietekmē* (uzsītot ar āmuru) *bārijs uzliesmo un sadeg ar spožu dzeltenzaļu liesmu*, veidojot bārija oksīdu, bārija peroksīdu  $\text{BaO}_2$  un nelielu daudzumu bārija nitrīda  $\text{Ba}_3\text{N}_2$ .



Bārijs, tāpat kā stroncijs, *reagē ar citiem nemetāliem* (haloģēniem, sēru, ūdeņradi), *ar ūdeni un ar skābēm* (izņemums – sērskābe).

**Lietošana.** Bārija *reducējošās īpašības izmanto, iegūstot amerīciju un kiriju* no to savienojumiem. Bāriju lieto *par legējošu piedevu svina sakausējumos*. Bārija sakausējumu ar alumīniju un magniju lieto vakuumtehnikā gāzu saistīšanai.

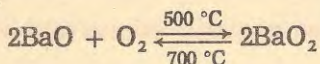
**Bārija savienojumi.** Bārija oksīds  $\text{BaO}$  ir higroskopiska, balta, kristāliska viela. To iegūst, bāriju sadedzinot gaisa skābeklī vai termiski sadalot bārija savienojumus:



Bārija oksīds ir bāziskais oksīds.

Bārija oksīdu lieto stikla un emalju ražošanā, kā arī gāzu žāvēšanai.

Paaugstinātā temperatūrā no bārija oksīda skābekļa klātbūtnē veidojas bārija peroksīds  $\text{BaO}_2$ :



Bārija peroksīdu  $\text{BaO}_2$  lieto balināšanai, aizdedzinošu maisījumu pagatavošanai, kristālstikla dzidrināšanai, jo  $\text{BaO}_2$  reakcijās ar skābēm veido ūdeņraža peroksīdu, kas izdala atomāro skābekli:



Bārija hidroksīds  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  ir stipra bāze, kas ūdenī šķīst labāk nekā kalcija un stroncija hidroksīds. Tā šķīdība  $20\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā ir  $3,8\text{ g}/100\text{ g H}_2\text{O}$ . Bārija hidroksīdu lieto stikla un keramikas rūpniecībā. To izmanto dažādu bārija sāļu iegūšanā. Piesātinātu bārija hidroksīda šķīdumu ūdenī sauc par *barīta ūdeni*. To lieto analītiskajā ķīmijā sulfātjonu  $\text{SO}_4^{2-}$  pierādīšanai, kā arī oglekļa dioksīda konstatēšanai, jo barīta ūdens intensīvi saista pat gaisā esošo oglekļa dioksīdu un tāpēc vaļējā traukā ātri sāk duļķoties:



Bārija fluorīds  $\text{BaF}_2$  ir bezkrāsaina, kristāliska viela, kas slikti šķīst ūdenī. To izmanto par kušņiem emalju un optiskā stikla ražošanā.

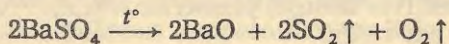
Bārija hlorīds  $\text{BaCl}_2$  ir balta, kristāliska viela, kas labi šķīst ūdenī.  $\text{BaCl}_2$  šķīdumu iztvaicējot, iegūst bārija hlorīda dihidrātu  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Tā ir inde, ko lieto cīņā pret lauku un dārzu kultūru kaitēkļiem. Bārija hlorīdu izmanto arī tērauda rūdīšanas procesā un krāsainu stiklu balināšanai. Analītiskajā ķīmijā tā šķīdumu lieto sulfātjonu  $\text{SO}_4^{2-}$  pierādīšanai.

Bārija nitrātu  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  izmanto pirotehnikā un par izejvielu  $\text{BaO}$  un  $\text{BaO}_2$  iegūšanai. Arī bārija nitrāta šķīdumu lieto sulfātjonu pierādīšanai.

Bārija karbonāts  $\text{BaCO}_3$  ir ūdenī praktiski nešķīstoša viela. To izmanto par pildvielu krāsū, papīra un gumijas rūpniecībā.

Bārija sulfāts  $\text{BaSO}_4$  ir ūdenī praktiski nešķīstoša viela ( $2,3 \cdot 10^{-4}\text{ g}/100\text{ g H}_2\text{O}$   $20\text{ }^\circ\text{C}$ ). Šī savienojuma balto nogulšņu rašanos šķīdumā izmanto  $\text{Ba}^{2+}$  jonu un  $\text{SO}_4^{2-}$  jonu pierādīšanai.

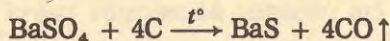
Bārija sulfāts ir stabils savienojums, taču temperatūrās, kas augstākas par  $1600\text{ }^\circ\text{C}$ , tas sāk sadalīties:



## 3. daļa

Bārija sulfātu lieto par pildvielu papīra rūpniecībā, par balto pigmentu krāsu un laku ražošanā, bet medicīnā to izmanto gremošanas trakta rentgenoskopijā.

Bārija sulfāts ietilpst izplatītākā bāriju saturošā minerāla barīta sastāvā. Barītu izmanto par izejvielu citu bārija savienojumu iegūšanai, piemēram,



No bārija sulfīda BaS iegūst pārējos bārija sāļus. Visi ūdenī šķīstošie bārija savienojumi ir indīgi.

Kalcija, stroncija un bārija jonus citu no cita var atšķirt pēc liesmas krāsas, ko tai piešķir šo elementu gaistošie sāļi. Kalcija sāļi krāso liesmu ķieģeļsarkanu, stroncija sāļi – karmīnsarkanu, bet bārija sāļi – dzeltenzaļu. Šo sāļu īpašību izmanto pirotehnikā.

Rādiju 1898. gadā atklāja Marija Kirī-Sklodovska kopā ar savu dzīvesbiedru Pjēru Kirī. Urāna rūdas sastāvā viņi konstatēja divus jaunus radioaktīvus elementus, kurus pēc Kirī-Sklodovskas ierosinājuma nosauca par rādiju (lat. *radius* – stars) un par poloniju (lat. *Polonia* – Polija). Rādiju tīrā veidā izdevās iegūt tikai 1910. gadā, veicot izkausēta rādija hlorīda elektrolīzi.

M. Kirī-Sklodovska (1867–1934) bija poliete. Studiju laikā Francijā viņa apprecējās ar P. Kirī. No 1908. gada M. Kirī strādāja par fizikas profesori Sorbonnas universitātē. Kopā ar H. Bekereļu 1897. gadā viņa atklāja no urāna rūdēs plūstošu starojumu, bet kopā ar P. Kirī – poloniju un rādiju. M. Kirī uzskatāma par radioķīmijas dibinātāju.

P. Kirī (1859–1906) bija franču fiziķis un ķīmiķis. No 1895. gada viņš strādāja par fizikas profesoru Parīzē. Kopā ar brāli 1880. gadā P. Kirī atklāja piezoelektrisko efektu, bet kopā ar dzīvesbiedri pētīja radioaktivitāti un 1898. gadā atklāja poloniju un rādiju.

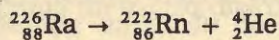
### 3.12.7. Rādijs

Atrašanās dabā. Ķīmiskās aktivitātes dēļ rādijs dabā nav sastopams. Rādijs ir urāna radioaktīvās sabrukšanas produkts, tāpēc tas ļoti niecīgos daudzumos atrodas urāna rūdās. Tā, piemēram, 7 tonnas Kanādas karnotīta ( $\text{K}_2\text{O} \cdot 2\text{UO}_3 \cdot \text{V}_2\text{O}_5 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ) satur tikai 1 gramu rādija.

Īpašības. Rādijs ir spožs, sudrabbalts, ķīmiski aktīvs metāls. Gaisā tas zaudē spīdumu, jo savienojas ne tikai ar gaisa skābekli, bet arī ar slāpekli, veidojot rādija nitrīdu  $\text{Ra}_3\text{N}_2$ .

Rādija ķīmiskās īpašības ir ļoti līdzīgas bārija ķīmiskajām īpašībām.

Izmantošana. Rādija īpašību pētīšanas procesam bija izšķiroša nozīme vielas uzbūves un radioaktivitātes izziņāšanā. Rādijs ir pirmais ķīmiskais elements, kura radioaktīvās īpašības sāka izmantot medicīnā ļaundabīgo audzēju apstarošanai. Pašreiz rādija savienojumus visvairāk izmanto t. s. radona vannās. Radioaktīvās sabrukšanas procesā  $^{226}\text{Ra}$  veido  $^{222}\text{Rn}$ :



Radona gāzi atdala ar gaisa plūsmu, ko vada caur rādija sāļu šķīdumiem.

Ārstnieciskos nolūkos radona ūdeņu peldes lieto asinsrites, kaulu slimību, vielmaiņas traucējumu, perifērās nervu sistēmas un citu slimību ārstēšanā.

Mūsdienās rādija lietošana ir ierobežota, jo to sekmīgi aizvieto mākslīgie radioaktīvie izotopi, piemēram,  $^{60}\text{Co}$ ,  $^{137}\text{Cs}$ , kuri ir ievērojami lētāki par rādiju.

### 3.13. Elementu periodiskās sistēmas IIIA (13.) grupa

## 3. daļa

3.7. tabula

#### IIIA (13.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

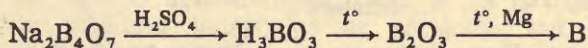
| Elementu          |           |         |                      | Vienkāršo vielu         |                               |                                 |                                  | Salikto vielu sastāvā |  |
|-------------------|-----------|---------|----------------------|-------------------------|-------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|-----------------------|--|
| kārtas<br>akaitis | nosaukums | simbols | relatīvā<br>atommasa | atomu<br>rādiuss,<br>pm | blīvums,<br>g/cm <sup>3</sup> | kušanas<br>tempera-<br>tūra, °C | viršanas<br>tempera-<br>tūra, °C | oksidēšanas<br>pakāpe | jonu E <sup>3+</sup><br>rādiuss,<br>pm |
| 5                 | Bors      | B       | 10,811               | 88                      | 2,34                          | 2075                            | 3860                             | +III                  | 50                                     |
| 13                | Alumīnijs | Al      | 26,98154             | 143                     | 2,67                          | 660,2                           | 2327                             | +III                  | 50                                     |
| 31                | Gallijs   | Ga      | 69,723               | 122                     | 5,9                           | 29,8                            | 2237                             | (+I), +III            | 62                                     |
| 49                | Indijs    | In      | 114,82               | 162                     | 7,26                          | 156,2                           | 2075                             | (+I), +III            | 81                                     |
| 81                | Talijs    | Tl      | 204,3833             | 171                     | 11,85                         | 303,4                           | 1457                             | (+I), +III            | 95                                     |

#### 3.13.1. Bors

Atrašanās dabā. Bors ir ļoti izkliedēts elements. Dabā brīvā veidā nav sastopams. Kopumā pazīstami aptuveni simts boru saturoši minerāli. Galvenie dabā sastopamie bora savienojumi ir *nātrijs tetraborāts* minerāla boraka  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  un minerāla kernīta  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  veidā, kā arī *borskābe*  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , kas veido minerālu sāļus.

Ievērojamākās bora savienojumu nogulas atrodas Turcijā – Marmora jūras piekrastē, Ķīnā, Kalifornijā, Dienvidamerikā, Kazahijā un Vācijā. Borskābe un borāti sastopami arī ezeru un vairāku karsto avotu ūdeņos. Tā, piemēram, Toskānā (Itālijā) 20 km<sup>2</sup> plašā joslā no zemes dziļēm izdalās pārkarstēti ūdens tvaiki (190 °C), kas satur borskābi. Tvaikiem kondensējoties un šķīdumam atdziestot, izdalās borskābe kristālu veidā, jo aukstā ūdenī tās šķīdība ievērojami samazinās. Bora savienojumi ietilpst akmeņogļu pelnos un naftas atradņu artēziskajos ūdeņos. Nelielā daudzumā (masas daļa  $1,0 \cdot 10^{-4} \dots 0,1\%$ ) bors sastopams augu un dzīvnieku organismos kā mikroelements.

Iegūšana. Amorfo boru iegūst no boraka pēc šādas shēmas:



Kristālisko boru iegūst, reducējot tā halogēnīdus ar ūdeņradi 1000...1600 °C temperatūrā.

Īpašības. Bors eksistē amorfā veidā ( $\rho = 1,73 \text{ g/cm}^3$ ) un kristāliskā veidā ( $\rho = 2,34 \text{ g/cm}^3$ ). Amorfa bors ir brūns pulveris, bet kristāliskais bors ir pelēkmelna cieta viela ar augstu kušanas temperatūru un lielu cietību (cietības ziņā tas

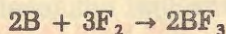
Bora savienojumus pazina jau arābu alkīmiķi 8. gadsimtā. No minerāla boraka nosaukuma ir atvasināts elementa nosaukums.

Boru 1808. gadā ieguva franču ķīmiķi Ž. L. Gē-Lisaks un L. Tenārs, reducējot no borskābes iegūtu bora oksīdu ar kāliju, Ž. L. Gē-Lisaks (1778–1850) bija franču ķīmiķis un fizikāls. No 1809. gada viņš strādāja par ķīmijas un fizikas profesoru Parīzē. Gē-Lisaks noskaidroja gāzu tilpuma atkarību no temperatūras (1802), noteica gāzu reakciju stehiometriju (1808), atklāja ditionskābi, hlor-skābi.

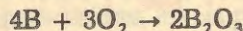
### 3. daļa

atpaliek tikai no dimanta). Temperatūru intervālā no 20 līdz 600 °C kristāliskā bora elektrovadītspēja pieaug  $10^5$  reizi.

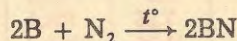
Bors ir *samērā inerts nemetāls*. Parastajos apstākļos tas *reagē tikai ar fluoru*, veidojot gāzveida fluorīdu  $\text{BF}_3$ :



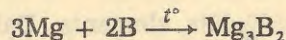
*Paaugstinātā temperatūrā* bora ķīmiskā aktivitāte pieaug un tas *reagē ar daudziem metāliem un nemetāliem*. Tā, piemēram, sakarsēts bors gaisā aizdegas un savienojas ar skābekli:



1000 °C temperatūrā slāpekļa atmosfērā bors veido amorfu nitrīdu:



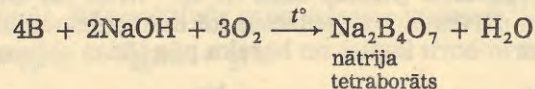
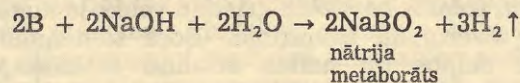
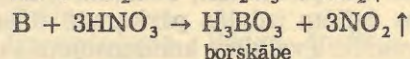
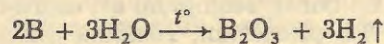
Temperatūru intervālā 1300...2000 °C argona atmosfērā bors reagē ar metāliem, veidojot dažāda sastāva borīdus, visbiežāk diborīdus un heksaborīdus, piemēram,  $\text{CrB}_2$ ,  $\text{BaB}_6$ . Boram reagējot ar magniju, veidojas magnija borīds  $\text{Mg}_3\text{B}_2$ :



Šajā reakcijā var rasties arī cita sastāva magnija borīdi, piemēram,  $\text{MgB}_2$ .

Bors *nereagē ar ūdeņradi*, taču bora savienojumi ar ūdeņradi – *bora hidrīdi jeb borāni pastāv, tikai tos iegūst netiešā veidā* (sk. 202. lpp.).

Bors *reagē arī ar saliktām vielām*.

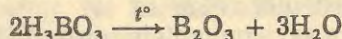


**Izmantošana.** Boru lieto par *pusvadītāju*. No bora un tā savienojumiem *izgatavo elementārdaļiņu plūsmas regulēšanas stieņus atomreaktoros un ražo materiālus, kas aizsargā no neitronu starojuma*. Metalurģijā boru izmanto *mehāniski izturīgu sakausējumu iegūšanai*. Arī tērauda izstrādājumu virsmu piesātina ar boru, lai paaugstinātu to izturību pret koroziju.

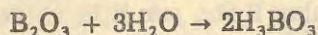
## 3. daļa

**Bora savienojumi.** Bora oksīds  $B_2O_3$  eksistē vairāku modifikāciju veidā, taču parastākā no tām ir bezkrāsaina, stiklveida viela, kura kūst aptuveni  $300\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā un vārās  $1860\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā.

Bora oksīdu iegūst, sadedzinot boru gaisā vai skābeklī, kā arī termiski sadalot borskābi:



Bora oksīds ir higroskopiska viela, jo tas reagē ar gaisā esošo ūdens tvaiku un veido ortoborskābi:



Bora oksīdu izmanto stikla rūpniecībā optisko, ķīmiski un termiski izturīgo stiklu, kā arī stikla šķiedru ražošanā. To lieto arī izturīgu glazūru un emalju iegūšanai.

**Ortoborskābe**  $H_3BO_3$ , ko ikdienā sauc par borskābi, ir bezkrāsaina, cieta viela, kas veido spīdīgus zvīņveida kristālus. Parastos apstākļos tā labi šķīst etilspirtā, bet slikti – ūdenī, taču, paaugstinot temperatūru, ortoborskābes šķīdība ūdenī ievērojami pieaug ( $5,0\text{ g}/100\text{ g H}_2\text{O}$   $20\text{ }^\circ\text{C}$ ;  $40,3\text{ g}/100\text{ g H}_2\text{O}$   $100\text{ }^\circ\text{C}$ ).

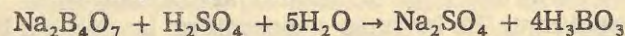
Ortoborskābi iegūst no minerāliem boraka vai kernīta, kuri satur nātrija tetraborātu (sk. 199. lpp.).

Ortoborskābe ir ļoti vāja skābe. Paaugstinātā temperatūrā (virš  $100\text{ }^\circ\text{C}$ ) tā pakāpeniski zaudē ūdeni, pārvēršoties vispirms par metaborskābi  $HBO_2$ , bet pēc tam par bora oksīdu jeb borskābes anhidrīdu  $B_2O_3$ .

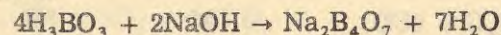
Ortoborskābe reagē ar spirtiem un veido gaistošus esterus, kuru tvaiki gaisā sadeg ar gaišzaļu liesmu. Šīs reakcijas izmanto analītiskajā ķīmijā ortoborskābes konstatēšanai.

Ortoborskābi lieto speciālu stikla šķirņu ražošanā, emalju un glazūru izgatavošanā, to izmanto arī ādu rūpniecībā. Borskābes šķīdumu spirtā lieto ausu slimību ārstēšanai.

**Borāti** ir sāļi, kas atvasināti no boru saturošām skābēm, kuras brīvā veidā nav iegūtas. Ir pazīstami vairāk nekā 250 borātu, taču to sastāvs lielākoties neatbilst ortoborskābei  $H_3BO_3$ , bet gan dažādām poliborskābēm, kuru vispārīgā formula ir  $nB_2O_3 \cdot mH_2O$ . Tā, piemēram, viens no pazīstamākajiem borātiem ir nātrija tetraborāts  $Na_2B_4O_7$ , kura kristālhidrātu  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$  sauc par boraku. Tas ir tetraborākābes  $H_2B_4O_7$  jeb  $2B_2O_3 \cdot H_2O$  atvasinājums, taču, ja uz nātrija tetraborāta ūdens šķīdumu iedarbojas ar sērskābi, tad iegūst nevis tetraborkābi, bet gan ortoborskābi:



Un savukārt ortoborskābes reakcijā ar nātrija hidroksīdu rodas nevis ortoborskābes nātrija sāls, bet gan nātrija tetraborāts:



Paskaidrojiet, kāpēc bora halogenīdi gaisā kūp!

Latvijā nozīmīgus pētījumus par borātiem veikuši A. Kešāns, H. Gode, A. Ieviņš, E. Švarce, J. Putniņš.

### 3. daļa

No borātiem vislielākā praktiskā nozīme ir *borakam*. To izmanto metālu lodēšanā, griešanā un metināšanā, jo paaugstinātā temperatūrā tas zaudē kristalizācijas ūdeni, izkūst ( $741\text{ }^\circ\text{C}$ ) un šķīdina dažādu metālu oksīdus. Boraku lieto silikātu rūpniecībā viegli kūstošu glazūru un speciālu stikla šķirņu iegūšanai. Lauksaimniecībā to izmanto par mikromēslojumu, bet medicīnā – par antiseptisku līdzekli brūču ārstēšanai.

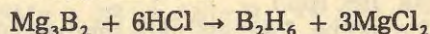
No skābekli nesaturošiem bora savienojumiem nozīmīgākie ir bora hidrīdi jeb borāni, borīdi, bora karbīds, bora nitrīds.

Bora hidrīdu sastāvs un uzbūve ir visai komplicēta, tiem atbilst divas empīriskās formulas:  $B_nH_{n+4}$  un  $B_nH_{n+6}$ . Bora hidrīdus ar formulu  $B_nH_{n+4}$  sauc par borāniem, piemēram,  $B_2H_6$  – diborāns,  $B_3H_6$  – pentaborāns. Bora hidrīdus ar formulu  $B_nH_{n+6}$  sauc par hidrogēnborāniem, piemēram,  $B_4H_{10}$  – tetrahidrogēnborāns,  $B_5H_{11}$  – pentahidrogēnborāns.

Borānu agregātstāvoklis ir atkarīgs no bora atomu skaita molekulā.

|                           |         |               |             |
|---------------------------|---------|---------------|-------------|
| Bora atomu skaits borānos | 2, 3, 4 | 5, 6, 7, 8, 9 | 10          |
| Agregātstāvoklis          | gāze    | šķidrums      | cietā viela |

Borānus iegūst, ja uz borīdiem iedarbojas ar stiprām skābēm, piemēram,



Borāni veidojas arī citās reakcijās, piemēram,



Borāni ir ķīmiski aktīvas vielas ar nelielu blīvumu. Tie gaisā uzliesmo un ātri sadeg, izdalot lielu siltuma daudzumu, tāpēc tos lieto par raķešu degvielu.



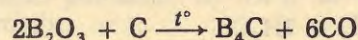
Ūdens klātbūtnē borāni hidrolizējas:



Borānus lieto metālu virsmas piesātināšanai ar boru, lai palielinātu tās cietību, kā arī metālu izturību pret koroziju un nodilumu. Šo procesu veic, metāla izstrādājumus karsējot borānu atmosfērā.

Metālu savienojumus ar boru – borīdus izmanto borānu iegūšanai. Augstās temperatūrās ļoti stabili ir Cr, Ti, Ta, Zr un Nb borīdi, tāpēc tos izmanto reaktīvo dzinēju detaļu un gāzu turbīnu izgatavošanā.

Bora karbīds  $B_4C$  ir melna, kristāliska viela ar metālisku spīdumu. Tā kušanas temperatūra ir  $2350\text{ }^\circ\text{C}$ , bet cietība – 9,32, tāpēc bora karbīdu izmanto abrazīvo materiālu ražošanā. Bora karbīdu iegūst, karsējot bora oksīda un oglekļa maisījumu  $2500\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā:



Bora nitrīdam BN ir trīs modifikācijas: amorfā, heksagonālā un kubiskā jeb dimantam līdzīgā modifikācija. Amorfais bora nitrīds 2000 °C temperatūrā veido baltu, kristālistisku vielu ar heksagonālu struktūru, kas ir ugunsizturīga ( $t_{\text{kuš}} \approx 3000$  °C) un sadalās zvīņveidīgos slāņos (līdzīgi grafitam). Tāpēc šo bora nitrīda modifikāciju sauc arī par *baltu grafitu*. No baltā grafiņa un eļļas maisījuma izgatavo augstvērtīgas ziežvielas.

6000...8000 MPa spiedienā un  $\approx 1800$  °C temperatūrā bora nitrīda heksagonālā modifikācija pārvēršas dimantam līdzīgā modifikācijā, ko sauc par *borazonu*. Borazona cietība neatpaliek no dimanta cietības. Turklāt gaisā borazons sāk oksidēties tikai 2000 °C temperatūrā, turpretim dimants jau 900 °C temperatūrā sadeg. Tāpēc borazonu izmanto termiski izturīgu abrazīvo materiālu izgatavošanai.

### 3.13.2. Alumīnijs

**Atrašanās dabā.** Pēc izplatības Zemes garozā alumīnijs atrodas 3. vietā (aiz skābekļa un silīcija). Savas ķīmiskās aktivitātes dēļ tas dabā brīvā veidā nav sastopams. Alumīnijs ietilpst aptuveni 250 minerālos. Izplatītākie no tiem ir *alumosilikāti* – ortoklazs jeb laukšpats  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$  vai  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ , kaolīns (mālu galvenā sastāvdaļa)  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , nefelīns  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ , vairāki vizlu veidi, piemēram, muskorīts jeb baltā vizla  $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , kā arī boksīti –  $\text{AlO}(\text{OH})$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , kriolīts  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ , korunds  $\text{Al}_2\text{O}_3$  u. c. Lielas boksīta atradnes ir Urālos, Kazahijā, Altajā, Arhanģeļskas apgabalā u. c. Lieli nefelīna krājumi ir Kolas pussalā, Dienvidurālos, Krasnojarskas apgabalā, kā arī Zviedrijā, Norvēģijā, Vācijā, Grenlandē u. c.

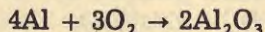
Par alumīnija ražošanas tehnoloģiju mūsdienās sk. 538. lpp.

**Īpašības.** Alumīnijs ir viegls, sudrabbalts metāls, kam piemīt laba elektrovadītspēja un siltumvadītspēja. Tas ir ļoti plastisks, ar mazu cietību un mehānisko izturību. Alumīnijs ir viegli stiepjams un velmējams. No tā var izveidot plānas loksnes (folijas), kuru biežums ir tikai 5  $\mu\text{m}$ .

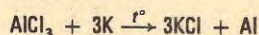
Alumīnijam piemīt vājas paramagnētiskās īpašības.

Alumīnijs pieder pie *ķīmiski aktīviem metāliem*, tas reaģē ar nemetāliem un daudzām saliktām vielām, veidojot savienojumus, kur alumīnija oksidēšanas pakāpe ir +III.

Alumīnijs *atmosfērā* maz izmainās, jo *pārklājas ar blīvu, plānu oksīda aizsargkārtiņu*:



Alumīniju pirmo reizi ieguva 1825. gadā dāņu fiziķis H. K. Ersteds, iedarbojoties ar kālija amalgamu uz alumīnija hlorīdu. Pēc dzīvsudraba iztvaicēšanas viņš ieguva metālu pelēka pulvera veidā. Vācu ķīmiķis F. Vēlers 1827. gadā šo alumīnija iegūšanas metodi pilnveidoja, karsējot alumīnija hlorīda un kālija maisījumu:



Atklāto metālu sāka saukt par alumīniju, jo tā faktiskā izejviela bija sen pazīstamais alauns (lat. *alumin*), no kura H. K. Ersteds un F. Vēlers ieguva alumīnija hlorīdu.

Alumīnija izplatība dabā un šī metāla lielā dārdzība 19. gs. vidū bija paradokss, ko radīja grūtības alumīnija iegūšanā. Kilograms alumīnija bija dārgāks nekā zelts. Tādējādi alumīnijs kļuva par dārgmetālu, un to sāka izmantot juvelierizstrādājumu izgatavošanā.

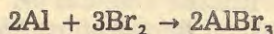
### 3. daļa

1886. gadā Č. M. Holls ASV un P. L. Erū Francijā neatkarīgi viens no otra atklāja elektroķīmisko alumīnija iegūšanas metodi, izmantojot izkausētu alumīnija oksīda un kriolīta maisījumu. Šī atklājuma reālās iespējas veicināja elektrifikācijas sākums 19. gadsimta beigās.

Ja šo aizsargkārtiņu mehāniski notīra (noberžot), tad tā tūlīt atjaunojas.

*Sakarsēts* alumīnija pulveris vai alumīnija folija *gaisā uzliesmo un sadeg ar spožu liesmu*, izdalot baltus dūmus – alumīnija oksīdu.

Parastos apstākļos alumīnijs *reaģē ar visiem halogēniem*, piemēram:

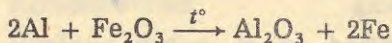


Alumīnija pulvera un saberzta joda maisījums aizdegas, ja tam uzpilina dažus pilienus ūdens (ūdens šajā reakcijā ir katalizators).

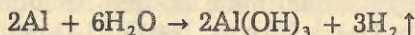
Augstā temperatūrā alumīnijs *reaģē ar sēru, slāpekli un oglekli*, veidojot atbilstoši alumīnija sulfīdu  $\text{Al}_2\text{S}_3$ , alumīnija nitrīdu  $\text{AlN}$  un alumīnija karbīdu  $\text{Al}_4\text{C}_3$ .

Alumīnijs *nereagē ar ūdeņradi un fosforu*, taču alumīnija hidrīdu  $\text{AlH}_3$  un alumīnija fosfīdu  $\text{AlP}$  var iegūt netiešā ceļā.

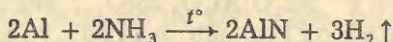
Alumīnijs *ir spēcīgs reducētājs*.



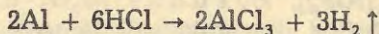
Alumīnija izstrādājumi *ar ūdeni nereagē*, bet, ja oksīda aizsargkārtiņu likvidē ar karstu sārma šķīdumu, tad sākas reakcija, kuras ātrums pakāpeniski pieaug:



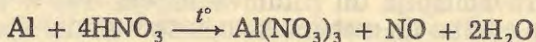
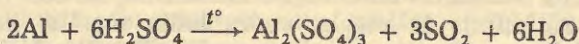
Sakarsēts alumīnijs ( $\approx 800^\circ\text{C}$ ) *reaģē ar amonjaku*:



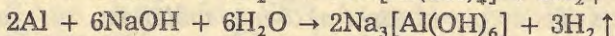
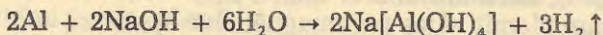
Alumīnijs *reaģē ar skābju ūdens šķīdumiem*:



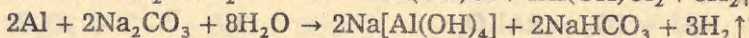
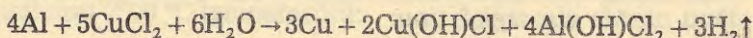
Uz alumīniju iedarbojas arī koncentrēta sālsskābe, turpretim koncentrēta sērskābe un slāpekļskābe alumīniju pasivē. Tās ar alumīniju reaģē tikai paaugstinātā temperatūrā:



Alumīnijs reaģē ar sārma šķīdumiem:



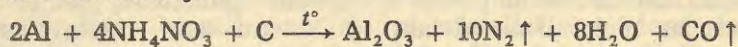
Alumīnijs reaģē ar tādu sāļu šķīdumiem, kuri stipri hidrolizējas:



**Izmantošana.** Alumīniju lieto dažādās tautas saimniecības nozarēs, taču visvairāk to izmanto elektrotehnikā *elektrisko vadu un kabeļu izgatavošanai*, metalurģijā – *viegļu un izturīgu sakausējumu iegūšanai*, kā arī *metālu reducēšanai* no to oksīdiem (sk. 196. lpp.). Pulverveida alumīnija un reducējamā metāla oksīda maisījumu vienā vietā sakarsē ( $\approx 1000\text{ }^\circ\text{C}$ ). Sākas reakcija, kurā izdalās liels siltuma daudzums. Iegūtais metāls izkūst, bet sārņi, kurus veido alumīnija oksīds, atdalās no šķidrā metāla masas. Šādā veidā iegūst titānu, niobiju, hromu, mangānu, kā arī boru. Termītu, kas sastāv no alumīnija un dzelzs oksīdiem  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  un  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , izmanto liela izmēra tērauda izstrādājumu sametināšanai, kā arī degbumbās.

Lai novērstu metālu koroziju, cinkošanas un alvošanas vietā aizvien vairāk lieto alitēšanu – metāla virsmu piesātināšanu ar alumīnija un alumīnija oksīda maisījumu.

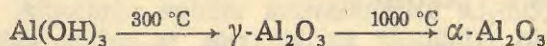
Pulverveida alumīniju kopā ar spēcīgiem oksidētājiem ( $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ) lieto *raķešu tehnikā un eksplozīvu maisījumu pagatavošanai*. Tā, piemēram, amonāla\* eksplozijā noris šāda reakcija:



Benzīnā disperģētu alumīniju izmanto *reaktīvajos dzinējos*. Pulverveida alumīniju izmanto t.s. *alumīnija krāsas pagatavošanai*. To lieto arī *spoguļu rūpniecībā sudraba vietā*. Gāzbetona ražošanā bāziskajai masai pievieno alumīnija pulveri. Rodas ūdeņradis, kas izveido poras.

**Alumīnija savienojumi.** Alumīnija oksīds  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ir bezkrāsaina, kristāliska vai balta, pulverveida viela ar augstu kušanas temperatūru ( $2050\text{ }^\circ\text{C}$ ), lielu cietību (9,0 pēc Moosa skalas) un ugunsizturību. Lielā cietība izskaidrojama ar saites Al—O—Al izturību un blīvu kristālisko struktūru. Alumīnija oksīds pazīstams deviņu modifikāciju veidā, no kurām stabilākās ir  $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$  (romboedrisks režģis) un  $\gamma\text{-Al}_2\text{O}_3$  (kubisks režģis).  $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$  sastopams zemes garozā minerāla korunda veidā. Korunds, kas satur  $\text{Cr}^{3+}$  piemaisījumus, ir sarkans dārgakmens, ko sauc par rubīnu. Safīrs ir zils dārgakmens, kas sastāv no korunda un titāna, un dzelzs oksīdu piemaisījumiem.

Laboratorijā alumīnija oksīdu iegūst, termiski sadalot alumīnija hidroksīdu:



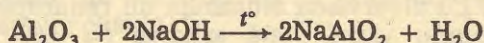
Lielākos daudzumos alumīnija oksīdu iegūst no alumīniju saturošiem minerāliem.

\*Amonāli – eksplozīvi maisījumi (brizantās sprāgstvielas), kas sastāv no  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , trinitrotoluola, pulverveida alumīnija un degošā komponenta (C).

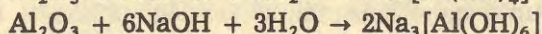
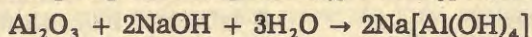
Balsinot noliktavu, ar kaļķu suspensiju pārklāja arī alumīnija konstrukcijas. Uzrakstiet vienādojumus ķīmiskām reakcijām, kas izraisa alumīnija koroziju!

### 3. daļa

Alumīnija oksīds ir pieskaitāms pie amfotēriem savienojumiem, taču rombiskā struktūra ( $\alpha$ -modifikācija) ir ļoti stabila, un tas tāpēc nereaģē ne ar ūdeni, ne ar skābēm. Ja alumīnija oksīdu sakarsē kopā ar sārmjiem, veidojas metaalumināts:

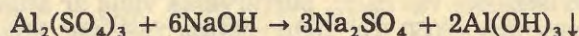


Sakarsētu sārmu ūdens šķīdumos alumīnija oksīds veido metaaluminātu hidrātus jeb hidroksaaluminātus:  $\text{NaAlO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  jeb  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$  vai  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ :



Alumīnija oksīdu, ko iegūst no boksītiem un nefelīna, galvenokārt izmanto alumīnija ražošanai, kā arī termiski un ķīmiski izturīgu keramikas izstrādājumu gatavošanai. Korunda sīkgraudaino modifikāciju – *smirģeli*, kas satur kvarca ( $\text{SiO}_2$ ) un dzelzs oksīdu piemaisījumus, lieto abrazīvo materiālu ražošanā. No rubīniem un safīriem izgatavo rotaslietas. Daudz rubīna patērē tehniskām vajadzībām, piemēram, precīzu mehānismu detaļu (pulksteņu asu) izgatavošanā, kvantu generatoros u. c. Tāpēc tagad rubīnu iegūst mākslīgi, izkausējot un pēc tam kristalizējot alumīnija oksīdu ar hroma(III) oksīda piemaisījumu. Mākslīgi iegūst arī citus dārgakmeņus.

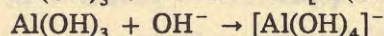
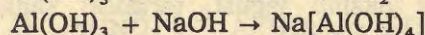
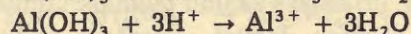
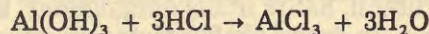
Alumīnija hidroksīdu  $\text{Al}(\text{OH})_3$  iegūst no alumīnija sāļiem. Reakcijā rodas baltas recekļveida nogulsnes, kas var veidot koloidālu šķīdumu:



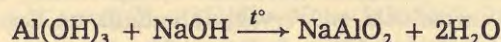
Izgulsnētais alumīnija hidroksīds satur lielu daudzumu ķīmiski saistīta ūdens, tāpēc pareizāka ir formula  $\text{Al}(\text{OH})_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

Alumīnija hidroksīdu un tā dehidratētās formas lieto par adsorbentiem tehnikā un medicīnā.

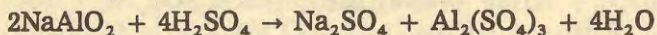
Alumīnija hidroksīds ir amfotērs savienojums.



Alumīnija hidroksīdam reaģējot ar sārmu ūdens šķīdumiem, veidojas hidroksaalumināti  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$  vai  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ . Ja alumīnija hidroksīda un sārmu maisījumu karsē bezūdens vidē, tad veidojas metaalumināti, kas patiesībā ir dehidratēti hidroksaalumināti:



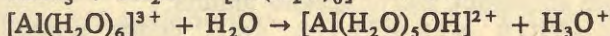
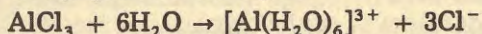
Sārmu metālu alumīnāti labi šķīst ūdenī, un tie ir stabili tikai bāziskā vidē. Neitrālā vidē tie hidrolizējas, bet skābā vidē pārvēršas par sāļiem:



Pie alumīnātiem pieder arī daži minerāli, piemēram,  $\text{Mg}(\text{AlO}_2)_2$ ,  $\text{Zn}(\text{AlO}_2)_2$ .

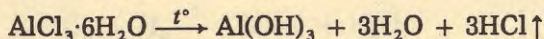
Alumīnātiem ir augstas kušanas temperatūras, piemēram,  $\text{NaAlO}_2$  tā ir  $1800^\circ\text{C}$ ,  $\text{Mg}(\text{AlO}_2)_2$  –  $2115^\circ\text{C}$ .

Stipro skābju alumīnija sāļi ir bezkrāsainas kristāliskas vielas, kas labi šķīst ūdenī (izņemot  $\text{AlF}_3$ ). Ūdenī alumīnija joni hidrolizējas:

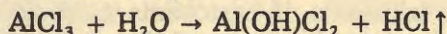


*Alumīnija halogenīdu* šķīšanas procesā izdalās liels siltuma daudzums, tāpēc alumīnija hlorīda šķīšana noris ar šņākoņu, bet, ja alumīnija bromīdu ievieto ūdenī, tas eksplodē (izdalās  $133\text{ kJ/mol}$ ). Alumīnija jodīds ir ļoti higroskopisks.

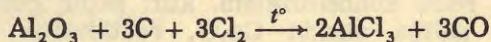
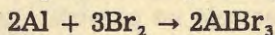
Ja alumīnija halogenīdu ūdens šķīdumus ietvaicē, tad rodas šo sāļu kristālhidrāti (6 molekulas kristalizācijas ūdens), kas karsēšanas procesā neveido bezūdens sāļus, bet hidrolizējas:



Alumīnija halogenīdi gaisā kūp, jo arī gaisa mitruma ietekmē noris šo sāļu hidrolīze un izdalās halogēnūdeņraži, kas veido skābes miglu:



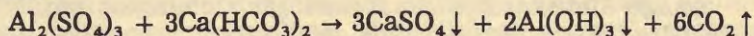
Tāpēc alumīnija halogenīdus iegūst bezūdens vidē:



No alumīnija halogenīdiem visplašāk lieto alumīnija hlorīdu. Tas noder par katalizatoru dažādās organiskās sintēzēs un naftas pārstrādes procesos. Alumīnija hlorīda kristālhidrātu  $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  izmanto par kodni audumu krāsošanā.

Alumīnija halogenīdi nav derīgi alumīnija ražošanai, jo paaugstinātā temperatūrā šie sāļi sublimējas, bet to kausējumi elektrisko strāvu nevada.

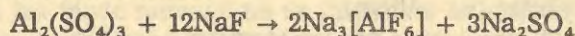
*Alumīnija sulfāta kristālhidrātu*  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  iegūst, iedarbojoties ar sērskābi uz alumīnija hidroksīdu vai uz kaoliniu  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . To izmanto par saistvielu papīra ražošanā, kā arī ūdens attīrīšanā. Stiprā atšķaidījumā noris alumīnija sulfāta hidrolīze, veidojas koloīds, kas saista cietu vielu daļiņas. Alumīnija sulfāts daļēji novērš arī karbonātu cietību:



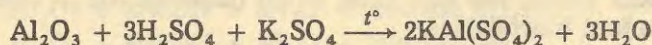
Paskaidrojiet, kā iegūt tīru alumīnija sulfātu un dzelzs(III) hlorīdu no šo sāļu maisījumā! Uzrakstiet atbilstošus reakciju vienādojumus!

## 3. daļa

No alumīnija sulfāta iegūst kriolītu  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ , ko lieto alumīnija ražošanā:

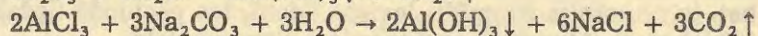
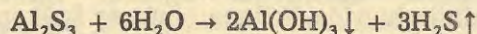


*Kālija alumīnija sulfāta kristālhidrātu*  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  jeb *kālija alumīnija alaunu* plaši lieto tekstilrūpniecībā, papīra un fotomateriālu ražošanā, ādu mīcēšanā, kā arī medicīnā iekaisumu un nelielas asiņošanas novēršanai. To iegūst, iedarbojoties uz alumīnija oksīdu vai kaoliniu ar karstu sērskābi un kālija sulfātu:



Šķīdumam atdziestot, izkristalizējas alauns.

Vājo skābju alumīnija sāļi ūdens klātbūtnē pilnīgi hidrolizējas:



Alumīnija katjona  $\text{Al}^{3+}$  pierādīšanai izmanto tā spēju veidot amfotēru hidroksīdu, kas nešķīst amonija sāļu koncentrētos šķīdumos.

### 3.13.3. Gallijs

Ķīmisko elementu periodiskā sistēma deva iespēju D. Mendelejevam jau 1870. gadā paredzēt elementa "ekaalumīnija" esamību. To atklāja P. E. Leko de Buabodrāns 1875. gadā, pētot Pirenejos atrasto cinka rūdu ar spektrālanalīzes metodi. Godādams savu dzimteni, zinātnieks jaunatklāto elementu nosauca par galliju (lat. *Gallia* – franču senču gallu apdzīvotā zeme).

P. E. Leko de Buabodrāns (1838–1912) bija franču ķīmiķis. Viņš strādāja Parīzē savā privātlaboratorijā, kuru finansiāli atbalstīja kāds viņa radnieks. Bez gallija Leko de Buabodrāns atklāja arī elementus samāriju (1879) un holmiju (1886) to oksīdos.

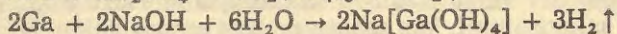
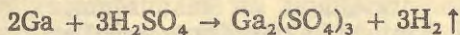
Atrašanās dabā. Zemes garozā gallijs ir izplatītāks par svīnu, taču gallijs ir ļoti izkliedēts, jo sastopams galvenokārt piemaisījumu veidā cinka un alumīnija rūdās. Retums ir minerāls  $\text{gallit}$   $\text{CuGaS}_2$ , kas sastopams Zairā (Āfrika).

Iegūšana. Galliju iegūst elektrolīzes ceļā no pārstrādātiem cinka vai alumīnija rūdu koncentrātiem, kuri satur gallija sāļus. Izmanto arī gallija oksīda  $\text{Ga}_2\text{O}_3$  reducēšanu ar oglekļa(II) oksīdu vai ar ūdeņradi.

Īpašības. Gallijs ir sudrabbalts, plastisks un mīksts metāls. Cietības ziņā tas līdzīgs svinam. Gallijam piemīt dažas anomālijas. Tam ir zema kušanas temperatūra (sk. 199. lpp.), bet ļoti augsta viršanas temperatūra. Gallijam ir tieksme veidot pārdzesētu šķīdumu, t. i., izkusis gallijs ilgi nesacietē temperatūrā, kas ir zemāka par tā kušanas temperatūru. Paaugstinot temperatūru, gallija blīvums un elektrovadītspēja palielinās. Gallija kristālu elektriskās pretestības maiņa atkarībā no strāvas virziena ir lielāka kā jebkuram citam metālam. Minētās anomālijas izskaidrojamas ar to, ka gallija rombiskais kristālrežģis ir veidots no ļoti stabilām divatomu molekulām  $\text{Ga}_2$ , kuras saistītas ar vājiem Van der Valsa spēkiem un saglabājas arī šķidrā stāvoklī.

*Gallija ķīmiskās īpašības* ir analogas alumīnija ķīmiskajām īpašībām. Tā, piemēram, gallijs *gaisā pārklājas ar blīvu oksīda*

*aizsargkārtiņu Ga<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Tāpat kā alumīnijs, arī gallijs reagē gan ar skābju, gan ar sārmu šķīdumiem:*



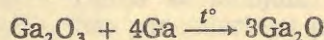
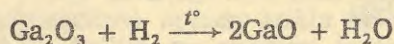
Atšķirībā no alumīnija *gallijs reagē ar fosforu*, veidojot gallija fosfīdu GaP, bet *nereagē ar ūdeni*.

**Izmantošana.** Galliju lieto termometros augstu temperatūru mērīšanai, jo tas neparasti plašā temperatūru intervālā (30...2237 °C) ir šķidrā stāvoklī. Ar daudziem metāliem gallijs veido sakausējumus, kuriem ir zema kušanas temperatūra. Tos izmanto signālierīcēs, spoguļvirsmu materiālos, kvarca lampās, kā arī zobārstniecībā un juvelier tehnikā.

**Gallija savienojumi.** Gallija (III) oksīds Ga<sub>2</sub>O<sub>3</sub> un hidroksīds Ga(OH)<sub>3</sub> ir amfotēri savienojumi. Gallijs, tāpat kā alumīnijs, veido alaunus, piemēram, KGa(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·12H<sub>2</sub>O.

Visi gallija (III) sāļi ūdens šķīdumos hidrolizējas un rada skābu reakciju.

No gallija (I) un gallija (II) savienojumiem ir pazīstami oksīdi Ga<sub>2</sub>O un GaO, kurus izmanto par spēcīgiem reducētājiem. Tos iegūst no gallija (III) oksīda:



Gallija savienojumus ar periodiskās sistēmas VA grupas elementiem (GaP, GaAs, GaSb) plaši izmanto pusvadītāju tehnikā.

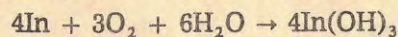
Gallija savienojumi ir indīgi.

### 3.13.4. Indijs

**Iegūšana.** Indijs ir ļoti izkliedēts elements. To iegūst no cinka, svina un vara rūdas pārstrādes koncentrātiem. No tiem izdala indija sāļus un elektrolīzes procesā iegūst indiju. Indija iegūšanā par reducētāju izmanto arī cinku un ūdeņradi.

**Īpašības.** Indijs ir mīksts, sudrabbalts metāls, to var griezt ar nazi.

Indija un tā savienojumu ķīmisko īpašību analogija ar alumīniju ir mazāk izteikta nekā gallijam. Tā, piemēram, indijs *nereagē ar ūdeni un sārma šķīdumiem. Ūdens uz šo metālu iedarbojas tikai oksidētāju klātbūtnē:*



**Izmantošana.** Indiju un tā sakausējumus ar sudrabu lieto gaismas reflektoru pārklāšanai, jo indijs vienmērīgi atstaro visu garumu gaismas viļņus. Šādi reflektori nezaudē spožumu,

## 3. daļa

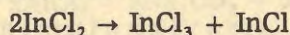
Indiju atklāja vācu ķīmiķi F. Reihns un T. Rihters 1863. gadā, pētot Saksijas pilsētas Freibergas apkārtnē atrastu cinka rūdu. F. Reihns ieguva indija sulfīdu, un viņa asistents T. Rihters šīs vielas spektrā novēroja zilu līniju (indigo – zila krāsa).

## 3. daļa

tiem ir konstants atstarošanas koeficients. Indijs ir neaizstājams materiāls arī augstvērtīgu spoguļu izgatavošanā. Indiju izmanto korozijizturīgu pārklājumu un sakausējumu iegūšanai, to lieto arī viegli kūstošu sakausējumu ražošanai. Tā, piemēram, sakausējumi, kas sastāv no 0,24 masas daļām In un 0,76 masas daļām Ga, kūst jau 16 °C temperatūrā. Amalgāmu, kas satur 0,05 masas daļas In, lieto zobārstniecībā.

**Indija savienojumi.** Indija(III) oksīds  $\text{In}_2\text{O}_3$  un indija(III) hidroksīds  $\text{In}(\text{OH})_3$  ir amfotēri savienojumi, kuriem pārsvarā piemīt bāziskās īpašības. Indija(III) sāļi, tāpat kā atbilstošie alumīnija sāļi, ūdens šķīdumos hidrolizējas un rada skābu vidi. Indijs līdzīgi gallijam veido stabilus savienojumus ar VA grupas elementiem ( $\text{InP}$ ,  $\text{InAs}$ ,  $\text{InSb}$ ). Šiem savienojumiem ir pusvadītāju īpašības.

Indija(II) savienojumi ir nestabili. Tā, piemēram, indija(II) hlorīds  $\text{InCl}_2$  disproporcionējas, veidojot indija(III) un indija(I) hlorīdus.



Indija(I) hlorīds, tāpat indija(I) oksīds  $\text{In}_2\text{O}$ , ir spēcīgi reducētāji.

Indija savienojumi ir toksiski.

### 3.13.5. Tallijs

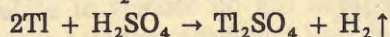
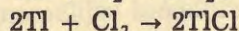
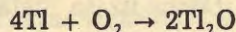
Talliju atklāja V. Krukss 1861. gadā, pētot sērskābes ražošanas atkritumus ar spektrānālizēšanas metodi. Tallija atomu izstarotajā gaismas spektrā ir spilgti zaļa līnija (gr. *thallos* – zaļš zars). Tallija joni arī liesmu krāso smaragdzaļā krāsā.

**Atrašanās dabā.** Tallijs pieder pie izkliedētiem elementiem. Visvairāk tallija ir minerālos lorandītā  $\text{TlAsS}_2$ , kruksītā ( $\text{Tl}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ag}$ ) $_2\text{Se}$ , kā arī avicēnītā  $\text{Tl}_2\text{O}_3$ , kas satur līdz 80 % (masas daļās) tallija. Avicēnīts sastopams Uzbekijā. Visbiežāk tallija savienojumi ir piritā un krāsaino metālu rūdās.

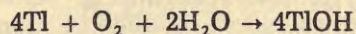
**Iegūšana.** Tallija savienojumus no rūdām izdala kā blakusproduktus un pārstrādā, par reducētājiem lietojot cinku vai līdžstrāvu.

**Īpašības.** Tallijs ir zilganpelēks, samērā mīksts un viegli kūstošs svinam līdzīgs metāls.

Tallijs ir samērā aktīvs. Parastos apstākļos tas *reagē ar skābekli, halogēniem un skābēm*, bet paaugstinātā temperatūrā – *ar sēru un fosforu*, veidojot savienojumus, kuros tallija oksidēšanas pakāpe ir +I. Piemēram,



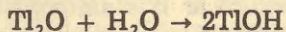
*Ar ūdeni tallijs reagē tikai oksidētāju klātbūtnē:*



V. Krukss (1832–1919) bija angļu fiziķis un ķīmiķis. No 1856. gada viņš strādāja par privātpasniezēju. Krukss pētīja elektrisko izlādi gāzēs, katodstarus,  $\alpha$  starojuma izsauktu scintilāciju (īsus gaismas uzliesmojumus).

Talliju izmanto *kīmiski izturīgu un viegli kūstošu sakausējumu ražošanai*. Tallija amalgāmu (8,5 % Tl), kuras kušanas temperatūra ir  $-60\text{ }^{\circ}\text{C}$ , lieto termometros, kas paredzēti zemu temperatūru mērīšanai. Tallija radioaktīvo izotopu  $^{204}\text{Tl}$  izmanto par  $\beta$  starojuma avotu.

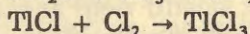
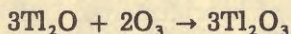
**Tallija savienojumi.** Tallijam raksturīgi savienojumi, kuros tā oksidēšanas pakāpe ir +I. Šie savienojumi pēc savām īpašībām ir līdzīgi gan sārnu metālu, gan sudraba savienojumiem.



Tallija (I) hidroksīds ir šķīstošs, tāpēc pieskaitāms pie sārmiem.

Vairums tallija (I) sāļu labi šķīst ūdenī, taču tā halogenīdi, līdzīgi sudraba halogenīdiem (izņemot AgF, TlF), ir ūdenī praktiski nešķīstoši sāļi ar izteiktu gaismas jutību.

Tallija (III) savienojumi ir nestabili. Tos iegūst, oksidējot tallija (I) savienojumus, piemēram,



Tallija savienojumus lieto *infrasarkanā starojuma tehnikā* (halogenīdus), *optisko stiklu ražošanā* ( $\text{Tl}_2\text{CO}_3$ ), *fotoelementos* ( $\text{Tl}_2\text{S}$ ). Tallija savienojumi ir indīgi, tāpēc tallija (I) sulfātu  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$  lieto par iedarbīgu *grauzēju iznīcināšanas līdzekli*.

## 3.14. Elementu periodiskās sistēmas IVA (14.) grupa

3.8. tabula

IVA (14.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementa      |           |         |                   | Vienkāršo vielu   |                            |                         |                          | Salikto vielu sastāvā |                                  |
|---------------|-----------|---------|-------------------|-------------------|----------------------------|-------------------------|--------------------------|-----------------------|----------------------------------|
| kārtas skaits | nosaukums | simbols | relatīvā atommasa | atomu rādiuss, pm | blīvums, g/cm <sup>3</sup> | kušanas temperatūra, °C | viršanas temperatūra, °C | oksidēšanas pakāpe    | jonu E <sup>4+</sup> rādiuss, pm |
| 6             | Ogleklis  | C       | 12,011            | 77                | 2,26<br>(grafīts)          | 3750<br>(12 MPa)        |                          | -IV, +II, +IV         | 15                               |
| 14            | Silīcijs  | Si      | 28,0855           | 117               | 2,33                       | 1423                    | 2600                     | -IV, +II, +IV         | 41                               |
| 32            | Germānijs | Ge      | 72,61             | 122               | 5,33                       | 937                     | 2850                     | -IV, +II, +IV         | 53                               |
| 50            | Alva      | Sn      | 118,710           | 140               | 7,29<br>(β-Sn)             | 231,9                   | 2270                     | +II, +IV              | 71                               |
| 82            | Svins     | Pb      | 207,2             | 175               | 11,34                      | 327,5                   | 1744                     | +II, +IV              | 84                               |

## 3. daļa

Ogleklis (lat. *carbo* – ogle) cilvēcei pazīstams kopš seniem laikiem. Cilvēki lietoja ogles par degmateriālu, ar ogli varēja arī zīmēt. Arī dimantu pazina jau sirmā senatnē, bet līdz 1770. gadam to uzskatīja par kalnu kristāla paveidu. Grafitu līdz 18. gadsimtam neatšķīra no sulfīdu minerāliem. To, ka ogleklis ir elements, konstatēja A. L. Lavuazjē.

### 3.14.1. Ogleklis

Atrašanās dabā. Pēc izplatības Zemes garozā ogleklis ieņem 17. vietu. Dabā pastāv divi oglekļa alotropiskie veidi – grafiīts un dimants. Savienojumu veidā ogleklis atrodas visās augu un dzīvnieku valsts vielās – organiskajās vielās, kā arī oglekļa dioksīdā un minerālos – kritā, kaļķakmenī, marmorā, dolomitā u. c.

Oglekļa alotropiskie veidi. Ogleklim ir trīs alotropiskie veidi – grafiīts, dimants un karbīns. Amorfa ogleklis jeb ogle ir grafiīta paveids.

Grafiīta atradnes ir Altajā, Austrumsibīrijā, Ukrainā, Meksikā, Kalifornijā, Viduseiropā, Madagaskarā, Šrilankā, Dienvidkorejā.

Grafiīts ir tumšpelēka, kristāliska viela ar metālisku spīdumu. Tas deg tikai tīrā skābeklī.

Grafiītam ir slāņaina heksagonāla struktūra (sk. 2.17. un 3.7. att.), kas atbilst elektronu orbitāļu  $sp^2$  hibridizācijai. Oglekļa atomu sešlocekļu gredzenu slāņi ir vājāk saistīti viens ar otru, tāpēc grafiīts ir mīksts un skaldās pelēkos zvīņveida slāņos. Tie lip pie papīra, tāpēc grafiītu lieto zīmuļu izgatavošanai.

Grafiītam piemīt augsta elektrovadītspēja. No tā ražo elektrodus. Grafiītu vēl izmanto ziežvielu, ugunsizturīgu materiālu un krāsvielu ražošanai, kā arī par neitronu palēninātāju kodoltehnikā.

Dimanti dabā sastopami reti. Tie atrodami sanesuma iežos Jakutijā, Dienvidāfrikā, Dienvidamerikā, Austrālijā, Indijā. Ļoti liels dimanta tīrradnis "Kullināns" atrasts Dienvidāfrikā, tā masa – 3106 karāti (1 karāts = 0,2 g).

Dimants ir bezkrāsaina, caurspīdīga, trausla kristāliska viela, kas stipri lauž gaismas starus. Nereti tas ir zilgans, iedzeltens, sārts, tumšpelēks, pat melns. Ja dimantu sakarsē līdz 850 °C temperatūrai, skābekļa atmosfērā tas sadeg. 1772. gadā A. Lavuazjē konstatēja, ka, sadegot dimantam, rodas tikai oglekļa dioksīds.

Dimantam ir tetraedriska struktūra (sk. 2.16. att.). Tajā katrs oglekļa atoms ir saistīts ar četriem kaimiņatomiem. Šīs  $\sigma$  saites ir vienāda garuma un cita ar citu veido 109°28' lielus leņķus. Tāpēc dimantam piemīt ārkārtīgi liela cietība, taču tas ir trausls. Dimants slikti vada elektrību un siltumu. Tā blīvums ir 3,52 g/cm<sup>3</sup>.

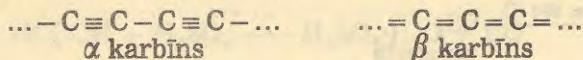
Ja dimantu stipri karsē bez gaisa piekļuves 1000 °C temperatūrā, tas pārvēršas grafiītā.

Speciāli slīpētus dimantus sauc par briljantiem. Tos lieto juvelierizstrādājumu izgatavošanai. Dimantu tā lielās cietības dēļ lieto cietu materiālu apstrādei, iežu urbšanai. Pieprasījums pēc tehnikā izmantojamiem dimantiem ir liels, tāpēc augstā temperatūrā un spiedienā tos iegūst no grafiīta.



3.7. att. Grafiīta virsmas attēls  $1,5 \cdot 10^7$  reizu palielinājumā. Attēlā redzamās joslas ir oglekļa atomu slāņi.

Karbīns ir melna, pulverveida viela, kuru ieguva 1963. gadā, katalītiski oksidējot acetilēnu. Tam ir heksagonāls kristālrežģis, ko veido lineāras oglekļa atomu ķēdes ar šādu  $\sigma$  un  $\pi$  saišu izvietojumu:



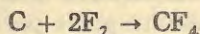
Karbīnam piemīt pusvadītāja īpašības.

Amorfais ogleklis jeb ogle nav īpaša oglekļa modifikācija. Tā ir melna, cieta viela, kas sastāv no sīkiem, neregulāras struktūras grafīta kristāliņiem. Amorfā oglekļa blīvums ir no 1,8 līdz 2,1 g/cm<sup>3</sup>.

Amorfo oglekli (ogli) iegūst, termiski sadalot organiskos savienojumus. Nozīmīgākie ogles veidi ir kokss, kokogle, kaulu ogle un kvēpi. Kvēpi ir tīrākais amorfais ogleklis. Tie rodas, termiski sadalot vai nepietiekamā gaisa daudzumā sadedzinot ar oglekli bagātas vielas (dabsgāzi, sveķus, terpentīnu). Koksu izmanto ķīmiskajā rūpniecībā un metalurģijā par reducētāju un kurināmo. Kvēpus lieto par pildvielu gumijas un plastmasu izstrādājumos, par melno pigmentu krāsvielās un tušā. Amorfo oglekli apstrādājot ar pārkarētu ūdens tvaiku, iegūst *aktīvo ogli*, kuru lieto par adsorbentu dažādu vielu attīrīšanai ķīmiskajā un pārtikas rūpniecībā, medicīnā (karbolēna tabletes), gāzmaskās.

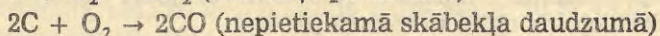
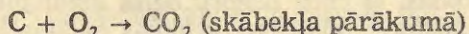
**Ķīmiskās īpašības.** Parastajos apstākļos ogleklis ir ķīmiski inerts. Augstākās temperatūrās tā aktivitāte pieaug. Vislielākā reaģētspēja piemīt amorfajam ogleklim, mazāk aktīvs ir grafīts, bet dimantam ir viszemākā ķīmiskā aktivitāte. Ogleklis ir labs reducētājs, bet tā oksidējošās īpašības izpaužas vājāk.

*Parastajos apstākļos ogleklis (amorfā oglekļa veidā) reaģē tikai ar fluoru:*

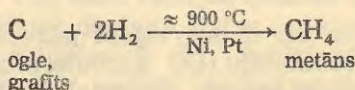


Grafīta reakcija ar fluoru sākas  $\approx 900^\circ C$  temperatūrā, bet dimants ar fluoru nereaģē. Ar pārējiem halogēniem ogleklis tieši nesavienojas.

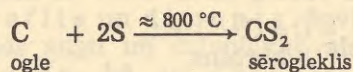
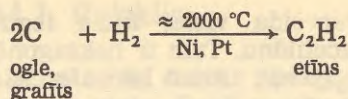
**Sakarsēts ogleklis** (ogle  $\approx 400^\circ C$ , grafīts  $\approx 700^\circ C$ , dimants  $\approx 1000^\circ C$ ) *gaisā aizdegas* un veido oglekļa(IV) oksīdu (oglekļa dioksīdu) vai oglekļa(II) oksīdu (oglekļa monoksīdu):



*Augstā temperatūrā ogleklis savienojas arī ar citiem nemetāliem:*

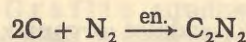


### 3. daļa

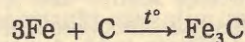
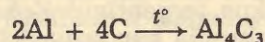


Dimants ar ūdenradi nereaģē.

Ja slāpekļa atmosfērā ievieto ogles vai grafīta elektrodus, starp kuriem rada Volta loku ( $\approx 4000\text{ }^\circ\text{C}$ ), tad veidojas oglekļa nitrīds jeb ciāns:



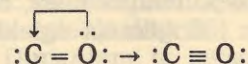
Ogleklis ir nemetāls, taču *ar metāliem tas savienojas tikai augstā temperatūrā*, veidojot karbīdus:



Oglekļa reakcijās ar saliktām vielām izpaužas tā reducējošās īpašības, kuras izmanto galvenokārt metālu iegūšanai no to oksīdiem (*karbotermija*). Faktiskais reducētājs karbotermijā ir oglekļa(II) oksīds CO.

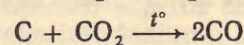
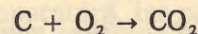
Sakarsēts *kokss vai kokogle reaģē arī ar oglekļa(IV) oksīdu un ūdens tvaiku*. Šīs reakcijas izmanto gāzveida kurināmā ražošanai (sk. 169. lpp.).

**Oglekļa savienojumi.** Oglekļa(II) oksīdu jeb oglekļa monoksīdu CO ikdienā sauc arī par tvana gāzi. CO molekulā starp oglekļa un skābekļa atomiem ir trīs kovalentās saites, no kurām viena veidojas pēc donorakceptora mehānisma: skābekļa atoma viens nedalītais elektronu pāris pāriet oglekļa atoma brīvajā *p* orbitālē:



CO molekulā gan ogleklis, gan skābeklis ir trīsvērtīgs, bet to oksidēšanas pakāpe ir attiecīgi +II un -II.

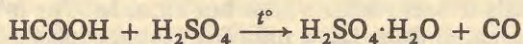
*Oglekļa(II) oksīds rodas, ja caur degošu ogles slāni plūst gaiss nepietiekamā daudzumā*. Vispirms veidojas oglekļa(IV) oksīds. Kvēlojošās ogles to reducē par CO:



Tā rodas tvana gāze krāsnīs, un tā arī iegūst gāzveida kurināmo gāzgeneratoros un reducētāju CO karbotermijai. Oglekļa(II) oksīds veidojas, nepilnīgi sadegot šķidrajai degvie-

lai – benzīnam, solāreļļai, petrolejai, tāpēc iekšdedzes dzinēju izplūdes gāzēs CO tilpumdaļa ir 2...10 %.

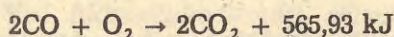
*Laboratorijā CO iegūst, pilinot skudrskābi līdz 80 °C sakarētā koncentrētā sērskābē:*



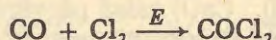
CO ir bezkrāsaina gāze bez smakas. Tā ir nedaudz vieglāka par gaisu, slikti šķīst ūdenī, labi – etanolā un benzolā. Oglekļa(II) oksīdam ir zema viršanas temperatūra (–191,5 °C).

*Oglekļa(II) oksīds CO ir ļoti indīgs!* Tā pieļaujamā koncentrācija gaisā ir 30 mg/m<sup>3</sup>.

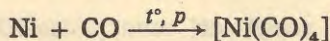
CO ir sāļus neradošs oksīds. Tam raksturīgas savienošanas reakcijas. Tā, piemēram, CO deg gaisā un skābeklī, izdalot lielu siltuma daudzumu:



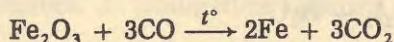
Saules gaismā vai aktīvās ogles klātbūtnē CO savienojas ar hloru, veidojot indīgu gāzi – fosgēnu:



CO savienojas ar daudziem metāliem, veidojot metālu karbonilus:

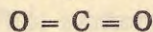


CO ir spēcīgs reducētājs:



CO lieto par reducētāju metalurģijā, par gāzveida kurināmo, par vērtīgu izejvielu neorganiskajā un organiskajā sintēzē.

Oglekļa(IV) oksīds (oglekļa dioksīds, ogļskābā gāze) CO<sub>2</sub> ir savienojums ar četrām polārām kovalentām saitēm, taču pati CO<sub>2</sub> molekula ir nepolāra:



CO<sub>2</sub> tilpumdaļa gaisā ir ≈ 0,03 %. Tā kopējā masa Zemes atmosfērā ir ≈ 4,5 · 10<sup>13</sup> tonnas.

Oglekļa(IV) oksīds nav indīgs, bet tam ir slāpējošas īpašības. Tāpēc telpas, kurās uzturas daudz cilvēku, bieži jāvēdina. Ja CO<sub>2</sub> tilpumdaļa gaisā palielinās līdz 3 %, strauji pasliktinās pašsajūta, bet, ja ieelpojamais gaiss satur 10 % CO<sub>2</sub>, iestājas bezsamaņa un nāve.

Oglekļa(IV) oksīdu satur arī okeāna un iekšzemes ūdeņi. Minerālūdeņos tā koncentrācija var sasniegt 1,5 g/l.

CO<sub>2</sub> dabā veidojas dažādos oksidēšanas procesos – elpošanā, pūšanā, degšanā, lielos daudzumos tas izdalās no vulkāniem.

Rūpniecībā CO<sub>2</sub> iegūst spirta rūgšanas procesā, kā arī termiski sadalot kaļķakmeni un dolomītu. Laboratorijā to

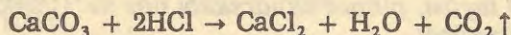
### 3. daļa

Aprēķiniet tilpumu gaisam, kurš nepieciešams, lai sadedzinātu 1 m<sup>3</sup> ģenerators ūdensgāzes! Tās sastāvs tilpumdaļās (procentos) ir 40 % CO, 48 % H<sub>2</sub>, 6 % CO<sub>2</sub>, 5 % N<sub>2</sub>, 1 % CH<sub>4</sub>. Aprēķiniet sastāvu gāzu maisījumam, kas radās pēc gāzes sadedzināšanas, pieņemot, ka ūdens tvaiki ir kondensējušies! (2,19 m<sup>3</sup>; 20,9 % CO<sub>2</sub>; 79,1 % N<sub>2</sub>.)

CO<sub>2</sub> daudzums gaisā nepārtraukti palielinās. Līdz ar to palielinās Zemes infrasarkanā starojuma absorbcija (siltumnīcas efekts). Atmosfēras temperatūra lēni paaugstinās, un tas ar laiku var apdraudēt dzīvības eksistenci.

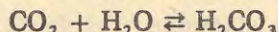
### 3. daļa

iegūst, iedarbojoties uz marmoru vai citiem karbonātiem ar sālsskābi:



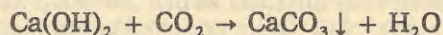
Oglekļa(IV) oksīds ir bezkrāsaina gāze bez smakas. Tas ir 1,5 reizes smagāks par gaisu, labi šķīst ūdenī ( $87,8 \text{ cm}^3/100 \text{ g H}_2\text{O}$   $20^\circ\text{C}$ ). Ja normālā spiedienā  $\text{CO}_2$  pakāpeniski atdzesē, tas nepārvēršas šķidrumā, bet  $-78,52^\circ\text{C}$  temperatūrā kristalizējas, veidojot sniegveida masu – "sauso ledu", kuram ir molekulu kristālrežģa struktūra.  $\text{CO}_2$  var sašķidrināt tikai paaugstinātā spiedienā ( $5,73 \text{ MPa}$   $20^\circ\text{C}$  temperatūrā).

$\text{CO}_2$  ir *skābais oksīds*, kam, šķīstot ūdenī, veidojas neredz oglekļa dioksīda (process ir apgriezenisks):

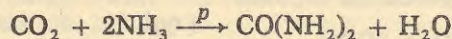


$20^\circ\text{C}$  temperatūrā oglekļa dioksīdā pārvēršas  $\approx 1\%$  no ūdenī izšķīdušā  $\text{CO}_2$  tilpuma.

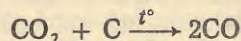
$\text{CO}_2$  reaģē ar bāziskajiem oksīdiem un ar sārmjiem. Tāpēc arī dzēstie un dedzinātie kaļķi ( $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{CaO}$ ) gaisā pārvēršas par kalcija karbonātu.  $\text{CO}_2$  iedarbību uz kaļķūdeni izmanto šīs gāzes pierādīšanai (sk. 190. lpp.):



Paaugstinātā spiedienā  $\text{CO}_2$  reaģē ar amonjaku  $\text{NH}_3$ , veidojot karbamīdu:



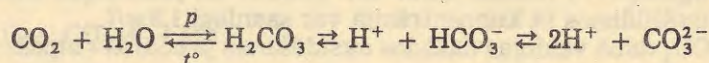
Spēcīgu reducētāju ietekmē  $\text{CO}_2$  pilnīgi vai daļēji zaudē skābekli:



$\text{CO}_2$  izmanto sodas, cukura, karbamīda, organisko skābju ražošanā, gāzētā ūdens pagatavošanai. To lieto ugunsdzēsībā, dažādās sintēzēs inertas atmosfēras radīšanai, lāzertehnikā. "Sauso ledu" izmanto zemas temperatūras uzturēšanai.

Oglekļa(IV) oksīdam ir izšķiroša nozīme fotosintēzē un ūdens cietības veidošanās procesā (sk. 193. lpp.).

Oglekļa dioksīds  $\text{H}_2\text{CO}_3$  rodas, šķīdinot  $\text{CO}_2$  ūdenī. Tā ir nestabila un ļoti vāja skābe, jo iegūtajā šķīdumā iestājas ķīmiskais līdzsvars, kas stipri novirzīts pa kreisi:

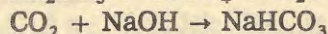
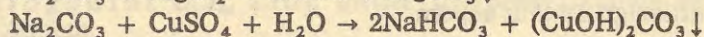
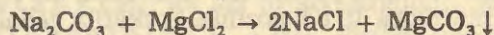


$\text{H}_2\text{CO}_3$  disociē galvenokārt  $\text{H}^+$  un  $\text{HCO}_3^-$  jonus, bet  $\text{CO}_3^{2-}$  jonu veidojas neredz.

*Ogļskābes sāļi - karbonāti.* Ogļskābe veido normālos, skābos, bāziskos sāļus un dubultsāļus.

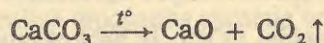
Dabā izplatītākie karbonāti ir minerāls kalcīts  $\text{CaCO}_3$ , kas veido nogulumiežus kalņakmeni, krītu, marmoru, un dolomītu  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  (sk. 188.lpp.). Mazāk izplatīti, bet nozīmīgi ir minerāli siderīts  $\text{FeCO}_3$ , magnezīts  $\text{MgCO}_3$ , viterīts  $\text{BaCO}_3$ , malahīts  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  u. c.

Karbonātus iegūst *apmainas reakcijās, kuras noris starp ūdenī šķīstošiem karbonātiem un citu skābju sāļiem, kā arī iedarbojoties ar  $\text{CO}_2$  uz sārmjiem:*

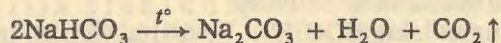


Visi *hidrogēnkarbonāti, sārnu metālu karbonāti, kā arī amonija karbonāts labi šķīst ūdenī.*

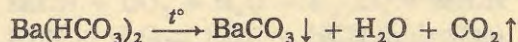
*Karbonāti (izņēmums - sārnu metālu karbonāti) karsējot sadalās, veidojot  $\text{CO}_2$  un attiecīgā metāla oksīdu:*



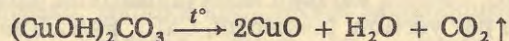
Hidrogēnkarbonāti ir nestabilāki par karbonātiem. Ja tos nedaudz sakarsē, tie sadalās:



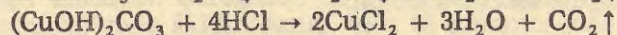
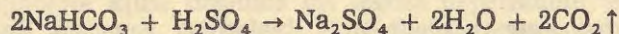
IIA grupas metālu hidrogēnkarbonāti pastāv tikai ūdens šķīdumos. Ja paaugstina šķīduma temperatūru, tie sadalās:



Turpretim bāziskie karbonāti sadalās par attiecīgā metāla oksīdu,  $\text{H}_2\text{O}$  un  $\text{CO}_2$ :



Visi *karbonāti reaģē ar skābēm, veidojot  $\text{CO}_2$ .* Šo reakciju izmanto karbonātu pierādīšanai, jo  $\text{CO}_2$  izdalīšanos konstatē pēc raksturīgas putošanas:



Karbonātus lieto dažādās tautsaimniecības nozarēs.

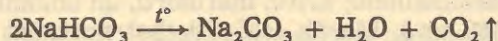
**Nātrija karbonāts** (soda, kalcinētā soda)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ir balta pulverveida viela. Tas veido kristālhidrātu (veļas sodu)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , kas samērā viegli zaudē daļu kristalizācijas ūdens (sadēdē). Nātrija karbonātu lielos daudzumos lieto stikla, celulozes, papīra un ziepju ražošanai, dažādu nātrija sāļu iegūšanai, kā arī naftas pārstrādē un tekstilrūpniecībā. Agrāk to lietoja par mazgāšanas līdzekli.

Lai novērstu  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  rašanos un tā nepatīkamo piegaršu, gatavo t. s. cepamo pulveri, kas ir nātrija hidrogēnkarbonāta un citronskābes vai vīnskābes maisījums. Šāds maisījums izdala divas reizes lielāku  $\text{CO}_2$  daudzumu nekā tīrs  $\text{NaHCO}_3$  un veido citronskābes un vīnskābes nātrija sāli, kuram nav nepatīkama garša.

Pierādiet, ka reakcijās ar skābēm  $\text{NaHCO}_3$  izdala divas reizes lielāku  $\text{CO}_2$  daudzumu nekā tad, ja to sadala termiski!

### 3. daļa

Nātrijs hidrogēnkarbonāts (dzeramā soda)  $\text{NaHCO}_3$  ir balta, kristāliska viela, kas slikti šķīst ūdenī. Karsējot tas viegli sadalās:



Šīs īpašības dēļ nātrijs hidrogēnkarbonātu lieto konditorejas izstrādājumu (cepumu, kūku u. c.) gatavošanā (porainības iegūšanai).

Nātrijs hidrogēnkarbonātu lieto arī medicīnā.

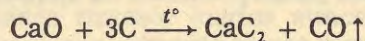
Citu karbonātu, kā arī tiem atbilstošo minerālu un iežu (krīta, kaļķakmens, marmora u. c.) nozīme apskatīta iedalās par attiecīgo metālu sāļiem.

*Metālu karbonili* ir kompleksi savienojumi, piemēram,  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ,  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ ,  $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$  u. c. Tie ir ļoti *indīgi gaistoši šķidrums* vai arī *kristāliskas vielas*, kas paaugstinātā temperatūrā *sadalās par metālu un CO*, tāpēc karbonilus lieto tīru metālu iegūšanai un metālu pārklājumu veidošanai. Tos izmanto arī par katalizatoriem.

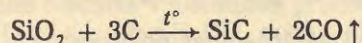
*Fosgēns* (oglekļa(IV) oksohlorīds)  $\text{COCl}_2$  ir bezkrāsaina, ārkārtīgi indīga gāze ar vāju siena smaržu. Tā koncentrācija gaisā  $5 \text{ mg/m}^3$  jau ir bīstama. Lai gan fosgēns ir toksisks, to samērā plaši izmanto organiskajā sintēzē.

*Karbamīds* (urīnviela)  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  ir balta, ūdenī labi šķīstoša kristāliska viela, ko lieto par vērtīgu minerālmēslojumu un par piedevu atgremotājdzīvnieku barībai. To izmanto daudzu organisko vielu sintēzē.

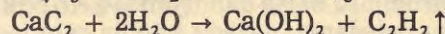
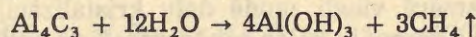
*Karbīdi* ir oglekļa savienojumi ar metāliem un citiem elementiem (B, Si), kuri attiecībā pret oglekli ir elektropozitīvi, piemēram,  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ,  $\text{SiC}$ . Daudzu karbīdu sastāvs neatbilst parastajiem priekšstatiem par vērtību, piemēram,  $\text{CaC}_2$ ,  $\text{Fe}_3\text{C}$ . Tās ir cietas, kristāliskas vielas, ko iegūst, karsējot metālus vai to oksīdus kopā ar ogli:



Līdzīgi iegūst silīcija karbīdu:



Aktīvo metālu karbīdi reaģē ar ūdeni (hidrolizējas) un ar atšķaidītām skābēm, veidojot metānu vai etīnu:



Kalcija karbīdu izmanto etīna un kalcija ciānamīda iegūšanai.

IIIB...VIIB grupu metālu karbīdi (TiC, TaC, HfC, NbC, MoC), kā arī SiC un B<sub>4</sub>C<sub>3</sub> ir ķīmiski un termiski izturīgas vielas ar lielu cietību un augstu kušanas temperatūru (≈ 2400...2900 °C). Tos lieto griezējinstrumentos, abrazīvo materiālu un urbju uzgaļu izgatavošanā, korozijizturīgu un termiski stabilu izstrādājumu ražošanā. Izņēmums ir Mn, Fe, Co, Ni karbīdi (Me<sub>3</sub>C jeb cementīta tipa karbīdi), kuriem nav izteiktas ķīmiskās un termiskās izturības, taču to klātbūtne čugunā un tēraudā palielina šo sakausējumu cietību un korozijizturību.

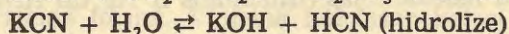
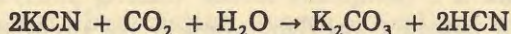
*Oglekļa hidrīdi* jeb *ogļūdeņraži*, piemēram, metāns CH<sub>4</sub>, kā arī to atvasinājumi, piemēram, oglekļa halogenīdi CCl<sub>4</sub>, CHI<sub>3</sub>, pieder pie organiskajiem savienojumiem.

Ciāns C<sub>2</sub>N<sub>2</sub> jeb (CN)<sub>2</sub> ir bezkrāsaina, indīga gāze.

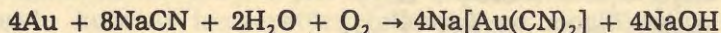
C<sub>2</sub>N<sub>2</sub> pēc ķīmiskajām īpašībām atgādina halogēnus, piemēram, tas veido savienojumu ar ūdeņradi, kuru sauc par ciānūdeņražskābi jeb zilskābi HCN.

Ciānūdeņražskābe HCN ir bezkrāsains, gaistošs šķidrums ar raksturīgu rūgto mandeļu smaržu. HCN ir stipra inde, jo tā paralizē elpošanas centrus un oksidēšanās procesus organismā. Nāvējoši iedarbojas pat HCN tvaiki. HCN pieder pie vājām skābēm.

*Cianīdi* ir ciānūdeņražskābes sāļi. Visplašāk izmanto kālija cianīdu KCN. Tā ir bezkrāsaina, kristāliska viela, kas labi šķīst ūdenī un ir stipra inde. Kālija cianīdam ir ciānūdeņražskābes smarža, jo CO<sub>2</sub> un H<sub>2</sub>O iedarbības rezultātā tas izdala HCN:



Kālija cianīdu lieto zelta un sudraba izdalīšanai no rūdām, jo tā ūdens šķīdumā un skābekļa klātienē izšķīst arī šie cēlmetāli, veidojot kompleksus savienojumus:



Cianīdus izmanto arī organiskajā sintēzē.

Sērogleklis CS<sub>2</sub> ir bezkrāsains, gaistošs šķidrums, kas uzglabājot kļūst dzeltens un iegūst nepatīkamu smaku. CS<sub>2</sub> viegli aizdegas. Sēroglekli lieto fosfora, sēra, joda un dažu organisko vielu šķīdināšanai, taču tā izmantošanas iespējas ir ierobežotas, jo tas ir toksisks.

### 3.14.2. Silīcijs

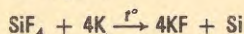
**Atrašanās dabā.** Pēc elementu izplatības Zemes garozā silīcijs ieņem 2. vietu, taču dabā brīvā veidā nav sastopams.

Silīcijs ir minerālu un iežu pamatelements. Dabas ūdeņos savienojumu veidā ir līdz 3 g/m<sup>3</sup> silīcija.

Kālija cianīdu var iegūt, ar amonjaku iedarbojoties uz sarsētu ogles un kālija karbonāta maisījumu. Uzrakstiet šai reakcijai atbilstošu vienādojumu!

### 3. daļa

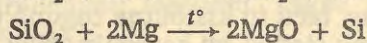
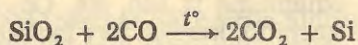
Silīciju pirmo reizi ieguva Ž. L. Ge-Lisaks un L. Ž. Tenārs 1811. gadā:



1824. gadā zviedru ķīmiķis J. J. Bercēliuss šo vienkāršo vielu ieguva no silīcija hlorīda un ieteica jaunatklāto elementu nosaukt par silīciju (lat. *silix* – krams), jo tas ietilpst kramā.

Dzīvajos organismos visvairāk silīcija uzkrājas kramalģēs ( $\approx 40\%$ ), sūkļos, radiolārijās, grīšļos, kosās, palmās, nedaudz arī kaulos.

**Iegūšana.** Silīciju iegūst, *reducējot*  $\text{SiO}_2$  (kvarca smiltis) ar koksu (*karbotermija*) vai magniju:

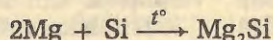


**Īpašības.** Silīcijam ir kristāliskā un amorfā modifikācija. Kristāliskais silīcijs ir tumšpelēka viela ar metālisku spīdumu. Tā struktūra ir līdzīga dimantam, bet kristāliskais silīcijs nav tik ciets, un tam piemīt pusvadītāja īpašības. Amorfais silīcijs ir brūna, pulverveida viela. Silīcijs labi šķīst izkausētos metālos.

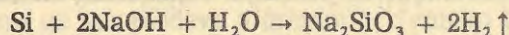
*Parastajos apstākļos silīcijs, īpaši kristāliskais silīcijs, ir ķīmiski inerts. Tas reagē tikai ar fluoru, veidojot  $\text{SiF}_4$ , taču sakarsēts (400...2000 °C) silīcijs reagē ar skābekli, sēru, slāpekli, halogēniem un oglekli, veidojot attiecīgi  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{SiS}_2$ ,  $\text{Si}_3\text{N}_4$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{SiBr}_4$ ,  $\text{SiC}$ .*

*Ar ūdeņradi silīcijs nereagē.*

Silīcijs ir nemetāls, taču *ar metāliem tas reagē tikai augstās temperatūrās*, veidojot silicīdus:

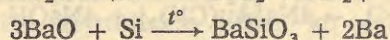
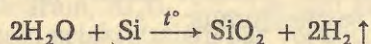


Silīcijs *enerģiski reagē ar sārmiem*:



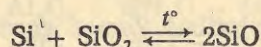
*Skābes uz silīciju neiedarbojas* (izņēmums ir  $\text{HF}$  un  $\text{HNO}_3$  maisījums).

Silīcijs *ir spēcīgs reducētājs*, augstās temperatūrās tas reagē arī ar ūdeni:



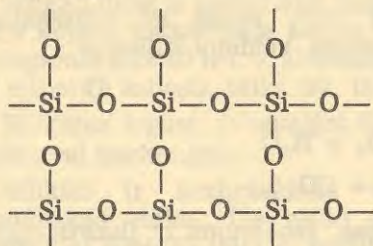
**Izmantošana.** Silīciju lieto metalurģijā un pusvadītāju tehnikā. Metalurģijā to lieto kausējumu dezoksidēšanai un par leģējošu komponentu dzelzs, vara un alumīnija sakausējumos, par reducētāju dažu metālu iegūšanai no to oksīdiem (*siliko-termija*).

**Silīcija savienojumi.** Silīcija(II) oksīds ir ļoti nestabils savienojums, tas eksistē tikai augstā temperatūrā līdzsvarā ar Si un  $\text{SiO}_2$ :



Silīcija(IV) oksīds jeb silīcija dioksīds  $\text{SiO}_2$  ir visstabilākais silīcija savienojums. Tas sastopams

kristāliskā un amorfā veidā. Kristālisko  $\text{SiO}_2$  veido atomu kristālrežģis ar stabilām kovalentām saitēm. Shematiski to attēlo šādi:



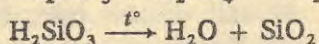
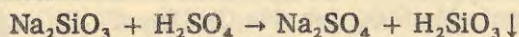
Silīcija dioksīdam ir dažādas modifikācijas, kas atšķiras ar tetraedru  $\text{SiO}_4$  izvietojumu telpā. Tas patiesībā ir neorganisks polimērs  $(\text{SiO}_2)_n$ , kurā atsevišķas  $\text{SiO}_2$  molekulas nepastāv. Formula  $\text{SiO}_2$  tikai rāda Si un O atomu stehiometrisko attiecību silīcija dioksīda kristālrežģī.

Dabā kristāliskais  $\text{SiO}_2$  izplatīts galvenokārt minerāla kvarca veidā, kura masas daļa Zemes garozā ir ap 12 %. Kvarcs visbiežāk sastopams viengabalainas, puscaurspīdīgas masas veidā, kurai ir dažāda nokrāsa. No sīkiem kvarca kristāliņiem sastāv smiltis. Tīrās jeb t. s. kvarca smiltis ir pelēcīgi baltā krāsā. Latvijā tās atrodamas Bālē, Rudbāržos, pie Kuldīgas u. c. Parastajām smiltīm piemaisījumā ir dzelzs savienojumi, tāpēc tām ir dzeltena vai sarkanbrūna krāsa. Kvarca sīkkristāliskās modifikācijas ir jašma. Kvarcs ietilpst daudzu iežu sastāvā (granītā, gneisā). Retāk sastopami t. s. kalnu kristāli – caurspīdīgi, bezkrāsaini kvarca kristāli, kuriem ir sešskaldņu prizmas forma. Violetas nokrāsas kalnu kristālus sauc par ametistiem, bet brūnos kristālus – par topāzu. Krama iezis ir dažādās krāsās, tas satur kristālisko un amorfu  $\text{SiO}_2$ . Amorfais  $\text{SiO}_2$  veido opālu, ahātu un dažus citus minerālus.

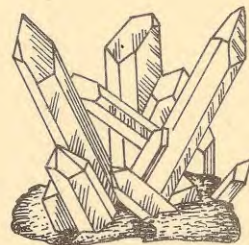
Kristāliskais  $\text{SiO}_2$  ir ļoti cieta, ūdenī nešķīstoša viela ar augstu kušanas temperatūru (atkarībā no modifikācijas un karsēšanas intensitātes 1610...1730 °C). Izkusušajai  $\text{SiO}_2$  masai atdzīestot, veidojas amorfā, puscaurspīdīga  $\text{SiO}_2$  masa – kvarca stikls, kuram raksturīga liela karstumizturība, mazs termiskās izplešanās koeficients un labas dielektriskās īpašības. Tas neaiztur ultravioleto un infrasarkanā starojumu.

Dabā amorfā  $\text{SiO}_2$  modifikācijas sastopamas reti. Tie ir nosēdumi (trepels jeb infuzoriju zeme), kas veidojušies no augu un dzīvnieku, piemēram, kramalģu, radiolāriju atliekām. Daži organismi, piemēram, kramalģes satur līdz 88 %  $\text{SiO}_2$ .

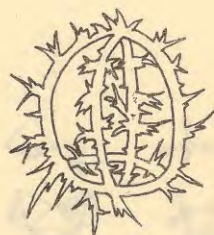
Amorfo  $\text{SiO}_2$  laboratorijā iegūst no nātrija vai kālija silikāta šķīduma:



## 3. daļa



3.8. att. Kalnu kristālu drūza.

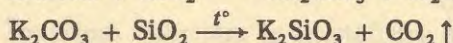
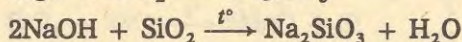
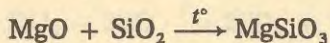


3.9. att. Jūras viensūnu dzīvnieku – radiolāriju skeleti, kas veidoti no  $\text{SiO}_2$ . To izmēri ir 0,05...1 mm.

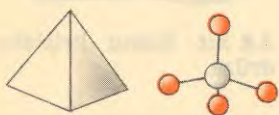
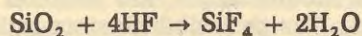
### 3. daļa

Silīcija dioksīds ir skābais oksīds. Tam atbilst silīcijskābe, taču ar ūdeni  $\text{SiO}_2$  nereaģē. Parastajos apstākļos tas ir ķīmiski stabils.

Paaugstinātā temperatūrā  $\text{SiO}_2$  reaģē ar bāziskajiem oksīdiem, sārmiem un karbonātiem, veidojot silikātus.



Skābes uz  $\text{SiO}_2$  neiedarbojas. Izņēmums ir fluorūdeņražskābe:

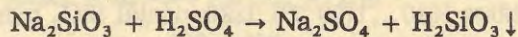


Silīcija dioksīdu smilšu veidā lieto celtniecībā, arī stikla, keramikas, cementa un abrazīvo materiālu ražošanā. No kvarca stikla ražo termoizturīgu un skābes izturīgu aparāturu, laboratorijas traukus, izolatorus, optiskas detaļas, kvarca spuldzes. Kvarcam piemīt pjezoelektriskas īpašības, tāpēc to lieto elektroniskajās ierīcēs, skaņu aparātūrās. No ahāta, topāza, ametista un opāla izgatavo juvelierizstrādājumus. Amorfo  $\text{SiO}_2$  (trepelu un citus paveidus) lieto par izolācijas materiālu un adsorbentu, to izmanto filtrēšanai un slīpēšanai.

Silīcijskābes vispārīgā formula ir  $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ . Brīvā veidā iegūtas divas monoskābes – ortosilīcijskābe  $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  jeb  $\text{H}_2\text{SiO}_4$  un metasilīcijskābe  $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  jeb  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Monoskābes pakāpeniski zaudē ūdeni un veido polisilīcijskābes, kur  $x > 1$ , piemēram, dimetasilīcijskābi  $2\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  jeb  $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ , trimetasilīcijskābi  $3\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  jeb  $\text{H}_2\text{Si}_3\text{O}_7$ , utt.

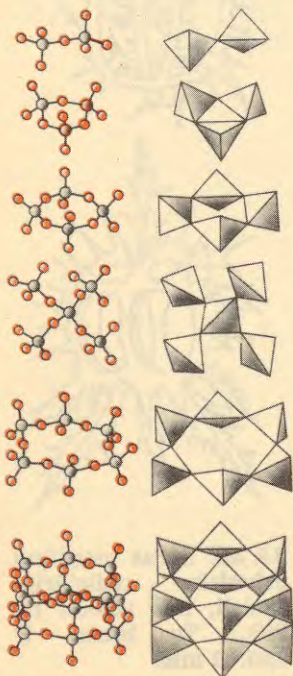
Paaugstinātā temperatūrā silīcijskābes pilnīgi zaudē ūdeni, pārvēršoties porainā masā – amorfajā silīcija dioksīdā.

Silīcijskābes pieder pie ļoti vājām skābēm. Tās iegūst silikātu šķīdumu reakcijās ar skābēm:



Atkarībā no silikātu un skābes šķīdumu koncentrācijas var iegūt silīcijskābes koloidālus šķīdumus – solu vai gelu (t. s. silikagels). Tos lieto papīra ražošanā un tekstilrūpniecībā, kā arī par adsorbentiem ūdens attīrīšanā u. c.

Silikāti ir silīcijskābju sāļi, kurus atbilstoši skābju nosaukumiem iedala metasilikātos, ortosilikātos, dimetasilikātos utt. Piemēram,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  – nātrija metasilikāts,  $\text{Ca}_2\text{SiO}_4$  – kalcija ortosilikāts,  $\text{K}_2\text{Si}_2\text{O}_5$  – kālija dimetasilikāts. Silikātu formulas raksta arī citā veidā, parādot oksīdu stehiometriskās attiecības, piemēram,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  jeb  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$ ,  $\text{Ca}_2\text{SiO}_4$  jeb  $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Si}_2\text{O}_5$  jeb  $\text{K}_2\text{O} \cdot 2\text{SiO}_2$ . Silikātu sastāvs mēdz būt visai sarežģīts, jo tos var veidot vairāku metālu katjoni, kā arī

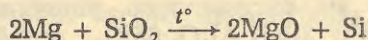




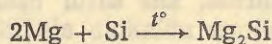
### 3. daļa

katalizatoru nesējiem un par adsorbentiem gāzu attīrīšanai, kā arī ūdens mīkstināšanai. Koncentrētu  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  ūdens šķīdumu (šķidro stiklu) lieto papīra, koksnes, audumu un pat grunts piesūcināšanai, lai tie kļūtu izturīgāki. Tas nepieciešams arī skābjzturīga cementa un betona ražošanai, silikātlīmju un silikātkrāsu izgatavošanai.

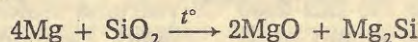
Silīcīdi ir silīcija savienojumi ar metāliem. To sastāvs ir nenoteikts. Tas var būt no  $\text{MeSi}_8$  līdz  $\text{Me}_8\text{Si}$ . Silīcīdus iegūst metālu reakcijās ar Si vai  $\text{SiO}_2$  augstā temperatūrā. Vispirms rodas silīcijs:



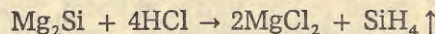
Ja metāls ir pārākumā, tas reagē ar Si, veidojot silīcīdu:



vai



IA un IIA grupas metālu (arī Cu) silīcīdi ir termiski un ķīmiski nestabili savienojumi, tie reagē ar ūdeni un atšķaidītām skābēm, izdalot silīcijūdeņradi  $\text{SiH}_4$ , piemēram,



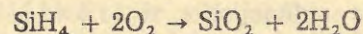
Pārējo metālu silīcīdi ir cieti, grūti kūstoši, termiski un ķīmiski stabili savienojumi. Daļa no tiem ir pusvadītāji ( $\text{CaSi}_2$ ,  $\text{MnSi}_2$ ) vai supravadītāji ( $\text{V}_3\text{Si}$ ).

Silīcīdus izmanto korozijizturīgu un termoizturīgu materiālu iegūšanai, metālu kausējumu dezoksidēšanai, kā arī elektrotehnikā un elektronikā.

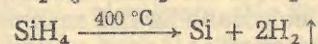
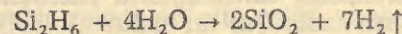
Silīcijūdeņraži jeb silāni pēc uzbūves līdzīgi ogļūdeņražiem (sk. 379. lpp.), bet tie neveido garas ķēdes. Pēdējais homologu rindas  $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$  pārstāvis ir heksasilāns  $\text{Si}_6\text{H}_{14}$ .

Silānus iegūst, iedarbojoties uz silīcīdiem ar skābēm (sk. iepriekš).

Monosilāns  $\text{SiH}_4$  un disilāns  $\text{Si}_2\text{H}_6$  ir gāzes, trisilāns  $\text{Si}_3\text{H}_8$  un tetrasilāns  $\text{Si}_4\text{H}_{10}$  – šķidrums, bet pentasilāns  $\text{Si}_5\text{H}_{12}$  un heksasilāns  $\text{Si}_6\text{H}_{14}$  – cietas vielas. Tie ir toksiski savienojumi ar nepatīkamu smaku. Visi silīcijūdeņraži ir ķīmiski nestabili, tie gaisā uzliesmo pat ar sprādzienu:

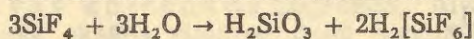
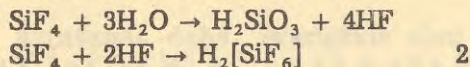


Ūdenī silāni hidrolizējas, bet inertā vidē un nedaudz paaugstinātā temperatūrā ( $\approx 400^\circ\text{C}$ ) sadalās:



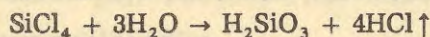
Silānus izmanto tīra Si iegūšanai.

Silīcija tetrafluorīds  $\text{SiF}_4$  ir bezkrāsaina gāze ar asu smaku. Tas reagē ar ūdeni:



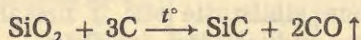
Heksafluorsilīcijskābe  $\text{H}_2\text{SiF}_6$  pieder pie stiprām skābēm. Šī skābe un tās sāļi – heksafluorsilikāti – ir indīgi.  $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$  un  $\text{Ba}[\text{SiF}_6]$  izmanto par insekticīdiem un par defoliantiem (augu atlapošanas preparāti). Cinka, magnija un alumīnija heksafluorsilikātus lieto ūdensnecaurlaidīgu celtniecības materiālu ražošanai.

Silīcija tetrahlorīds  $\text{SiCl}_4$  ir gaistošs šķidrums, kas pilnīgi hidrolizējas pat mitrā gaisā, veidojot biezus dūmus:



$\text{SiCl}_4$  izmanto mākslīgo dūmu iegūšanai un silīcijorganisko savienojumu sintēzei.

Silīcija karbīds jeb karborunds  $\text{SiC}$  ir bezkrāsaina (piemaisījumu dēļ tumšpelēka), kristāliska viela, kas cietības ziņā atpaliek tikai no dimanta un borazona.  $\text{SiC}$  ir ķīmiski un termiski stabila viela ( $t_{\text{kuš}}^\circ = 2830^\circ\text{C}$ ). To iegūst elektrokrāsnīs  $\approx 2000^\circ\text{C}$  temperatūrā, karsējot noteiktās attiecībās sagatavotu kvarca smilšu un koksa maisījumu:

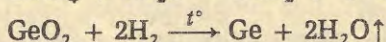
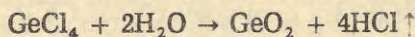


$\text{SiC}$  ir vērtīgs mākslīgais abrazīvais materiāls.

### 3.14.3. Germānijs

**Atrašanās dabā.** Germānijs ir izkliedēts elements, jo sastopams dažāda veida silikātos, sulfīdos, naftā un oglēs. Germānija minerāli ir argirodīts  $\text{Ag}_8\text{GeS}_6$ , germanīts  $\text{Cu}_3\text{GeS}_4$ .

**Iegūšana.** Germāniju iegūst no brūnoglū pelniem vai attiecīgām rūdām, iedarbojoties uz tām ar sālsskābi. Tā iegūst attiecīgu  $\text{GeCl}_4$ , kuru hidrolizē un iegūto  $\text{GeO}_2$  reducē ar  $\text{H}_2$ :



**Īpašības.** Germānijs ir sudrappelēks, ciets, ļoti trausls metāls.  $650^\circ\text{C}$  temperatūrā tas kļūst plastisks. Paaugstinot temperatūru, Ge elektriskā pretestība ievērojami pazeminās ( $\approx 5\%$  uz  $1^\circ\text{C}$ ). Germānijs ir pusvadītājs.

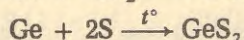
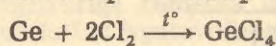
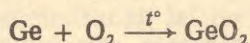
## 3. daļa

K. A. Vinklers 1886. gadā, kvantitatīvi analizējot Saksijā, Freiburgas tuvumā, atrasto minerālu argirodītu  $4\text{Ag}_2\text{S} \cdot \text{GeS}_2$ , atklāja elementu, kuru nosauca par germāniju (lat. *Germania* – Vācija).

K. A. Vinklers (1838–1904) bija vācu ķīmiķis. No 1873. līdz 1902. gadam viņš strādāja par ķīmijas profesoru Freiburgas Kalnu akadēmijā. Vinklers analizēja daudzus minerālus, noteicis atommasu niķelim un kobaltam, atklājis iespēju  $\text{SO}_2$  katalītiski oksidēt par  $\text{SO}_3$ , pētījis oksīdu un karbonātu reducēšanu ar magniju.

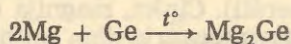
### 3. daļa

Parastos apstākļos germānijs gaisā neoksidējas, bet paaugstinātā temperatūrā ( $\approx 700^\circ\text{C}$ ) tas reagē ar gaisa skābekli, halogēniem, sēru:

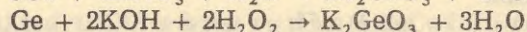
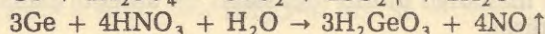
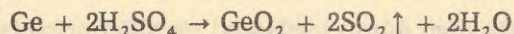


Ar ūdeņradi germānijs nereaģē.

Sakausējot germāniju ar metāliem, iegūst germanīdus:



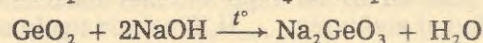
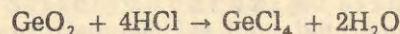
Germānijs nereaģē ar ūdeni, sālsskābi un atšķaidītu sērskābi, taču *germāniju oksidē koncentrēta*  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , *atšķaidīta un koncentrēta*  $\text{HNO}_3$ , kā arī *oksidētāji*, piemēram,  $\text{H}_2\text{O}_2$  *sārmainā vidē*:



Germāniju visvairāk izmanto par pusvadītāju radio un televīzijas iekārtās, skaitļošanas un radiolokācijas ierīcēs, mēriekārtās u. c. To lieto arī pretestības termometru, kā arī keramikas un metālu sakausējumu ražošanā.

**Germānija savienojumi.** Germānija(II) savienojumi  $\text{GeO}$ ,  $\text{Ge}(\text{OH})_2$  un tiem atbilstošie sāļi ir nestabili amfotēri savienojumi ar izteiktām reducējošām īpašībām.

Visstabilākie ir germānija(IV) savienojumi. Germānija dioksīds  $\text{GeO}_2$  ir balta, kristāliska viela. Tam piemīt amfotēras īpašības:



$\text{Na}_2\text{GeO}_3$  ir nātrija germanāts, kas ūdens šķīdumā eksistē nātrija heksahidroksogermanāta  $\text{Na}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6]$  veidā.

$\text{GeO}_2$  lieto speciālu optisko stiklu ražošanā.

Germānija(IV) halogēnīdi ir kovalenti savienojumi.  $\text{GeCl}_4$  izmanto germānija dioksīda (sk. 225. lpp.) un germānijūdeņražu iegūšanai.

Germānijūdeņraži jeb germāni pēc sava sastāva līdzīgi silāniem. Ir pazīstami deviņi homologu rindas  $\text{Ge}_n\text{H}_{2n+2}$  pārstāvji (no monogermāna  $\text{GeH}_4$  līdz nonagermānam  $\text{Ge}_9\text{H}_{20}$ ).

$\text{GeH}_4$  ir gāze, bet pārējie germānijūdeņraži – šķidrums ( $\text{Ge}_2 \dots \text{Ge}_4$ ) un cietas vielas ( $\text{Ge}_5 \dots \text{Ge}_9$ ). Tie ir indīgi savienojumi. Germāni ātri sadalās par germāniju un ūdeņradi, tāpēc tos inertā atmosfērā izmanto sevišķi tīra germānija iegūšanai. Saskaroties ar gaisu, germāni sadeg.

### 3.14.4. Alva

**Atrašanās dabā.** Svarīgākie alvu saturošie minerāli ir kasiterīts jeb alvas akmens  $\text{SnO}_2$  un stannīti jeb alvas kolčedāns  $\text{Cu}_2\text{FeSnS}_4$ . Alvas rūdas koncentrētas Klusā okeāna rietumu daļai pieguļošajā teritorijā, kā arī Kazahijā, Bolīvijā, Zairā, Nigērijā.

**Iegūšana.** Alvu iegūst no rūdām, kas pēc bagātināšanas un ķīmiskas apstrādes satur  $\approx 30 \dots 70 \%$   $\text{SnO}_2$  (masas daļās). Alvas dioksīdu reducē ar CO.

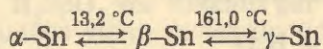
**Īpašības.** Vienkāršas vielas veidā alvai ir trīs modifikācijas:  $\alpha$ -Sn,  $\beta$ -Sn un  $\gamma$ -Sn (sk. 3.9. tabulu).

3.9. tabula

#### Alvas modifikācijas

| Modifikācija                | $\rho$ , g/cm <sup>3</sup> | Kristālrežģa veids | Īpašības  |
|-----------------------------|----------------------------|--------------------|---|
| $\alpha$ -Sn – pelēkā alva  | 5,75                       | Kubiskais          | Pelēks pulveris   |
| $\beta$ -Sn – baltā alva    | 7,29                       | Tetragonālais      | Sudrabbalts metāls  |
| $\gamma$ -Sn – trauslā alva | 6,54                       | Rombiskais         | Trausls metāls, kuru $> 160^\circ\text{C}$ viegli saberzt pulverī |

Alvas modifikāciju maiņu var attēlot ar šādu shēmu:



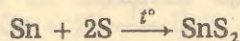
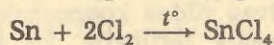
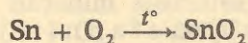
Alva parastajos apstākļos ir sudrabbalts, mīksts metāls ( $\beta$ -Sn). To liecot, dzirdams raksturīgs troksnis – krakšķis jeb t. s. "alvas kliedziens", kas rodas, alvas kristāliem beržoties citam gar citu. Alva ir viegli velmējama un stiepjama, tāpēc no tās var izveidot foliju – staniolu. Temperatūrā, kas zemāka par  $13,2^\circ\text{C}$ , baltā alva sāk pārvērsties pelēkajā alvā ( $\alpha$ -Sn). Ar to izskaidrojama pelēku, irdeni plankumu rašanās uz alvas izstrādājumiem. Šo parādību sauc par alvas mēri, kas pēc  $\alpha$ -Sn kristalizācijas centru izveidošanās var progresēt arī parastajos apstākļos. To veicina Zn un Al piemaisījumi, bet kavē Bi, Sb un Pb piemaisījumi. Alvas mēris visstraujāk noris –  $33^\circ\text{C}$  temperatūrā, kad baltā alva momentāni sairst par pelēku pulveri. Tāpēc alva ir jāargā no zemām temperatūrām. Process  $\alpha\text{-Sn} \rightarrow \beta\text{-Sn}$  parastajos apstākļos praktiski nenoris, to panāk, pelēko alvu karsējot līdz  $200^\circ\text{C}$ .

## 3. daļa

Alvas sākusējums (bronzu) pazina Sumerā 4000 gadu p. m. ē. Alvu sāka iegūt ap 1800. gadu p. m. ē. Ķīnā un Japānā. Alvas nosaukums latīņu valodā *stannum* ir atvasināts no sanskrita valodas vārda *sta* – ciets. Šī elementa un metāla latviskais nosaukums, šķiet, cēlies no vārda, ko lieto krievu valodā, – *олово*.

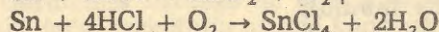
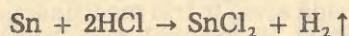
### 3. daļa

Alvu pārklāj blīva alvas dioksīda aizsargkārtiņa, tāpēc ar skābekli, halogēniem un sēru tā reaģē tikai paaugstinātā temperatūrā:

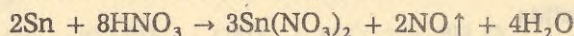


Alva nereaģē ar  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Si}$ ,  $\text{C}$ .

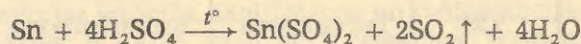
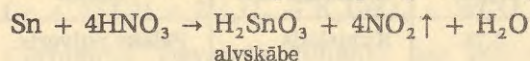
Alva oksidējas sālsskābes šķīdumā, šo procesu veicina  $\text{O}_2$  klātbūtne:



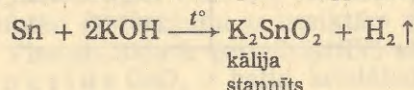
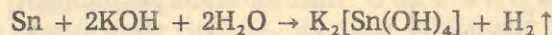
Alvu oksidē arī  $\text{HNO}_3$  šķīdums:



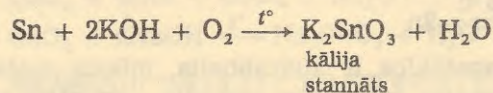
Ar koncentrētu  $\text{HNO}_3$  un  $\text{H}_2\text{SO}_4$  alva reaģē šādi:



Alva reaģē ar sārmu ūdens šķīdumiem un kausējumiem:



Skābekļa  $\text{O}_2$  klātbūtnē šī reakcija noris šādi:

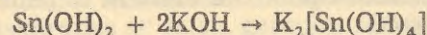


3.10. att. Alvas servīze (19. gs.). No alvas izgatavoja arī rotallietas, piemēram, alvas zaldātiņus.

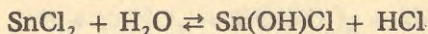
**Izmantošana.** Alvu lieto alvīta jeb baltā skārda ražošanai un viegli kūstošu metālu sakausējumu iegūšanai (sk. 3.7. nodaļu). Alvas foliju (staniolu) lieto kondensatoru izgatavošanā.

**Alvas savienojumi.** Alvas(II) oksīds  $\text{SnO}$  ir tumšbrūna pulverveida viela. To iegūst, sadalot alvas(II) hidroksīdu  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  oglekļa dioksīda atmosfērā.

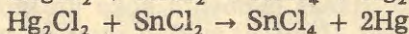
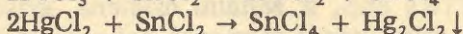
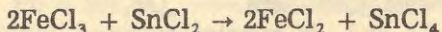
Alvas(II) hidroksīdu  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  baltu nogulšņu veidā iegūst alvas(II) sāļu un sārmu apmaiņas reakcijās. Tas ir amfotērs savienojums, jo reaģē arī ar sārmjiem, veidojot tetrahidroksostannītu:



No alvas(II) sāļiem vislielākā praktiskā nozīme ir  $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Tā ir bezkrāsaina, kristāliska viela, kas paaugstinātā temperatūrā vai ūdens šķīdumā hidrolizējas:

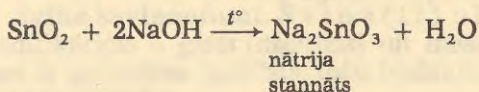


Alvas(II) hlorīds ir spēcīgs reducētājs:



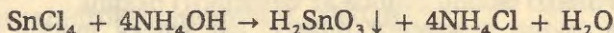
Alvas(II) hlorīdu izmanto par reducētāju organiskajā sintēzē un par kodinātāju tekstilrūpniecībā.

*Alvas(IV) savienojumi ir stabilāki par alvas(II) savienojumiem.* Alvas(IV) oksīds kūst  $2000^\circ\text{C}$  temperatūrā, tas ir inerts pret skābju un bāzu ūdens šķīdumu iedarbību, taču kausējumā ar sārmiem tam izpaužas skābes īpašības:



$\text{SnO}_2$  lieto termiski stabilu glazūru un emalju izgatavošanai.

Alvas(IV) oksīda hidrāts ir amfotērs savienojums, bet skābās īpašības tam izteiktas vairāk, tāpēc to sauc par alvskābi. Alvskābei ir divas modifikācijas:  $\alpha$ -alvskābe un  $\beta$ -alvskābe.  $\alpha$ -alvskābi iegūst no alvas(IV) hlorīda:

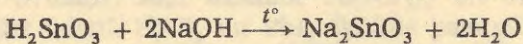
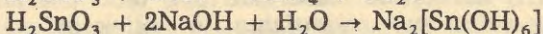
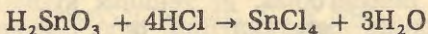


Veidojas baltas  $\alpha$ -alvskābes nogulsnes.

$\text{H}_2\text{SnO}_3$  var uzskatīt par alvas(IV) hidroksīdu  $\text{Sn(OH)}_4$ , kas zaudējis vienu molekulu ūdens. Izžūstot alvskābe zaudē visu ūdeni un veido alvas(IV) oksīdu.

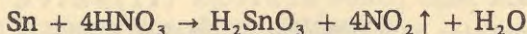
Alvskābes sastāvs ir mainīgs, tāpēc pareizāk to attēlot ar formulu  $m\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

$\alpha$ -alvskābe ir amfotērs savienojums:



Alvskābes sāļus sauc par *stannātiem*.

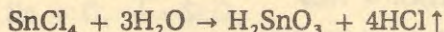
$\beta$ -alvskābi iegūst, iedarbojoties uz alvu ar koncentrētu slāpekļskābi:



$\beta$ -alvskābe nereaģē ne ar skābēm, ne ar sārmu šķīdumiem, taču kausējumā ar sārmiem tā veido stannātus.

## 3. daļa

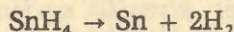
Alvas(IV) hlorīds  $\text{SnCl}_4$  ir šķidrums, kura viršanas temperatūra ir  $113,7^\circ\text{C}$ . Rūpniecībā to iegūst, alvotā skārda atkritumus apstrādājot ar hloru.  $\text{SnCl}_4$  gaisā kūp, jo mitruma iedarbībā tas hidrolizējas:



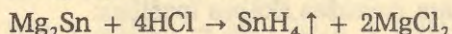
$\text{SnCl}_4$  lieto par dūmus veidojošu vielu.

Alvas(IV) sulfīds  $\text{SnS}_2$  ir zeltaini dzeltena, kristāliska viela. To lieto par zelta krāsas pigmentu koka un gīpša izstrādājumu pārklāšanai, tāpēc alvas(IV) sulfīdu sauc arī par vizuļzeltu.

Alvas(IV) hidrīds  $\text{SnH}_4$ , jeb stannometāns ir bezkrāsaina, ļoti indīga un nestabila gāze, kas pakāpeniski sadalās:



$\text{SnH}_4$  iegūst no stannīdiem.

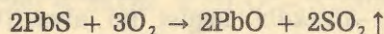


### 3.14.5. Svins

Svins ir metāls, ko cilvēce pazīst vismaz 8500 gadu. Jau Senajā Grieķijā ap 20 000 vergu gadā ieguva vairākus tūkstošus tonnu svina. 3. gadsimtā p. m. ē. romieši sāka šo metālu lietot ūdensvadu izgatavošanai.

Atrašanās dabā. Svins ir sastopams tikai rūdās, no kurām svarīgākā ir *svina spīde* (galenīts)  $\text{PbS}$ .

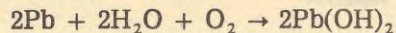
Iegūšana. Svinu iegūst no svina spīdes, to vispirms apdedzinot:



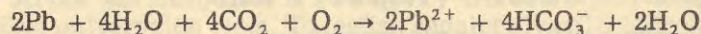
Iegūto svina(II) oksīdu reducē ar oglekļa(II) oksīdu.

Īpašības. Svins ir samērā mīksts, bet smags metāls ar zilganpelēku spīdumu. *To pārklāj blīva svina(II) oksīda aizsargkārtiņa, tāpēc ar skābekli, halogēniem un sēru tas reaģē tikai paaugstinātā temperatūrā, veidojot atbilstošus svina(II) savienojumus.*

Skābekļa klātbūtnē *svins lēni reaģē ar ūdeni un sairst:*



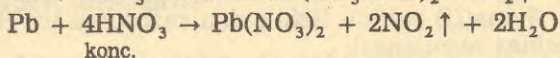
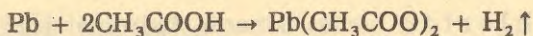
Ciets ūdens uz svinu neiedarbojas, jo veidojas svina(II) sulfāta un svina(II) karbonāta aizsargkārtiņa, taču *dzeramā ūdens saskare ar svinu nav pieļaujama*, jo notiek arī šāda reakcija:



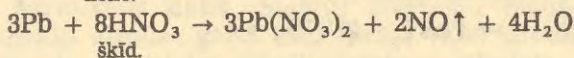
$\text{Pb}^{2+}$  joni ir kaitīgi. Tie uzkrājas kaulaudos, nierēs un aknās, izraisot nervu, asinsrades sistēmas un gremošanas trakta bojājumus.

Uz svinu neiedarbojas sālsskābe un sērskābes šķīdums, jo veidojas nešķīstoši sāļi, taču labi tas *reaģē ar etiķskābi, slāpekļskābi un karstu sērskābi (1:1):*

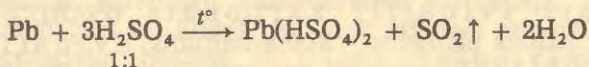
### 3. daļa



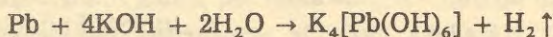
konc.



šķīd.

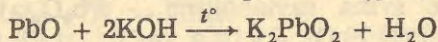
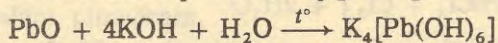
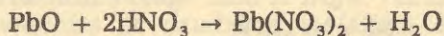


Svins reaģē ar sārmu šķīdumiem, veidojot hidroksoplumbītus:



Svinu lieto dažādu sakausējumu (sk. 142. lpp.), skābes akumulatoru, ložu un skrošu izgatavošanai. No svina ražo aparatūru ķīmiskajai rūpniecībai un aizsargierīces pret radioaktīvo starojumu. Tīru svinu lieto benzīna antidetonatora – tetraetilsvina  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$  iegūšanai.

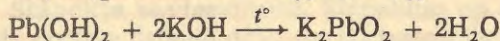
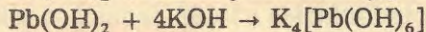
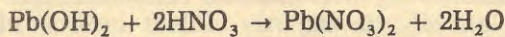
**Svina savienojumi.** S v i n a ( I I ) o k s ī d a m  $\text{PbO}$  ir divas modifikācijas – *glets* (dzeltens) un *masikots* (sarkandzeltens). Tam ir amfotēras īpašības, taču bāziskās īpašības šim oksīdam izteiktas vairāk:



K ā l i j a p l u m b ī t s  $\text{K}_2\text{PbO}_2$  atbilst brīvā veidā neeksistējošai svinpaskābei  $\text{H}_2\text{PbO}_2$ . Ūdens šķīdumā tas veido kālija heksahidroksoplumbītu  $\text{K}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ .

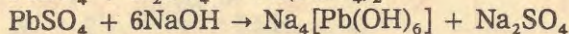
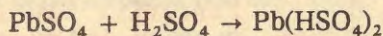
Svina(II) oksīdu lieto speciālo stiklu un emaljas ražošanai, kā arī citu svina savienojumu iegūšanai.

Svina(II) hidroksīdu  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  iegūst no šķīstošajiem svina(II) sāļiem baltu nogulsņu veidā. Tam piemīt amfotēras īpašības:



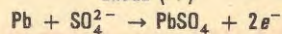
Svina(II) sāļi, izņemot  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  un  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ , slikti šķīst ūdenī.  $\text{PbCl}_2$  un  $\text{PbI}_2$  šķīdība paaugstinātā temperatūrā ievērojami pieaug. Ja karstu, piesātinātu  $\text{PbI}_2$  šķīdumu pakāpeniski atdzesē, tad izdalās šī sāls zeltaini kristāli t. s. *zelta lietus* veidā.

Svina(II) sulfāts  $\text{PbSO}_4$  šķīst koncentrētā sērskābē un koncentrētos sārmu šķīdumos:

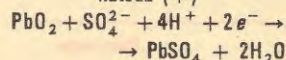


Svina akumulatoru izlādējot (galvaniskais elements), noris šādas reakcijas:

anodā (–)



katodā (+)

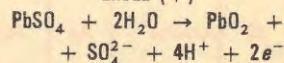


Svina akumulatoru uzlādējot (elektrolīze), noris šādas reakcijas:

katodā (–)



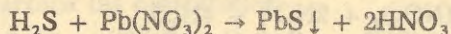
anodā (+)



Uzrakstiet akumulatorā notiekošo oksidēšanās–reducēšanās reakciju summāro vienādojumu!

## 3. daļa

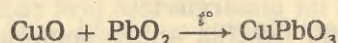
Svina(II) hlorīdu (balts) izmanto hidrometalurģijā un luminoforos. Svina(II) sulfīdu lieto svina ražošanai un  $H_2S$  pierādīšanai (melns nogulsnes):



Bāziskais svina(II) karbonāts  $(PbOH)_2CO_3$  pazīstams kā baltais pigments – *svina baltums*. Svina(II) acetātu  $Pb(CH_3COO)_2$  sauc arī par *svina cukuru*. To lieto medicīnā.

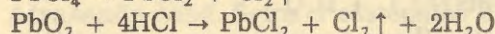
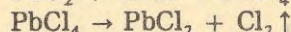
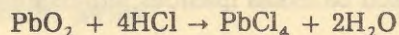
Svina(IV) savienojumi ir nestabilāki par svina(II) savienojumiem.

Svina(IV) oksīds  $PbO_2$  ir tumšbrūna pulverveida viela ar amfotērām īpašībām, taču pārsvarā tam izteiktas skābās īpašības:



Sāļus, kas atbilst brīvā veidā neeksistējošai svinskābei  $H_2PbO_3$ , sauc par plumbātiem.

Visi svina(IV) savienojumi ir spēcīgi oksidētāji:



Pazīstami arī jauktie svina savienojumi –  $Pb_2O_3$  jeb  $PbO \cdot PbO_2$  un  $Pb_3O_4$  jeb  $2PbO \cdot PbO_2$ . Svina mīniju  $Pb_3O_4$  lieto eļļas krāsās par sarkano pigmentu.

### 3.15. Elementu periodiskās sistēmas VA (15.) grupa

3.10. tabula

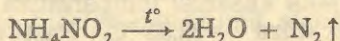
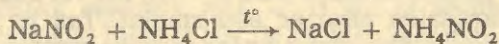
VA (15.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementu           |           |              |                      | Vienkāršo vielu         |                               |                                 |                                  | Salikto vielu sastāvā |                        |
|--------------------|-----------|--------------|----------------------|-------------------------|-------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|-----------------------|------------------------|
| kārtas<br>skaitlis | nosaukums | sim-<br>bols | relatīvā<br>atommasa | atomu<br>rādiuss,<br>pm | blīvums,<br>g/cm <sup>3</sup> | kušanas<br>tempera-<br>tūra, °C | viršanas<br>tempera-<br>tūra, °C | oksidēšanas<br>pakāpe | jonu<br>rādiuss,<br>pm |
| 7                  | Slāpeklis | N            | 14,00674             | 70                      | $1,25 \cdot 10^{-3}$          | -210,01                         | -195,81                          | -III, +III, +V        | $N^{3-}$ 171           |
| 15                 | Fosfors   | P            | 30,979762            | 110                     | 1,82<br>(baltais)             | 44,2<br>(baltais)               | 280,50                           | -III, +III, +V        | $P^{3-}$ 212           |
| 33                 | Arsēns    | As           | 74,92159             | 121                     | 5,72                          | ap 815<br>(3,65 MPa)            | 613<br>(subli-<br>mējas)         | -III, +III, +V        | $As^{3-}$ 222          |
| 51                 | Antimons  | Sb           | 121,75               | 141                     | 6,69                          | 630,5                           | 1637                             | -III, +III, +V        | $Sb^{3+}$ 62           |
| 83                 | Bismuts   | Bi           | 208,98037            | 146                     | 9,79                          | 271,0                           | 1560                             | +III, +V              | $Bi^{3+}$ 74           |

### 3.15.1. Slāpeklis

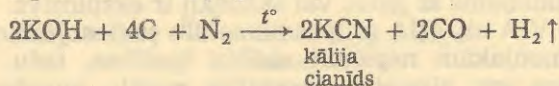
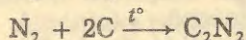
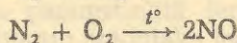
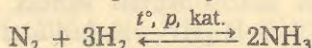
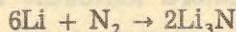
Atrašanās dabā. Stablu divatomu molekulu  $N_2$  veidā slāpeklis atrodas gaisā (tilpumdaļa 78,09 %). Slāpeklis ir visu augu un dzīvnieku olbaltumvielu sastāvdaļa. Tas atrodams akmeņoglēs un kūdrā, to satur arī daži minerāli, no kuriem rūpnieciska nozīme ir Čīles salpetrim  $NaNO_3$  un Indijas salpetrim  $KNO_3$ .

**Iegūšana.** Rūpniecībā slāpekli iegūst, frakcionēti destilējot sašķidrinātu gaisu, bet laboratorijā – nātrija nitrīta reakcijā ar amonija hlorīdu:



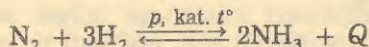
**Īpašības.** Slāpeklis ir bezkrāsaina gāze bez smakas. Tas ir nedaudz vieglāks par gaisu, slikti šķīst ūdenī (1,54 g/100 g  $H_2O$  20 °C).

Slāpeklis *parastajos apstākļos ir ķīmiski neaktīvs*, jo tā molekulā ir trīs nepolāras kovalentas saites. Parastajos apstākļos slāpeklis *reaģē tikai ar litiju*. Taču *augstās temperatūrās tas savienojas ar daudziem metāliem, nemetāliem un saliktām vielām*, piemēram,



**Izmantošana.** Slāpekli lieto galvenokārt amonjaka un nitrīdu sintēzei, metālu virsmas nitrīdēšanai. To izmanto inertas vides radīšanai. Šķidru slāpekli lieto aukstumiekārtās.

**Slāpekļa savienojumi.** Slāpeklim un tā savienojumiem ir liela nozīme dzīvajā dabā un tautsaimniecībā, taču rūpnieciski izmantojamā slāpekļa savienojumu krājumi ir visai niecīgi. Tos nenodrošina arī slāpekļa riņķojuma process dabā (sk. 242. lpp.), jo tikai daļa slāpekļa, kas ietilpst augu un dzīvnieku atliekās, atgriežas augsnē. Pārējais slāpeklis gan pūšanas, gan degšanas procesos izdalās  $N_2$  veidā atmosfērā, tāpēc svarīga ir slāpekļa savienojumu iegūšanas (slāpekļa saistīšanas) problēma. Mūsdienās tā ir atrisināta, realizējot amonjaka sintēzi no ūdeņraža un gaisa slāpekļa (sk. 549. lpp.).

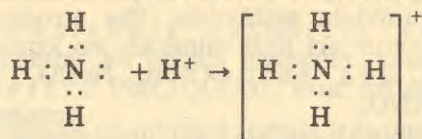


## 3. daļa

Slāpekli bioloģiskos eksperimentos atklāja D. Rezerfords 1772. gadā. Tai pašā gadā to ieguva arī D. Prīstlijs, sadalot amonjaku, un 1773. gadā K. Šēle, pārbaudot gaisa sastāvu. A. L. Lavuazjē šo gāzi, kas neuztur ne degšanu, ne elpošanu, ieteica nosaukt par azotu (gr. *azotikos* – dzīvību nezturošs). Latīņu vārds *nitrogenium* nozīmē salpetri (nitrātus) radošais.

### 3. daļa

Amonjaks jeb ūdeņraža nitrīds  $\text{NH}_3$ , ir slāpekļa savienojums ar ūdeņradi. Tā molekulā ir trīs kovalentās saites un viens nedalīts elektronu pāris, kas pēc donorakceptora mehānisma var veidot ceturto kovalento saiti:

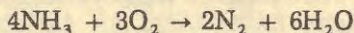


$\text{NH}_4^+$  sauc par amonija jonu. Tam ir pozitīvs lādiņš. Slāpekļa N oksidēšanas pakāpe amonija jonā ir  $-III$ , bet vērtība 4.

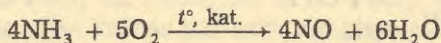
Amonjaks ir bezkrāsaina gāze ar asu smaku. Tas ir 1,7 reizes vieglāks par gaisu. Amonjaka kušanas temperatūra ir  $-77,75^\circ\text{C}$ , bet viršanas temperatūra  $-33,35^\circ\text{C}$ . Pastāvot samērā nelielam spiedienam (0,8 MPa), amonjaks viegli pārvēršas šķīdumā.

Amonjaks ļoti labi šķīst ūdenī ( $6,93 \cdot 10^4 \text{ cm}^3/100 \text{ g H}_2\text{O}$   $20^\circ\text{C}$ ). Iegūto šķīdumu sauc par amonjakūdeni. Piesātināts amonjakūdens satur  $\approx 40\%$   $\text{NH}_3$  (masas daļās).

Parastajos apstākļos amonjaks deg tikai tīrā skābeklī:



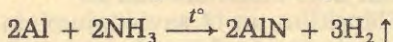
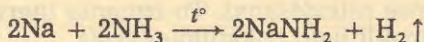
Paaugstinātā temperatūrā un katalizatoru klātbūtnē tas reagē arī ar gaisa skābekli:



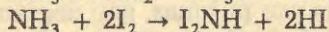
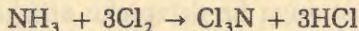
Šo reakciju izmanto slāpekļskābes ražošanā.

Amonjaka maisījums ar gaisu vai skābekli ir eksplozīvs.

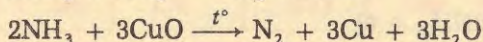
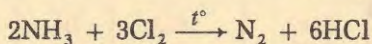
Atšķirībā no VIA un VIIA grupas nemetālu savienojumiem ar ūdeņradi amonjakam nepiemīt skābju īpašības, taču tā ūdeņraža atomus var aizvietot ar aktīvo metālu atomiem. Veidojas amīdi  $\text{MeNH}_2$ , imīdi  $\text{MeNH}$ , nitrīdi  $\text{MeN}$ , piemēram:



Amonjaka ūdeņraža atomus var aizvietot arī ar halogēniem. Veidojas halogēnu nitrīdi, amīdi un imīdi, piemēram:



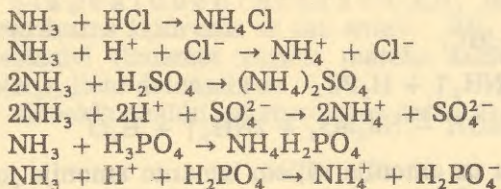
Paaugstinātā temperatūrā halogēni un citi oksidētāji amonjaka slāpekli oksidē līdz slāpekļa molekulām:



Ievērojot slāpekļa un ūdeņraža relatīvās elektronegativitātes vērtības (3,0 un 2,1), amonjaka formulā pirmais būtu jāraksta ūdeņradis:  $\text{H}_3\text{N}$ . Taču no šādas formulas var nepareizi secināt, ka ūdens šķīdumos amonjaks, tāpat kā  $\text{H}_2\text{S}$  vai  $\text{HCl}$ , atšķēļ protonu un ir skābe. Šī iemesla dēļ, kā arī ievērojot rakstības tradīciju, IUPAC rekomendē lietot formulu  $\text{NH}_3$ . Jāpiebilst, ka pārejo šīs grupas elementu savienojumiem ar ūdeņradi formulas ir  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{SbH}_3$ ,  $\text{BiH}_3$  (atbilstošās elektronegativitātes vērtības ir P 2,1; As 2,0; Sb 1,9 un Bi 1,9).

Amonjaka šķīdību ūdenī, tāpat kā hlorūdeņraža šķīdību, iespējams demonstrēt eksperimentā "fontāns" (sk. 3.15. attēlu 271. lpp.), tikai indikatora metiloranža vietā tad jālieto fenolftaleīns.

Amonjaks saista protonus, veidojot amonija jonu  $\text{NH}_4^+$ , tāpēc amonjakam ir izteiktas bāziskas īpašības. Tas reaģē ar skābēm, veidojot normālos un skābos amonija sāļus.

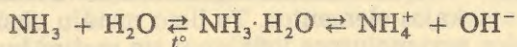


Kīmiskās pārvērtības noris arī amonjakūdenī, jo tam ir vāji bāziska reakcija ( $\text{pH} = 11,77$  1 M šķīdumā 18 °C). Veidojas amonjaka hidrāts  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , taču amonjaks saista arī protonus, kas niecīgā daudzumā atrodas ūdenī. Tāpēc palielinās  $\text{OH}^-$  jonu koncentrācija.



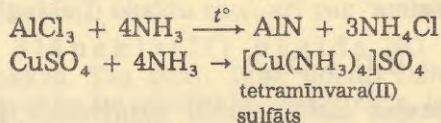
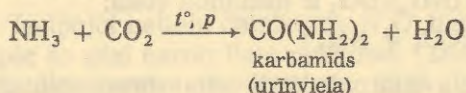
Šī iemesla dēļ amonjakūdeni sauc arī par amonija hidroksīda šķīdumu.

Amonjakūdenī notiekošie procesi ir apvienoti ķīmiskā līdzsvara sistēmā:



Zemās temperatūrās no amonjakūdens iespējams izdalīt kristālhidrātu  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  ( $t_{\text{kuš}}^\circ = -79$  °C). Turpretim parastajā un paaugstinātā temperatūrā no tā izdalās amonjaks, ko izmanto amonjaka iegūšanai laboratorijā.

Amonjaks reaģē arī ar daudzām citām vielām, piemēram:

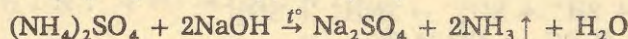
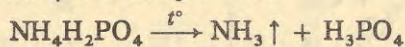
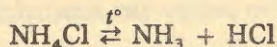


Amonjaku lieto galvenokārt slāpekļskābes un minerālmēsļu (amonjakūdens,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ ,  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ ) ražošanai. Šķidro amonjaku izmanto par siltumnesēju saldēšanas iekārtās. Amonjakūdeni, kurā amonjaka masas daļa ir 25 %, lieto ķīmijas laboratorijās, rūpniecībā, lauksaimniecībā, mājsaimniecībā. 10 % amonjakūdeni sauc par ožamo spirtu, to lieto medicīnā.

A m o n i j a s ā ļ i ir kristāliskas vielas, kas labi šķīst ūdenī. Tos iegūst amonjaka reakcijās ar skābēm. Amonija sāļiem piemīt īpašības, kas ir kopīgas ar citu attiecīgo skābju sāļiem.

### 3. daļa

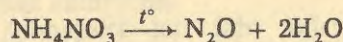
Taču tiem ir arī specifiskas īpašības: amonija sāļi ir termiski nestabili, bet reakcijās ar sārmiem izdala amonjaku, piemēram:



Sārmu iedarbību uz amonija sāļiem izmanto amonija jonu pierādīšanai (amonjaka smaka) un amonjaka iegūšanai laboratorijā.

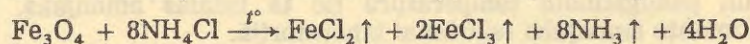
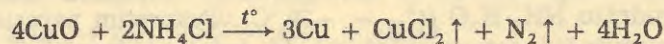
Amonija sāļus lieto par vērtīgu minerālmēslojumu.

*Amonija nitrāts*  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ir higroskopisks. Karsējot tas sadalās, bet sausā veidā eksplodē jau  $300^\circ\text{C}$  temperatūrā vai pat no trieciena:

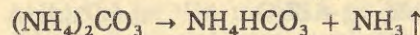


$\text{NH}_4\text{NO}_3$  lieto eksplozīvu maisījumu gatavošanai (amonāls, sk. 205. lpp.).

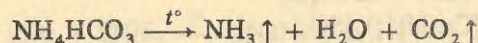
*Amonija hlorīdu*  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (salmiaku) izmanto audumu krāsošanā un galvaniskajos elementos. To lieto metālu oksīdu pārvēršanai gaistošos savienojumos lodēšanas un metināšanas procesos:



*Amonija karbonāts*  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  ir nestabila viela:



$\text{NH}_4\text{HCO}_3$  – amonija hidroģēnkarbonāts (briežraga sāls)  $60^\circ\text{C}$  temperatūrā sadalās:

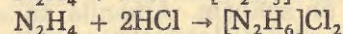
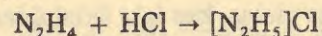


Šo sāli lieto konditorejas izstrādājumu gatavošanā par mīklas izcēlēju.

Amonija sulfātu lieto par minerālmēslojumu. Tā ražošanai izmanto 78 % sērskābes šķīdumu un koksēšanas gāzi, kurā amonjaka tilpums ir 1%. Iegūtajā produktā slāpekļa masas daļa ir 20%. Aprēķiniet, cik liela masa ir sērskābes šķīdumam un cik liels tilpums ir koksēšanas gāzei, kas nepieciešams 1 t amonija sulfāta iegūšanai (897,42 kg; 31 999,75 m<sup>3</sup>.)

Hidrazīns  $\text{N}_2\text{H}_4$  jeb  $\begin{array}{c} \text{H} \quad \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \text{N} - \text{N} \quad \diagup \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{H} \end{array}$  ir bezkrāsains

šķidrums ar asu smaku ( $t_{\text{kuš}}^\circ = 2,0^\circ\text{C}$ ). Tas sajaucas ar ūdeni jebkurās attiecībās. Hidrazīnam, tāpat kā amonjakam, piemīt bāziskas īpašības. Reakcijās ar skābēm tas veido hidrazonija sāļus:



Hidrazīns ir spēcīgs reducētājs, to izmanto organiskajā sintēzē, gumijas un sprāgstvielu rūpniecībā, par komponentu raķešdegvielās.

Slāpekļūdeņraža šķābe  $\text{HN}_3$ , jeb  $\text{H}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{N}}:$  ir bezkrāsains šķidrums ar asu smaku.  $\text{HN}_3$  un tās sāļi – *azīdi* ir eksplozīvi (izņemot sārnu metālu azīdus). Svina(II) azīdu  $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$  lieto detonatoros.

Slāpekļa oksīdu raksturojums dots 3.11. tabulā.

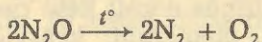
3.11. tabula

### Slāpekļa oksīdu raksturojums

| Formula                | Nosaukums                                 | $t_{\text{kuš}}^{\circ} \text{ }^{\circ}\text{C}$ | $t_{\text{virr}}^{\circ} \text{ }^{\circ}\text{C}$ | Slāpekļa oksidēšanas pakāpe |
|------------------------|---|---|--|-----------------------------|
| $\text{N}_2\text{O}$   | Slāpekļa(I) oksīds                        | -90,9   | -88,56   | +I                          |
| $\text{NO}$            | Slāpekļa(II) oksīds                       | -163,6  | -151,73  | +II                         |
| $\text{N}_2\text{O}_3$ | Slāpekļa(III) oksīds                      | -102,0  | 3,5  | +III                        |
| $\text{NO}_2$          | Slāpekļa(IV) oksīds,<br>slāpekļa dioksīds | -11,25  | 21,1   | +IV                         |
| $\text{N}_2\text{O}_5$ | Slāpekļa(V) oksīds                        | 30,0  | 47,0   | +V                          |

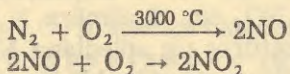
Slāpekļa(I) oksīds  $\text{N}_2\text{O}$  ir bezkrāsaina gāze ar vāju, patīkamu smaržu. To iegūst no amonija nitrāta (sk. 236. lpp.).

$\text{N}_2\text{O}$  ir sāļus neradošs oksīds. Tas ir samērā stabils savienojums, taču 500 °C temperatūrā sāk sadalīties:

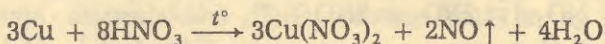


Ieelpojot nelielu daudzumu  $\text{N}_2\text{O}$ , tiek nomākta sāpju sajūta, tāpēc šo gāzi nereti lieto narkozei. Lielāks šīs gāzes daudzums uzbudina nervu sistēmu un rada jautrības sajūtu, tāpēc slāpekļa(I) oksīdu sauc arī par "smieklu gāzi".

Slāpekļa(II) oksīds  $\text{NO}$  ir bezkrāsaina gāze bez smakas. Tas slikti šķīst ūdenī. Dabā  $\text{NO}$  veidojas no gaisa slāpekļa un skābekļa elektriskās izlādes (zibens) rezultātā. Skābekļa klātbūtnē tas jau parastajos apstākļos pārvēršas par brūnu gāzi –  $\text{NO}_2$ :



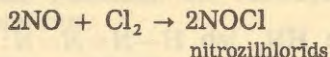
Rūpniecībā to iegūst no amonjaka (sk. 234. lpp.), bet laboratorijā – iedarbojoties uz varu ar slāpekļskābes šķīdumu (1:1):



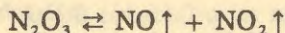
Normālos apstākļos (0 °C, 0,1 MPa) sajauc 8 / NO un 3 / O<sub>2</sub>. Apreķiniet iegūto vielu daudzumu! (0,089 mol N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; 0,179 mol NO<sub>2</sub>.)

### 3. daļa

Slāpekļa(II) oksīds ir sāļus neradošs oksīds. Tam raksturīgas pievienošanas reakcijas:

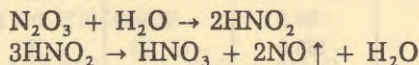


Slāpekļa(III) oksīds  $\text{N}_2\text{O}_3$  ir tumšzils šķidrums. Tas pastāv temperatūrās, kas zemākas par tā viršanas temperatūru ( $3,5^\circ\text{C}$ ). Augstākā temperatūrā slāpekļa(III) oksīds sadalās:

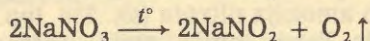
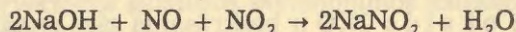


$\text{N}_2\text{O}_3$  var iegūt, atdzesējot  $\text{NO}$  un  $\text{NO}_2$  maisījumu (1:1).

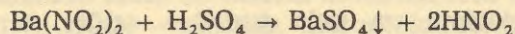
Slāpekļa(III) oksīdam atbilst slāpekļpaskābe  $\text{HNO}_2$ . Tā pastāv ļoti atšķaidītos ūdens šķīdumos, bet, šķīdumu koncentrējot, sadalās:



Slāpekļpaskābes sāļus sauc par nitrītiem. Kristāliski nitrīti ir samērā stabili un labi šķīst ūdenī (izņēmums  $\text{AgNO}_2$ ). Nozīmīgākie ir sārņu metālu nitrīti, kurus iegūst, sārmiem reaģējot ar  $\text{NO}$  un  $\text{NO}_2$  maisījumu vai termiski sadalot nitrātus:



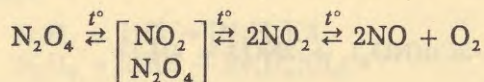
Slāpekļpaskābei un nitrītiem piemīt gan oksidētāja, gan reducētāja īpašības, tāpēc šos savienojumus nereti lieto neorganisko un organisko vielu sintēzē, piemēram, krāsvielu ražošanā.  $\text{NaNO}_2$  izmanto medicīnā asinsvadu paplašināšanai. No bārija nitrīta šķīduma iegūst slāpekļpaskābi:



Slāpekļa(IV) oksīds (slāpekļa dioksīds)  $\text{NO}_2$  parastos apstākļos ir sarkanbrūna, indīga gāze ar raksturīgu smaku. Tas veidojas, slāpekļa(II) oksīdam pievienojot skābekli. Laboratorijā  $\text{NO}_2$  iegūst, iedarbojoties ar koncentrētu slāpekļskābi uz varu (sk. 241. lpp.).

Temperatūru intervālā no  $-11^\circ\text{C}$  līdz  $140^\circ\text{C}$  slāpekļa(IV) oksīds sastāv no slāpekļa dioksīda  $\text{NO}_2$  un tā dimēra  $\text{N}_2\text{O}_4$  maisījuma, kurā atkarībā no temperatūras un spiediena  $\text{NO}_2$  un  $\text{N}_2\text{O}_4$  molekulas atrodas noteiktā līdzsvara stāvoklī. Temperatūrā, kas augstāka par  $140^\circ\text{C}$ ,  $\text{NO}_2$  sāk sadalīties.

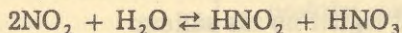
Minētās slāpekļa(IV) oksīda pārvērtības attēlo šāda shēma:



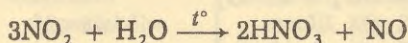
–11 °C temperatūrā slāpekļa(IV) oksīds veido tikai dimēra  $N_2O_4$  bezkrāsainus kristālus. Paaugstinot temperatūru, vielas krāsas intensitāte pieaug, un intervālā no –11 °C līdz 20 °C tā ir gaiši brūns šķidrums, kur pārsvarā ir  $N_2O_4$  molekulas, turpretim no 21 °C līdz 140 °C  $NO_2$  un  $N_2O_4$  maisījums ir gāze, kurā  $NO_2$  saturs pakāpeniski pieaug (40 °C temperatūrā – 31 %  $NO_2$ , 100 °C temperatūrā – 88 %  $NO_2$ , 140 °C temperatūrā – 100 %  $NO_2$ ).  $NO_2$  140 °C temperatūrā ir tumši brūna gāze.

Process  $2NO_2 \rightarrow N_2O_4$  notiek arī tad, ja paaugstina spiedienu.

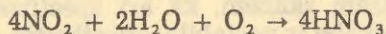
Slāpekļa(IV) oksīds labi šķīst ūdenī un reaģē ar to:



vai

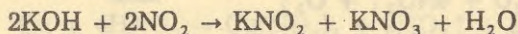


Skābekļa klātbūtnē  $NO_2$  reakcijā ar ūdeni veidojas slāpekļpaskābe:

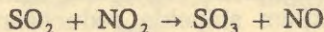


Šo reakciju izmanto slāpekļskābes iegūšanai rūpniecībā.

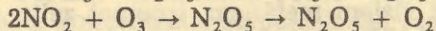
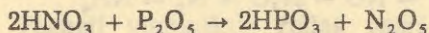
Slāpekļa(IV) oksīds reaģē ar sārmu šķīdumiem:



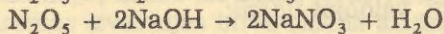
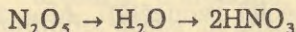
Slāpekļa(IV) oksīdu lieto arī par oksidētāju:



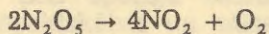
Slāpekļa(V) oksīds  $N_2O_5$  ir bezkrāsaina, kristāliska viela. To iegūst šādās reakcijās:



Slāpekļa(V) oksīdam atbilst slāpekļskābe:



$N_2O_5$  ir nestabils savienojums – tas pakāpeniski sadalās, bet sakarsēts var pat eksplodēt:

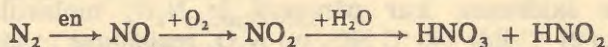


$N_2O_5$  ir spēcīgs oksidētājs un tāpēc ugunsnedrošs.

Slāpekļskābe  $HNO_3$  ir bezkrāsains šķidrums ( $\rho = 1,513 \text{ g/cm}^3$ ,  $t_{\text{virš}}^\circ = 84,1 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{kus}}^\circ = -41,6 \text{ }^\circ\text{C}$ ). Šī skābe ir higroskopiska un gaisā kūp, jo tās tvaiki kopā ar gaisā esošo ūdens tvaiku veido sīkus  $HNO_3$  šķīduma pilieniņus. Slāpekļskābe šķīst ūdenī jebkurās attiecībās. Pārdošanā esošajā koncentrētajā slāpekļskābē  $HNO_3$  masas daļa ir ap 60 % ( $\rho = 1,37 \dots 1,41 \text{ g/cm}^3$ ).

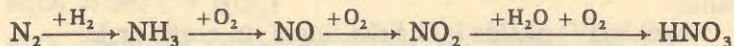
### 3. daļa

Dabā nedaudz slāpekļskābes veidojas no gaisa slāpekļa, negaisa elektriskajās izlādēs norisot šādām ķīmiskām pārvērtībām:



Augsnē slāpekļskābe veidojas nitrificējošo baktēriju darbības rezultātā (sk. 242. lpp.).

Rūpniecībā slāpekļskābi iegūst no gaisa slāpekļa šādā ķīmisko pārvērtību virknē (sk. arī 545. lpp.).

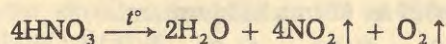


Laboratorijā slāpekļskābi iegūst no tās sāļiem:



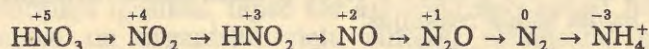
$\text{HNO}_3$  atdala, kondensējot tās tvaikus.

Slāpekļskābe pieder pie stiprām skābēm. Tai piemīt īpašības, kuras raksturīgas daudzām skābēm, kā arī specifiskas īpašības. Koncentrēta slāpekļskābe ir nestabila – tā siltuma un gaismas ietekmē sadalās:

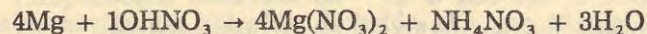
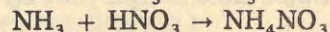
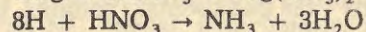


Izdalījies  $\text{NO}_2$  šķīst skābē un piešķir tai brūnu krāsu.

Raksturīgākā slāpekļskābes īpašība ir tās nitrātjona oksidēšanas spējas. Atkarībā no apstākļiem slāpekļa reducēšanās procesā var rasties šādi savienojumi:



Slāpekļskābe reaģē ar visiem metāliem, izņemot zeltu un platīnu. Slāpekļskābes reakcijās ar aktīvajiem un vidēji aktīvajiem metāliem iegūt ūdeņradi praktiski nav iespējams, jo H atomi izdalīšanās momentā ir spēcīgi reducētāji. Atomāro ūdeņradi oksidē nitrātjoni, veidojot ūdeni:



Taču, ja aktīviem vai vidēji aktīviem metāliem (Ca, Mg, Zn) uzlej nedaudz slāpekļskābes šķīduma (1:2), tad gāzveida reakcijas produktos tomēr var konstatēt arī ūdeņraža klātbūtni, jo daļa no atomārā ūdeņraža nepaspēj oksidēties un izdalās brīvā veidā.

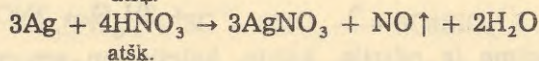
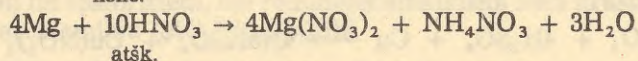
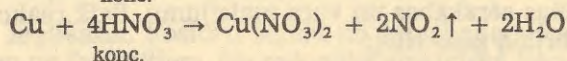
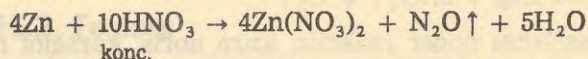
Pārskats par slāpekļskābes reakcijām ar dažādiem metāliem ir dots 3.12. tabulā.

Cik liels tilpums ir amonjakam un gaisam, kas nepieciešami vienas tonnas 60% slāpekļskābes iegūšanai, ja iznākums ir 95% no teorētiskā iespējamā? (224,56 m<sup>3</sup>; 2138,67 m<sup>3</sup>.)

## Slāpekļskābes reakcijas ar metāliem

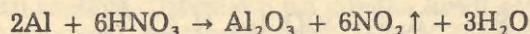
| Skābes koncentrācija     | Metāli   | Galvenie reducēšanas produkti   |
|--------------------------|--|---|
| Koncentrēta slāpekļskābe | 1. Sārmu un sārmzemju metāli, Mg, Zn<br>2. Al, Cr, Fe, Ni, Au, Pt, Ir, Ta<br>3. Cu, Ag, Zn, Pb, Bi un citi neaktīvi metāli | N <sub>2</sub> O vai N <sub>2</sub><br><br>Nereagē vai pasivējas<br>NO <sub>2</sub> |
| Atšķaidīta slāpekļskābe  | 1. Sārmu un sārmzemju metāli, Mg, Zn, Fe<br>2. Cu, Ag, Sn, Pb, Bi un citi neaktīvi metāli                                  | NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )<br><br>NO           |

Piemēram:

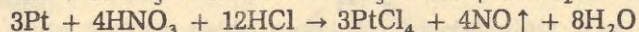
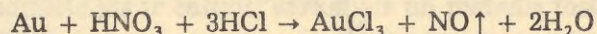


Parasti vienlaikus rodas vairāki reducēšanas produkti. Taču, koncentrētai slāpekļskābei reaģējot ar neaktīviem metāliem, piemēram, ar varu, veidojas gandrīz tikai NO<sub>2</sub>.

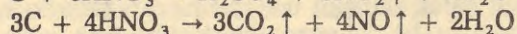
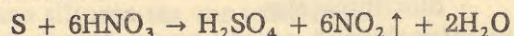
Parastajā temperatūrā koncentrēta slāpekļskābe pasivē alumīniju, dzelzi un dažus citus vidēji aktīvus metālus, jo uz to virsmas izveidojas blīva oksīda aizsargkārtiņa, piemēram:



Ļoti spēcīga oksidējoša iedarbība piemīt koncentrētas slāpekļskābes un sālsskābes maisījumam (tilpuma attiecībā 1:3), ko sauc par *karalūdeni*. Tas šķīdina pat zeltu un platīnu:



Slāpekļskābe oksidē arī dažus nemetālus un citas vielas, piemēram:



Uzrakstiet oksidēšanās–reducēšanās reakciju vienādojumus un izvietojiet koeficientus šādā ķīmisko pārvērtību shēmā:  
 $\text{FeS}_2 + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$   
 $\rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

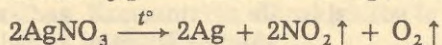
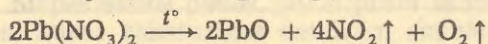
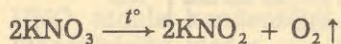
### 3. daļa

Koncentrētas slāpekļskābes klātbūtnē uzliesmo kvēlojoša ogle, terpentīns un pat zāgskaidas, vate, papīrs.

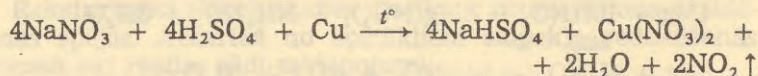
Slāpekļskābi izmanto slāpekļa mēslojumu, plastmasu, mākslīgo šķiedru, organisko krāsvielu, laku, ārstniecības vielu un sprāgstvielu rūpniecībā, kā arī sērskābes ražošanā pēc nitrozes metodes.

Slāpekļskābes sāļus sauc par nitrātiem. Tie ir parastajos apstākļos pietiekoši stabilas kristāliskas vielas, kas ļoti labi šķīst ūdenī. Nitrāti dabā sastopami reti (sk. 233. lpp.), tāpēc tos iegūst no slāpekļskābes.

Ja nitrātus karsē temperatūrā, kas augstāka par to kušanas temperatūru, tie sadalās. Aktīvo metālu nitrāti (K, N, Ca, Ba) pārvēršas nitrītos, no vidēji aktīvo metālu, kā arī magnija un vara nitrātiem rodas oksīdi, bet no neaktīvo metālu nitrātiem (Ag, Hg) – metāli. Visās nitrātu sadalīšanās reakcijās izdalās skābeklis:

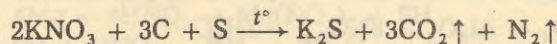


Nitrātu pazīšanai noder reakcija, kura noris, karsējot nitrāta, koncentrētas sērskābes un vara maisījumu. Šajā reakcijā izdalās sarkanbrūna gāze  $\text{NO}_2$ :

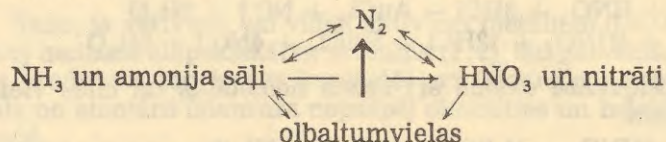


Vislielākā nozīme ir nātrija, kālija, kalcija un amonija nitrātiem, kurus ikdienā sauc arī par *salpetriem*. Visus šos sāļus lieto lauksaimniecībā par vērtīgu mēslojumu.

$\text{NaNO}_3$  un  $\text{KNO}_3$  lieto stikla rūpniecībā, kā arī pārtikas rūpniecībā produktu konservēšanai.  $\text{KNO}_3$  izmanto arī pirotehnikā un melnā pulvera izgatavošanai. Pulverim sprāgstot, noris šāda reakcija:



**Slāpekļa riņķojums dabā.** Par slāpekļa riņķojumu sauc savstarpēji saistītus, apgriezeniskus procesus, kuros slāpekļlis no gaisa pāriet augsnē un no augsnes gaisā.



Augi un dzīvnieki gaisa slāpekli uzņemt nevar, taču to spēj saistīt augsnes baktērijas, kā arī gumiņbaktērijas, kas mājo uz

tauriņziežu (āboliņa, zirņu, lupīnas u. c.) saknēm. Tās gaisa slāpekli pārvērš amonija sāļos. Lielākā daļa  $\text{NH}_4^+$  jonu (slāpekļlis (-III)) nitrifikācijas baktēriju ietekmē oksidējas līdz nitrātiem. Nedaudz slāpekļskābes veidojas negaisa laikā (sk. 237. lpp.) un tādējādi kopā ar lietus ūdeni nonāk augsnē.

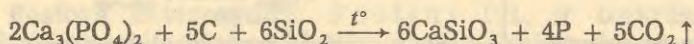
Ūdenī šķīstošos amonija sāļus un nitrātus augi uzņem ar sakņu sistēmu un sarežģītos biokīmiskos procesos sintezē aminoskābes un olbaltumvielas.

Olbaltumvielu trūdēšanas procesā veidojas amonjaks, no kura atkal tiek sintezētas olbaltumvielas. Taču denitrifikācijas baktēriju ietekmē, kā arī degšanas procesos daļa no slāpekļa savienojumiem pārvēršas par  $\text{N}_2$ . Daudz slāpekļa savienojumu izskalojas no augsnes ar nokrišņu ūdeņiem.

Procesi, kuros augsnē nonāk slāpekļlis, līdzsvarojas ar tiem procesiem, kas izraisa slāpekļa zudumus. Taču cilvēka darbības rezultātā (lauksaimniecības kultūru ražas novākšana, kurināmā un citu organisko vielu sadedzināšana) šis līdzsvars tiek traucēts un slāpekļa daudzums augsnē samazinās. To atjauno ar kūtsmēsliem un minerālmēslojumu.

### 3.15.2. Fosfors

**Iegūšana.** Fosforu iegūst no dabiskajiem fosfātiem – apatītiem un fosforītiem, tos reducējot elektriskā loka krāsnīs ar ogli kvarca smilšu ( $\text{SiO}_2$ ) klātbūtnē.



**Atrašanās dabā.** Nozīmīgākie dabiskie fosfora savienojumi ir minerāli fosforīts  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  un apatīti –  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ . Lielas fosforīta atradnes ir Dienvidkazahijā, bet apatīta atradnes – Kolas pussalā. Daudz šo minerālu ir arī Tunisijā, Marokā un Floridā.

Fosforam ir svarīga nozīme visu organismu dzīvības procesos. Neorganisko un organisko savienojumu veidā tas ietilpst šūnu sastāvā. Dzīvnieku un cilvēka kauli satur  $\approx 5\%$  fosforu (no sausas), bet smadzenes –  $\approx 4\%$  (no sausas). Augos tas koncentrēts sēklās un augļos. Cilvēkam diennaktī nepieciešams 1,0 līdz 1,2 grami fosfora savienojumu veidā.

**Fosfora alotropiskās modifikācijas.** Nozīmīgākās fosfora modifikācijas ir baltais, sarkanais un melnais fosfors (sk. 3.13. tabulu).

Balto fosforu veido molekulu kristālrežģis, kas, tāpat kā fosfora tvaiki, sastāv no tetraedriskām  $\text{P}_4$  molekulām. Balto fosforu uzglabā ūdenī, tam nedrīkst pieskarties ar roku, jo no rokas siltuma tas var uzliesmot.

Sarkanais un melnais fosfors ir polimērveida vielas. Ja sarkano fosforu karsē inertā vidē bez skābekļa piekļuves, tad

Fosforu (gr. *phos* – gaisma, *phoros* – nesošs) atklāja vācu alķīmiķis H. Brands 1669. gadā, meklējot filozofu akmeni. Viņš iztvaicēja urīnu un sauso atlikumu karsēja kopā ar kokogli un smiltīm. Tā tika iegūta viela, kas tumsā mirdzēja.

Aptuveni 1770. gadā K. V. Šēle ieguva balto fosforu no kaulu pelniem, kuri satur  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Tos apstrādāja ar slāpekļskābi, kalcija jonus atdalīja kalcija sulfāta veidā, iegūtajai fosforskābei pielika kokogli un destilēja. Sarkano fosforu atklāja 1847. gadā, melno fosforu – 1914. gadā.

K. V. Šēle (1742–1786) bija zviedru farmaceīts un ķīmiķis. Viņš atklāja skābekli, hloru, bāriju, mangānu, molibdēnu un volframu.

## Fosfora alotropisko modifikāciju raksturojums

| Ipašības                       | Baltais fosfors  | Sarkanais fosfors           |
|--------------------------------|--|-----------------------------|
| Fizikālais stāvoklis           | Kristāliska cieta viela  | Pulverveida viela           |
| Cietība                        | Trausls < 15 °C < mīksts,<br>var griezt ar nazi                | -                           |
| Krāsa                          | Bezkrāsains, biezā slānī<br>iedzeltens                         | Tumši sarkans               |
| Smaka                          | Ķiploku  | Nav                         |
| Blīvums                        | 1,83 g/cm <sup>3</sup>   | ≈ 2,3 g/cm <sup>3</sup>     |
| $t_{kuš}^{\circ}$              | 44,1 °C  | -                           |
| $t_{virā}^{\circ}$             | 275 °C   | ≈ 430 °C                    |
| Šķīdība ūdenī                  | Nešķīst  | Nešķīst                     |
| Šķīdība sērogleklī<br>un eļļās | Labi šķīst   | Nešķīst                     |
| Uzliesmošanas<br>temperatūra   | 42 °C, sasmalcinātā veidā<br>uzliesmo istabas tempera-<br>tūrā | Apmēram 260 °C              |
| Spēja oksidēties               | Viegli oksidējas gaisā, izsta-<br>rojot gaismu (spīd)          | Oksidējas grūtāk,<br>nespīd |
| Citas īpašības                 | Stipri indīgs  | Nav indīgs                  |

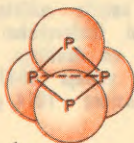
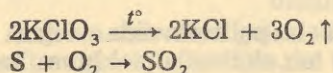
$$P_{\text{baltais}} \xrightleftharpoons[430\text{ }^{\circ}\text{C}]{260\text{ }^{\circ}\text{C}} P_{\text{sarkanais}}$$

tas nekūst, bet iztvaiko (sublimējas). Tvaikiem atdziestot, rodas baltais fosfors.

Melno fosforu iegūst no baltā fosfora, karsējot to ≈ 220 °C temperatūrā, pastāvot augstam spiedienam (1200 MPa). Tas ir līdzīgs grafitam. Melnais fosfors uzliesmo tikai 490 °C temperatūrā. Tam piemīt pusvadītāju īpašības.

**Izmantošana.** Balto fosforu izmanto ortofosforskābes ražošanai, to lieto arī degbumbās un dūmu aizsega radīšanai.

Sarkano fosforu izmanto galvenokārt sērskociņu ražošanā. Sērskociņa galviņa sastāv no sēra, kālija hlorāta KClO<sub>3</sub> un katalizējošiem savienojumiem (MnO<sub>2</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> u. c.). Sarkanais fosfors kopā ar pildvielām pārklāj kastītes sānu virsmu. Berzes rezultātā fosfors nedaudz uzliesmo un ierosina KClO<sub>3</sub> sadalīšanos. Tad aizdegas sērs un koksne:



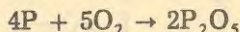
1



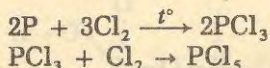
2

3.11. att. Baltā fosfora molekulas uzbūves shēma (1). Sarkanā fosfora polimēra uzbūves shēma (2).

**Kīmiskās īpašības.** Fosfors ir aktīvs nemetāls. Tas deg tūrā skābeklī un gaisā, veidojot biezu fosfora(V) oksīda  $P_2O_5$  dūmus:

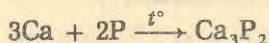


Skābekļa mazākumā veidojas fosfora(III) oksīds  $P_2O_3$ .  
Fosfors reaģē ar hloru:

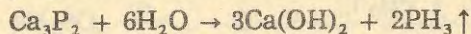


Fosfora reakcija ar fluoru noris kā eksplozija.

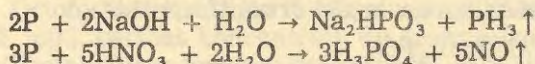
Reakcijās ar aktīviem metāliem fosfors veido noteikta sastāva fosfīdus:



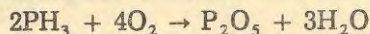
Ar ūdenrādi fosfors nereaģē. Ūdenrāža fosfīdu jeb fosfīnu  $PH_3$  iegūst metālu fosfīdu reakcijās ar ūdeni:



Fosfors reaģē ar koncentrētiem sārnu šķīdumiem, to oksidē arī slāpekļskābes šķīdums (32 %):



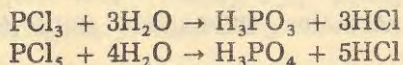
**Fosfora savienojumi.** Fosfīns  $PH_3$  ir bezkrāsaina, indīga, nestabila gāze ar ķiploku smaku. Saskaroties ar gaisu, tā uzliesmo un sadeg:



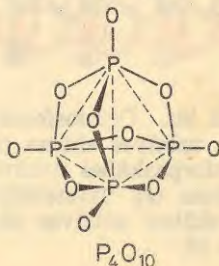
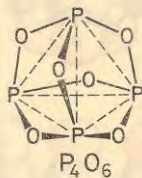
Metālu fosfīdi ir cietas vielas ar dažādu ķīmisko aktivitāti. Tā, piemēram, IA un IIA grupas metālu fosfīdi hidrolizējas (sk. iepriekš), veidojot fosfīnu, turpretim *d* elementu fosfīdi ir stabilāki (tie nav stehiometriski savienojumi).

Metālu fosfīdus izmanto par pusvadītājiem (GaP, InP), kā arī par komponentiem dažos metālu sakausējumos, piemēram,  $Cu_3P$  alvas bronzā.

Fosfora halogenīdi ir nestabili savienojumi. Fosfora(III) un fosfora(V) hlorīds, kuri ir šķīdros vielas, ūdenī hidrolizējas:

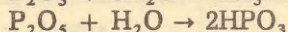
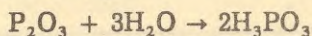


**Fosfora oksīdi un fosforskābes.** Fosfora(III) oksīds  $P_2O_3$  (dimērs  $P_4O_6$ ) un fosfora(V) oksīds  $P_2O_5$  (dimērs  $P_4O_{10}$ ) ir baltas, kristāliskas vielas, kuras enerģiski

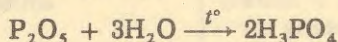


### 3. daļa

reagē ar ūdeni un veido attiecīgi fosforpaskābi un metafosforskābi  $\text{HPO}_3$ :

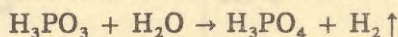


Paaugstinātā temperatūrā no  $\text{P}_2\text{O}_5$  veidojas ortofosforskābe –  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :

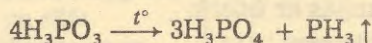


Fosfora(V) oksīdu  $\text{P}_2\text{O}_5$  izmanto par spēcīgu ūdensatņēmēju vielu.

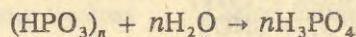
Fosforpaskābe  $\text{H}_3\text{PO}_3$  ir bezkrāsaina, kristāliska viela ar izteiktām reducētāja īpašībām, piemēram:



Karsējot  $\text{H}_3\text{PO}_3$  sadalās (disproporcionējas):



Metafosforskābe  $\text{HPO}_3$  patiesībā ir polimēru  $(\text{HPO}_3)_n$  maisījums ( $n$  ir 3 līdz 8). Tā veido caurspīdīgu stiklveida masu. Karsējot tās ūdens šķīdumu, iegūst ortofosforskābi:

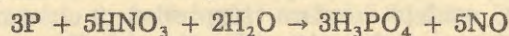


Metafosforskābes ir indīgas.

Ortofosforskābe  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ir bezkrāsaina, kristāliska viela, kas ļoti labi šķīst ūdenī. Tās kušanas temperatūra  $42,35^\circ\text{C}$ .

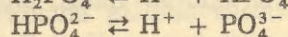
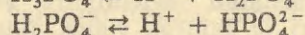
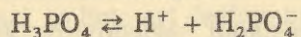
Pārdošanā ir 85 % ortofosforskābes ūdens šķīdums.

Laboratorijā ortofosforskābi var iegūt no fosfora, to oksidējot ar 32 %  $\text{HNO}_3$  šķīdumu:



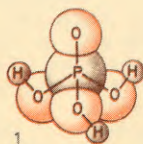
Par ortofosforskābes ražošanu rūpniecībā sk. 546. lpp.

Ortofosforskābe ir vidēji stipra skābe, ūdens šķīdumā tā disociē trīs stadijās:

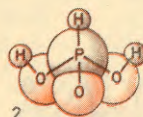


Ortofosforskābe veido normālos un skābos sāļus (sk. turpmāk).

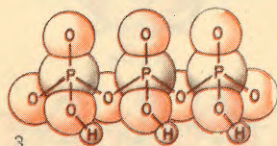
Paaugstinātā temperatūrā ortofosforskābe zaudē ūdeni un veido polifosforskābes. Vienkāršākā no tām ir difosforskābe jeb *pirofosforskābe*  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ , kas vienīgā no polifosforskābēm ir izdalīta brīvā veidā.



1



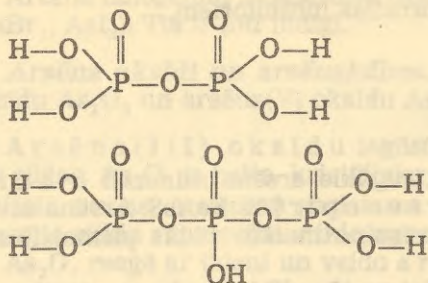
2



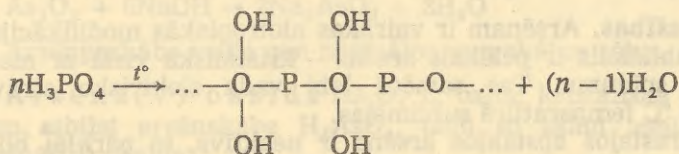
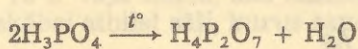
3

3.12. att. Ortofosforskābes uzbūves shēma (1). Fosforpaskābes uzbūves shēma (2). Trimetālfosforskābes uzbūves shēma (3).

Difosforskābes un trifosforskābes  $H_5P_3O_{10}$  uzbūvi attēlo šādas struktūrformulas:



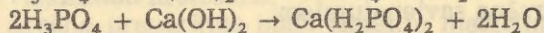
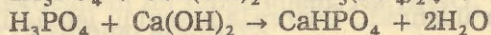
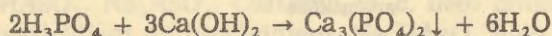
Polifosforskābju rašanos attēlo šādi vienādojumi:



Ortofosforskābi lieto fosfora minerālmēsļu ražošanai (sk. 552. lpp.), barības koncentrātu un ārstniecības vielu ražošanai. Polifosforskābes izmanto galvenokārt polifosfātu ražošanai.

**Fosforskābju sāļi.** Metafosforskābes sāļus sauc par m e t a f o s f ā t i e m. To sastāvs ir dažāds, piemēram,  $Na_3P_3O_9$ ,  $Na_4P_4O_{12}$ . Metafosfātus izmanto galvenokārt ūdens mīkstināšanai.

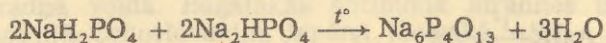
Ortofosforskābe veido trīs sāļu rindas - normālos ortofosfātus, hidrogēnfosfātus un dihidrogēnfosfātus:



Ūdenī labi šķīst dihidrogēnfosfāti, kā arī sārņu metālu un amonija hidrogēnfosfāti un fosfāti.

Normālos un skābos kalcija un amonija ortofosfātus izmanto par minerālmēsliem. Fosforītmilti satur  $Ca_3(PO_4)_2$ , superfosfāts -  $Ca(H_2PO_4)_2$ , precipitāti -  $CaHPO_4$ , amofoss -  $NH_4H_2PO_4$ ,  $(NH_4)_2HPO_4$ .

Polifosfātus iegūst no polifosforskābēm, kā arī karšējot hidrogēnortofosfātu maisījumus, piemēram:



## 3. daļa

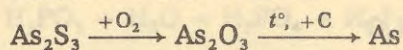
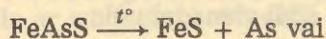
Polifosfātus izmanto galvanisko pārklājumu tehnikā. Sārmu metālu polifosfāti ietilpst mazgāšanas līdzekļos. Tie mīkstina ūdeni, kā arī noder par korozijas inhibitoriem.

### 3.15.3. Arsēns

Arsēna (gr. *arsēn* – virišķīgs, spēcīgs) savienojumi bija pazīstami jau sirmā senatnē. Zeltaini dzelteno  $As_2S_3$  Romas impērijā lietoja mātu iznīcināšanai. Romas ķeizars Kaligula mēģināja no tā iegūt zeltu. Arsēna trioksīdu jau Bizantijas galmā izmantoja sāncenšu noindēšanai. Arsēnu ieguva ap 1250. gadu vācu filozofs Alberts Lie-lais (lat. *Albertus Magnus*, īstajā vārdā Alberts von Bolštats).

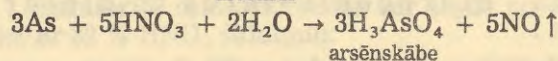
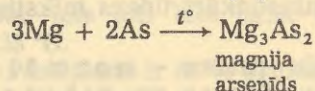
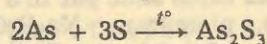
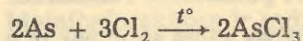
**Atrašanās dabā.** Nozīmīgākie arsēna minerāli ir **a u r i p i g m e n t s**  $As_2S_3$  un **a r s e n o p i r ī t s**  $FeAsS$ . Arsēna savienojumi parasti atrodas krāsaino metālu rūdās piemaisījumu veidā.

**Iegūšana.** Arsēnu iegūst no tā sulfidrūdu koncentrātiem:

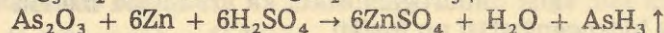
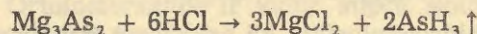


**Īpašības.** Arsēnam ir vairākas alotropiskās modifikācijas. Visstabilākais ir pelēkais arsēns – kristāliska viela ar metā-lisku spīdumu. Tas samērā labi vada elektrisko strāvu,  $\approx 613^\circ C$  temperatūrā sublimējas.

Parastajos apstākļos arsēns ir neaktīvs, to pārklāj blīva oksīda  $As_2O_3$  aizsargkārtiņa. Paaugstinātā temperatūrā tas reaģē ar daudziem metāliem, nemetāliem un ar skābēm, kuru anjoni ir spēcīgi oksidētāji:

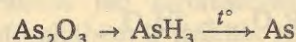


Arsēns nereaģē ar ūdenradi. Ūdeņraža arsenīdu jeb arsīnu  $AsH_3$  iegūst no arsēna savienojumiem:



Arsēnu izmanto par legējošu piedevu krāsaino metālu sakausējumos, no kuriem gatavo lodīšu gultņus.

**Arsēna savienojumi.** **A r s ī n s**  $AsH_3$  ir bezkrāsaina indīga gāze ar asu smaku. Paaugstinātā temperatūrā tas sadalās par ūdenradi un arsēnu. Arsēna tvaikiem sublimējoties, uz stikla veidojas t. s. *arsēna spogulis*. Šo arsēna īpašību izmanto, lai pierādītu pat niecīgu arsēna savienojumu daudzumus:



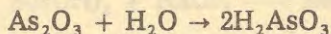
Metālu arsenīdi ir cietas, samērā stabilas vielas. Dažus no tiem (GaAs, InAs) izmanto pusvadītāju tehnikā.

Arsēna halogenīdi ir šķidrums ( $\text{AsF}_3$ ,  $\text{AsCl}_3$ ) vai cietas vielas ( $\text{AsBr}_3$ ,  $\text{AsI}_3$ ). Tie ir ļoti indīgi.

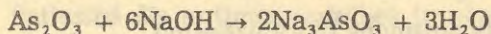
**Arsēna oksīdi un arsēnskābes.** Arsēns veido arsēna(III) oksīdu  $\text{As}_2\text{O}_3$  un arsēna(V) oksīdu  $\text{As}_2\text{O}_5$ .

Arsēna(III) oksīdu iegūst, karsējot arsēnu saturošas rūdas.  $\text{As}_2\text{O}_3$  ir balta, kristāliska viela, kas kā spēcīga inde (baltais arsēns, arseniks) pazīstama kopš seniem laikiem. To izmanto stikla rūpniecībā stikla masas dzidrināšanai.

$\text{As}_2\text{O}_3$  reaģē ar ūdeni un veido arsēnpaskābi:

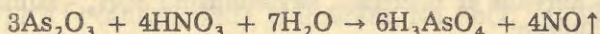


Tā ir vāja skābe, kas eksistē tikai ūdens šķīdumos. Arsēnpaskābei atbilst sāļi, kurus sauc par arsenītiem:

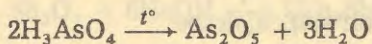


Arsēnpaskābe veido gan normālos, gan skābos sāļus.

Arsēna(V) oksīds  $\text{As}_2\text{O}_5$  ir balta, kristāliska viela. Tam atbilst arsēnskābe  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ , taču šo skābi iegūst no arsēna(III) oksīda:



Arsēnskābi karsējot, iegūst arsēna(V) oksīdu:



Arsēnskābe ir kristāliska viela, kas labi šķīst ūdenī. Tā pieder pie vidēji stiprām skābēm un veido gan normālos, gan skābos sāļus, kurus sauc par arsenātiem.

Arsenītus un arsenātus, piemēram,  $\text{Na}_2\text{HAsO}_3$ ,  $\text{CaHAsO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{CaHAsO}_4$  u. c. lieto lauksaimniecībā par insekticīdiem un fungicīdiem.  $\text{Na}_2\text{HAsO}_4$  lieto mazasinības un nervu slimību ārstēšanā.

Arsēna preparātus plaši izmanto medicīnā bīstamu infekcijas slimību un neirožu ārstēšanā. Zobārstniecībā tos lieto nervu audu nomērdēšanai (nekrotizācijai).

### 3.15.4. Antimons

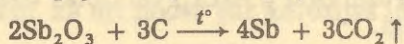
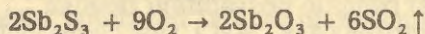
Atrašanās dabā. Antimons sastopams galvenokārt polimetāliskajās rūdās sulfīda  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  veidā (antimona spīde), retāk tīrradņa veidā. Bagātākās antimona atradnes ir Kaukāzā, Kazahijā, Čehoslovākijā, Japānā, Meksikā, ASV.



Antimons bija pazīstams jau ap 3000. gadu p.m.ē. Ķīnā.  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  Mezopotāmijā, Senajā Grieķijā, Eģiptē un Romā lietoja par uzacu krāsu. Arābi un viduslaiku ārsti šo vielu nosauca par antimonu (gr. *antimonos* – tāds, kas nav viens pats, t. i., atrodas kā piemaisījums citos minerālos). Simbols Sb ir atvasināts no minerāla  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  nosaukuma latīņu valodā (*Stibium*).

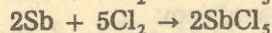
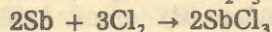
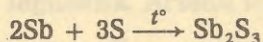
### 3. daļa

**Iegūšana.** Antimonu iegūst no bagātinātām sulfīdu rūdām:



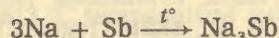
**Īpašības.** Antimons veido trauslus kristālus ar sudrabbaltu spīdumu. Tas slikti vada elektrisko strāvu un siltumu. Pazīstamas arī citas antimona modifikācijas, piemēram, melnais un sprāgstošais antimons.

Antimons ir ķīmiski inerts. To pārklāj oksīda  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  aizsargkārtiņa. Tā metāliskās īpašības izpaužas reakcijās ar nemetāliem:

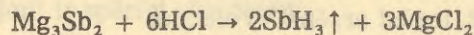


Svaigi sasmalcināts antimons hlorā uzliesmo.

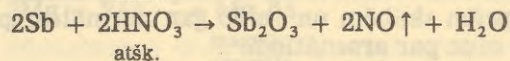
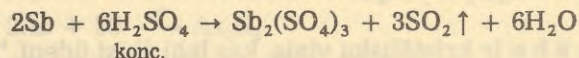
Antimona nemetāliskās īpašības izpaužas reakcijās ar aktīviem metāliem; veidojas antimonīdi jeb stibīdi:



Antimons nereaģē ar ūdeņradi, savienojumu  $\text{SbH}_3$  – stibīnu iegūst no stibīdiem:



Antimonu oksidē sērskābe un slāpekļskābe:

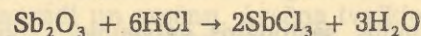


**Izmantošana.** Antimonu lieto par piedevu krāsaino metālu sakausējumos, kas nepieciešami tipogrāfijas iekārtās (harts – Pb, Sn, Sb), fotoelementos (Cs, Sb) u. c.

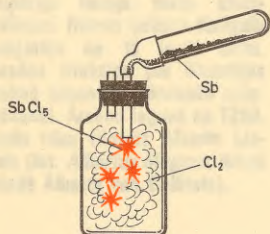
**Antimona savienojumi.** Stibīns  $\text{SbH}_3$  ir indīga gāze ar nepatīkamu smaku, kas paaugstinātā temperatūrā sadalās.

Stibīdi ir samērā stabili savienojumi. Dažus no tiem, piemēram,  $\text{AlSb}$ ,  $\text{GaSb}$  un  $\text{InSb}$  lieto par pusvadītājiem.

Antimona(III) oksīds ir amfotērs oksīds, kuram pārsvarā piemīt bāziskas īpašības:

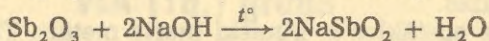


Antimona(III) oksīdu lieto optisko stiklu un keramikas ražošanā. No antimona(III) oksīda iegūst citus skābekli saturošus antimona savienojumus.

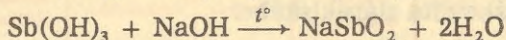
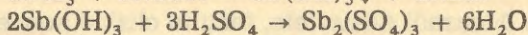
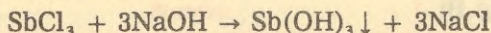


Reakcijās ar sārmjiem  $Sb_2O_3$  veido stibītus (antimonītus):

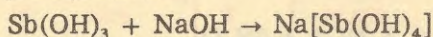
$Sb_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \rightarrow 2Na[Sb(OH)_4]$  vai sakausējot



Stibītus uzskata par metaantimonpaskābes  $HSbO_2$  un ortoantimonpaskābes  $H_3SbO_3$  sāļiem. Ortoantimonpaskābi  $H_3SbO_3$  jeb  $Sb(OH)_3$  iegūst no antimona(III) sāļiem, tai ir amfotērs raksturs.

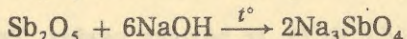
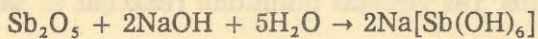


jeb šķīdumā



Patiesībā šīs antimonpaskābes ir nenoteikta sastāva antimona(III) oksīda hidrāti  $mSb_2O_3 \cdot nH_2O$ .

Antimona(V) oksīdam  $Sb_2O_5$ , ko iegūst netiešās reakcijās, atbilst antimonskābes  $HSbO_3$  un  $H_3SbO_4$ , kas brīvā veidā nav izdalītas. Tās ūdens šķīdumos veido nogulsnes ar nenoteiktu sastāvu  $mSb_2O_5 \cdot nH_2O$ , kam atbilst sāļi – stibāti (antimonāti), piemēram,  $Na_3SbO_4$  vai  $Na[Sb(OH)_6]$ .

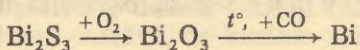


Antimona sulfīdi  $Sb_2S_3$  un  $Sb_2S_5$  ir oranžsarkanas, cietas vielas. Tos lieto par pigmentiem, kā arī gumijas un sērskociņu rūpniecībā, pirotehnikā.

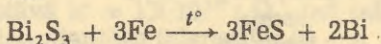
## 3.15.5. Bismuts

Atrašanās dabā. Nozīmīgākie bismuta minerāli ir bismuta spīde jeb bismutīns  $Bi_2S_3$  un bismuta okers jeb bismīts  $Bi_2O_3$ . Kā tīrdras sastopams reti. Bagātākās bismuta atradnes ir Bolīvijā un Peru.

Iegūšana. Bismutu iegūst no tā sulfīdrūdu koncentrātiem:



vai



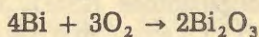
Bismuta nosaukums ir cēlies no bismutu saturošu rūdu nosaukuma vācu valodas sakšu dialektā *Wismut* – balta masa. 15. gadsimta vidū to sāka iegūt Rūdu kalnos (Vācijas un Čehoslovākijas pierobežā). G. Agrikola jau 1530. gadā rakstīja, ka bismuts atšķiras gan no alvas, gan arī no cinka.

### 3. daļa

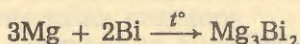
**G. Agrikola** (īstajā vārdā G. Bauers, 1494–1555) bija vācu metalurģs un kalnrūpniecības speciālists. Uzskatāms par jaunlaiku mineraloģijas, ģeoloģijas un kalnrūpniecības dibinātāju. Aprakstījis vairāk nekā 20 jaunu minerālu, savus darbus izdeva latīņu valodā.

**Īpašības.** Bismuts ir trausls metāls ar baltsārtu spīdumu. Paaugstinot temperatūru no 0 °C līdz 180 °C, tā elektrovadītspēja samazinās 60 reizes.

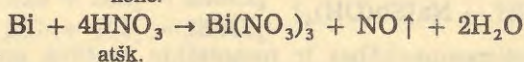
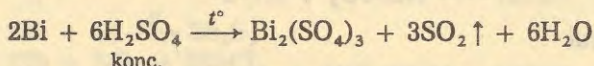
Bismuts parastajos apstākļos ir ķīmiski inerts metāls. Tas slikti reaģē ar nemetāliem, taču sakarsēts gaisā aizdegas:



Reakcijās ar aktīvākajiem metāliem tas veido bismutīdus:



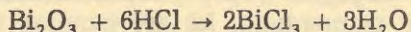
Bismuts skābēs ūdenī neaizvieto, taču to oksidē koncentrēta sērskābe un atšķaidīta slāpekļskābe:



Bismuts ir viegli kūstošu sakausējumu galvenā sastāvdaļa (sk. 143. lpp.), tas uzlabo daudzu sakausējumu mehānisko apstrādi. Bismutu izmanto arī atomreaktoros par siltumnesēju.

**Bismuta savienojumi.** Bismuta hidrīds jeb bismutūdenīradis  $\text{BiH}_3$  ir nestabila gāzveida viela, kas sadalās jau parastajos apstākļos. Tas veidojas bismutīdu reakcijās ar sālskābi.

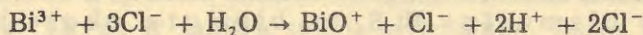
Bismuta(III) oksīds  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  ir bāzisks oksīds. Tam reaģējot ar skābēm, rodas bismuta sāļi:



$\text{Bi}_2\text{O}_3$  lieto farmācijā, kā arī stikla un porcelāna rūpniecībā.

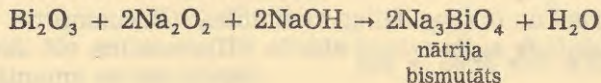
Bismuta(III) hidroksīds, ko iegūst no bismuta(III) sāļiem, ir ūdenī mazšķīstoša, ļoti vāja bāze, kurai nav amfotērs raksturs.

Bismuta(III) nitrāts un hlorīds slikti šķīst ūdenī. Šie savienojumi īpatnēji hidrolizējas, veidojot bismutīlgrupas  $\text{BiO}^+$  jonus, kas izturas kā vienlādiņa metāla joni:



Bismuta savienojumus lieto medicīnā un veterinārijā gremošanas trakta un ādas iekaisumu ārstēšanai.

Bismuta(V) savienojumus iegūst, oksidējot bismuta(III) savienojumus:



Dots  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  un  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  maisījums. Kā atdalīt minētās vielas vienu no otras? Uzrakstiet atbilstošus reakciju vienādojumus!

### 3.16. Elementu periodiskās sistēmas VIA (16.) grupa

## 3. daļa

3.14. tabula

#### VIA (16.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementu           |           |         |                        | Vienkāršo vielu         |                               |                                 |                                  | Salikto vielu sastāvā |  |
|--------------------|-----------|---------|------------------------|-------------------------|-------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|-----------------------|--|
| kārtas<br>skaitlis | nosaukums | simbols | relatīvā<br>atommasa   | atomu<br>rādiuss,<br>pm | blīvums,<br>g/cm <sup>3</sup> | kušanas<br>tempera-<br>tūra, °C | viršanas<br>tempera-<br>tūra, °C | oksidēšanas<br>pakāpe | jonu E <sup>2-</sup><br>rādiuss,<br>pm |
| 8                  | Skābeklis | O       | 15,9994                | 66                      | 1,43 · 10 <sup>-3</sup>       | -218,81                         | -183,0                           | -II, -I               | 140                                    |
| 16                 | Sērs      | S       | 32,066                 | 104                     | 2,07                          | 112,8                           | 444,6                            | -II, -I,              | 184                                    |
| 34                 | Selēns    | Se      | 78,96                  | 117                     | 4,792                         | 217,4                           | 684,9                            | +IV, +VI<br>-II,      | 198                                    |
| 52                 | Telūrs    | Te      | 127,60                 | 137                     | 6,25                          | 449,5                           | 989,8                            | -II,                  | 221                                    |
| 84                 | Polonijs  | Po      | 208,9824               | 140                     | 9,32                          | 282                             | 962                              | +IV, +VI<br>-II,      |  |
|                    |           |         | stabilākais<br>izotops |                         |                               |                                 |                                  | +IV, +VI              |  |

#### 3.16.1. Skābeklis

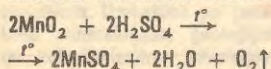
Skābeklis veido divatomu molekulu O<sub>2</sub> (diskābekli). Tā alotropiskais veids ir ozons O<sub>3</sub> (triskābeklis). Skābeklim piemīt paramagnētiskas īpašības, tāpēc uzskata, ka tā divatomu molekulā ir viena kovalenta saite un divi nesapāroti elektroni. Tādējādi O<sub>2</sub> molekula ir radikālis un ar to tiek pamatota skābekļa ķīmiskā aktivitāte:



Atrašanās dabā. Skābeklis dabā ir izplatītākais elements. Diskābekļa O<sub>2</sub> veidā tas atrodas atmosfērā un hidrosfērā (ūdens šķīdumā), bet savienojumos ar citiem elementiem ietilpst iežu, ūdens, daudzu minerālu, kā arī organisko savienojumu sastāvā, no kuriem veidota visa dzīvā daba. Skābekļa masas daļa dzīvajos organismos ir ≈ 70 %. Zemes atmosfēras sastāvā ir ≈ 1,5 · 10<sup>15</sup> t O<sub>2</sub>, bet izšķīdušā skābekļa kopējā masa mūsu planētas ūdenstilpnēs – ≈ 1,5 · 10<sup>13</sup> t.

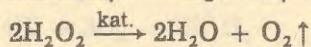
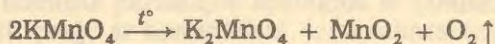
### 3. daļa

Skābekli  $O_2$  pirmo reizi ieguva zviedru zinātnieks K.V.Šēle 1771. gadā, karsējot mangāna dioksīdu ar koncentrētu sērskābi:



A. L. Lavuazjē uzskatīja, ka visas skābes satur skābekli (1775), un tāpēc deva šim elementam atbilstošu nosaukumu – *oxygenium* (gr. *oxys* – skābs, *genos* – izcelšanās). Vēlāk zinātnieki (J. J. Bercēliuss, H. Deivjs, Ž. L. Gē-Lisaks, J. Libigs) noskaidroja, ka eksistē arī tādas skābes, kuru sastāvā skābekļa nav, un ka visas skābes satur ūdeņradi. Tomēr elementa nosaukumu nemainīja. Skābekļa atklāšanai bija liela nozīme flogistona teorijas atspēkošanā, jo 1775. gadā A. L. Lavuazjē izstrādāja pareizu teoriju par degšanu un oksidēšanos kā par reakcijām ar skābekli.

**Iegūšana.** Rūpniecībā skābekli iegūst, frakcionēti destilējot sašķidrinātu gaisu, bet laboratorijā – termiski sadalot kālija permanganātu, ūdeņraža peroksīdu:



**Īpašības.** Parastos apstākļos skābeklis ir bezkrāsaina gāze bez smakas. Tīrs skābeklis ir nedaudz smagāks par gaisu, tas slikti šķīst ūdenī ( $3,1 \text{ cm}^3/100 \text{ g H}_2\text{O}$   $20^\circ\text{C}$ ). Šķīdram un cietam skābeklim ir zila krāsa, tam piemīt paramagnētiskas īpašības.

Skābeklis  $O_2$  ir ķīmiski aktīva viela, tas ir spēcīgs oksidētājs, tāpēc veido savienojumus ar visiem ķīmiskajiem elementiem (izņemot He, Ne, Ar). Skābeklis reagē gandrīz ar visām vienkāršām vielām (izņemot Kr, Xe, Au, Pt, halogēnus) un daudzām saliktām vielām, it īpaši karsējot vai katalizatoru klātbūtnē. Parasti šajās reakcijās rodas to elementu oksīdi, no kuriem sastāv dotā viela.

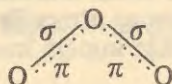
**Izmantošana.** Skābekļa lietošanas diapazons ir ārkārtīgi plašs. To izmanto par oksidētāju dažādās ķīmiskās rūpniecības nozarēs, metalurģijā, ķīmijas laboratorijās, augstu temperatūru iegūšanai, kas nepieciešama metālu griešanai un metināšanai, dažādu ķīmisko reakciju ierosināšanai un uzturēšanai, vielu kausēšanai. Piemēram, skābekļa un acetilēna liesmas temperatūra sasniedz  $3500^\circ\text{C}$ , bet skābekļa un ūdeņraža liesmas temperatūra –  $3000^\circ\text{C}$ . Skābekli lieto elpošanas atvieglošanai medicīnā, kā arī specifiskos darba apstākļos (lidojumos lielā augstumā, apakšzemes un zemūdens darbos, ugunsgrēkos u. c.). Atkarībā no apstākļiem un nepieciešamības lieto vai nu tīru skābekli (piemēram, metālu griešanā), vai arī gaisu, kas bagātināts ar skābekli (metalurģijā, elpošanas iekārtās u. c.).

Smago skābekļa izotopu  $^{18}\text{O}$  izmanto par "iezīmēto atomu" dažādos zinātniskos pētījumos.

Šķidru skābekli lieto raķešu dzinējos un spridzināšanas tehnikā.

Daudz skābekļa tiek patērēts dzīvajā dabā dažādos bioķīmiskos procesos (elpošana, pūšana u. c.), taču izrādās, ka kopējo skābekļa patēriņu spēj kompensēt fotosintēze. Dabā noris līdzsvarots skābekļa riņķojums. Taču šo līdzsvaru mūsdienās apdraud lielais skābekļa patēriņš rūpniecībā un aviācijā, kā arī mežu, it sevišķi tropisko mežu izciršana (Brazīlijā, ekvatoriālajā Āfrikā).

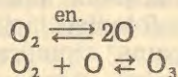
Ozons  $O_3$  (no gr. *oζōn* – kas ož) ir skābekļa alotropiskā modifikācija. Tā molekulas uzbūvi attēlo šāda struktūrformula:



Punktētās līnijas norāda  $p$  elektronu pāra delokalizāciju, t. i., piederību visiem trim skābekļa atomiem. Leņķis starp saitēm ir  $116,5^\circ$ .

Ozons ir zilgana gāze ar raksturīgu smaržu. Nelielā koncentrācijā  $O_3$  gaisam piešķir patīkamu svaigumu. Ozons ir 1,5 reizes smagāks par skābekli; tā šķīdība ūdenī ( $49,4 \text{ cm}^3/100 \text{ g H}_2\text{O}$   $0^\circ\text{C}$ ) ir  $\approx 10$  reizes lielāka par skābekļa šķīdību. Ozons virst  $-111,9^\circ\text{C}$  un kūst  $-251,0^\circ\text{C}$  temperatūrā.

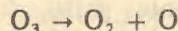
Ozona daudzums gaisā palielinās pēc pērkona negaisa, jo elektriskajā izlādē skābeklis  $O_2$  pārvēršas ozonā  $O_3$ :



Ozons veidojas arī ultravioletā starojuma ietekmē. Atmosfērā visvairāk tā ir Zemes ozona slānī ( $10\text{--}50 \text{ km}$  augstumā  $\approx 4 \cdot 10^{-10} \text{ kg/m}^3$ ). Vasarā ozona tilpuma daļa gaisā var sasniegt  $\approx 7 \cdot 10^{-6} \%$ . Lielākās koncentrācijās ozons ir indīgs. Tā pieļaujamā tilpuma daļa gaisā ir tikai  $10^{-5} \%$ .

Laboratorijā un rūpniecībā ozonu iegūst ozonatorā (sk. 3.13. attēlu). Augsta sprieguma strāvas elektriskajā laukā skābeklis pārvēršas par ozonu.

Ozons ir nestabila viela. Tas pakāpeniski sadalās:



Ozons ir spēcīgs oksidētājs, kas izskaidrojams ar atomārā skābekļa rašanos ozona sadalīšanās procesā. Atomārais skābeklis  $O$  ir daudz aktīvāks par molekulāro skābekli  $O_2$ , tāpēc ozonēts skābeklis, kas iegūts ozonatorā, oksidē gumiju un tā sadrup.

Ozona pierādīšanai izmanto kālija jodīda un cietes šķīdumu. Ozona klātbūtnē tas kļūst zils, jo reakcijā izdalās jods:

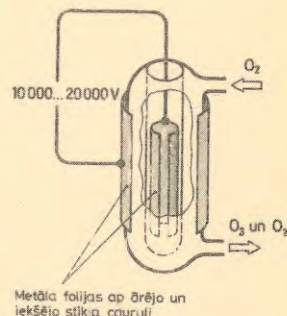


Ozonētu skābekli vai gaisu lieto ūdens un gaisa dezinfekcijai (ozonēšana), tekstilizstrādājumu un minerāleļļu balināšanai, ķīmiskajā sintēzē.

Stabilākās skābekļa oksidēšanas pakāpes ir  $-II$  un  $0$  ( $H_2O$ ,  $O_2$ ,  $O_3$ ), mazāk stabilas ir oksidēšanas pakāpes  $-I$ ,  $+I$ ,  $+II$  ( $H_2O_2$ ,  $O_2F_2$ ,  $OF_2$ ).

Gaisa ir bezkrāsainu gāzu mehāniskais maisījums, kas veido Zemes troposfēru (sk. 134. lpp.). Tajā ir piemaisījumi ar ļoti mainīgu saturu (putekļi, mikroorganismi,  $SO_2$ ,  $NH_3$  u. c.)

Intensīvi attīstoties rūpniecībai, atmosfērā palielināties arī oglekļa dioksīda saturs. Tādējādi pastiprinās t. s. siltumnīcas efekts. Sēra dioksīda un slāpekļa oksīdu piemaisījumu dēļ rodas skābie lieti.



3.13. att. Ozonators.

Aprēķiniet, kāds būtu gaisa sastāvs tilpumdajās un cik liels tā blīvums, ja visu gaisā esošo skābekli pārvērstu par ozonu! Aprēķinam izmantot gaisa vienkāršotu sastāvu:  $O_2$  – 21%;  $N_2$  – 78%; He – 1%. ( $O_3$  – 15,05%;  $N_2$  – 83,87%; pārējās gāzes (pieņemts He) – 1,08%;  $\rho = 1,373 \text{ g/l}$ )

## 3. daļa

Piemaisījumu daudzuma stipru palielināšanos gaisā sauc par gaisa piesārņošanu. To lielākoties izraisa forsēta un nepārdomāta industrializācija. Bezatkritumu ražošana un gaisā izplūstošo kaitīgo vielu saistīšana ir galvenais priekšnoteikums tīra gaisa saglabāšanai un normāla skābekļa režīma uzturēšanai atmosfērā.

Atmosfēras slānī no 10 līdz 50 km augstumā ir relatīvi liela ozona koncentrācija ( $\approx 4 \cdot 10^{-10}$  kg/m<sup>3</sup>), tāpēc šo slāni atmosfērā sauc par ozonsfēru, kas aptuveni sakrīt ar stratosfēru.

Aptuveni 100 km attālumā no Zemes un augstāk Saules ultravioletā starojuma ietekmē notiek molekulu fotodisociācija, tāpēc atmosfēras augstākajos slāņos sastopams atomārais skābeklis un slāpekļis, kā arī palielināts vieglo gāzu – ūdeņraža un hēlija relatīvais saturs.

Gaisa blīvums ir  $1,29 \cdot 10^{-3}$  g/cm<sup>3</sup> jeb 1,29 kg/m<sup>3</sup>. Normālā spiedienā un  $-192$  °C temperatūrā tas pārvēršas zilganā šķīdumā, kura blīvums ir 0,96 g/cm<sup>3</sup>. Tā vidējā molmasa ir 28,98 g/mol. Gaisa šķīdība ūdenī ir 2,92 cm<sup>3</sup>/100 g H<sub>2</sub>O 0 °C, 1,88 cm<sup>3</sup>/100 g H<sub>2</sub>O 20 °C).

Gaisam ir izšķiroša nozīme dzīvības procesos. Arī aptuveni 97 % no enerģijas, ko patērē cilvēce, iegūst, sadedzinot kurināmo gaisā. Ķīmiskajā rūpniecībā, kā arī elpošanas atvieglināšanai medicīnā, aviācijā un citur izmanto gaisu, kas bagātināts ar skābekli. Sašķīdinātu gaisu lieto slāpekļa, skābekļa, inerto gāzu iegūšanai. Gaisis ir pirmavots slāpekļa savienojumu iegūšanai. Saspiestu gaisu izmanto mehāniskā darba veikšanai (pneimatiskās ierīces u. c.)

### 3.16.2. Sērs

Sēru pazina jau sensenos laikos. Tā latīņu nosaukums *sulfur* ir aizgūts no sanskrita valodas vārda *sira* – gaisdzeltens.

Kopš otrā gadu tūkstoša p. m. ē. sērs bija pazīstams kā karsto avotu ūdeņu nogulas. Senajā Romā un Indijā no tā izgatavoja farmaceutiskus preparātus. Ievērojamu nozīmi sēram piešķīra alķīmiķi. Eiropā jau 14. gadsimta sākumā sēru lietoja melnā šaujampulvera izgatavošanai. Sērskābi sāka iegūt 17. gadsimtā, karsējot vitriolus vai alaunus.

Atrašanās dabā. Ievērojamākās tīrradņu sēra nogulas ir Sicīlijā, Luiziānas un Teksasas štatos (ASV), Polijā, Japānā un Turkmēnijā. Nozīmīgākie sēru saturoši minerāli ir metālu sulfīdi un sulfāti: pirīts FeS<sub>2</sub>, vara spīde Cu<sub>2</sub>S, svina spīde PbS, cinka māns ZnS, cinobrs HgS, ģipsis CaSO<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O, smagais špats BaSO<sub>4</sub>, glaubersāls (mirabilīts) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·10H<sub>2</sub>O. Izplatītas t. s. polimetāliskās sulfīdrūdas. Sēra savienojumi sastopami arī naftā, akmeņoglēs dabasgāzēs. Sērs ietilpst olbaltumvielā, vairāku aminoskābju, vitamīnu, fermentu, antibiotisko vielu sastāvā.

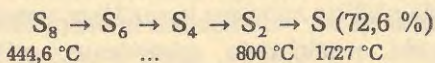
Iegūšana. Rūpniecībā sēru iegūst, attīrot dabā esošo tīrradņu sēru. Lai atdalītu piemaisījumus, tīrradņa gabalus karsē. Izkusušo sēru nolej, tad vāra temperatūrā, kas augstāka par 450 °C. Kondensējot sēra tvaikus, iegūst tīru sēru.

Daudz sēra iegūst no sērūdeņraža H<sub>2</sub>S, kas rodas, pārstrādājot naftu, dabasgāzi un sulfātus.

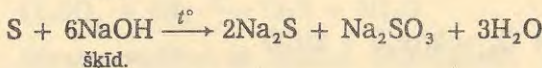
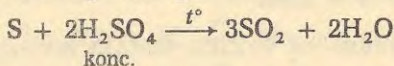
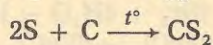
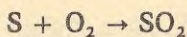
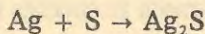
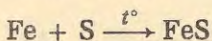
**Īpašības.** Sērs veido vairākas alotropiskās modifikācijas. Stabilākās no tām ir sēra kristāliskie veidi: rombiskais sērs ( $\alpha$ -S) un monoklīnais jeb prizmatiskais sērs ( $\beta$ -S). Visstabilākās ir sēra cikliskās molekulas  $S_8$ , kurām ir vainaga veids. Reakciju vienādojumu rakstībā formulu  $S_8$  parasti nelieto.

Rombiskais sērs sastāv no dzelteniem oktaedriskiem kristāliem, tas labi šķīst sērogleklī, anilinā, benzolā. Izkausētu sēru lēni atdzesējot, iegūst prizmatisko sēru, kura blīvums ir  $1,96 \text{ g/cm}^3$  un kušanas temperatūra  $119^\circ\text{C}$ . Tā adatveida kristāli parastajā temperatūrā pakāpeniski pārvēršas rombiskajā sērā, kas ir stabilāks. Ja izkausētu sēru strauji atdzesē aukstā ūdenī, iegūst brūnu, stāipīgu, gumijai līdzīgu masu – plastisko sēru, jo  $S_8$  molekulu gredzeni karsējot deformējas vai pārtrūkst. Arī plastiskais sērs ir nestabils, tas ātri sacietē un pārvēršas rombiskajā sērā. Ja sēru uzkaršē līdz kušanas temperatūrai, tas pārvēršas par dzeltenu šķidrumu, kas, turpinot karsēšanu, kļūst tumšbrūns, bet  $\approx 250^\circ\text{C}$  temperatūrā pārvēršas sīrupveida masā. Temperatūrās virs  $300^\circ\text{C}$  sērs, saglabādams tumšbrūno krāsu, atkal kļūst šķidrns un, sasniedzot viršanas temperatūru ( $444,6^\circ\text{C}$ ), sāk vārīties un veido oranždzeltenus tvaikus. Kondensējot šos tvaikus, iegūst tīru pulverveida sēru (t. s. "sēra ziedus"), kas sastāv no sīkiem rombiskā sēra kristāliņiem.

Sēra tvaikos sēra molekulu sastāvs mainās no  $S_8$  līdz S:

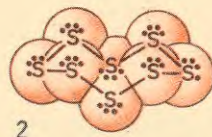
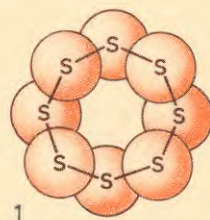


Sērs ir nemetāls. Atšķirībā no skābekļa tam piemīt gan oksidējošas, gan reducējošas īpašības. Noteiktos apstākļos tas savienojas ar metāliem (izņemot Au, Pt), veidojot sulfīdus. Sērs reaģē ar visiem nemetāliem (izņemot  $N_2$ ,  $I_2$ ), kā arī ar vairākām saliktām vielām.



Sēru lieto sērskābes iegūšanai rūpniecībā, kā arī sērskābes ražošanai, kaučuka vulkanizācijai, lauksaimniecības kaitēkļu apkarošanai, medicīnā pret ādas slimībām (sēra ziede), sēra savienojumu iegūšanai.

**Sēra savienojumi.** S ē r ū d e ņ r a d i s (ūdeņraža sulfīds)  $H_2S$  ir savienojums ar divām polārām kovalentām saitēm. Tā molekulā  $H-S-H$  saišu leņķis ir  $92^\circ$ , tāpēc šī molekula ir



3.14 att. Rombiskā sēra uzbūves shēma:

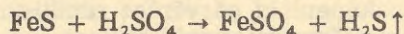
1 – skats no augšas; 2 – skats no sāniem.

### 3. daļa

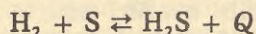
polāra. Sērūdeņradis nelielos daudzumos sastopams atmosfērā, jo tas nepārtraukti veidojas organisko vielu pūšanas procesos. Sērūdeņradis izdalās arī vulkānu izvirdumos, naftas un akmeņogļu pārstrādes procesos, to satur dabasgāze un daudzu minerālavotu ūdeņi (sēravoti).

Sērūdeņradis veidojas arī nogulās, kas satur sulfidus un kurās ir skāba vide.

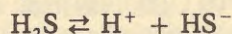
Laboratorijā  $H_2S$  iegūst, iedarbojoties ar atšķaidītām skābēm uz metālu sulfīdiem, piemēram:



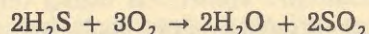
Sērūdeņradi var sintezēt, ievadot ūdeņradi sēra tvaikos, taču šī reakcija ir apgriezeniska:



Sērūdeņradis ir bezkrāsaina, indīga gāze ar nepatīkamu, pūstoša olbaltuma smaku. Tas ir nedaudz smagāks par gaisu un labi šķīst ūdenī ( $258,2 \text{ cm}^3/100 \text{ g H}_2\text{O}$   $20^\circ\text{C}$ ), veidojot sērūdeņraža ūdeni, kuram ir vājas skābes īpašības:

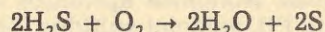


Sērūdeņradis gaisā deg ar zilganu liesmu:



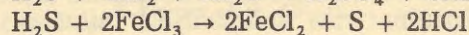
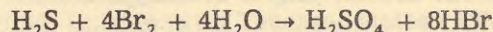
Sērūdeņraža maisījums ar gaisu vai skābekli ir eksplozīvs.

Ja liesmā ievada kādu priekšmetu, piemēram, stikla plāksnīti, tad gaisa skābekļa piekļuve tiek traucēta un  $H_2S$  sadeg nepilnīgi, izdalot brīvu sēru:

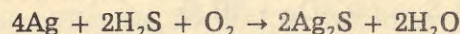


Šī reakcija lēni noris arī sērūdeņraža ūdenī, tāpēc sēravotu ūdens ātri kļūst duļķains.

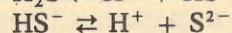
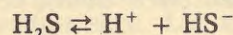
Sērūdeņradis ir spēcīgs reducētājs:



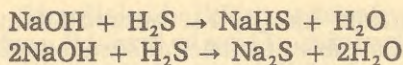
Sērūdeņraža klātbūtne atmosfērā veicina metālu koroziju, piemēram:



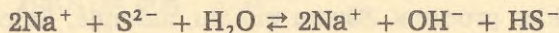
Sērūdeņradis sēra šķīdumā ir vāja divvērtīga skābe. Tā disociē pakāpeniski, taču disociācijas pirmā stadija un it sevišķi otrā stadija noris vāji:



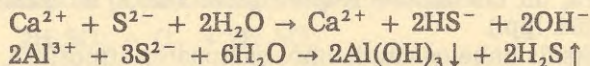
Sērūdeņražskābe reaģē ar sārmjiem, veidojot skābos un normālos sāļus:



Visi hidrogēnsulfīdi pastāv tikai ūdens šķīdumos. Turpretim sulfīdi ir cietas vielas ar dažādu šķīdību un atšķirīgu hidrolīzes pakāpi. Sārnu metālu sulfīdi ūdens šķīdumos stipri hidrolizējas:



IIA grupas metālu sulfīdi, kā arī  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{S}_3$  hidrolīzes dēļ ūdens šķīdumos praktiski neeksistē:

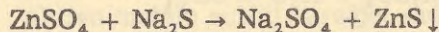


Sīnāp ūdenī nešķīstošajiem sulfīdiem ir sulfīdi, kas nešķīst arī skābā vidē. Tie ir  $\text{PbS}$ ,  $\text{HgS}$ ,  $\text{BiS}$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{CdS}$ ,  $\text{Ag}_2\text{S}$ ,  $\text{SnS}_2$  un daži citi sulfīdi.

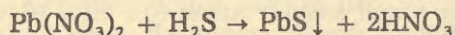
Sulfīdus raksturo arī krāsa: IA un IIA grupas metālu sulfīdi ir bezkrāsaini. Melnā krāsā ir  $\text{PbS}$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{CoS}$ ,  $\text{NiS}$ . Dzeltens ir  $\text{CdS}$ , bet  $\text{ZnS}$  ir balts.

Sulfīdu dažādo šķīdību un krāsu izmanto katjonu kvalitatīvajā analīzē.

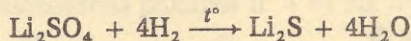
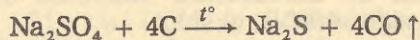
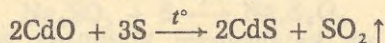
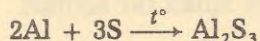
Nešķīstošos sulfīdus laboratorijā visbiežāk iegūst no atbilstošo metālu sāļu šķīdumiem, iedarbojoties uz tiem ar sārnu metālu vai amonija sulfīda šķīdumiem:



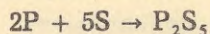
Skābā vidē nešķīstošo sulfīdu iegūšanai var izmantot arī sērūdeņradi:



Ir arī citas sulfīdu iegūšanas metodes, piemēram,



Sēram reaģējot ar dažiem nemetāliem, veidojas nemetālu sulfīdi, piemēram,



Ir pazīstami arī polisulfīdi, piemēram,  $\text{Na}_2\text{S}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Cs}_2\text{S}_6$ ,  $\text{BaS}_2$ ,  $\text{BaS}_4$ ,  $\text{FeS}_2$  u. c., kuros molekūljons var būt  $\text{S}_2^{2-}$  ...  $\text{S}_9^{2-}$ . Tos iegūst, metālam reaģējot ar sēra pārākumu. No polisulfīdiem var iegūt  $\text{H}_2\text{S}_n$  tipa polisērūdeņražus jeb sulfānus, kur  $n = 2 \dots 23$ . Tie ir stīgi, iedzelteni šķīdumi.

### 3. daļa

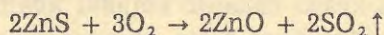
Sērūdenradi lieto analītiskajā ķīmijā, bet minerālūdenus, kuros izšķīdis sērūdenradis, lieto ārstniecībā. Polisērūdenražus izmanto par oksidētājiem.

Sulfīdi ir daudzu metālu rūdu pamatsastāvdaļa. Šīs rūdas izmanto metālu un sērskābes ražošanai. Dažus sulfīdus lieto pusvadītāju tehnikā; sārmezemju metālu, cinka un kadmija sulfīdus izmanto luminiscējošās iekārtās.  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{CaS}$  un  $\text{BaS}$  lieto ādu apstrādes procesos. Sārmu metālu, amonija, kalcijs un bārija polisulfīdus lieto par pesticīdiem.

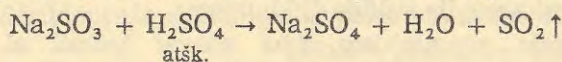
Sēra(IV) oksīda (sēra dioksīda)  $\text{SO}_2$  molekula ir stipri polāra, un tās uzbūve ir analoga ozona  $\text{O}_3$  molekulas uzbūvei (sk. 254. lpp.).

Sēra(IV) oksīds nelielos daudzumos sastopams atmosfērā, jo tas izdalās vulkānu izvirdumos, kā arī sadedzinot akmeņogles vai šķidro kurināmo, kuri vienmēr satur nedaudz sēra. Pastiprinātu gaisa piesārņošanu ar sēra dioksīdu izraisa lielas ķīmiskās rūpnīcas, termiskās elektrocentrāles un metalurģijas kombināti.

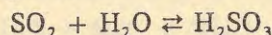
Rūpniecībā  $\text{SO}_2$  iegūst, sadedzinot sēru, kā arī apdedzinot sulfīdu rūdas:



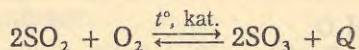
Laboratorijā  $\text{SO}_2$  iegūst vai nu no sulfītiem, vai arī iedarbojoties ar koncentrētu sērskābi uz varu (sk. 263. lpp.).



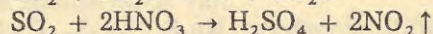
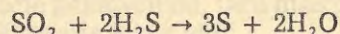
Sēra dioksīds ir bezkrāsaina gāze ar asu smaku. Tas ir 2,2 reizes smagāks par gaisu. Šķidrums  $\text{SO}_2$  virst  $-10,08^\circ\text{C}$  temperatūrā, tāpēc šī gāze ir viegli sašķidrināma (0,4 MPa  $20^\circ\text{C}$ ). Sēra dioksīds ir skābais oksīds. Tas labi šķīst ūdenī ( $3,9 \cdot 10^3 \text{ cm}^3/100 \text{ g H}_2\text{O}$   $20^\circ\text{C}$ ) un daļēji reagē ar to, veidojot sērskābi:



$400 \dots 600^\circ\text{C}$  temperatūrā un katalizatoru klātbūtnē  $\text{SO}_2$  savienojas ar skābekli un veido sēra(VI) oksīdu:

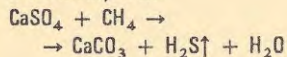


Sēra dioksīdam piemīt gan oksidējošas, gan reducējošas īpašības:



Sēra dioksīdu lieto audumu balināšanai, pagrabu, noliktu, operāciju zāļu un pārtikas rūpniecības iekārtu dezinfekcijai. Visvairāk  $\text{SO}_2$  izmanto dažādu metālu sulfītu un sērskābes ražošanai.

Latvijā sēravoti ir Ķemeros un Baldonē. Tajos sērūdenradis nokļūst no ģipsakmens slāņiem. Purvainā, trūdošā vidē izdalās metāns  $\text{CH}_4$ , kas baktēriju klātbūtnē reducē ģipša sulfātjonus līdz sērūdenradim:

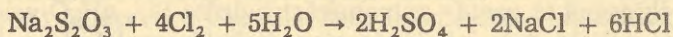


Atmosfērā, kas ir piesārņota ar  $\text{SO}_2$ , veidojas t. s. skābais lietus. Tīrā gaisā  $\text{SO}_2$  tilpums ir  $\approx 1,0 \cdot 10^{-6}\%$ . Lielās pilsētās  $\text{SO}_2$  vidējā koncentrācija gaisā ir desmitiem reizu lielāka.



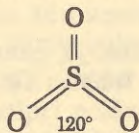
## 3. daļa

Nātrija tiosulfāts samērā viegli oksidējas:

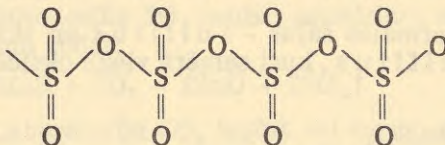


Šo reakciju izmanto hlora saistīšanai. Nātrija tiosulfātu lieto arī fotogrāfijā (fiksāzai), medicīnā, analītiskajā ķīmijā.

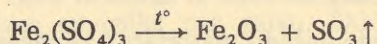
Sēra(VI) oksīds (sēra trioksīds)  $\text{SO}_3$  molekulu veidā eksistē tikai šīs vielas tvaikos,  $t_{\text{virā}}^{\circ} = 44,8^{\circ}\text{C}$ .



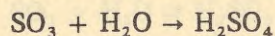
Temperatūru pazeminot, sēra trioksīds pārvēršas gaistošā šķīdumā, kas sastāv no cikliskiem trimēriem  $(\text{SO}_3)_3$ . Šķidrās sēra trioksīds  $16,8^{\circ}\text{C}$  temperatūrā sacietē, un rodas ledum līdzīga viela. Ar laiku tā pārvēršas garos zīdveida kristālos, jo  $\text{SO}_3$  polimerizējas un veido zigzagveida ķēdi:



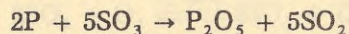
Sēra trioksīdu iegūst, oksidējot sēra dioksīdu ar skābekli (sk. 260. lpp.). Nedaudz  $\text{SO}_3$  ( $\approx 4\%$ ) rodas, sadedzinot sēru. Laboratorijā to iegūst, karsējot dzelzs(III) sulfātu:



Sēra trioksīds ļoti labi šķīst koncentrētā sērskābē (98,3...100%).  $\text{SO}_3$  reakcijā ar ūdeni veidojas sērskābe un izdalās liels siltuma daudzums (62,7 kJ/mol):

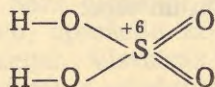


Sēra trioksīds ir skābais oksīds. Tam piemīt arī oksidējošas īpašības:



Sēra trioksīdu lieto galvenokārt sērskābes ražošanai (sk. 541. lpp.). To lieto organiskajā sintēzē un izmanto arī par enerģisku ūdens atņēmēju vielu.

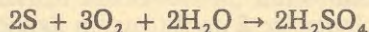
Sē r s k ā b e s  $\text{H}_2\text{SO}_4$  molekulas struktūra ir šāda:



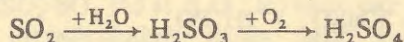
Pirmās ziņas par sērskābi atrodamas arābu alkīmiķu rakstos (10. gs.). Sērskābe aprakstīta arī vācu filozofa un dabaszinātnieka Alberta Liela zinātniskajos traktātos 13. gs. Tajos minēts, ka no dzelzs vitriola var iegūt eļļainu šķīdumu – "vitriola spirtu", kas esot "stiprs šķīdinātājs".

Uzrakstiet vienādojumu reakcijai, kas noris, ja karsē dzelzs vitriolu (sk. 265. lpp.)!

Sērskābe ir visvairāk lietotā skābe, tās produkcija pasaulē pārsniedz 150 milj. t gadā. Dabā tā veidojasniecīgos daudzumos vulkānu un sēru saturošu rūdu tuvumā:



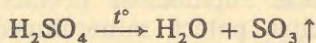
Tā, piemēram, Rio-Vinagras upe (Dienvidamerika) satur  $\approx 0,1\%$  sērskābes, un tā katru dienu jūrā aiznes  $\approx 20$  t šīs vielas. Atmosfērā sērskābe veidojas no kurtuvju un rūpnīcu izplūdes gāzēm:



Par sērskābes ražošanu rūpniecībā sk. 541. lpp.

Sērskābe ir bezkrāsains, smags, viskozs šķidrums ( $\rho = 1,83 \text{ g/cm}^3$ ). Tā sacietē  $10,45^\circ\text{C}$  un virst  $296,2^\circ\text{C}$  temperatūrā. Sērskābe ir higroskopiska, jo tā saista ūdeni. Sērskābes šķīdums, kurā  $\text{H}_2\text{SO}_4$  masas daļa ir  $98,3\%$  un ūdens masas daļa  $1,7\%$ , ir azeotropisks šķīdums. Vārot un pārtvaicējot ( $t_{\text{virs}} = 338,8^\circ\text{C}$ ) šāda šķīduma sastāvs nemainās.

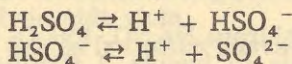
$\text{H}_2\text{SO}_4$  ir stabils savienojums, taču temperatūrā virs  $300^\circ\text{C}$  bezūdens sērskābe sāk sadalīties:



No bezūdens sērskābes izdalās sēra trioksīds, bet, sildot atšķaidītu sērskābes šķīdumu, iztvaiko tikai ūdens. Turpinot sildīšanu, abos gadījumos izveidojas azeotropisks sērskābes šķīdums.

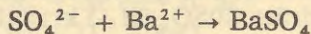
Sērskābe sajaucas ar ūdeni jebkurās attiecībās un veido hidratus  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  un  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , izdalot lielu siltuma daudzumu. Tāpēc, gatavojot šķīdumu, sērskābe uzmanīgi jālej ūdenī un jāmaisā, bet ne otrādi.

Bezūdens sērskābe nedisociē, turpretim ūdens šķīdumā tā ir stipra divvērtīga skābe:

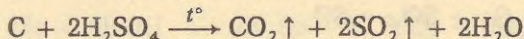
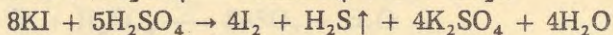
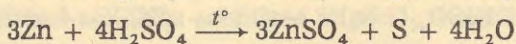
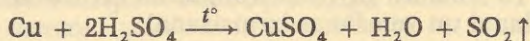


Sērskābes ūdens šķīdumam piemīt visas skābēm raksturīgās īpašības.

Sērskābi un tās sāļus (sulfātjonus  $\text{SO}_4^{2-}$ ) nosaka ar  $\text{BaCl}_2$  vai  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  šķīdumiem: veidojas baltas nogulsnes, kas nešķīst koncentrētā sālsskābē:



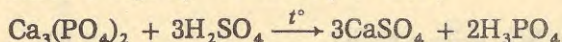
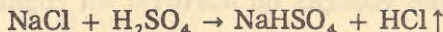
Koncentrēti  $\text{H}_2\text{SO}_4$  šķīdumi ir spēcīgi oksidētāji:



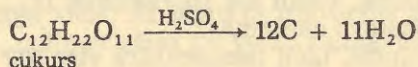
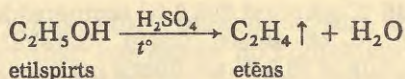
### 3. daļa

Koncentrēta sērskābe (> 93 %) nereaģē ar dzelzi, jo uz metāla virsmas veido blīvu  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  aizsargkārtiņu. Tāpēc iekārtas sērskābes ražošanai un cisternas tās uzglabāšanai gatavo no čuguna.

Koncentrēta sērskābe reakcijā ar hlorīdiem, fosfātiem, nitrātiem un dažiem citiem sāļiem izdala no tiem atbilstošās skābes:



Koncentrēta sērskābe dehidratē un pāroglio organiskas vielas:



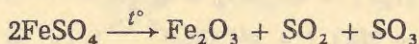
Sērskābe ir svarīgākais ķīmiskās rūpniecības produkts. Pusi no visas sērskābes produkcijas patērē minerālmēslu, sulfātu un dažādu citu skābju ražošanai. To lieto organiskajā sintēzē ķīmisko šķiedru, plastmasu, sprāgstvielu, ārstniecības vielu, krāsvielu, sintētisko mazgāšanas līdzekļu un citu vielu iegūšanai. Sērskābi izmanto naftas, akmeņogļu un dažādu rūdu pārstrādē.

Sērskābe veido *normālos* un *skābos sāļus*, kā arī *dubultsāļus*, kurus sauc par *alauniem*, piemēram,  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  jeb  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  – kālija hroma alauns. Alauns veido arī citi sārmu metālu joni un  $\text{NH}_4^+$  kopā ar  $\text{Al}^{3+}$  vai  $\text{Fe}^{3+}$  joniem, piemēram,  $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  – amonija dzelzs alauns.

Nātrija sulfāts veido dekahidrātu  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , ko sauc arī par *glaubersāli*, jo pirmais to ieguva J. Glaubers reakcijā starp sērskābi un nātrija hlorīdu. Nātrija sulfātu lieto stikla rūpniecībā, kristalogrāfijā. Medicīnā tas noder pret saindēšanos ar bārija un svina savienojumiem, jo veidojas nešķīstoši  $\text{BaSO}_4$  un  $\text{PbSO}_4$  sāļi.

Varsulfāts ir balta, sīkkristāliska viela, kas enerģiski saista ūdeni un veido zilus pentahidrāta  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  kristālus (vara vitriols). Vara sulfāta šķīdumu lieto lauksaimniecībā pret augu kaitēkļiem. To izmanto galvanotēnikā, kā arī medicīnā acu slimību ārstēšanai un vemšanas izraisīšanai.

Dzelzs(II) sulfāts  $\text{FeSO}_4$  ir balts bezūdens sāls, kas karsējot sadalās:



J. R. Glaubers (1604–1670)  
ir dzimis Vācijā, bet no 1656. ga-  
da dzīvojis un strādājis Holandē.  
Amsterdāmā viņam bija labora-  
torija, kurā pārdošanai tika  
iegūtas minerālskābes, sāļi un  
citas ķīmiskas vielas.

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  ir dzelzs(II) sulfāta heptahidrāts (dzelzs vitriols). Tā ir zaļgana, kristāliska viela, ko lieto augu kaitēkļu apkarošanai, minerālkrāsu ražošanai (tinte, audumu krāsas), mazasinības ārstēšanai.

Oleums ir sēra trioksīda šķīdums bezūdens sērskābē. Tas ir smags un eļļveidīgs šķidrums, kas gaisā kūp. Oleums satur līdz 70%  $\text{SO}_3$ . Sēra trioksīds ar sērskābi veido polisērskābes  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$ , kurās  $n = 1 \dots 3$ . Pazīstamākā no tām ir  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$  jeb  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ , ko sauc par *pirosērskābi* jeb *disērskābi*.

Pirosērskābes sāļus sauc par piosulfātiem jeb disulfātiem, piemēram,  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ .

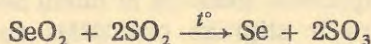
Oleumu lieto sērskābes, krāsvielu un sprāgstvielu ražošanā, naftas produktu attīrīšanā. Piosulfātus lieto par oksidētājiem.

Sērs veido savienojumus ne tikai ar skābekli, bet arī ar citiem nemetāliem, piemēram:  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{SCl}_2$ ,  $\text{SCl}_4$ ,  $\text{S}_2\text{Br}_2$ ,  $\text{SF}_6$ .

### 3.16.3. Selēns

Atrašanās dabā. Selēna savienojumi sastopami sulfīdu rūdās. Pazīstamākie selēna minerāli ir bercelianīts  $\text{Cu}_2\text{Se}$ , tiemanīts  $\text{HgS}$  un naumanīts  $\text{Ag}_2\text{Se}$ .

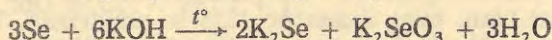
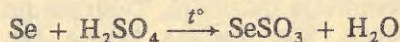
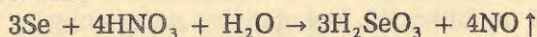
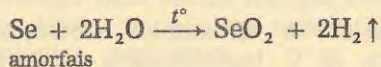
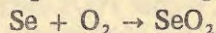
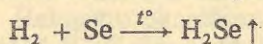
Iegūšana. Apdedzinot selēna minerālus, veidojas  $\text{SeO}_2$ , ko reducē ar  $\text{SO}_2$ :



Īpašības. Selēnam ir sešas alotropiskās modifikācijas, no kurām stabilākās ir pelēkais selēns, kas veido trauslus kristālus ar metālisku spīdumu, un amorfa selēns – sarkanbrūna, pulverveida viela.

Selēns ir tipisks pusvadītājs. Ja to apgaismo, tad tā elektrovadītspēja palielinās  $\approx 1000$  reizes.

Selēns ir nemetāls. Tas reaģē ar daudziem metāliem un nemetāliem, kā arī ar  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  un ar sārmiem:



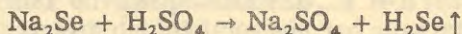
## 3. daļa

Selēnu 1817. gadā atklāja zviedru ķīmiķis J. J. Bercēliuss, pētot sērskābes ražošanas atkritumus. Selēns dabā vienmēr ir atrodams kopā ar telūru (lat. *tellus* – Zeme). Tā kā Zemes pavadoņi ir Mēness, tad pēc analogijas telūra "pavadoņi" nosauca par selēnu (gr. *selēnē* – Mēness).

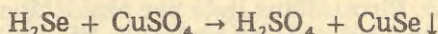
## 3. daļa

Selēnu lieto pusvadītāju tehnikā, no tā izgatavo elektriskās strāvas taisnotājus, signalizācijas aparātus, fotoelementus. Nelielos daudzumos selēnu izmanto gumijas rūpniecībā (vulkanizācijā). Selēnu un dažus tā savienojumus ( $\text{SeO}_2$ ,  $\text{CdSe}$ ) lieto stikla un keramikas iekrāsošanai (dzeltenī krāsu toni).

**Selēna savienojumi.** Selēnūdeņradis  $\text{H}_2\text{Se}$  ir indīga gāze ar nepatīkamu smaku. To iegūst no selenīdiem:



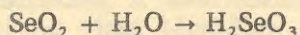
$\text{H}_2\text{Se}$  šķīst ūdenī un veido selēnūdeņražskābi, kas ir stiprāka par sērūdeņražskābi, tās sāļu – selenīdu īpašības (šķīdība ūdenī un skābēs) ir līdzīgas sulfīdu īpašībām:



Selēna dioksīds  $\text{SeO}_2$  ir cieta kristāliska viela, ko iegūst tāpat kā sēra dioksīdu, piemēram,

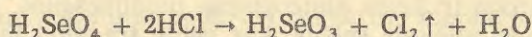


$\text{SeO}_2$  ir skābais oksīds:



Selēnpaskābe  $\text{H}_2\text{SeO}_3$  ir bezkrāsaina, kristāliska viela. Tā ir stabilāka, taču vājāka par sēraskābi. Selēnpaskābei atbilst sāļi, kurus sauc par selenītiem.

Selēna trioksīds  $\text{SeO}_3$  ir cieta kristāliska viela. Tā iegūšanas metodes ir visai komplicētas. Reakcijā ar ūdeni  $\text{SeO}_3$  veido selēnskābi  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ , kura ir stiprāks oksidētājs nekā sērskābe:



Selēnskābei atbilst sāļi – selenāti.

Telūrs tika atklāts 1782. gadā. To ieguva F. J. Millers no zelta rūdas. Par elementu to atzina tikai 1798. gadā, kad M. H. Klaprots bija izanalizējis Millera atsūfīto zelta rūdu. Nosaukumu elementam deva Klaprots.

M. H. Klaprots (1743–1817) bija vācu farmaceits un ķīmiķis. No 1787. gada viņš nodarbojās tikai ar ķīmiskiem eksperimentiem. 1810. gadā Klaprots sāka strādāt par ķīmijas profesoru Berlīnes universitātē. Viņa pētījumi ir saistīti ar vairāku elementu (U, Zr, Sr, Ti, Cr, Te, Ce) atklāšanu.

### 3.16.4. Telūrs

**Atrašanās dabā.** Telūrs pieder pie retajiem elementiem. Tā pazīstamākie minerāli ir telurīdi  $\text{Bi}_2\text{Te}_3$ ,  $\text{Ag}_2\text{Te}$ ,  $\text{PbTe}$ ,  $\text{HgTe}$ ,  $\text{AgAuTe}$ .

**Iegūšana.** Apdedzinot telūra minerālus, iegūst  $\text{TeO}_2$ , ko pēc tam reducē ar  $\text{SO}_2$ .

**Īpašības.** Telūram ir kristāliskā un amorfā alotropiskā modifikācija. Amorfa telūra 25 °C temperatūrā pārvēršas stabilā kristāliskā modifikācijā, kas atgādina antimonu.

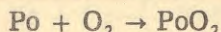
Telūrs ir nemetāls ar pusvadītāja īpašībām. Telūram un tā savienojumiem piemīt īpašības, kas līdzīgas selēna un tā savienojumu īpašībām, taču dažas no tām ir atšķirīgas. Tā, piemēram, telurpaskābe  $\text{H}_3\text{TeO}_3$  pastāv tikai ūdens šķīdumos,

bet telūrskābe  $H_2TeO_4$  veido kristālhidrātu  $H_2TeO_4 \cdot 2H_2O$ , kas ir ortotelūrskābe  $H_6TeO_6$ . Ortotelūrskābe veido sāļus – ortotelurātus, piemēram,  $Na_6TeO_6 \cdot TeO_3$  atšķirībā no  $SeO_3$ , ar ūdeni nereaģē.

## 3. daļa

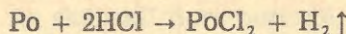
### 3.16.5. Polonijs

**Īpašības.** Polonijs ir sudrabbalts, mīksts, radioaktīvs metāls. Gaisā tas ātri oksidējas:

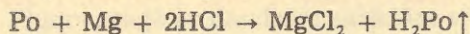


Polonija(VI) oksīdu  $PoO_3$  iegūst ļoti mazos daudzumos. No tā var iegūt polonātus, piemēram,  $K_2PoO_4$ .

Polonijs reaģē ar skābēm:



Polonijs veido arī gaistošu savienojumu ar ūdeņradi – polonija hidrīdu  $H_2Po$ , ko iegūst šādā reakcijā:



$H_2Po$  ūdens šķīdumam piemīt vājas skābes īpašības.

Poloniju izmanto elektrotehniskās iekārtās par enerģijas avotu.  $^{210}Po$  izmanto par  $\alpha$  starojuma un neitronu plūsmas avotu.

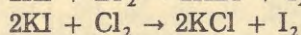
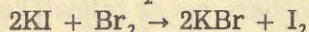
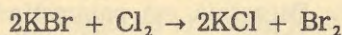
M. Sklodovska-Kirī kopā ar savu dzīvesbiedru P. Kirī 1898. gadā no urāna rūdas ar ķīmiskām atdalīšanas metodēm izdalīja bismuta frakciju. Šajā frakcijā pēc radioaktīvā starojuma viņi konstatēja polonija klātbūtni. Elementa nosaukums veidots pēc zinātnieces dzimtenes Polijas vārda. Poloniju ieguva 1902. gadā V. Markvalds.

## 3.17. Elementu periodiskās sistēmas VIIA (17.) grupa

VIIA grupas elementus sauc par halogēniem (gr. *halos* – sāls, *genos* – izcelšanās), kas nozīmē "sālraži", jo šie nemetāli aktīvi reaģē ar metāliem un veido sāļus.

Visi VIIA grupas elementi, izņemot astatu, veido vienkāršas vielas, kas sastāv no divatomu molekulām  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ .

Halogēnu oksidēšanas spēja un spēja reducēties samazinās secībā  $F_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow I_2 \rightarrow At$ , jo pieaug to atomu rādiusi, savukārt šādā secībā halogenīdjonu oksidēšanas spējas palielinās, tāpēc halogēniem raksturīgas savstarpējās aizvietošanās reakcijas, piemēram,



Halogēni ir spēcīgi oksidētāji.

## VIIA (17.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementu           |           |         |                                    | Vienkāršo vielu         |                               |                                 |                                  | Saliktu vielu sastāvā                |                                       |
|--------------------|-----------|---------|------------------------------------|-------------------------|-------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|--------------------------------------|---------------------------------------|
| kārtas<br>skaitlis | nosaukums | simbols | relatīvā<br>atommasa               | atomu<br>rādiuss,<br>pm | blīvums,<br>g/cm <sup>3</sup> | kušanas<br>tempera-<br>tūra, °C | viršanas<br>tempera-<br>tūra, °C | oksidēšanas<br>pakāpe                | jonu E <sup>-</sup><br>rādiuss,<br>pm |
| 9                  | Fluors    | F       | 18,9984032                         | 64                      | $1,7 \cdot 10^{-3}$           | -218,81                         | -183,0                           | -I                                   | 136                                   |
| 17                 | Hlors     | Cl      | 35,4527                            | 99                      | $3,17 \cdot 10^{-3}$          | -100,98                         | -34,04                           | -I, +I,<br>+III,<br>+IV, +V,<br>+VII | 181                                   |
| 35                 | Broms     | Br      | 79,904                             | 114                     | 3,14                          | -8,25                           | 58,2                             | -I, +I,<br>+III,<br>+IV, +V,<br>+VII | 195                                   |
| 53                 | Jods      | I       | 126,90447                          | 133                     | 4,932                         | 113,6                           | 182,8                            | -I, +I,<br>+III,<br>+V,<br>+VII      | 216                                   |
| 85                 | Astats    | At      | 209,9871<br>stabilākais<br>izotops | 140                     |                               | 227                             | 317                              | -I, +I,<br>+III,<br>+V               |                                       |

## 3.17.1. Fluors

Floru brīvā veidā pirmo reizi ieguva A. Muasāns 1886. gadā, elektrolizējot fluorūdeņraža un kālija fluorīda maisījumu. Fluora nosaukums atvasināts no latīņu valodas vārda *fluor* – plūsma, jo šis elements ietilpst vairāku kušņu sastāvā. Krievu valodā šī elementa nosaukums *фтор* atvasināts no grieķu valodas vārda *phthoros* – bojāeja.

**A. Muasāns** (1852–1907) bija franču ķīmiķis. No 1900. gada viņš strādāja par neorganiskās ķīmijas profesoru Parīzes universitātē. Muasāns konstruēja elektrokrāsnis augstas temperatūras sasniegšanai un ieguvis CaC<sub>2</sub> (1892), kā arī mākslīgos diamantus (1893, 1894).

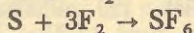
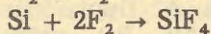
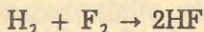
**Atrašanās dabā.** Pazīstamākie fluora minerāli ir fluorīts (kušņu špats) CaF<sub>2</sub> (Vidusāzija, Vācija, ASV, Meksika), kriolīts Na<sub>3</sub>[AlF<sub>6</sub>], kas sastopams Grieķijā, un fluorapatīts 3Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·CaF<sub>2</sub> (Kolas pussalā, Spānijā).

**Iegūšana.** Fluoru iegūst pēc A. Muasāna metodes, izmantojot speciālas ķīmiski izturīgas iekārtas, kas izgatavotas no niķeļa un vara sakausējuma.

**Īpašības.** Fluors ir gaiši dzeltena gāze ar asu smaku. Ja ieelpojamā gaisā fluora tilpumdaļa ir  $\approx 10^{-4}$  %, tad tas ir nāvējošs.

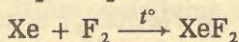
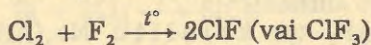
Fluors ir aktīvākais nemetāls. Parastajā vai paaugstinātā temperatūrā tas reagē ar visiem metāliem, pat ar cēlmetāliem, veidojot fluorīdus. Dažus metālus (Mg, Al, Zn, Ni, Fe, Cu) no fluora iedarbības parastajos apstākļos aizsargā nešķīstoša fluorīda aizsargslānis.

Parastajos apstākļos fluors reaģē gandrīz ar visiem nemetāliem, ūdeņraža un fluora maisījums pat eksplodē:

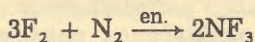


Broms un jods fluora atmosfērā aizdegas, veidojot savienojumus  $\text{BrF}$ ,  $\text{BrF}_3$ ,  $\text{BrF}_5$ ,  $\text{IF}_5$ ,  $\text{IF}_7$ .

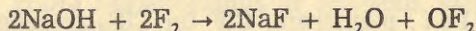
Karsējot fluors reaģē ar hloru, kriptonu, ksenonu:



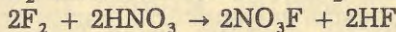
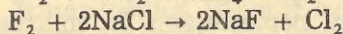
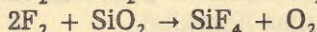
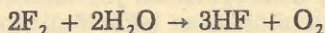
Ar slāpekli fluors reaģē tikai elektriskajā lokā:



Ar skābekli fluors nereaģē, taču skābekļa fluorīdu  $\text{OF}_2$  var iegūt fluora reakcijā ar  $\text{NaOH}$  šķīdumu:



Fluors reaģē ar daudzām saliktām vielām, arī ar ūdeni, kas  $\text{F}_2$  plūsmā parastajos apstākļos deg ar bāli violetu liesmu:

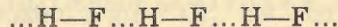


slāpekļa  
trioksifluorīds

Fluora atmosfērā aizdegas pat ugunsizturīgais azbests.

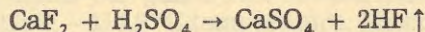
Fluoru izmanto dažādu fluora savienojumu iegūšanai, kā arī par rakešu degvielas oksidētāju.

**Fluora savienojumi.** Fluorūdeņradis  $\text{HF}$  normālos apstākļos ( $0^\circ\text{C}$ ) ir bezkrāsains šķidrums, bet parastajos apstākļos ( $20^\circ\text{C}$ ) – bezkrāsaina, kodīga gāze ar asu smaku ( $t_{\text{virš}}^\circ = 19,46^\circ\text{C}$ ). Šķidru fluorūdeņradi veido  $(\text{HF})_n$  polimēri, kur  $\text{HF}$  molekulas asociētas ar ūdeņraža saitēm



Gāzveida fluorūdeņradis sastāv no  $(\text{HF})_6$  cikliskām molekulām.  $\text{HF}$  molekulas eksistē tikai augstās temperatūrās.

Fluorūdeņradi iegūst no kalcija fluorīda:



$\text{HF}$  sajaucas ar ūdeni jebkurās attiecībās un veido fluorūdeņraža šķīdumu. Raksturīga fluorūdeņraža šķīduma īpatnība ir tās spēja reaģēt ar silīcija dioksīdu:



## 3. daļa

Tāpēc fluorūdeņražskābi nedrīkst glabāt stikla traukos. To parasti uzglabā parafīna, ebonīta vai speciālas plastmasas – teflona traukos. Fluorūdeņražskābi izmanto stikla izstrādājumu kodināšanai (matēšanai, gravēšanai). Ar fluorūdeņražskābi reaģē vairums metālu (izņemot Au, Pt), veidojot fluorīdus, kas dažus metālus spēj aizsargāt pret tālāku HF iedarbību (sk. iepriekš). Fluorīdi, izņemot NaF, KF, AlF<sub>3</sub>, SnF<sub>4</sub>, AgF, slikti šķīst ūdenī.

Fluorūdeņradi lieto fluora un fluorīdu iegūšanai, kā arī fluoru saturošu organisko vielu sintēzei.

Kalcija fluorīdu CaF<sub>2</sub> un kriolītu Na<sub>3</sub>[AlF<sub>6</sub>] izmanto par kušņiem metalurģijā. NaF un Na<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] ir toksiski, tos lieto koksnes konservēšanai un kaitēkļu iznīcināšanai.

Skābekļa fluorīdi OF<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>F<sub>2</sub>, O<sub>4</sub>F<sub>2</sub> ir vienīgie savienojumi, kuros skābeklim ir pozitīva oksidēšanas pakāpe – <sup>+2-1</sup>OF<sub>2</sub>, tāpēc šīs vielas par oksīdiem nesauc. Skābekļa fluorīdi ir ļoti nestabili.

Halogēnfluorīdi, piemēram, ClF un ClF<sub>3</sub> ir spēcīgi oksidētāji – tajos sadeg pat volframs.

Plašas izmantošanas iespējas ir fluoru saturošajiem organiskajiem savienojumiem, piemēram, fluoroplastam jeb teflonam (—CF<sub>2</sub>—CF<sub>2</sub>—)<sub>n</sub>; freonam CCl<sub>2</sub>F<sub>2</sub> (saldēšanas iekārtās), ftorotānam CF<sub>3</sub>CHBrCl (efektīvs anestēzijas līdzeklis).

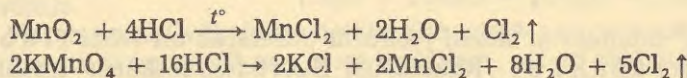
Dzīvajiem organismiem fluors nepieciešams kā mikroelements. Fluora daudzums organismā galvenokārt atkarīgs no šī mikroelementa satura dzeramajā ūdenī. Visvairāk tā ir kaulos un zobos (0,1...0,3 g/kg). Cilvēkam diennaktī nepieciešams uzņemt 0,5...1,0 mg fluora. Relatīvi daudz fluora satur sīpoli un lēcas.

### 3.17.2. Hlors

Hloru Cl<sub>2</sub> pirmo reizi ieguva zviedru ķīmiķis K. V. Šēle 1771. gadā, karsējot sālsskābi kopā ar minerālu piroluzītu (MnO<sub>2</sub>). 1810. gadā angļu ķīmiķis H. Deivjs konstatēja, ka šī zaļgandzeltēnā gāze ir vienkārša viela, ko veido jauns ķīmiskais elements. H. Deivjs šo elementu nosauca par hloru (gr. *chlōros* – zaļgandzeltens).

**Atrašanās dabā.** Svarīgākie hloru saturošie minerāli ir halīts (akmensāls, vārāmais sāls) NaCl, silvīns KCl, silvīnīts NaCl·KCl, kainīts KCl·MgSO<sub>4</sub>·3H<sub>2</sub>O, karnalīts KCl·MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O.

**Iegūšana.** Hlora galvenā rūpnieciskā iegūšanas metode ir sārmu metālu hlorīdu elektrolīze. Laboratorijā hloru iegūst, iedarbojoties ar koncentrētu sālsskābi uz MnO<sub>2</sub> vai KMnO<sub>4</sub> (kālija permanganātu):

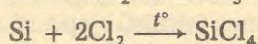
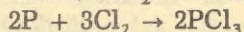
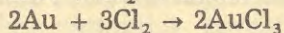
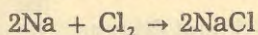


**Ipašības.** Hlors ir zaļgandzeltēna, smacējoša, indīga gāze, kas  $\approx 2,5$  reizes smagāka par gaisu, labi šķīst ūdenī

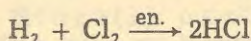
### 3. daļa

(230,0 cm<sup>3</sup>/100 g H<sub>2</sub>O 20 °C) un daļēji reaģē ar to. Hlora šķīdumu ūdenī sauc par hlorūdeni. 0 °C temperatūrā un ≈ 0,4 MPa spiedienā hlors pārvēršas oranždzeltenā šķīdumā.

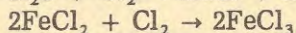
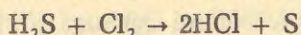
Hlors ir ķīmiski aktīvs nemetāls. Tas reaģē ar visiem metāliem un nemetāliem (izņemot O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, C), piemēram,



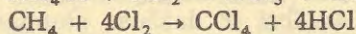
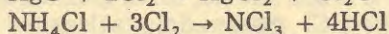
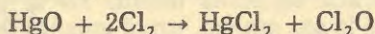
Hlora maisījums ar ūdeņradi dienas gaismā eksplodē:



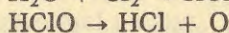
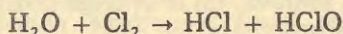
Hlors reaģē ar daudzām saliktām vielām, piemēram,



Hlora savienojumus ar skābekli, slāpekli un oglekli iegūst netiešā ceļā:



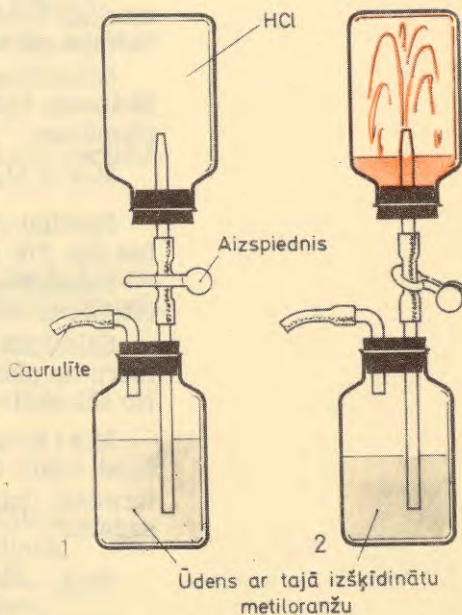
**Izmantošana.** Hlors ir svarīgs ķīmiskās rūpniecības produkts. To izmanto sālsskābes un nozīmīgu hloru saturošu savienojumu, piemēram, hlorkaļķu, herbicīdu, organisko šķīdinātāju, polimēru ražošanai, kā arī daudzu organisko vielu sintēzei. Hloru lieto kokvilnas audumu un papīra balināšanai, ūdens dezinficēšanai, jo hlora reakcijā ar ūdeni izdalās atomārais skābeklis, kas noārda krāsvielas un iznīcina bacīlus:



Rīgas dzeramā ūdens pirmreizējai hlorēšanai izmanto 5 g/m<sup>3</sup> Cl<sub>2</sub>, bet otrreizējai hlorēšanai – 2...3 g/m<sup>3</sup> Cl<sub>2</sub>.

**Hlora savienojumi.** Hlorūdeņradis HCl ir bezkrāsaina gāze ar asu smaku. Tas ir nedaudz smagāks par gaisu. HCl sašķīdinās –84,8 °C un sacietē –114,2 °C temperatūrā. Hlorūdeņradis ļoti labi šķīst ūdenī (4,43·10<sup>4</sup> cm<sup>3</sup>/100 g 20 °C) un veido stipru skābi, kuru sauc par sālsskābi. Gaisā tas "kūp", jo HCl mijiedarbībā ar ūdens tvaikiem rodas migla, kas sastāv no sīkiem sālsskābes pilieniņiem.

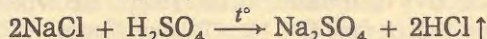
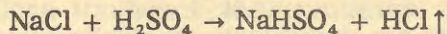
Kad sagatavota ierīce, atver aizspiediņi un pa caurulīti iepūš gaisu apakšējā traukā, lai nedaudz ūdens nonāktu augšējā traukā, kur tas saskaras ar hlorūdeņradi. Hlorūdeņradis šķīst, traukā veidojas retinājums, un ūdens strauji ieplūst augšējā traukā. Skābā vidē metiloranžs un viss šķīdums krāsojas sarkans.



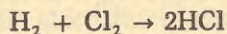
3.15. att. Hlorūdeņraža šķīdināšana ūdenī. Eksperiments «fontāns».

## 3. daļa

Laboratorijā hlorūdeņradi iegūst nātrija hlorīda reakcijā ar koncentrētu sērskābi:



Rūpniecībā hlorūdeņradi iegūst, sadedzinot ūdeņradi hlorā:

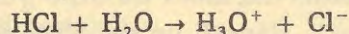


Hlorūdeņradi lieto sālsskābes ražošanai (sk. 544. lpp.).

Sauss hlorūdeņradis ir neaktīvs savienojums. Tas nereaģē ar metāliem, bet skābeklis to oksidē tikai katalizatora  $\text{CuCl}_2$  klātbūtnē:

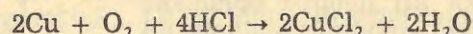


Mitra hlorūdeņraža aktivitāte ievērojami pieaug, jo tas disociē jonus un veido sālsskābi:



Sālsskābe ir hlorūdeņraža šķīdums ūdenī. Tā ir bez krāsas. Koncentrētai sālsskābei ir asa smaka, un tā gaisā "kūp". 20 °C temperatūrā maksimālā HCl masas daļa sālsskābē ir  $\approx 40\%$  ( $\rho = 1,198 \text{ g/cm}^3$ ). Sālsskābei ir dažādas standarta markas. Laboratorijās lieto sālsskābi, kas satur 35 ... 38 % HCl. Tehniskajā sālsskābē nedrīkst būt mazāk par 27,5 % HCl.

Sālsskābei piemīt visām skābēm raksturīgās īpašības. Skābekļa klātbūtnē tā reaģē arī ar mazāk aktīviem metāliem, piemēram,

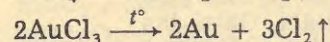
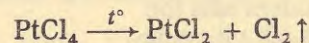


Spēcīgu oksidētāju klātbūtnē sālsskābei ir reducējošas īpašības (sk. 270. lpp.).

Sālsskābe ietilpst kuņģa sulas sastāvā, tai ir svarīga nozīme cilvēka un dzīvnieku gremošanas procesā.

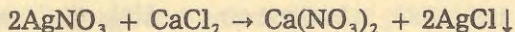
Sālsskābi lieto krāsvielu, ārstniecības vielu, dažādu polimēru un plastmasu rūpniecībā, kā arī metālu un ādu apstrādē. No sālsskābes iegūst dažādu metālu hlorīdus.

Metālu hlorīdi ir cietas kristāliskas vielas, kas labi šķīst ūdenī (izņemot  $\text{AgCl}$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{CuCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{TlCl}$ ). Tie ir termiski izturīgi savienojumi, taču daži no tiem karsējot sadalās:



*Sudraba(I) hlorīds*  $\text{AgCl}$  ūdenī praktiski nešķīst, tāpēc reakciju starp  $\text{Ag}^+$  un  $\text{Cl}^-$  joniem izmanto hlorīdjonu pierādīšanai.

Šajā reakcijā veidojas baltas, biežpienveida nogulsnes, kas nešķīst slāpekļskābē:

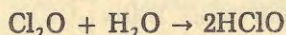


Hlorīdu lietošana ir aplūkota nodaļā par attiecīgo metālu sāļiem.

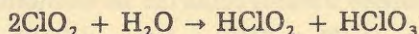
Ar nemetāliem (izņēmums ir ogleklis un ūdeņradis) hlors veido nestabilus savienojumus. Tā, piemēram,  $\text{PCl}_3$  viegli hidrolizējas (sk. 245. lpp.), bet hlora nitrīds  $\text{Cl}_3\text{N}$  ir tumšdzeltens šķidrums, kas no trieciēna eksplodē.

Hlora oksīdus var iegūt tikai netiešā ceļā (sk. 271. lpp.), un tie ir nestabili savienojumi.

Hlora(I) oksīds  $\text{Cl}_2\text{O}$  ir nestabila, indīga, dzeltenbrūna gāze ar hloram līdzīgu smaku. Ar ūdeni tas veido hlorpaskābi:

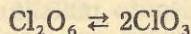


Hlora(IV) oksīds  $\text{ClO}_2$  ir oranždzeltēna, indīga, eksplozīva gāze ar asu smaku, kas maisījumā ar  $\text{CO}_2$  kļūst stabilāka. Ar ūdeni tas veido hlorpaskābi  $\text{HClO}_2$  un hlorskābi  $\text{HClO}_3$ :

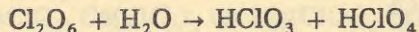


$\text{ClO}_2$  izmanto par balināšanas un dezinfekcijas līdzekli.

Hlora(VI) oksīds  $\text{Cl}_2\text{O}_6$  ir samērā stabils sarkanbrūns šķidrums. Tajā pastāv līdzsvars:

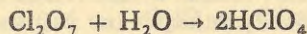


Hlora(VI) oksīds ar ūdeni veido *hlorskābi*  $\text{HClO}_3$  un *perhlorskābi*  $\text{HClO}_4$ :

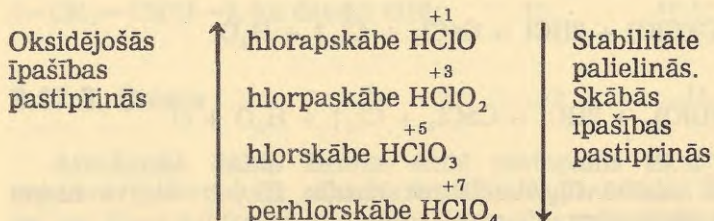


Hlora(VII) oksīds  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  ir eksplozīvs, bezkrāsains, eļļveida šķidrums, kura stabilitāte zemākās temperatūrās ievērojami pieaug.

Ar ūdeni  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  veido *perhlorskābi*  $\text{HClO}_4$ :



Skābekli saturošās hlora skābes ir šādas:



### 3. daļa

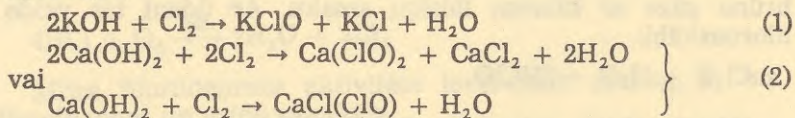
Šīs skābes ir nestabilas, tās ir oksidētāji un, izņemot perhlor-skābi, pastāv tikai ūdens šķīdumos.

Perhlorskābe  $\text{HClO}_4$  ir bezkrāsains, kustīgs šķidrums, kas gaisā kūp. Tā ir visstiprākā skābekli saturošā skābe. Tīrā veidā  $\text{HClO}_4$  ir eksplozīva, taču tās ūdens šķīdumi ir stabili.

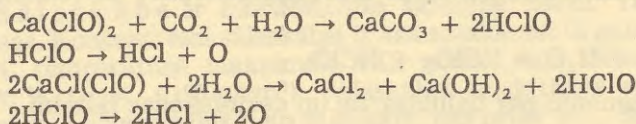
Skābekli saturošās hlora skābes iegūst no to sāļiem vai arī šai nolūkā izmanto īpašas metodes. Nestabilā hlorap-skābe  $\text{HClO}$  veidojas hlora reakcijā ar ūdeni (sk. 271. lpp.).

Skābekli saturošo hlora skābju sāļi ir stabilāki nekā pašas skābes, taču arī tie ir spēcīgi oksidētāji.

Hlorap-skābes  $\text{HClO}$  sāļi – hipohlorīti veidojas hlora reakcijās ar sārmjiem vai to ūdens šķīdumiem parastajos apstākļos:



Hipohlorītiem ir spēcīgas oksidējošas īpašības, jo gaisa mitruma un  $\text{CO}_2$  klātbūtnē tie izdala atomāro skābekli:

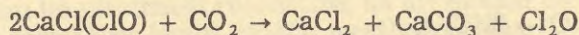


Reakcijā (1) iegūto šķīdumu sauc par Žavelas ūdeni, un to izmanto audumu balināšanai. Reakcijā (2) iegūto maisījumu sauc par hlorkaļķiem, kurus izmanto audumu un papīra balināšanai, kā arī dezinfekcijai.

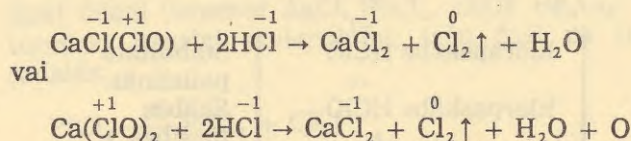
Hlorkaļķos kalcijs jonam pretjoni ir hipohlorītjoni un hlo-

rīdjoni:  $\text{CaCl}(\overset{\text{Cl}}{\text{O}})$  jeb  $\text{Ca}-\overset{\text{Cl}}{\text{O}}-\text{Cl}$ .

Hlorkaļķiem ir raksturīga, hloram līdzīga smaka. Patiesībā šo smaku rada  $\text{Cl}_2\text{O}$ , kurš nelielos daudzumos izdalās  $\text{CO}_2$  iedarbības rezultātā:



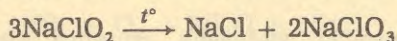
Hlorkaļķu reakcijā ar sālsskābi izdalās hlors:



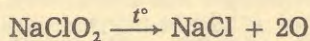
Pēc izdalītā  $\text{Cl}_2$  daudzuma nosaka  $\overset{+1}{\text{Cl}}$  jeb "aktīvā hlora" saturu hlorkaļķos.

Aprēķiniet "aktīvā hlora" saturu masas daļās (%) šādos audumu balinātājos: 1) hlorkaļķos  $3\text{CaCl}(\text{ClO}) \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , 2) kalcijs hipohlorītā  $\text{Ca}(\text{ClO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  un 3) nātrija hipohlorītā  $\text{NaClO} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . (20,9 %; 36 %; 21,6 %.)

Hlorpaskābes  $\text{HClO}_2$  sāļi ir hlorīti. Tie ir ļoti nestabilas baltas, kristāliskas vielas, kuras iegūst netiešā ceļā. Hlorīti karsējot sadalās un no uzsitiena eksplodē:

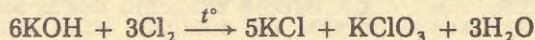


vai



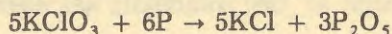
Nātrija hlorīta ūdens šķīdums nav eksplozīvs, un to lieto audumu un papīra balināšanai.

Hlorskābes  $\text{HClO}_3$  sāļus sauc par hlorātiem. Tie ir baltas, kristāliskas vielas. Nozīmīgākais ir kālija hlorāts  $\text{KClO}_3$  (Bertolē sāls), kuru iegūst, ievadot hloru karstā  $\text{KOH}$  šķīdumā:

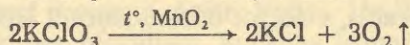
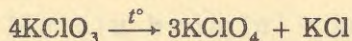


$\text{KClO}_3$  slikti šķīst ūdenī (7,3 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$  20 °C), tāpēc to viegli atdalīt, šķīdumu atdzesējot. Rūpniecībā kālija hlorātu iegūst kālija hlorīda šķīduma elektrolīzes procesā.

Hlorātu oksidējošās īpašības ūdens šķīdumos ir vāji izteiktas, tās izpaužas cietu vielu maisījumos ar spēcīgiem reducētājiem (P, S, C) paaugstinātā temperatūrā. Bertolē sāls maisījums ar sarkano fosforu eksplodē pat no uzsitiena:



Karsējot tīrus hlorātus, iegūst perhlorātus, bet katalizatoru klātbūtnē tie izdala skābekli:



Kālija hlorātu lieto sērskābes rūpniecībā un pirotehnikā.  $\text{NaClO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$  un  $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$  izmanto nezāļu apkarošanai.

Perhlorpaskābes  $\text{HClO}_4$  sāļi – perhlorāti labi šķīst ūdenī (izņēmums  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{RbClO}_4$ ,  $\text{CsClO}_4$ ). Perhlorātiem ir vāji izteiktas oksidējošās īpašības.  $\text{KClO}_4$  un  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$  lieto sprāgstvielu rūpniecībā.  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$  lieto par ūdensatņēmēju vielu, jo tas aktīvi saista ūdeni, veidojot heksahidrātu, kuru 240 °C temperatūrā vai vakuumā iespējams atjaunot par bezūdens sāli.

Plaši pazīstami hloru saturošie organiskie savienojumi ir hloroforms  $\text{CHCl}_3$ , dihlorētāns  $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ , polivinilhlorīds ( $-\text{CH}_2-\text{CHCl}-$ )<sub>n</sub> un daudzi citi.

### 3.17.3. Broms

Atrašanās dabā. Broms dabā sastopams tikai savienojumos, galvenokārt sāļu  $\text{NaBr}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{MgBr}$  veidā. Šie sāļi ietilpst hloru saturošos minerālos. Bromīdus satur jūras ūdens,

## 3. daļa

Bromu Br<sub>2</sub> atklāja A. Z. Balārs 1826. gadā, ievadot hloru jūras aļģu pelnu ūdens izvilkumā. Maisījumu viņš ekstrahēja ar ēteri un pēc atdestilēšanas ieguva tumši brūnu šķidrums ar asu smaku. Balārs konstatēja, ka broms ir hloram un jodam līdzīgs elements.

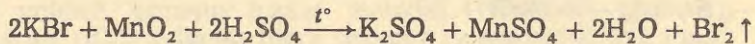
Broma nosaukums ir atvasināts no grieķu vārda *brōmos* – smirdoņa, smaka.

A. Ž. Balārs (1802–1876) bija franču farmaceits un ķīmiķis. Viņš strādāja par ķīmijas profesoru Sorbonnas universitātē un pirmais ieguva AgBr, HClO, Cl<sub>2</sub>O.

dažu ezeru (Saki ezers Krimā) un apakšzemes urbumu ūdeņi. Broma savienojumi koncentrējas daudzos jūras augos.

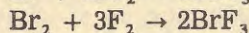
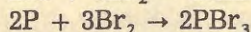
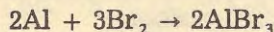
**Iegūšana.** Rūpniecībā bromu iegūst no koncentrēta KBr šķīduma, ievadot tajā hloru.

Broma iegūšanai laboratorijā visbiežāk izmanto šādu ķīmisku reakciju:

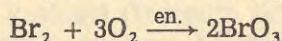
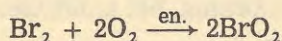


**Īpašības.** Broms ir tumši sarkanbrūns, smags, taču ļoti kustīgs un gaistošs šķidrums, kas veido kodīgus sarkanbrūnus tvaikus. Broms samērā labi šķīst ūdenī (3,6 g/100 g H<sub>2</sub>O 20 °C) un daļēji reaģē ar to. Taču vēl labāk tas šķīst organiskajos šķīdinātājos (benzolā, ēterī u. c.). Broma šķīdumu ūdenī sauc par *bromūdeni*.

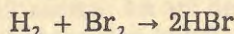
Broms reaģē ar metāliem un daudziem nemetāliem, piemēram,



Spēcīgā elektriskā laukā un temperatūras intervālā no –10...20 °C broma tvaiki reaģē ar tīru skābekli, kas ņemts pārkūmā:

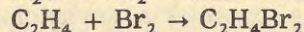
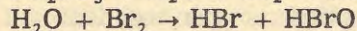
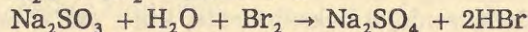
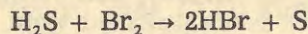


Broma tvaikos deg ūdeņradis, veidojot bromūdeņradi HBr:



Broms nereaģē ar slāpekli un oglekli, taču šo elementu savienojumus var iegūt netiešā ceļā.

Broms kā oksidētājs reaģē ar daudzām saliktām vielām, piemēram,

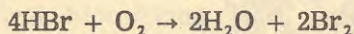


**Izmantošana.** Broms nepieciešams dažādu broma savienojumu iegūšanai, kā arī organisko savienojumu sintēzē, dažādu ārstniecības vielu un krāsvielu ražošanā.

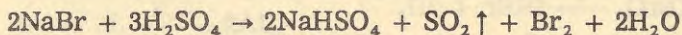
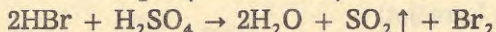
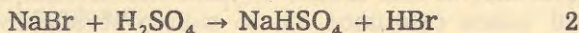
**Broma savienojumi.** Bromūdeņradis HBr ir bezkrāsaina gāze ar asu smaku. Tas ļoti labi šķīst ūdenī (5,48·10<sup>4</sup> cm<sup>3</sup>/100 g H<sub>2</sub>O 20 °C), veidojot stipru skābi – bromūdeņražskābi. Maksimālā HBr masas daļa šajā skābē 20 °C temperatūrā ir ≈ 66 %. HBr līdzīgi HCl gaisā "kūp".

## 3. daļa

$\text{Br}^-$  joni oksidējas vieglāk par  $\text{Cl}^-$  joniem, tāpēc  $\text{HBr}$  un bromūdeņražskābi lēni oksidē pat gaisa skābeklis, izdalot bromu:

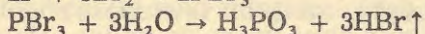
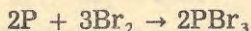


Bromūdeņraža iegūšanai nevar izmantot bromīdu reakciju ar koncentrētu sērskābi, jo tā oksidē  $\text{HBr}$  par  $\text{Br}_2$  un veido  $\text{SO}_2$ :

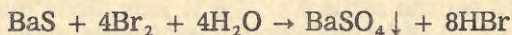


Šo reakciju mēdz izmantot  $\text{Br}^-$  jonu pierādīšanai, jo šķīdums kļūst dzeltens un izdalās dzeltenbrūni broma tvaiki. Ūdens šķīdumos  $\text{Br}^-$  jonus pierāda ar  $\text{AgNO}_3$  šķīdumu. Šajā reakcijā veidojas iedzeltenas  $\text{AgBr}$  nogulsnes, kas nešķīst slāpekļskābē.

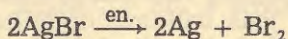
Laboratorijā bromūdeņradi iegūst, hidrolizējot fosfora(III) bromīdu, kurš savukārt rodas sarkanā fosfora reakcijā ar bromu:



Bromūdeņražskābi iegūst šādā reakcijā:

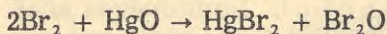


Metālu bromīdi ir kristāliskas vielas, kas labi šķīst ūdenī (izņemot  $\text{AgBr}$ ,  $\text{PbBr}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Br}_2$ ,  $\text{Cu}_2\text{Br}_2$ ). Tie ir nestabīlāki par hlorīdiem. Sudraba bromīds  $\text{AgBr}$  gaismas iedarbībā sadalās:



Šo īpašību izmanto fotogrāfijā. Bromīdus ( $\text{KBr}$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{NH}_4\text{Br}$ ) lieto medicīnā kā nomierinošus līdzekļus. Tos izmanto arī par reducētājiem analītiskajā ķīmijā.

Broma oksīdi  $\text{Br}_2\text{O}$ ,  $\text{BrO}_2$  un  $\text{BrO}_3$  ir kristāliskas vielas, kas stabilas tikai zemās temperatūrās (attiecīgi  $-40^\circ\text{C}$ ,  $-3^\circ\text{C}$ ,  $-70^\circ\text{C}$ ).  $\text{Br}_2\text{O}$  iegūst broma reakcijā ar dzīvsudraba(II) oksīdu:



Par  $\text{BrO}_2$  un  $\text{BrO}_3$  iegūšanu sk. iepriekš.

Broms veido šādas skābekli saturošas skābes un tām atbilstošus sāļus:

bromapaskābi  $\text{HBrO}$ , sāļus hipobromītus;

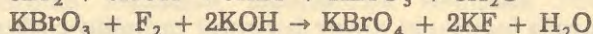
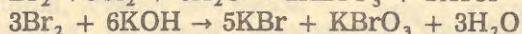
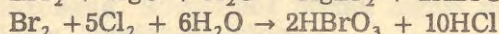
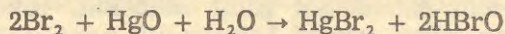
bromskābi  $\text{HBrO}_3$ , sāļus bromātus;

perbromskābi  $\text{HBrO}_4$ , sāļus perbromātus.

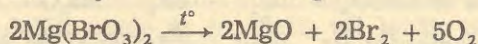
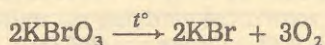
Aprēķiniet, kura metāla bromīda relatīvā molekulmasa ir 2 reizes lielāka par šī paša metāla hlorīda relatīvo molekulmasu?

## 3. daļa

Šo savienojumu iegūšanai izmanto īpašas metodes, piemēram,



Skābekli saturošās broms skābes ir nestabili savienojumi un pastāv tikai ūdens šķīdumos, no to sāļiem stabilākie ir bromāti, kas sadalās karsējot:



Bromātu oksidējošās īpašības izmanto analītiskajā ķīmijā (bromatometrijā).

Plaši pazīstami bromu saturošie organiskie savienojumi.

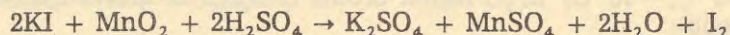
### 3.17.4. Jods

Jodu pirmo reizi ieguva franču ķīmiķis B. Kurtuā 1811. gadā, aplejot ar koncentrētu sērskābi jūras augu pelnus. Elementa nosaukums ir atvasināts no grieķu valodas vārda *iōdēs* – violets, jo joda tvaiki ir violeti.

Atrašanās dabā. Jods dabā sastopams tikai savienojumos, galvenokārt jodīdos. Tos satur jūras ūdens un naftas urbumu ūdeņi. Joda savienojumi koncentrējas jūras augos, piemēram, laminārijās. Šo augu sausna satur 0,1...0,6 % joda. Joda minerāli lautarīts un dītceīts, kuri satur kalcija jodātu  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ , sastopami reti (Čīlē).

Izšķiroša nozīme jodam ir cilvēka dzīvības procesos. Cilvēka organismā ir 20...30 mg joda, no kura  $\approx 15$  mg koncentrēti vairogdziedzerī. Šis dziedzeris izstrādā hormonu tiroksīnu, kurā joda masas daļa ir  $\approx 65$  %. Tiroksīna veidošanās traucējumi bērībā izsauc kretinismu, bet joda trūkums organismā rada vairogdziedzera palielināšanos (kākšli). Cilvēkam nepieciešamā joda diennakts deva, kas jāuzņem ar uzturu un ūdeni, ir 0,1...0,2 mg.

Iegūšana. Rūpniecībā jodu iegūst galvenokārt no naftas urbumu ūdeņiem, tos koncentrējot un apstrādājot ar hloru vai citiem oksidētājiem:



Izdalījušos jodu attīra sublimējot.

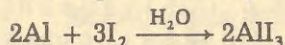
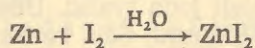
Īpašības. Jods ir tumšpelēka, kristāliska viela ar metālisku spīdumu un asu smaku. Lēni karsēts, tas nekūst, bet pārvēršas violetos, kodīgos tvaikos (sublimējas, t. i., tiek apieta šķidrā fāzē). Ja joda tvaikus atdzesē, tie kristalizējas. Joda tvaikus, kā arī joda kristālrežģi veido  $\text{I}_2$  molekulas.

Jods slikti šķīst ūdenī (0,03 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$  20 °C), tā šķīdību ievērojami palielina niecīgs kālija jodīda piemaisījums, jo KI ar

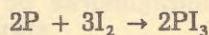
I<sub>2</sub> veido kompleksu savienojumu K[I·I<sub>2</sub>] jeb KI<sub>3</sub>. Kompleksais jons [I·I<sub>2</sub>]<sup>-</sup> šķīdumu krāso brūnu.

Jods labi šķīst organiskajos šķīdinātājos – benzolā, etilspirtā, hloroformā, ēterī. Joda šķīdumu ūdenī sauc par jodūdeni, bet 5...10 % joda šķīdums etilspirtā ir joda tinktūra, ko lieto medicīnā kā antiseptisku līdzekli.

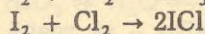
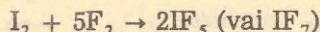
Jods reaģē ar metāliem. Daudzas no šīm reakcijām katalizē ūdens, piemēram,



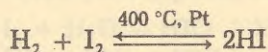
Ar nemetāliem jods reaģē dažādos apstākļos. Baltais fosfors, kas novietots uz joda kristāliņiem, uzliesmo:



Fluora atmosfērā jods aizdegas, bet tā reakcija ar hloru ir mazāk aktīva:

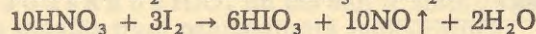
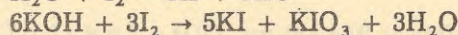
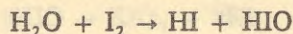


Joda reakcija ar ūdeņradi ir apgriezeniska:



Jods nereaģē ar oglekli, slāpekli, skābekli, sēru un selēnu, šo elementu savienojumus ar jodu iegūst netiešā ceļā.

Jods reaģē ar daudzām saliktām vielām, piemēram,



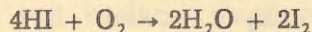
konc.

Joda klātbūtni pierāda ar cietes šķīdumu (rodas zils krāsojums).

**Izmantošana.** Jodu lieto joda savienojumu iegūšanai. Visvairāk to izmanto ārstniecības vielu ražošanai. Radioaktīvā joda izotopu <sup>131</sup>I lieto dažādu slimību diagnosticēšanā, vairogdziedzera un arterosklerozes ārstēšanā.

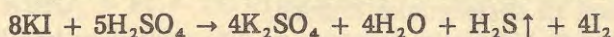
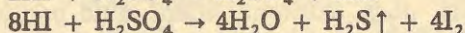
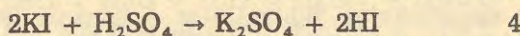
**Joda savienojumi.** Jodūdeņradis HI ir bezkrāsaina gāze ar asu smaku, tas labi šķīst ūdenī (4,25·10<sup>-4</sup> cm<sup>3</sup>/100 g H<sub>2</sub>O 10 °C) un veido visstiprāko halogēnuūdeņražskābi – jodūdeņražskābi. Šķīdumā maksimālā HI masas daļa 10 °C temperatūrā ir ≈ 70 %. HI līdzīgi HBr un HCl gaisā "kūp".

I<sup>-</sup> joni oksidējas vieglāk par Cl<sup>-</sup> un Br<sup>-</sup> joniem, tāpēc HI un jodūdeņražskābi oksidē pat gaisa skābeklis, izdalot brīvu jodu:



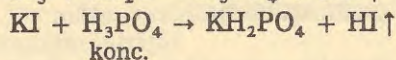
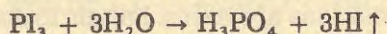
### 3. daļa

Jodūdeņraža iegūšanai nevar izmantot jodīdu reakciju ar koncentrētu sērskābi, jo tā oksidē radušos HI, izdalot  $H_2S$  un  $I_2$ :

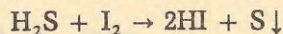


Šo reakciju mēdz izmantot  $I^-$  jonu pierādīšanai. Iegūtais šķīdums ir tumši brūns, un izdalās violeti joda tvaiki. Ūdens šķīdumos  $I^-$  jonus pierāda ar  $AgNO_3$  šķīdumu. Šajā reakcijā veidojas dzeltenas nogulsnes, kas nešķīst slāpekļskābē.

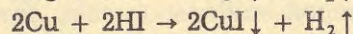
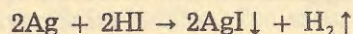
Laboratorijā jodūdeņradi visērtāk iegūt šādās reakcijās:



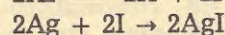
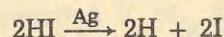
Jodūdeņražskābes iegūšanai lieto arī joda suspensiju ūdenī, kurā ievada sērūdeņradi:



Jodūdeņražskābei piemīt specifiska īpašība – tā reagē ar mazaktīvajiem metāliem – varu un sudrabu, izdalot ūdeņradi:

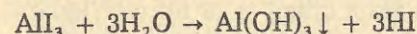


Šo parādību izraisa  $AgI$  un  $CuI$  mazā šķīdība. Tāpēc ķīmiskais līdzsvars novirzās pa labi. Iespējams, ka  $HI$  nestabilitātes dēļ šo reakciju norise ir šāda:

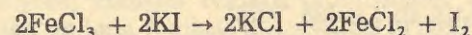


Jodīdi ir kristāliskas vielas, vairums no tiem labi šķīst ūdenī. Praktiski nešķīstošajiem metālu jodīdiem mēdz būt raksturīga krāsa, piemēram,  $AgI$  ir dzeltens,  $CuI$  – balts,  $PbI_2$  – zeltaini dzeltens,  $HgI_2$  – sarkans,  $Hg_2I_2$  – zaļš,  $TlI$  – dzeltenbalts,  $SbI_3$  – rubīnsarkans.

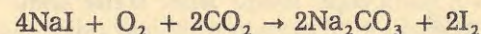
Jodīdi, izņemot sārmu metālu un sārmzemju metālu jodīdus, ūdens šķīdumos hidrolizējas. Dažkārt šie procesi ir neapgrīzeniski.



Jodīdi ir spēcīgi reducētāji, piemēram,



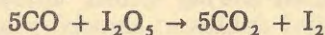
Tos pakāpeniski oksidē gaisa skābeklis, izdalot brīvu jodu:



Kāpēc jodūdeņražskābe pēc ilgāka laika kļūst tumšāka? To var novērst, ja skābei pievieno nedaudz sarkanā fosfora. Ar ko tas izskaidrojams? Uzrakstiet atbilstošus reakciju vienādojumus!

Jodīdus lieto medicīnā, analītiskajā ķīmijā, organisko vielu sintēzē u. c.

Pazīstamākais no joda oksīdiem ir joda(V) oksīds  $I_2O_5$ . Tā ir balta, kristāliska viela, kas  $300\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā sadalās.  $I_2O_5$  lieto CO noteikšanai:



Jods veido skābekli saturošas skābes un tām atbilstošus sāļus:

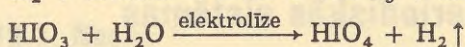
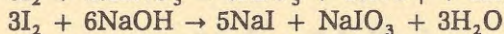
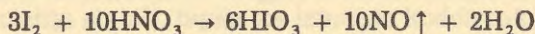
jodapskābi HIO, sāļus hipojodītus

jodskābi  $\text{HIO}_3$ , sāļus jodātus

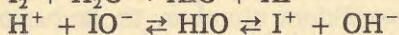
perjodskābi  $\text{HIO}_4$ , sāļus perjodātus

ortoperjodskābi  $\text{H}_5\text{IO}_6$ , sāļus ortoperjodātus

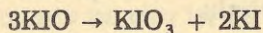
Šo savienojumu iegūšanai izmanto īpašas metodes, piemēram,



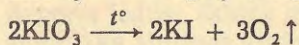
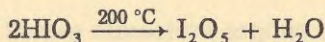
Jodapskābe HIO veidojas jodūdenī, tā ir nestabils un amfotērs savienojums, kas pastāv tikai ūdens šķīdumā:



Arī hipojodīti ir nestabili, tie sadalās (disproporcionējas) pat pazeminātā temperatūrā:

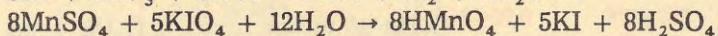
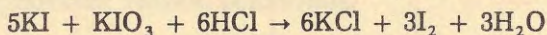


Jodskābe  $\text{HIO}_3$  un tās sāļi ir stabilas kristāliskas vielas, kas sadalās tikai paaugstinātā temperatūrā:



Perjodskābe  $\text{HIO}_4$  no ūdens šķīduma izdalās bezkrāsaina kristālhidrāta  $\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  veidā.  $\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  jāuzskata par piecvērtīgu skābi  $\text{H}_5\text{IO}_6$  (ortojodskābe), jo tās molekulās visi pieci ūdeņraža atomi var aizvietoties ar metāliem, veidojot sāļus.

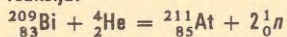
Skābekli saturošās jodskābes un to sāļus izmanto par oksidētājiem dažādās sintēzēs un ķīmiskajā analizē.



Jods veido arī joda(III) sāļus, kuros tam izpaužas vāji izteiktas metāliskas īpašības, piemēram, joda(III)

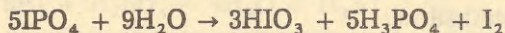
## 3. daļa

Astatu tā izotopa  $^{211}\text{At}$  veidā pirmo reizi ieguva D. Korsons, K. Mak-Kenzi un E. Segrē (ASV) 1940. gadā šādā kodolreakcijā:



Tā kā visi astata izotopi ir radioaktīvi un ar īsu sabrukšanas pusperiodu, Segrē 1947. gadā šo elementu nosauca par *astatu* (gr. *astatos* – nenoturīgs, nestabils).

ortofosfāts  $\text{IPO}_4$ , joda(III) nitrāts  $\text{I}(\text{NO}_3)_3$  u. c. Joda(III) sāļi ir dzeltenas, kristāliskas vielas, kas pastāv tikai zemās temperatūrās ( $t^\circ < 0^\circ\text{C}$ ), mitrumā hidrolizējas un vienlaikus disproporcionējas:



### 3.17.5. Astats

Astatā apvienotas nemetālu un metālu īpašības. Pēc ķīmiskajām īpašībām tas visvairāk līdzīgs jodam un polonijam, taču nestabilitātes dēļ ne astatu, ne tā savienojumus nav iespējams izmantot.

## 3.18. Elementu periodiskās sistēmas VIIIA (18.) grupa

VIIIA grupas elementu veidotās vienkāršās vielas sauc par cēlgāzēm. Tās sastāv no atsevišķiem atomiem un ir bezkrāsainas gāzes ar ļoti zemu ķīmisko aktivitāti. Agrāk tās sauca arī par inertajām gāzēm. Taču izrādījās, ka kriptonu un ksenonu tomēr ir reaģētspējīgas vielas.

Par cēlgāzu izplatību gaisā sk. 3.4. tabulu.

3.16. tabula

### VIIIA (18.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementa      |           |         |                                 | Vienkāršo vielu          |                                 |                                  | Salikto vielu sastāvā       |
|---------------|-----------|---------|---------------------------------|--------------------------|---------------------------------|----------------------------------|-----------------------------|
| kārtas skaits | nosaukums | simbols | relatīvā atommasa               | blīvums, $\text{g/cm}^3$ | kušanas temp., $^\circ\text{C}$ | viršanas temp., $^\circ\text{C}$ | oksidēšanas pakāpe          |
| 2             | Hēlijs    | He      | 4,002602                        | $1,78 \cdot 10^{-4}$     | -272,6<br>(2,6 MPa)             | -268,9                           |                             |
| 10            | Neons     | Ne      | 20,1797                         | $9,00 \cdot 10^{-4}$     | -248,6                          | -245,9                           |                             |
| 18            | Argons    | Ar      | 39,984                          | $1,78 \cdot 10^{-3}$     | -189,3                          | -185,9                           |                             |
| 36            | Kriptons  | Kr      | 83,80                           | $3,74 \cdot 10^{-3}$     | -157,1                          | -153,2                           | + II, + IV                  |
| 54            | Ksenons   | Xe      | 131,29                          | $5,85 \cdot 10^{-3}$     | -111,8                          | -108,1                           | + II, + IV,<br>+ VI, + VIII |
| 86            | Radons    | Rn      | 222,0176<br>stabilākais izotops | $9,96 \cdot 10^{-3}$     | -71,0                           | -63,0                            |                             |

### 3.18.1. Hēlijs

Pēc ūdenraža hēlijs ir kosmosā visvairāk izplatītais elements. Tas izskaidrojams ar kodoltermisku reakciju norisi, kuras ir Saules un zvaigžņu enerģijas avots un kuru produkts ir hēlijs. Zemes garozā hēlijs uzkrājas radioaktīvo elementu  $\alpha$  sabrukšanas rezultātā. Izšķīdušā veidā tas atrodas arī minerālos un metālu tīrradņos.

Rūpniecībā hēliju iegūst galvenokārt no dabasgāzes, to stipri atdzesējot.

Hēlija šķīdība ūdenī un citos šķīdinātajos ir zemāka nekā citām gāzēm.

Hēliju izmanto inertas atmosfēras radīšanai, pārtikas produktu konservēšanai. Šķidru hēliju lieto laboratorijās zemu temperatūru fizikā. To izmanto arī gaisa balonu pildīšanai un elpošanas ierīcēs (kopā ar skābekli), kuras paredzētas darbiem dziļi zemē, ūdenī un augstu kalnos. Hēlija kodoli ( $\alpha$  daļiņas) ir ārkārtīgi stabili, tāpēc tos izmanto kodolreakcijās.

### 3.18.2. Neons

Neonu kopā ar hēliju iegūst kā blakusproduktu šķidra gaisa frakcionēšanas procesā. Gāzes atdala, izmantojot adsorbciju, jo hēlijam piemīt spēja adsorbēties uz ogles. Izmanto arī kondensācijas metodi.

Neonu lieto luminiscences spuldžu pildīšanai ( $N_2$ , He un  $\approx 40\%$  Ne). Tās izstaro oranžsarkanu gaismu (reklāmām un signalizācijai). Neonu lieto arī sprieguma stabilizatoru, fotoelementu un citu ierīču pildīšanai.

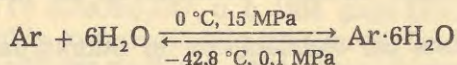
### 3.18.3. Argons

Zemes atmosfērā argons ir izplatītākā cēlgāze.

Argonu iegūst šķidra gaisa frakcionēšanas procesā, kā arī no amonjaka sintēzes atgāzēm.

Argonu galvenokārt lieto inertas atmosfēras radīšanai dažādos ķīmiskos, metalurģiskos un metināšanas (Al, Mg) procesos, kā arī kvēlspuldzēs ( $N_2$ ,  $\approx 15\%$  Ar) un citās elektriskās ierīcēs. Luminiscences spuldzes, kas pildītas ar argonu, izstaro zilganu gaismu.

Argons veido molekulārus ieslēguma savienojumus, t. s. klatrātus ar  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $CO_2$ , HCl un ar vairākām organiskām vielām, piemēram,



Parastos apstākļos šie savienojumi neeksistē.

## 3. daļa

Hēliju (gr. *hēlios* – Saule) 1868. gadā atklāja astronomi P. Žansens (Francija) un D. Lokjērs (Anglija), pētot Saules spektru. Pēc 27 gadiem – 1895. gadā angļu zinātnieks V. Remzijs (Ramzajs) pierādīja, ka hēlijs atrodas arī uz Zemes – urānu saturošos minerālos.

V. Remzijs (1852–1916) bija angļu ķīmiķis. No 1880. gada viņš strādāja par ķīmijas profesoru Bristoles universitātē, no 1887. gada – Londonā. Remzijs pētīja piridīna bāzes un cēlgāzes. Atklājis argonu (kopā ar Dž. V. Releju), ksenonu (kopā ar M. Treversu), kriptonu un neonu.

Neonu (gr. *neos* – jauns) 1898. gadā no sašķīdināta gaisa izdalīja V. Remzijs.

Argonu (gr. *argos* – kūtrs) 1894. gadā no gaisa izdalīja V. Remzijs un Dž. V. Relejs.

## 3. daļa

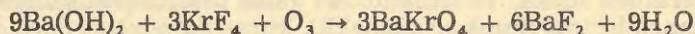
Kriptonu (gr. *kryptos* – apslēpts) 1898. gadā no gaisa izdalīja V. Remzijs.

### 3.18.4. Kriptons

Kriptonu iegūst sašķidrināta gaisa frakcionēšanas procesā.

Kriptonu izmanto kvēlspuldzēs, kur tas ievērojami palēnina kvēldiega metāla (sevišķi volframa) iztvaikošanu, tādējādi paildzinot spuldžu mūžu. Luminiscences spuldzes, kas pildītas ar kriptonu, izstaro baltu gaismu.

Elektriskajā laukā un  $-250\text{ }^{\circ}\text{C}$  temperatūrā kriptons savienojas ar fluoru, veidojot kriptona fluorīdus  $\text{KrF}_2$  un  $\text{KrF}_4$ . Tās ir bezkrāsainas, kristāliskas vielas, kas parastos apstākļos sadalās. Samērā stabils savienojums ir bārija kriptonāts  $\text{BaKrO}_4$ . Tas ir sāls, ko pazeminātā temperatūrā var iegūt šādā reakcijā:



### 3.18.5. Ksenons

Ksenonu (gr. *xenos* – svešs) 1898. gadā no sašķidrināta gaisa izdalīja V. Remzijs kopā ar M. Treversu.

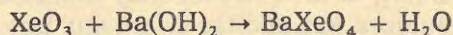
Rūpniecībā ksenonu iegūst šķidra gaisa frakcionēšanas procesā kā blakusproduktu.

Ksenons bija pirmā cēlgāze, kurai tika iegūts savienojums. 1961. gadā kanādiešu ķīmiķis N. Barlets no ksenona un platīna heksafluorīda  $\text{PtF}_6$  maisījuma ieguva bezkrāsainu, kristālisku vielu, kas bija ksenona heksafluorplatināts  $\text{Xe}[\text{PtF}_6]$ .

Ksenona oksidēšanas pakāpes savienojumos var būt +II, +IV, +VI, +VIII, piemēram,  $\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{XeF}_6$ ,  $\text{XeF}_8$ ,  $\text{XeO}_3$ ,  $\text{XeO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{XeO}_4$  (ksenonskābe),  $\text{BaXeO}_4$  (bārija ksenāts),  $\text{Ba}_2\text{XeO}_6$  (bārija perkksenāts).

Ksenona savienojumi visbiežāk ir kristāliskas vielas, retāk šķidrums ( $\text{XeOF}_4$ ) un gāzveida vielas ( $\text{XeO}_4$ ). Tie ir stabilāki par kriptona savienojumiem. Tā  $\text{XeF}_6$  ir noturīgs parastajā temperatūrā,  $\text{BaXeO}_4$  sāk sadalīties tikai  $130\text{ }^{\circ}\text{C}$  temperatūrā. Taču ksenona oksīdi  $\text{XeO}_3$  un  $\text{XeO}_4$  ir stabili zemās temperatūrās. Parastajos apstākļos tie sadalās un ir eksplozīvi.

Ksenona(VI) oksīdam  $\text{XeO}_3$  ir skābā oksīda īpašības:



$\text{BaXeO}_4$ , tāpat kā  $\text{BaSO}_4$ , ūdenī nešķīst.

Ksenonu izmanto luminiscences spuldzēs. Tās izstaro spilgtu gaismu, kuras spektrs tuvs saules gaismas spektram, tāpēc t. s. ksenona lampas izmanto prožektoros un kino-projektoros.

Ksenona fluorīdus lieto par oksidētājiem un fluorētājiem. Ksenona oksīdus paredzēts izmantot par sprāgstvielām, kuru eksplozijā nerodas cietas un kaitīgas vielas.

### 3.18.6. Radons

Radons ir ķīmiski inerta gāze. Salīdzinājumā ar citām cēlgāzēm tas labi šķīst organiskajos šķīdinātajos un ūdenī ( $22,4 \text{ cm}^3/100 \text{ g H}_2\text{O}$   $25 \text{ }^\circ\text{C}$ ), tāpēc radons necīgos daudzumos atrodas minerālūdeņu avotos, ezeros un dziedniecības dūņās. To satur arī gaiss, kas atrodas alās, dziļās ielejās un šahtās. Relatīvi daudz radona ir urāna šahtu gaisā.

Radonu iegūst atomreaktoros, kur tas rodas kodolreakciju procesos. Ar gaisa plūsmu to saista arī no radioaktīvajiem rādija sāļiem un pēc tam adsorbē ar sauso ledu ( $\text{CO}_2$ ) vai ogli.

Tehnikā radonu lieto kā iezīmētu atomu nesēju gāzes noplūdes konstatēšanai. Medicīnā izmanto radona ūdeņu un radona dūņu peldes, kas ārstē vielmaiņas, kustību aparāta, asinsrites, perifērās nervu sistēmas traucējumus.

## 3. daļa

Radonu 1902. gadā atklāja angļu zinātnieki E. Rezerfords un F. Sodijs. Rādija un torija radioaktīvās sabrukšanas produktos viņi konstatēja nepazīstamu gāzi, kas tumsā spīd. Izrādījās, ka šī gāze ir radioaktīva. E. Rezerfords to nosauca par rādija emanāciju (lat. *emanatio* – izplūšana). 1931. gadā šo elementu nolēma saukt par radonu, jo tas rodas, radioaktīvi sabrūkot rādijam.

### 3.19. Elementu periodiskās sistēmas IB (11.) grupa

3.17. tabula

#### IB (11.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementu           |           |         |                      | Vienkāršo vielu         |                               |                                 |                                  | Salikto vielu sastāvā |                                       |
|--------------------|-----------|---------|----------------------|-------------------------|-------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|-----------------------|---------------------------------------|
| kārtas<br>skaitlis | nosaukums | simbols | relatīvā<br>atommasa | atomu<br>rādiuss,<br>pm | blīvums,<br>g/cm <sup>3</sup> | kušanas<br>tempera-<br>tūra, °C | viršanas<br>tempera-<br>tūra, °C | oksidēšanas<br>pakāpe | jonu E <sup>+</sup><br>rādiuss,<br>pm |
| 29                 | Varš      | Cu      | 63,546               | 128                     | 8,96                          | 1083                            | 2595                             | +I, +II,<br>(+III)    | 96                                    |
| 47                 | Sudrabs   | Ag      | 107,8682             | 144                     | 10,50                         | 961,3                           | 2180                             | +I,<br>(+II, +III)    | 126                                   |
| 79                 | Zelts     | Au      | 196,9665             | 144                     | 19,30                         | 1064,7                          | 2707                             | +I, +III              | 137                                   |

#### 3.19.1. Varš

Atrašanās dabā. Pazīstamākie vara minerāli ir halkopirīts  $\text{CuFeS}_2$ , vara spīde  $\text{Cu}_2\text{S}$ , pusedārgakmens mala-hīts  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  u. c. 1835. gadā Urālos tika atrasts malahīta blukis, kura masa bija 250 tonnas. Sastopami arī vara tīrradņi, smagākais no tiem – 420 tonnas – atrasts 1857. gadā ASV.

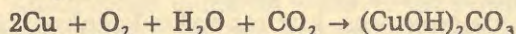
Par vara iegūšanu rūpniecībā sk. 540. lpp.

Varu sāka izmantot Mazāzijā aptuveni 7000 gadu p. m. ē. No rūdām to ieguva 3900 gadu p. m. ē. Eģiptē, 3500 gadu p. m. ē. Indijā, 2500 gadu p. m. ē. Viduseiropā, 2000 gadu p. m. ē. Ķīnā. Antīkajā Romā varu ievada galvenokārt no Kipras (gr. *Kypros*) salas. No tās nosaukuma radies arī vara nosaukums latīņu valodā – *cuprum*.

### 3. daļa

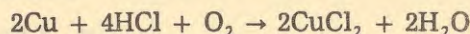
**Īpašības.** Varš ir sarkanīgs, smags, samērā mīksts un plastisks metāls, viens no labākajiem siltuma un elektrības vadītājiem.

Varš ir ķīmiski neaktīvs metāls. Ar gaisa skābekli tas sāk reaģēt 185 °C temperatūrā, veidojot CuO, bet augstākās temperatūrās rodas Cu<sub>2</sub>O. Mitrā gaisā uz vara un tā sakausējumu virsmas ar laiku veidojas zaļš bāziskā vara karbonāta apsūbējums:

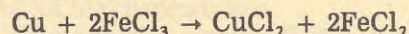


Parastajos apstākļos vara pulveris reaģē ar visiem halogēniem. Sakarsēts varš deg hlorā, kā arī sēra un fosfora tvaikos, veidojot attiecīgi CuCl<sub>2</sub>, Cu<sub>2</sub>S un vara fosfidus Cu<sub>3</sub>P, Cu<sub>3</sub>P<sub>2</sub>. Ar ūdeņradi, oglekli un slāpekli varš nereaģē.

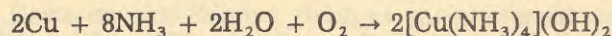
Skābekļa klātbūtnē varš mijiedarbojas ar skābju šķīdumiem:



Varš reaģē ar koncentrētu slāpekļskābi un sērskābi (sk. 241. un 263. lpp.), kā arī ar oksidējošu sāļu koncentrētiem šķīdumiem, piemēram:



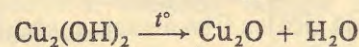
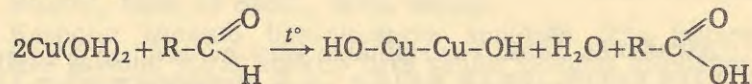
Ar sārmiem varš praktiski nereaģē, taču uz to iedarbojas amonjakūdens skābekļa klātbūtnē. Šajā reakcijā veidojas tetraamīnvara(II) hidroksīds:



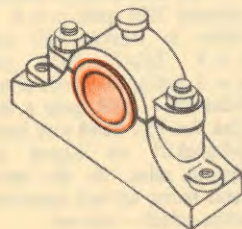
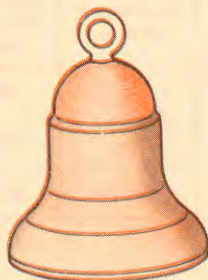
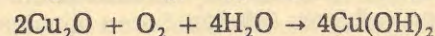
**Izmantošana.** Varu lieto elektrotehnikā, radiotehnikā, dažādu vara sakausējumu iegūšanā (sk. 3.3.4. paragrāfu), starp-pārklājumiem korozijaizsardzībā.

**Vara savienojumi.** Vara(I) oksīds Cu<sub>2</sub>O (sarkans pulveris) ir bāzisks oksīds, bet vara(II) oksīds CuO (melns pulveris) ir amfotērs savienojums, kam pārsvarā tomēr ir bāziskas īpašības. Analogas īpašības piemīt arī vara(I) hidroksīdam Cu<sub>2</sub>(OH)<sub>2</sub> (dzeltens) un vara(II) hidroksīdam Cu(OH)<sub>2</sub> (zils).

Cu<sub>2</sub>(OH)<sub>2</sub> un Cu<sub>2</sub>O iegūst, reducējot vara(II) hidroksīdu ar aldehīdiem:

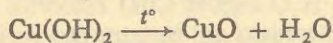
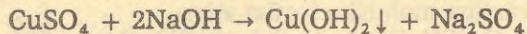


Cu<sub>2</sub>O un Cu<sub>2</sub>(OH)<sub>2</sub> viegli oksidējas, piemēram,



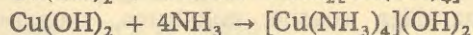
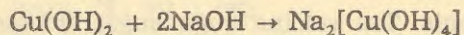
### 3. daļa

Cu(OH)<sub>2</sub> un CuO iegūst no vara(II) sāļiem:



Vara(II) hidroksīds ir nestabils savienojums, tas pēc ilgāka laika sadalās arī parastajos apstākļos.

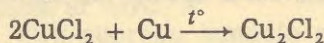
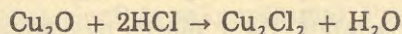
Cu(OH)<sub>2</sub> reaģē ar skābēm. Uz to iedarbojas arī stipri sārmu šķīdumi, veidojot kuprātus. Cu(OH)<sub>2</sub> šķīst amonjakūdenī – rodas tetraamīnvara(II) hidroksīds, kas šķīdumu krāso intensīvi zilā krāsā:



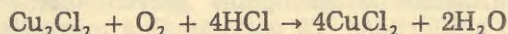
Cu<sub>2</sub>O lieto stikla un emaljas krāsošanai sarkanā krāsā, kā arī pusvadītāju tehnikā (kuproksa taisngrieži u. c.).

CuO lieto organisko vielu elementanalīzē oglekļa un ūdeņraža satura noteikšanai.

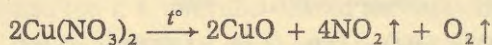
Vara(I) sāļi sastopami reti. Tos iegūst, izmantojot dažādas metodes, piemēram,



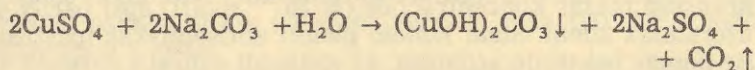
Cu<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> ir balta, kristāliska, ūdenī mazšķīstoša viela, kura, tāpat kā citi vara(I) sāļi, viegli oksidējas līdz vara(II) savienojumiem:



Vara(II) sāļi ir stabili savienojumi. Visvairāk izmanto vara(II) sulfāta kristālhidrātu CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O jeb vara vitriolu (sk. lpp.). Vara(II) hlorīda dihidrāts CuCl<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O ir tumšzaļa, kristāliska viela, tā koncentrētiem ūdens šķīdumiem ir zaļa krāsa, bet atšķaidīti šķīdumi ir gaiši zili. Vara(II) nitrāta trihidrātu Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>·3H<sub>2</sub>O iegūst vara reakcijā ar slāpekļskābi. Karsējot šīs vielas tumšzilos kristālus, tie zaudē ūdeni un pēc tam vara nitrāts sadalās:

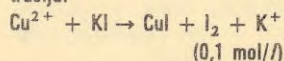


Bāziskais vara karbonāts (CuOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (dabā malahīts) ir smaragdzaļa, kristāliska viela, kas karsējot viegli sadalās (sk. 217. lpp.). Mākslīgi to iegūst šādā reakcijā:



(CuOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> lieto CuO un CuCl<sub>2</sub> iegūšanai, minerālkrāsu izgatavošanai, kā arī pirotehnikā. Malahītu lieto kā dekoratīvu

Kl šķīdumam pieļēja 25 ml CuCl<sub>2</sub> šķīduma. Izdalījās 0,3173 g joda. Pēc dotās shēmas uzrakstiet šīs reakcijas oksidēšanas-reducēšanas vienādojumu un aprēķiniet CuCl<sub>2</sub> molāro koncentrāciju!



## 3. daļa

materiālu arhitektūrā un dažādu dekoratīvu priekšmetu izgatavošanā. No mazvērtīga malahīta iegūst varu.

*Vara(II) acetātu*  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  iegūst  $\text{CuO}$  reakcijā ar etiķskābi. Dažādo zaļo un zilganzaļo toņu dēļ to izmanto krāsu rūpniecībā.

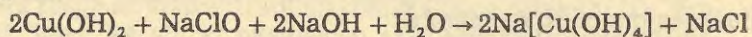
*Vara(II) acetātu – arsenītu*  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{Cu}_3(\text{AsO}_3)_2$  (*Parīzes zaļo*) lieto augu kaitēkļu iznīcināšanai.

*Visi vara savienojumi ir indīgi!*

$\text{Cu}^{2+}$  jonu pazīšanai izmanto bezkrāsainu liesmu. Paaugstinātā temperatūrā liesmā rodas vara atomi, kas izstaro zaļu gaismu.

Varš ir mikroelements. Tas veicina augu augšanu nelabvēlīgos apstākļos (mazražīga augsne, aukstums, sausums). Vara trūkums cilvēka un dzīvnieka organismā izraisa anēmiju un vielmaiņas traucējumus. Cilvēka organisms satur  $\approx 100$  mg vara.

Oksidējot vara(II) savienojumus ar spēcīgiem oksidētājiem, iegūst vara(III) savienojumus, piemēram, vara(III) hidroksokuprātu:



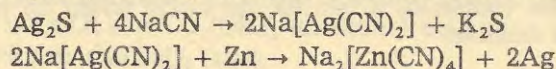
Vara(III) savienojumi ir nestabili. Tie ir spēcīgi oksidētāji.

### 3.19.2. Sudrabs

Arheoloģiskos izrakumos ir atrasti sudraba priekšmeti, kas izgatavoti 5000 gadu p.m.ē. Romas impērijas laikā sudrabu ieguva Spānijā. Pēc Amerikas atklāšanas daudz sudraba vietējiem iedzīvotājiem nolaupīja spēnu konkistadori tagadējo valsti Peru, Bolīvijas un Meksikas teritorijā. Sudraba nosaukums latīņu valodā ir *argentum* (latīņu valodā *argēs* nozīmē gaiši vizmojšs).

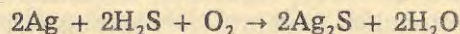
**Atrašanās dabā.** Sudrabs sastopams galvenokārt citu metālu (Pb, Cu, Zn) sulfidrūdās. Tā pazīstamākie minerāli ir argentīts  $\text{Ag}_2\text{S}$  un kerargīts  $\text{AgCl}$ . Ievērojamākās sudraba rūdu atradnes ir Meksikā, Peru, ASV, Vidusāzijā, Urālos, Altajā. Sastopami arī sudraba tīrradņi. Lielākais Ag tīrradnis, kura masa 1420 kg, ir atrasts Čīlē.

**Iegūšana.** Lai iegūtu tīru sudrabu, rūdas bagātina un apstrādā ar nātrija cianīda  $\text{NaCN}$  šķīdumu. Tādējādi rodas nātrija dicianoargentāts, no kura sudrabu izdala ar cinku:

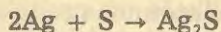


**Īpašības.** Sudrabs ir smags, mīksts un plastisks metāls ar spoži baltu spīdumu, tam piemīt visaugstākā siltumvadītspēja un elektrovadītspēja. Sudrabs ir cēlmetāls.

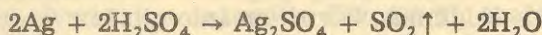
Ķīmiskā ziņā sudrabs ir neaktīvs metāls, taču tā joni ārkārtīgi mazās koncentrācijās ( $\approx 10^{-10}$  mol/l) spēj pāriet pat dzeramajā ūdenī. Šiem joniem piemīt antiseptiskas īpašības – tie nomāc baktēriju attīstību. Ar skābekli sudrabs nereaģē, bet gaisā esošā sērūdeņražā ietekmē apsūbē:



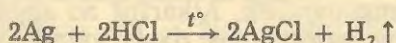
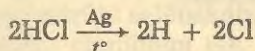
Ja sudrabu saberž kopā ar sēra gabaliņu, tas nomelnē:



Sudrabs reaģē ar koncentrētu slāpekļskābi (sk. 241. lpp.) un sērskābi:



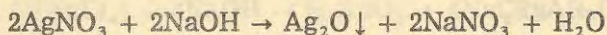
Sudrabs mijiedarbojas ar koncentrētu jodūdeņražskābi un bromūdeņražskābi (sk. 280. lpp.), bet, sakarsēts līdz kušanas temperatūrai, tas reaģē arī ar hlorūdeņradi:



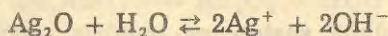
**Izmantošana.** Sudrabs ietilpst dažādos sakausējumos, no kuriem gatavo juvelierizstrādājumus, sadzīves priekšmetus, medaļas un monētas. Izplatītākie ir sudraba sakausējumi ar raudzi 800 un 875 (raudze ir dārgmetāla masas vienības 1000 masas vienībās sakausējuma). Pazīstamākie ir sudraba sakausējumi ar varu.

Tīru sudrabu izmanto elektrotehnikā, radiotehnikā, elektronikā un galvanoplastikā. Stiklu, kas pārklāts ar sudrabu, lieto spoguļu un termosu izgatavošanai.

**Sudraba savienojumi.** Sudraba(I) oksīds ir brūna, kristāliska viela, kuru iegūst sudraba nitrāta reakcijā ar sārmiem:

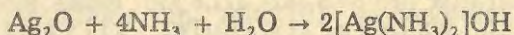


$\text{Ag}_2\text{O}$  veido ļoti vājas koncentrācijas šķīdumu, kuram ir sārmaina reakcija, jo šķīdumā atrodas sudraba(I) hidroksīds  $\text{AgOH}$ .



Tā ir samērā stipra bāze, tāpēc sudraba(I) sāļi nehidrolizējas.

$\text{Ag}_2\text{O}$  šķīst amonjakūdenī, veidojot diamīnsudraba(I) hidroksīdu jeb t. s. sudraba oksīda amonjakālo šķīdumu:



Sudraba(I) savienojumi viegli reducējas, izdalot sudrabu. Par reducētājiem lieto aldehīdus (formalīnu, glikozi). Pēc šādas metodes (izmantojot sudraba oksīda amonjakālo šķīdumu) ar sudrabu pārklāj stiklu (sudraba spoguļa reakcija).  $\text{Ag}_2\text{O}$  lieto organiskajā sintēzē.

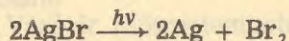
Sudraba(I) nitrātu  $\text{AgNO}_3$  iegūst sudraba reakcijā ar slāpekļskābi.  $\text{AgNO}_3$  bezkrāsainie kristāli ļoti labi šķīst ūdenī (227,9 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$  20 °C). Tāpēc to ir ērti lietot citu



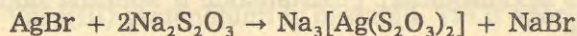
## 3. daļa

sudraba savienojumu iegūšanai, kā arī sudrabošanā un medicīnā. Sudraba nitrātam piemīt audus savelkoša un pretiekaisuma iedarbība. To izmanto arī čūlu un kārpu piederzināšanai (kārpju zīmuļi).  $\text{AgNO}_3$  kopā ar  $\text{AgCl}$  lieto t. s. baktericīdā papīra piesūcināšanai. No  $\text{AgNO}_3$  pagatavo arī stabilizētus sudraba koloidālus šķīdumus, kurus izmanto gļotādu dezinficēšanai (protargols, kolargols).  $\text{AgNO}_3$  ūdens šķīdumu lieto par reaģentu halogenīdjonu pierādīšanai.

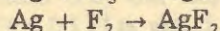
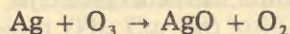
Sudraba(I) halogenīdi ir ūdenī nešķīstoši sāļi (izņemot  $\text{AgF}$ ). Tie gaismā sadalās, piemēram:



Tāpēc sudraba halogenīdus, sevišķi  $\text{AgBr}$ , izmanto fotogrāfijā par gaismas jutīgā slāņa komponentiem. Atkarībā no apgaismojuma intensitātes sudraba halogenīdos rodas vairāk vai mazāk sudraba kristālu aizmetņu. Fotomateriāla attīstīšanas procesā attiecīgajās vietās veidojas sīkkristālisks sudrabs, kas ir melnā krāsā. To sudraba halogenīda daļu, kura gaismas ietekmē nav sadalījusies, no fotomateriāla izvada fiksēšanas procesā, izmantojot nātrija tiosulfātu:



Pazīstami arī sudraba(II) un sudraba(III) savienojumi, piemēram,  $\text{AgF}_2$ ,  $\text{K}[\text{AgF}_4]$ ,  $\text{AgO}$ . Sudraba(II) oksīds rodas sudraba reakcijā ar ozonu, bet sudraba(II) fluoriāds – reakcijā ar fluoru:



### 3.19.3. Zelts

**Atrašanās dabā.** Zelts dabā sastopams gandrīz vienīgi tīrradņu veidā – galvenokārt kā sīki graudiņi kvarca smiltīs un kvarca iežos. No iežiem to atdala, izskalojot ar ūdeni, jo zeltam un smiltīm ir stipri atšķirīgs blīvums. Vislielākie zelta tīrradņu kristāli atrasti Austrālijā (no 85,5 līdz 111,6 kg). Retāk sastopami zelta minerāli kalaverīts  $\text{AuTe}_2$ , silvanīts  $\text{AuAgTe}_4$  u. c. Piemaisījumu veidā zelts sastopams svina, vara un dzelzs sulfīdu rūdās. Ievērojamākās zelta atradnes ir DĀR, Kanādā, ASV, Austrālijā, Indijā, Urālos, Sibīrijā, Kolimas un Amūras baseinos.

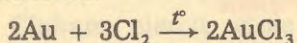
**Iegūšana.** Lai iegūtu tīru zeltu, izskaloto zeltu vai bagātinātās rūdas apstrādā ar nātrija cianīdu. Tādējādi iegūst dicianoaurātu  $\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2]$ , no kura zeltu izdala ar cinku (sk. par sudraba iegūšanu 288. lpp.).

Jau 5000 gadu p. m. ē. Mazāzijā no zelta tīrradņiem izgatavoja grēznuma priekšmetus. Senie ēģiptieši zeltu ieguva Nūbijā. Senās Romas galvenās zelta atradnes bija Spānijā, kur zelta ieguve sasniedza pat 6 t gadā. Līdz Amerikas atklāšanai Vecajā Pasaulē bija iegūts ap 12 700 t zelta. Jau 2800 gadu p. m. ē. Ēģiptē zeltu lietoja par maksāšanas līdzekli. Pirmās zelta monētas izgatavoja Līdijas valdnieks Krēzs 6. gadsimtā p. m. ē. Zelta nosaukums latīņu valodā ir *aurum*.

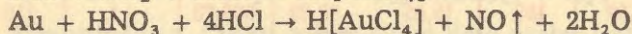
Īpašības. Zelts ir smags, mīksts un plastisks metāls ar spoži dzeltenu spīdumu, tas ļoti labi vada elektrību un siltumu.

Zelts ir ķīmiski inerts metāls, tas nezaudē spīdumu pat visai agresīvos apstākļos un tāpēc ir visieciņītākais cēlmetāls.

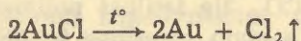
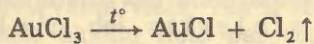
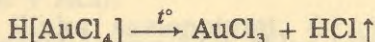
Gaisā zelts neoksidējas pat paaugstinātā temperatūrā, taču tā pulveris, kas sakarsēts līdz 150 °C, reaģē ar halogēniem, piemēram:



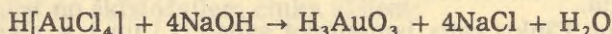
Skābes un sārmu uz zeltu neiedarbojas (izņēmums – karsta koncentrēta selēnskābe  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ). Vislabāk zelts reaģē ar sārmu metālu cianīdiem (sk. iepriekš). Uz zeltu iedarbojas ar hloru piesātināts sālsskābes šķīdums, kā arī  $\text{HCl}$  un  $\text{HNO}_3$  maisījums (karaļūdens) (sk. 241. lpp.):



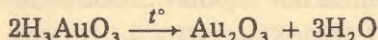
Abās reakcijās rodas tetrahlorozeltskābe, kas veido gaiši dzeltenus, adatveida kristālus. Šo vielu lieto apzeltīšanas procesos. Karsējot  $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ , kompleksā skābe pakāpeniski sadalās:



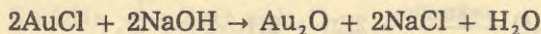
No tetrahlorozeltskābes var iegūt zeltskābi:



Zeltskābe veido arī sāļus. Karsējot tā sadalās, un rodas brūns zelta(III) oksīds:



No zelta(I) hlorīda šķīduma sārmu izgulsnē violetu zelta(I) oksīdu:



Stabilākie ir zelta(III) savienojumi, taču visi zelta savienojumi karsējot viegli sadalās, turklāt zelts izdalās brīvā veidā.

Zeltu tā mīkstumā dēļ visbiežāk izmanto sakausējumos, no kuriem gatavo juvelierizstrādājumus, monētas, medaļas, zobu protēzes, speciālas detaļas radiotehnikā, elektronikā u. c. Zelta sakausējumu svarīgākie komponenti ir  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{Ni}$ ,  $\text{Pt}$ ,  $\text{Pd}$ ,  $\text{Rh}$ . Tajos zelta raudze parasti ir 583 vai 750. Tīru zeltu lieto galvaniskajos pārklājumos, stikla un citu izstrādājumu apzeltīšanai.

## 3.20. Elementu periodiskās sistēmas IIB (12. grupa)

3.18. tabula

### IIB (12.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

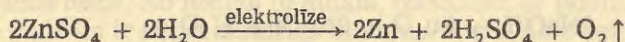
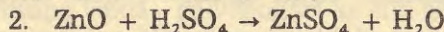
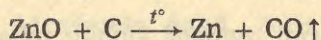
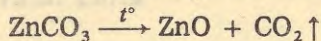
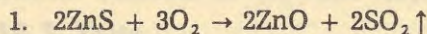
| Elementu      |             |         |                   | Vienkāršo vielu   |                            |                         |                          | Salikto vielu sastāvā |                                  |
|---------------|-------------|---------|-------------------|-------------------|----------------------------|-------------------------|--------------------------|-----------------------|----------------------------------|
| kārtas skaits | nosaukums   | simbols | relatīvā atommasa | atomu rādiuss, pm | blīvums, g/cm <sup>3</sup> | kušanas temperatūra, °C | viršanas temperatūra, °C | oksidēšanas pakāpe    | jonu E <sup>2+</sup> rādiuss, pm |
| 30            | Cinks       | Zn      | 65,39             | 133               | 7,13                       | 419,5                   | 907,0                    | +II                   | 74                               |
| 48            | Kadmijs     | Cd      | 112,411           | 149               | 8,65                       | 321,0                   | 767,0                    | +II                   | 97                               |
| 80            | Dzīvsudrabs | Hg      | 200,59            | 155               | 13,55                      | -38,89<br>(20 °C)       | 356,73                   | +I,<br>+II            | 110                              |

### 3.20.1. Cinks

Cinka sakausējumus ar vāru un alvu pazina jau 2500 gadu p. m. ē. Babilonijā un 1200 gadu p. m. ē. Indijā. Ķīnā cinku ieguva 800 gadu p. m. ē. Eiropā ap 1600. gadu cinks tika iegūts, karsējot ZnO un ogles maisījumu bez gaisa piekļūšanas. Pirmo reizi cinka nosaukums ir atrodams Paracelza rakstos. 1746. gadā cinku no reakcijas vides tvaiku veidā (destilācija) izdalīja A. Z. Marggrāfs. Domājams, ka šis elements ir nosaukts, pamatojoties uz robotajām cinka oksīda rūdas formām (vācu valodā *zackig, zinkig* – robots, žuburains).

**Atrašanās dabā.** Cinks brīvā veidā dabā nav sastopams. Pazīstamākie cinka minerāli ir sfalerīts jeb cinka spīde ZnS un smitsonīts ZnCO<sub>3</sub>, tie ietilpst polimetālistiskajās rūdās. Ievērojamākās cinka rūdu atradnes ir ASV, Austrālijā, Altajā, Ziemeļkaukāzā, Beļģijā, Francijā, Anglijā, Vācijā, Polijā.

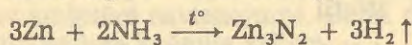
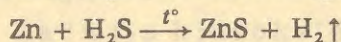
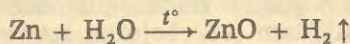
**Iegūšana.** Cinku ražo, izmantojot sauso (1.) un t. s. slapjo (2.) metodi:



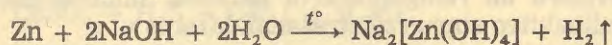
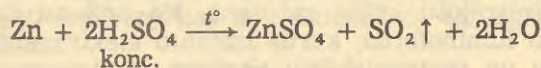
**Īpašības.** Cinks ir zilganbalts metāls, temperatūrās līdz 100 °C un virs 150 °C – trausls, bet temperatūru intervālā no 100 °C līdz 150 °C – plastisks. Gaisā tas pārklājas ar plānu oksīda un hidroksokarbonāta kārtiņu, tāpēc zaudē spīdumu un ar ūdeni nereaģē. Plānā aizsargkārtiņa to padara izturīgu pret koroziju.

Stipri sakarsēts cinks gaisā sadeg ar zaļganu liesmu un veido baltus cinka oksīda dūmus. Svaigs cinka pulveris ir pirofors (gaisā viegli uzliesmo), tas reaģē ar halogēniem un fosforu. Sakarsēts cinka un sēra pulveru maisījums eksplodē.

Paaugstinātā temperatūrā cinks reaģē ar ūdeni, sērūdeņradi un amonjaku:



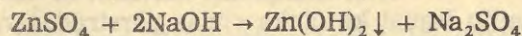
Cinkam piemīt visas vidēji aktīva metāla raksturīgās īpašības (sk. 3.3. nodaļu). Tas reaģē arī ar slāpekļskābi un koncentrētu sērskābi, kā arī ar sārmu ūdens šķīdumiem (sk. arī 241. lpp.).



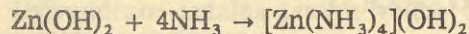
**Izmantošana.** Cinku galvenokārt lieto dzelzs izstrādājumu pretkorozijas pārklājumiem, izgatavojot, piemēram, cinkoto skārdu, caurules. Daudz cinka izmanto sakausējumos (sk. 3.7. nodaļu) un galvaniskajos elementos, par reducētāju ķīmiskajos procesos, piemēram,  $\text{H}_2$  iegūšanai laboratorijā ( $\text{Zn} + \text{HCl}$ ).

**Cinka savienojumi.** Cinka oksīds  $\text{ZnO}$  ir balta, pulverveida viela. Tas ir amfotērs savienojums (sk. 159. lpp.). Cinka oksīdu lieto par pigmentu baltās eļļas krāsas (cinka baltuma) izgatavošanai, par pildvielu gumijas ražošanā un piedevu dažādās medicīniskās un kosmētiskās ziedēs.

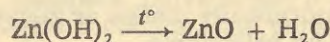
Cinka hidroksīdu  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  baltu nogulšņu veidā iegūst no šķīstošajiem cinka sāļiem:



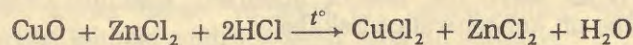
$\text{Zn}(\text{OH})_2$  ir amfotērs hidroksīds (sk. 160. lpp.), tas šķīst arī amonjakūdenī, veidojot tetraamīncinka hidroksīdu:



Cinka hidroksīds karsējot sadalās:



Cinka hlorīdu  $\text{ZnCl}_2$  grūti iegūt kristāliskā veidā, jo tas ir ļoti higroskopisks un tāpēc saskarē ar mitru gaisu "izplūst".  $\text{ZnCl}_2$  šķīdumu sāļsskābē lieto vara un dzelzs sakausējumu lodējamo virsmu attīrīšanai no oksīdiem:



Cinka sulfāts veido kristālhidrātu  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . To izmanto par elektrolītu cinka ražošanā un galvaniskajā cinkošanā. Cinka sulfātu lieto arī medicīnā kā antiseptisku

## 3. daļa

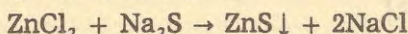
**Paracelzs,** īstajā vārdā Filips Aureols Teofrasts Bombasts fon Hoenheims (1493–1541) bija ārsts, ķīmiķis, dabaspētnieks un filozofs. Viņš dzimis Šveicē, dzīvojis Itālijā, Francijā, Vācijā. Uzskatāms par farmaceutiskās ķīmijas radītāju.

**A. Z. Marggrāfs** (1709–1782) bija vācu ķīmiķis. Viņš nodibināja Prūsijas Zinātņu akadēmijas ķīmijas laboratoriju, kurā sāka izmantot mikroskopu. Marggrāfs ir pētījis fosforu un ieguvis kālija cianīdu. Vissvarīgākais viņa atklājums ir cukura konstatēšana bietēs.

## 3. daļa

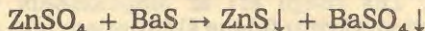
vielu un tekstilrūpniecībā audumu kodināšanai. Daudz cinka sulfāta izmanto citu cinka savienojumu iegūšanai.

Cinka sulfīdu ZnS baltu nogulšņu veidā iegūst, sārmu metālu sulfīdiem vai amonija sulfīdam iedarbojoties uz šķīstošajiem cinka sāļiem:



ZnS reaģē ar atšķaidītām skābēm, izdalot sērūdeņradi.

ZnS kopā ar BaSO<sub>4</sub> lieto baltā pigmenta *litopona* ražošanai:



Cinka sulfīdu, kas satur piemaisījumus (Cu, Bi, Pb, lantanoidi), lieto luminiscējošu krāsu ražošanā. No ZnS un CdS maisījuma gatavo luminoforus, kurus izmanto elektronstaru lampu, televizoru un rentgeniekārtu ekrānos, luminiscences spuldzēs, radioaktīvo staru reģistrēšanai, lāzeros u. c.

Cinks ir toksisks, tāpēc cinkotos traukos pārtikas produktus uzglabāt aizliegts. Taču cinks ir mikroelements, kas ietekmē aminoskābju veidošanos. Cilvēkam nepieciešamā Zn<sup>2+</sup> dienakts deva ir 5...20 mg. Ar cinka savienojumiem relatīvi bagāti ir ķērpji, sēnes, skuju koki, daži jūras dzīvnieki (austeres).

### 3.20.2. Kadmijs

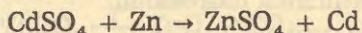
1817. gadā kadmiju cinka rūdās atrada C. Hermanis. Tīru metālu drīz pēc tam ieguva F. Štromeijers. Jauno elementu viņš nosauca par kadmiju (gr. *kadmeia* – cinka rūda). Cinka rūdu sauc arī par galmeju.

F. Štromeijers (1776–1835) bija vācu ķīmiķis, ķīmijas profesors Gētingenas universitātē. Viņš analizējis daudzus minerālus.

Ja tīru kadmiju liec, tad tas "k dziedz". Nosauciet otru metālu, kurš "k dziedz"!

**Atrašanās dabā.** Kadmijs sastopams galvenokārt polimetāliskajās rūdās kopā ar cinka, vara un svina savienojumiem. Pazīstamākie kadmija minerāli ir grinokīts CdS un otavīts CdCO<sub>3</sub>.

**Iegūšana.** Kadmiju iegūst kā cinka rūdas pārstrādāšanas blakusproduktu, iedarbojoties uz procesā radušos kadmija sulfātu ar cinku:



Iegūto kadmiju šķīdina sērskābē un tad kadmija sulfāta šķīdumu elektrolizē.

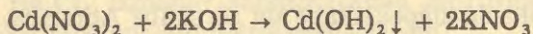
**Īpašības.** Kadmijs ir mīksts, sudrabbalts metāls ar zilganu spīdumu, viegli kaļams, stiepjams un velmējams.

Kadmijs ir vidēji aktīvs metāls, kas ir izturīgs pret koroziju, jo tā virsma ir pārklāta ar plānu CdO aizsargkārtu. Karsējot kadmiju sadeg ar dzeltenu liesmu un veido sarkanbrūnu kadmija oksīdu. Kadmijs reaģē arī ar halogēniem un sēru, uz to lēni iedarbojas sālsskābe, izdalot ūdeņradi. Kadmiju oksidē slāpekļskābe un koncentrēta sērskābe.

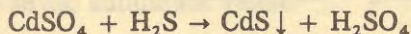
**Izmantošana.** Kadmiju lieto metālu sakausējumos (sk. 142. un 143. lpp.) un tērauda pretkorozijas pārklājumiem. To izmanto arī sārmu akumulatoros un kodolreaktoros neitronu plūsmas regulēšanai.

**Kadmija savienojumi.** K a d m i j a o k s ī d s  $CdO$  ir bāziskais oksīds. Tas reaģē ar skābēm, taču ūdens uz šo oksīdu neiedarbojas.  $CdO$  ir stipra inde, toksiski ir arī citi kadmija savienojumi.

K a d m i j a h i d r o k s ī d s  $Cd(OH)_2$  atšķirībā no  $Zn(OH)_2$  nav amfotērs savienojums. Baltu nogulšņu veidā to iegūst no šķīstošajiem kadmija sāļiem:



No kadmija sāļiem nozīmīgs ir k a d m i j a s u l f ī d s  $CdS$ . Tas nešķīst skābēs, tāpēc  $CdS$  dzeltenu nogulšņu veidā var iegūt, iedarbojoties ar sērūdeņradi uz šķīstošajiem kadmija sāļiem:

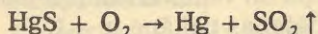


$CdS$  lieto par pigmentu dzeltenās krāsas un krāsaino stiklu izgatavošanā. Kopā ar kadmija selenīdu  $CdSe$  to lieto pusvadītāju tehnikā. Kadmija halogēnīdus izmanto pirotehnikā (zila liesma).

### 3.20.3. Dzīvsudrabs

**Atrašanās dabā.** Pazīstamākais dzīvsudraba minerāls ir c i n o b r s  $HgS$ . Tā atradnes ir Spānijā, Dienvidslāvijā, Itālijā, Reinas baseinā, Donbasā, Vidusāzijā, ASV, Meksikā. Brīvā veidā dzīvsudrabs sastopams reti.

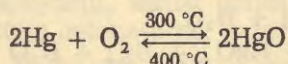
**Iegūšana.** Dzīvsudrabu iegūst, karsējot gaisā cinobru:



Dzīvsudrabs izdalās tvaiku veidā, tos kondensē speciālos dzesējamajos uztvērējos.

**Īpašības.** Dzīvsudrabs ir sudrabbalts, spīdīgs metāls, vieniģais no metāliem, kas parastajos apstākļos ir šķidrums. Tas viegli sairst pilienos, kuri tikpat viegli saplūst kopā. Dzīvsudrabs ir vismagākais šķidrums, tam ir liels termiskās izplešanās koeficients, taču zema elektrības un siltuma vadītspēja. Dzīvsudraba tvaiki ir indīgi. Ar metāliem (izņemot  $Fe$ ) dzīvsudrabs veido gan šķidrums, gan cietus sakausējumus, t. s. amalgamas, kurās nereti veidojas arī intermetāliski savienojumi. Sevišķi labi dzīvsudrabā šķīst zelts un sudrabs.

Tīrs dzīvsudrabs ar gaisa skābekli reaģē  $300^\circ C$  temperatūrā:

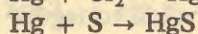
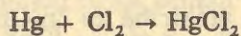


Dzīvsudrabu un tā savienojumus pazina jau pirms mūsu ēras. Sarkanaš cinobrs  $HgS$  tika lietots par krāsu pigmentu. 4. gadsimtā p. m. ē. to ieguva galvenokārt Spānijā. Cinobru karsējot, dabūja dzīvsudrabu. Senajā Romā dzīvsudrabu lietoja zelta ekstrakcijai no kalnu iezīm. Paracelzs dzīvsudraba preparātus sāka lietot medicīnā. Dzīvsudraba nosaukumā (*hydrargyrum*) ir atspoguļots gan tā kustīgums, gan tā metāliskums (gr. *hydor* – ūdens, *argyros* – sudrabs, lat. *argentum vivum* – dzīvais sudrabs).

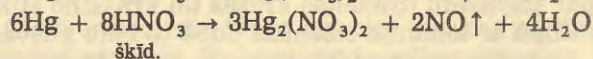
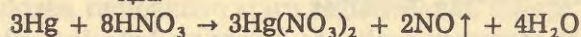
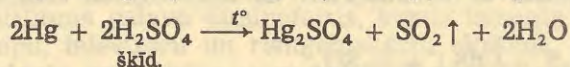
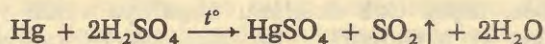
### 3. daļa

Ja dzīvsudrabs satur piemaisījumus (Zn u. c.), tā virsma oksidējas arī parastajos apstākļos un tāpēc zaudē spīdumu.

Dzīvsudrabs pieder pie neaktīvajiem metāliem, taču tas viegli reagē ar halogēniem un sēru:

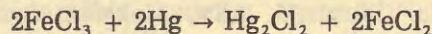


Dzīvsudrabu oksidē slāpekļskābe un sērskābe Atkarībā no reagējošo vielu daudzumu attiecības veidojas  $\text{Hg}^{2+}$  vai  $\text{Hg}_2^{2+}$  savienojumi:



**Izmantošana.** Dzīvsudrabu lieto termometros un manometros (līdz  $-39^\circ\text{C}$ ), to izmanto elektrotehnikā (luminiscences spuldzēs, slēdžos, relejos u. c.), cēlmetālu metalurģijā, polarogrāfijā, kodoltehnikā, organiskajā sintēzē (katalizators), elektrokīmijā (katodmateriāls  $\text{Cl}_2$  un  $\text{NaOH}$  iegūšanai u. c.).

Izliets dzīvsudrabs nekavējoties jāsavāc. To uzsūknē vai saista ar sēra pulveri, ar joda un aktīvās ogles maisījumu, ar  $\text{FeCl}_3$  šķīdumu:



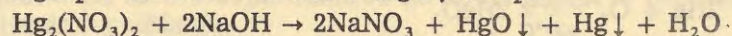
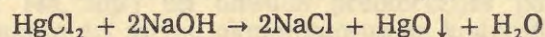
**Dzīvsudraba savienojumi.** Dzīvsudraba(I) savienojumos dzīvsudraba atomi saistīti savā starpā un veido divlādiņu jonus  $^+\text{Hg}-\text{Hg}^+$  jeb  $\text{Hg}_2^{2+}$ , kuros Hg oksidēšanas pakāpe ir +I.

Ir pazīstams dzīvsudraba(I) oksīds jeb melnais oksīds  $\text{Hg}_2\text{O}$ , dzīvsudraba(II) oksīds  $\text{HgO}$  un dzīvsudraba peroksīds  $\text{HgO}_2$ . Stabīlākais no tiem ir  $\text{HgO}$ , kurš atkarībā no kristāliņu izmēriem ir dzeltenā (smalkgraudains) vai sarkanā krāsā.

$\text{HgO}$  ir bāziskais oksīds. Tas reagē ar skābēm, taču ūdens uz šo oksīdu neiedarbojas. Apmēram  $400^\circ\text{C}$  temperatūrā  $\text{HgO}$  sadalās.

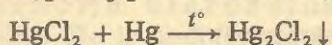
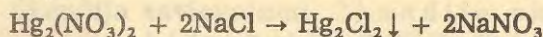
$\text{HgO}$  lieto luminoforos. Sarkanā  $\text{HgO}$  lieto par pigmentu minerālkrāsu ražošanā.

Dzīvsudrabs *neveido hidroksīdus*. Dzīvsudraba sāļu reakcijās ar sārmjiem rodas dzīvsudraba(II) oksīds:



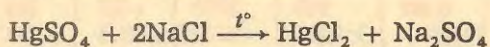
Dzīvsudrabs un tā savienojumi ir ļoti indīgi (toksiski). Dzīvsudraba katjonu pieļaujamā koncentrācija ūdenī salīdzinājumā ar citu metālu joniem ir viszemākā –  $0,002 \text{ mg/l}$  ( $\text{Cd}^{2+}$  –  $0,01 \text{ mg/l}$ ;  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  –  $0,05 \text{ mg/l}$ ).

Dzīvsudraba(I) hlorīds jeb kalomels  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  ir balta, kristāliska, ūdenī mazšķīstoša viela, ko iegūst šādās reakcijās:



$\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  izmanto salīdzināšanas elektrodos, kas paredzēti elektropotenciālu mērīšanas ierīcēm.

Dzīvsudraba(II) hlorīds jeb sublimāts  $\text{HgCl}_2$  ir balta, kristāliska, ūdenī šķīstoša viela, kas atšķirībā no  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  ir spēcīga inde.  $\text{HgCl}_2$  iegūst, karsējot sausu  $\text{HgSO}_4$  un  $\text{NaCl}$  maisījumu. Reakcijā veidojas  $\text{HgCl}_2$  tvaiki, kurus atdzesē un savāc sublimāta veidā:

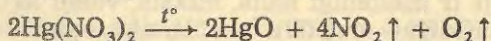
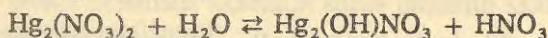


$\text{HgCl}_2$  izmanto medicīnā dezinfekcijai un lauksaimniecībā sēklu kodināšanai.

Dzīvsudraba(II) jodīds  $\text{HgI}_2$  veido sarkanus vai dzeltenus kristālus. No tā iegūst *Neslera reagentu*, kuru izmanto  $\text{NH}_3$  un amonija sāļu konstatēšanai.

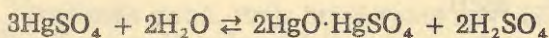
Dzīvsudraba(II) sulfīdu iegūst, dzīvsudrabam reaģējot ar sēru vai ievadot  $\text{H}_2\text{S}$  dzīvsudraba(II) sāļu šķīdumos. Rodas melnas  $\text{HgS}$  nogulsnes, kuras karsējot bez gaisa piekļuves pārvēršas sarkanā kristāliskā modifikācijā – *cinobrā*. To lieto sarkano, luminiscējošo krāsu izgatavošanai.

Dzīvsudraba nitrāti  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$  un  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  ir bezkrāsas higroskopiskas, ūdenī šķīstošas kristāliskas vielas, kas viegli hidrolizējas, bet gaismas ietekmē vai nedaudz sildot sadalās, piemēram,



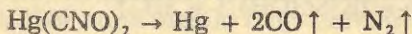
Dzīvsudraba nitrātus lieto citu dzīvsudraba savienojumu iegūšanai un organiskajā sintēzē nitrēšanas reakcijās.

Dzīvsudraba(II) sulfāts  $\text{HgSO}_4$  ir balta, kristāliska, ūdenī mazšķīstoša viela, kas ūdens pārākumā hidrolizējas:



$\text{HgSO}_4$  un arī citus dzīvsudraba sāļus izmanto organiskajā sintēzē par katalizatoriem.

Karsējot dzīvsudraba, etilspirta un koncentrētas  $\text{HNO}_3$  maisījumu, iegūst dzīvsudraba cianātu  $\text{Hg}(\text{CNO})_2$ , ko agrāk lietoja detonatoros, jo tas no trieciena vai berzes eksplodē:



3.21. Elementu periodiskās sistēmas  
IIIB (3.) grupa

3.19. tabula

## IIIB (3.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementu           |           |         | Vienkāršo vielu      |                         |                               |                                 |                                  | Salikto vielu sastāvā      |  |
|--------------------|-----------|---------|----------------------|-------------------------|-------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|----------------------------|--|
| kārtas<br>skaitlis | nosaukums | simbols | relatīvā<br>atommasa | atomu<br>rādiuss,<br>pm | blīvums,<br>g/cm <sup>3</sup> | kušanas<br>tempera-<br>tūra, °C | viršanas<br>tempera-<br>tūra, °C | oksidē-<br>šanas<br>pakāpe | jonu E <sup>3+</sup><br>rādiuss,<br>pm |
| 21                 | Skandijs  | Sc      | 44,955910            | 160                     | 2,99                          | 1541                            | ≈ 2850                           | + III                      | 81                                     |
| 39                 | Itrijs    | Y       | 88,90585             | 180                     | 4,472                         | ≈ 1526                          | 3340                             | + III                      | 93                                     |
| 57                 | Lantāns   | La      | 138,9055             | 188                     | 6,162                         | 920                             | 3470                             | + III                      | 115                                    |
| 89                 | Aktīnijs  | Ac      | 227,0278             | 200                     | 10,1                          | 1050                            | 3300                             | + III                      | 111                                    |

IIIB grupas elementu ķīmiskās īpašības ir līdzīgas, taču to aktivitāte, kā arī šo metālu oksīdu un hidroksīdu bāziskās īpašības pastiprinās secībā Sc → Y → La → Ac.

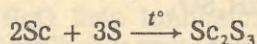
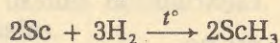
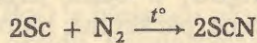
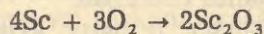
## 3.21.1. Skandijs

Skandija esamību paredzēja D. Mendelejevs 1870. gadā. Viņš šo elementu sauca par ekaboru. L. F. Nilsons 1879. gadā, pētot maz pazīstamu minerālu īterbītu, ieguva skandija oksīdu Sc<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Elements tika nosaukts Skandināvijas pussalas vārdā (*Scandium*).

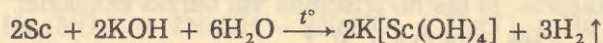
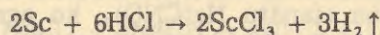
**Atrašanās dabā.** Skandijs brīvā veidā nav sastopams. Svarīgākais skandiju saturošais minerāls ir tortveitīts Sc<sub>2</sub>[Si<sub>2</sub>O<sub>7</sub>], tā nozīmīgākās atradnes ir Norvēģijā un Madagaskarā.

**Iegūšana.** Skandiju iegūst, reducējot ScCl<sub>3</sub> vai ScF<sub>3</sub> ar kalciju vai nātriju, kā arī elektrolizējot ScCl<sub>3</sub> un KCl maisījuma kausējumu.

**Īpašības.** Skandijs ir dzeltenīgi balts, mīksts, vidēji aktīvs metāls. Gaisā tas pārklājas ar blīvu oksīda aizsargkārtiņu. Paaugstinātā temperatūrā skandijs reagē ar daudziem nemetāliem, piemēram, ar N<sub>2</sub> un H<sub>2</sub>:



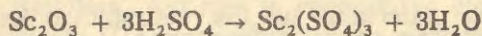
Skandijs nereaģē ar ūdeni, taču uz to iedarbojas gan skābju, gan sārmu šķīdumi:



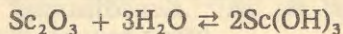
L. F. Nilsons (1840–1899) bija zviedru ķīmiķis, profesors Upsalas universitātē. Viņš pētījis lantanoidus.

**Izmantošana.** Skandiju lieto korozijizturīgos un mehāniski izturīgos sakausējumos, kā arī kodoltehnikā par neitronu filtru un elektrovakuumtehnikā par gāzu absorbentu.

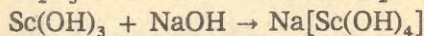
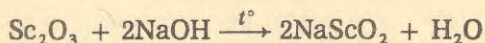
**Skandija savienojumi.** Skandija oksīds  $\text{Sc}_2\text{O}_3$  un skandija hidroksīds  $\text{Sc}(\text{OH})_3$  ir baltas, kristāliskas vielas. Tie ir amfotēri savienojumi, kuriem pārsvarā piemīt bāziskas īpašības.



Skandija oksīds  $\text{Sc}_2\text{O}_3$  reaģē ar siltu ūdeni, veidojot mazšķīstošu  $\text{Sc}(\text{OH})_3$ , kas, stipri sakarsēts, sadalās:

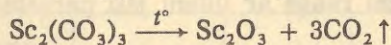
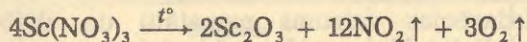


$\text{Sc}_2\text{O}_3$  un  $\text{Sc}(\text{OH})_3$  reakcijās ar sārmjiem veidojas skandāti:

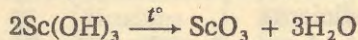
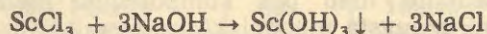


$\text{Sc}_2\text{O}_3$  izmanto elektronikā (skaitļošanas iekārtās), to lieto par komponentu ugunsizturīgā stikla un keramikas ražošanā, jo šim oksīdam ir augsta kušanas temperatūra.

Skandija sāļus tehnikā izmanto maz. Skandija halogenīdi (izņemot fluorīdu), kā arī skandija nitrāts un sulfāts labi šķīst ūdenī, slikti šķīst skandija karbonāts, fosfāts, silikāti. Tāpat kā alumīnijs, skandijs veido dubultsāļus, piemēram,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3$ . Skandija nitrāts un karbonāts ir nestabili savienojumi, kas, nedaudz karsējot, sadalās:



Ūdenī šķīstošos skandija sāļus izmanto skandija hidroksīda un oksīda iegūšanai:



### 3.21.2. Itrijs

**Atrašanās dabā.** Itrijs brīvā veidā nav sastopams. Pazīstamākie Y saturošie minerāli ir ksenotīms  $\text{YPO}_4$  un iterbīts jeb gadolīnīts  $\text{Y}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO} \cdot 2\text{BeO} \cdot 2\text{SiO}_2$ .

**Iegūšana.** Itrijs iegūst, reducējot  $\text{YF}_3$  ar kalciju inertā atmosfērā vai elektrolizējot  $\text{YCl}_3$  kausējumu.

**Īpašības.** Itrijs ir pelēcīgi balts, plastisks, ķīmiski aktīvs metāls. Tā ķīmiskās īpašības ir līdzīgas skandija īpašībām, taču atšķirībā no šī metāla itrijs nereaģē ar sārmiem šķīdumiem.

Netālu no Stokholmas pie Iterbi ciemata 1787. gadā atrada minerālu, ko nosauca par iterbītu. No šī minerāla 1794. gadā J. Gadolīns ieguva itrija un lantanoidu oksīdu maisījumu. Tas nodereja par izejvielu hlōrīdu iegūšanai. No šiem hlōrīdiem 1828. gadā F. Vēlers ieguva itriju.

## 3. daļa

**J. Gadolīns** (1760–1852) bija somu ķīmiķis un mineralogs. Viņš strādājis par ķīmijas profesoru Abo (Turku) universitātē.

**Izmantošana.** Itrijs lieto dažādu metālu sakausējumu iegūšanā un par konstrukcijmateriālu atomreaktoros. Izotopu  $^{90}\text{Y}$  izmanto medicīnā.

**Itrijs savienojumi.** Itrijs oksīdā  $\text{Y}_2\text{O}_3$  un trija hidroksīdā  $\text{Y}(\text{OH})_3$  atšķirībā no  $\text{Sc}_2\text{O}_3$  un  $\text{Sc}(\text{OH})_3$  piemīt tikai bāziskas īpašības. Ar sārmu šķīdumiem tie nereaģē.

$\text{Y}_2\text{O}_3$  ir tehniski nozīmīgākais trijs savienojums. No tā gatavo ugunsizturīgus materiālus un t. s. caurspīdīgo keramiku, kā arī ferītus (sakausējumus ar  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) skaitļošanas iekārtām.  $\text{Y}_2\text{O}_3$  izmanto par luminoforu kineskopos.

Itrijs sāļus tehnikā lieto maz. To īpašības ir līdzīgas skandija sāļu īpašībām.

### 3.21.3. Lantāns

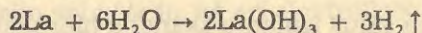
Lantānu (gr. *lanthano* – palieku nemanīts, esmu paslēpts) ieguva K. G. Mosanders 1839. gadā, reducējot lantāna hlorīdu ar kāliju.

**Atrašanās dabā.** Visvairāk lantāna atrodas minerālā monacītā  $\text{CePO}_4$  (satur  $\approx 16\%$   $\text{La}_2\text{O}_3$ ) un bastnezītā  $\text{Ce}(\text{CO}_3)\text{F}$  (satur  $\approx 20\%$   $\text{La}_2\text{O}_3$ ) kopā ar citiem retajiem elementiem (sk. 137. lpp.).

**Iegūšana.** Lantānu iegūst, reducējot  $\text{LaF}_3$  ar Ca vai Mg, vai elektrolizējot  $\text{LaCl}_3$  kausējumū.

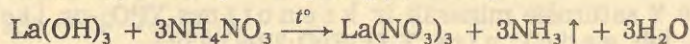
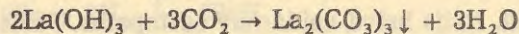
**Īpašības.** Lantāns ir sudrabbalts, ķīmiski aktīvs, mīksts metāls, kas cietības ziņā līdzīgs alvai. Sausā gaisā tas pārklājas ar blīvu oksīda  $\text{La}_2\text{O}_3$  aizsargkārtiņu. Mitrā gaisā uz tā virsmas veidojas  $\text{La}(\text{OH})_3$ , tāpēc lantāns zaudē spīdumu.

Uz lantānu iedarbojas vairums nemetālu un skābes, atšķirībā no Sc un Y tas lēni reaģē ar ūdeni jau parastajos apstākļos:



**Izmantošana.** Lantānu lieto par komponentu metālu sakausējumos, kuriem ir augsta mehāniskā un termiskā izturība, kā arī mazs izplešanās koeficients.

**Lantāna savienojumi.** Lantāna oksīdā  $\text{La}_2\text{O}_3$  un lantāna hidroksīdā  $\text{La}(\text{OH})_3$  ir izteiktas bāziskas īpašības.  $\text{La}(\text{OH})_3$  reaģē ar  $\text{CO}_2$ , bet tā maisījums ar amonija sāļiem karsējot izdala amonjaku:



$\text{La}_2\text{O}_3$  ir ugunsizturīga viela ( $t_{\text{kuš}}^\circ = 2750^\circ\text{C}$ ). To lieto glazūru, augstvērtīgu optisko stiklu un kineskopu ražošanā.

Lantāna sāļu īpašības ir līdzīgas Sc un Y sāļu īpašībām.  $\text{LaCl}_3$  ietilpst luminoforu sastāvā, citus lantāna sāļus izmanto maz.

**K. G. Mosanders** (1797–1858) bija zviedru ārsts, ķīmiķis un mineralogs. Viņš vadīja ķīmijas un farmācijas katedru Stokholmas Medicīnas institūtā.

### 3.21.4. Aktīnijs

Atrašanās dabā. Dabā aktīnijs rodas, sabrūkot urāna izotopam  $^{235}\text{U}$ , tāpēc to ļoti nēcīgos daudzumos satur urāna rūdas (1 tonnā rūdas ir  $\approx 0,5$  mg aktīnija).

Iegūšana. Aktīniju iegūst rādija kodolreakcijās, kā arī elektrolizējot  $\text{AcCl}$ , kausējumu vai reducējot  $\text{AcF}_3$  ar Ca.

Īpašības. Aktīnijs ir radioaktīvs elements, tā stabilākais izotops ir  $^{227}\text{Ac}$  (pussabrukšanas periods 21,8 gadi). Aktīnijs ir sudrabbalts metāls. Aktīnija un tā savienojumu īpašības ir līdzīgas lantāna un tā savienojumu īpašībām.

Izmantošana.  $^{227}\text{Ac}$  un berilija maisījumu lieto par neitronu ieguves avotu.

## 3. daļa

Aktīniju (lat. *actinium*, gr. *aktis* – stars) 1899. gadā urāna rūdā atklāja jauns franču zinātnieks A. Dehferns, kas strādāja M. Kirī laboratorijā. Brīvā veidā aktīniju ieguva tikai 1950. gadā rādija kodolpārvērtību procesā.

### 3.22. Lantanoīdi

Elementu periodiskajā sistēmā pēc lantāna atrodas 14 elementi, kuru kārtas skaitļi ir no 58 līdz 71 un kuru atomos pildās 4f elektronu apakšlīmenis. Ķīmiskās īpašības tiem ir ļoti līdzīgas, jo atšķirības ir ceturtajā enerģijas līmenī, bet ar

3.20. tabula

#### Lantanoīdu raksturojums

| Elementu        |            |         |                     | Vienkāršo vielu            |                         |                          | Salikto vielu sastāvā |                                  |
|-----------------|------------|---------|---------------------|----------------------------|-------------------------|--------------------------|-----------------------|----------------------------------|
| kārtas skaitlis | nosaukums  | simbols | relatīvā atommasa   | blīvums, g/cm <sup>3</sup> | kušanas temperatūra, °C | viršanas temperatūra, °C | oksidēšanas pakāpe    | jonu E <sup>3+</sup> rādiuss, pm |
| 58              | Cērijs     | Ce      | 140,115             | 6,678                      | 798                     | 3467                     | + III, + IV           | 118                              |
| 59              | Prazeodīms | Pr      | 140,9077            | 6,772                      | 935                     | 3212                     | + III, + IV           | 116                              |
| 60              | Neodīms    | Nd      | 144,24              | 7,007                      | 1024                    | 3027                     | + III                 | 115                              |
| 61              | Prometijs  | Pm      | 144,9128            | 7,260                      | 1035                    | 3200                     | + III                 |                                  |
|                 |            |         | stabilākais izotops |                            |                         |                          |                       |                                  |
| 62              | Samārijs   | Sm      | 150,36              | 7,536                      | 1072                    | 1800                     | + II, + III           | 113                              |
| 63              | Eiropijs   | Eu      | 151,964             | 5,260                      | 826                     | 1439                     | + II, + III           | 113                              |
| 64              | Gadolīnijs | Gd      | 157,25              | 7,898                      | 1302                    | $\approx 3000$           | + III                 | 111                              |
| 65              | Terbijs    | Tb      | 158,92534           | 8,234                      | 1353                    | 3041                     | + III, + IV           | 109                              |
| 66              | Disprozijs | Dy      | 162,50              | 8,540                      | 1407                    | 2335                     | + III                 | 107                              |
| 67              | Holmijs    | Ho      | 164,93032           | 8,781                      | 1460                    | 2700                     | + III                 | 105                              |
| 68              | Erbijs     | Er      | 167,26              | 9,045                      | 1522                    | 2510                     | + III                 | 104                              |
| 69              | Tūlijs     | Tm      | 168,93421           | 9,314                      | 1545                    | 1727                     | + III                 | 104                              |
| 70              | Iterbijs   | Yb      | 173,04              | 6,972                      | 816                     | 1193                     | + II, + III           | 100                              |
| 71              | Lutēcijs   | Lu      | 174,967             | 9,840                      | 1660                    | 3315                     | + III                 | 99                               |

## 3. daļa

elektroniem jau ir aizpildīti piektā līmeņa *s* un *p* apakšlīmeņi un sestā līmeņa *s* apakšlīmeņi. Ķīmisko īpašību ziņā tie ir līdzīgi lantānam. To arī norāda šīs elementu saimes nosaukums.

3.21. tabula

### Lantanoīdu atklāšanas vēsturiskie dati

| Nosaukums un simbols                      | Atklāšanas gads | Atklājējs                                      |
|---|-----------------|--|
| Cērijs <b>Ce</b>                          | 1803            | J. Bercēliuss (Zviedrija)                      |
| Prazeodīms <b>Pr</b> un neodīms <b>Nd</b> | 1885            | K. Auers fon Velsbahs (Austrija)               |
| Prometijs <b>Pm</b>                       | 1947            | Dž. Marinskis, L. Glendonins, Š. Koriels (ASV) |
| Samārijs <b>Sm</b>                        | 1879            | P. Lekoks de Buabodrans (Francija)             |
| Eiropijs <b>Eu</b>                        | 1901            | E. Demaršē (Francija)                          |
| Gadolīnijs <b>Gd</b>                      | 1880            | Ž. Galisārs de Mariņjaks (Francija)            |
| Terbijs <b>Tb</b>                         | 1843            | K. Mosanders (Zviedrija)                       |
| Disprozijs <b>Dy</b>                      | 1886            | P. Lekoks de Buabodrans (Francija)             |
| Holmijs <b>Ho</b>                         | 1879            | P. Klēve (Zviedrija)                           |
| Erbijs <b>Er</b>                          | 1843            | K. Mosanders (Zviedrija)                       |
| Tūlijs <b>Tm</b>                          | 1879            | P. Klēve (Zviedrija)                           |
| Iterbijs <b>Yb</b>                        | 1878            | Ž. Galisārs de Mariņjaks (Šveice)              |
| Lutēcijs <b>Lu</b>                        | 1907            | Ž. Urbāns (Francija)                           |

**Atrašanās dabā.** Lantanoīdi brīvā veidā nav sastopami. Tie atrodami  $\approx 270$  polimetāliskos minerālos un ir vairāk izplatīti nekā daži pazīstamāki elementi, piemēram, Sn, Ag, As, Br, I. Ļotiniecīgos daudzumos dabā ir vienīgais radioaktīvais lantanoīds – prometijs Pm, kuru kā urāna radioaktīvās sabrukšanas produktu Zemes garozā konstatēja tikai 1968. gadā. Ir aprēķināts, ka Zemes garozā var būt ne vairāk par 800 g prometija.

**Iegūšana.** Atsevišķu lantanoīdu izdalīšana no minerāliem ir visai sarežģīts process. To iegūšanas nobeiguma stadijā visbiežāk lantanoīdu hlorīdus vai fluorīdus reducē ar Na, Mg, Ca vai arī elektrolizē hlorīdu kausējumu.

**Īpašības.** Lantanoīdi ir sudrappelēki metāli, kurus sedz oksīdu vai hidroksīdu kārtiņa. Lantanoīdu un to savienojumu ķīmiskās īpašības ir līdzīgas lantāna, itrija un to savienojumu īpašībām, lai gan sešiem lantanoīdiem oksidēšanas pakāpes ir ne tikai +III (sk. 3.19. un 3.20. tabulu). Tā, piemēram, sadegot cērijam, veidojas  $\text{CeO}_2$ . Skābā vidē cērijs(IV) reducējas par cēriju(III), bet sārmainā vidē noris pretējais process.

$\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$  sārmainā vidē un gaisa skābekļa klātbūtnē pārvēršas par  $\text{Ce}(\text{OH})_4$ . Kādas pārmaiņas notiks, ja iegūtajam  $\text{Ce}(\text{OH})_4$  pielies koncentrētu sāļsskābi? Uzrakstiet atbilstošus oksidēšanas-reducēšanas reakciju vienādojumus!

Astoņu lantanoīdu hidratētie joni ir krāsaini:  $\text{Pr}^{3+}$ ,  $\text{Dy}^{3+}$ ,  $\text{Tm}^{3+}$  – zaļā krāsā,  $\text{Sm}^{3+}$  un  $\text{Ho}^{3+}$  – dzeltenā krāsā,  $\text{Pm}^{3+}$  un  $\text{Er}^{3+}$  – rozā krāsā,  $\text{Nd}^{3+}$  – violetā krāsā.

**Izmantošana.** Lantanoīdus un to savienojumus lieto krāsainajā metalurģijā un kodoltehniskā, kā arī luminoforu, lāzeru un pusvadītāju ražošanā un par katalizatoriem ķīmiskajā rūpniecībā. Lantanoīdi ir vērtīgs komponents dažādos speciālos sakausējumos, to oksīdus izmanto keramikas un speciālo stiklu ražošanā. Dažus lantanoīdus un to savienojumus lieto visai specifiskiem nolūkiem. Cērija sakausējums noder šķiltavās dzirksteles iegūšanai, gadolīnija sulfātu  $\text{Gd}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  magnētiskā lauka ietekmē iespējams atdzēsēt gandrīz līdz absolūtajai nullei ( $-273^\circ\text{C}$ ), tūlīju izmanto sevišķi jutīgā radiogrāfijā.

### 3.23. Aktinoīdi

3.22. tabula

Aktinoīdu atklāšanas vēsturiskie dati

| Nosaukums un simbols  | Atklāšanas gads | Atklājējs   |
|---|-----------------|---|
| Torijs <b>Th</b><br>Protaktīnijs $^{234}\text{Pa}$<br>$^{231}\text{Pa}$ | 1828            | I. Bercēliuss (Zviedrija)   |
|   | 1913            | K. Fajanss un O. H. Gērings (ASV)   |
|   | 1918            | O. Hāns un L. Meitnere (Vācija)<br>F. Sodi un Dž. Kranstons (Lielbritānija) |
| Urāns <b>U</b>  | 1789            | M. H. Klaprots (Vācija) $\text{UO}_2$ veidā                                 |
|   | 1841            | E. M. Peligo (Francija) ieguva metālu                                       |
|   | 1891            | A. Bekerels (Francija) atklāja urāna radioaktivitāti                        |
| Plutonijs <b>Pu</b>   | 1940/41         | ASV zinātnieku grupa G. Sīborga vadībā                                      |
| Americijs <b>Am</b>   | 1944/45         | – – –   |
| Kirijs <b>Cm</b>  | 1944            | G. Sīborgs, R. Džeimss, A. Giorso (ASV)                                     |
| Berklijs <b>Bk</b>  | 1949            | S. Tompsons, G. Sīborgs, A. Giorso (ASV)                                    |
| Kalifornijs <b>Cf</b><br>Einšteinijs <b>Es</b><br>Fermijs <b>Fm</b>     | 1950            | – – –   |
|   | 1952            | A. Giorso, G. Sīborgs (ASV)   |
|   | 1952            | A. Giorso, S. Tompsons, G. Higinss (ASV)                                    |
| Mendeļevijs <b>Md</b>   | 1955            | ASV fiziķu grupa A. Giorso un G. Sīborga vadībā                             |
| Nobēlijs <b>No</b><br>Lourensijs <b>Lr</b>                              | 1957/58         | ASV fiziķu grupa A. Giorso vadībā   |
|   | 1961            | A. Giorso (ASV)   |

## 3. daļa

**O. Hāns (1879–1968)** bija vācu radioķīmiķis un atomfizikā. Viņš strādāja Berlīnes universitātē un Ķīmijas institūtā, 1945./46. gadā bija internēts Anglijā, pēc tam tika ievēlēts par M. Planka biedrības prezidentu. Hāns atklāja vairākus radioaktīvus elementus. 1938. gadā kopā ar L. Meitneri un F. Štrāsmani konstatēja urāna un torija atomu kodolu dalīšanos. To vēlāk izmantoja atombumbu izgatavošanā un atomenerģētikā.

**L. Meitnere (1878–1968)** bija austriešu fiziķe, pēc tautības ebrejiete. Viņa strādāja Berlīnē kopā ar O. Hānu, bet 1938. gadā bija spiesta emigrēt uz Zviedriju. Meitnere atomu kodolu dalīšanās procesam ieteikusi pilienmodeli un aprēķinājusi atbrīvojušās enerģijas daudzumu.

**G. T. Sīborgs (dz. 1912)** ir amerikāņu ķīmiķis, profesors Berkli universitātē Kalifornijā. Viņš atklājis vairākus aktinoidus un izvirzījis hipotēzi par to, ka analogiski lantanoīdu saimei eksistē arī aktinoīdu saime.

### 3. daļa

**A. Nobels** (1833–1896) bija zviedru inženieris, ķīmiķis, Zviedrijas Zinātņu akadēmijas un Londonas Karaliskās biedrības loceklis, kā arī uzņēmējs. 1863. gadā viņš iekārtoja sprāgstvielu laboratoriju, 1865. gadā nodibināja zviedru firmu nitroglicerīna ražošanai un vēlāk noorganizēja vairākus rūpniecības uzņēmumus Rietumeiropā. A. Nobels ir izgudrojis dinamītu un citas sprāgstvielas. Testamentā 1895. gadā viņš novēlēja savu kapitālu starptautiskas prēmijas izveidošanai. Ar Zviedrijas valdības lēmumu kopš 1901. gada ik gadus Nobela prēmija tiek piešķirta par izcilākajiem pētījumiem ķīmijā. Tagad šo prēmiju piešķir arī par lieliem atklājumiem fizikā, fizioloģijā un medicīnā, literatūrā, ekonomikā, kā arī miera veicināšanā.

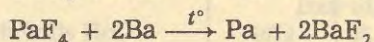
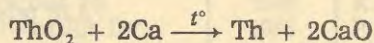
**E. O. Louranss** (1901–1958) bija amerikāņu kodolfizikā. No 1930. gada viņš strādāja par fizikas profesoru Bērli universitātē. Louranss konstruējis pirmo ciklotronu (1929–1932).

Urāna dioksīds  $UO_2$  reaģē ar koncentrētu slāpekļskābi un veido urāna(VI) dioksonitrātu  $UO_2(NO_3)_2$ . Reakcijā izdalās arī NO. Uzrakstiet atbilstošo oksidēšanas-reducēšanas reakcijas vienādojumu!

Aktinoīdi ir 14 elementi, kuri atrodas periodiskajā sistēmā aiz aktīnija un kuru kārtas skaitļi ir no 90 līdz 103. Aktinoīdu saimē apvienoti 5f apakšlīmeņa elementi. To atšķirības atomu elektronu apvalku struktūrā izpaužas galvenokārt trešajā enerģijas līmenī no ārpuses, tāpēc aktinoīdi ir lantanoīdu analogi. Aktinoīdu saimē mēdz izdalīt transurāna elementus. Tā sauc elementus, kas atrodas aiz urāna (kārtas skaitlis no 93 līdz 103).

**Atrašanās dabā.** Torija un urāna savienojumi sastopami dabā, jo šiem elementiem ir samērā liels pussabrukšanas periods. Urāna rūdās kā skaldproduktu var konstatēt arī protaktīniju ( $\approx 0,34$  g/t), mazāk Np un Pu. Urāna rūdas (urāna piķa rūda  $UO_2 \cdot 2UO_3$ , karnotīts  $K_2(UO_2) \cdot (VO_4)_2 \cdot nH_2O$  u. c.) visvairāk izplatītas Zairā, DĀR, Kanādā, ASV, Čehoslovākijā, Kazahijā. Jūras ūdens satur  $\approx 3$  mg U/m<sup>3</sup>. Lielākās torija rūdu atradnes ir Indijā, tās satur minerālus torītu, monacītu u. c.

**Iegūšana.** Toriju, protaktīniju un urānu iegūst, reducējot šo metālu oksīdus, fluorīdus un bromīdus ar aktīviem metāliem, piemēram,



Pārējos aktinoīdus iegūst kodolsintēzes ceļā.

**Īpašības.** Visi aktinoīdi ir radioaktīvi, sudrabbalti metāli, to blīvums ir 11,7...20,5 g/cm<sup>3</sup>, kušanas temperatūra no 600 līdz 1750 °C. Smagākais no aktinoīdiem ir neptūnijs. Augstākā kušanas temperatūra ir torijam.

Aktinoīdi ir aktīvi metāli. Sasmalcinātā veidā tie ir pirofori. Aktinoīdi gaisā pārklājas ar plānu oksīda kārtiņu un reaģē ar daudziem nemetāliem (arī ar N<sub>2</sub> un H<sub>2</sub>), ūdeni un skābēm, veidojot savienojumus, kuros aktinoīdu oksidēšanas pakāpes ir šādas:

|    |                          |    |                |
|----|--------------------------|----|----------------|
| Th | +III, +IV                | Bk | +III, +IV      |
| Pa | +III, +IV, +V            | Cf | +II, +III, +IV |
| U  | +III, +IV, +V, +VI       | Es | +III           |
| Np | +III, +IV, +V, +VI       | Fm | +III           |
| Pu | +III, +IV, +V, +VI, +VII | Md | +I, +II, +III  |
| Am | +III, +IV, +V, +VI       | No | +III           |
| Cm | +III, +IV                | Lr | +III           |

Stabilākās oksidēšanas pakāpes pasvītrotas.

**Izmantošana.** Toriju lieto kodoltehnikā: stabilākais torija izotops <sup>238</sup>Th neitronu iedarbības rezultātā pārvēršas par urāna izotopu <sup>233</sup>U, kas noder par kodoldegvielu. Toriju lieto mehāniski, ķīmiski un termiski izturīgu sakausējumu iegūšanai (Mg, Th, Zr, Zn, Mn). Urāns ir efektīva piedeva

katalizatoros dažādu oksidēšanas un hidrogenēšanas procesu paātrināšanai. Torija dioksīdu ThO<sub>2</sub> lieto gāzes degļos spilgtas gaismas radīšanai.

Protaktīnija izmantošana ir visai ierobežota. Urānu, sevišķi tā izotopus <sup>233</sup>U un <sup>235</sup>U, visvairāk patērē atomenerģijas ražošanai, kā arī rādija un transurāna elementu iegūšanai. Urāna savienojumus izmanto krāsaino stiklu un keramikas ražošanā.

## 3. daļa

### 3.24. Elementu periodiskās sistēmas IVB (4.) grupa

3.23. tabula

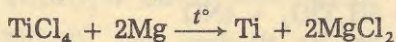
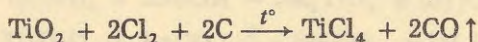
IVB (4.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementu      |             |         |                            | Vienkāršo vielu   |                            |                         |                          | Salikto vielu sastāvā |                                 |
|---------------|-------------|---------|----------------------------|-------------------|----------------------------|-------------------------|--------------------------|-----------------------|---------------------------------|
| kārtas skaits | nosaukums   | simbols | relatīvā atommasa          | atomu rādiuss, pm | blīvums, g/cm <sup>3</sup> | kušanas temperatūra, °C | viršanas temperatūra, °C | oksidēšanas pakāpe    | jonu E <sup>+</sup> rādiuss, pm |
| 22            | Titāns      | Ti      | 47,88                      | 146               | 4,505                      | 1668                    | 3330                     | (+II), (+III), +IV    | 64                              |
| 40            | Cirkonijs   | Zr      | 91,224                     | 157               | 6,51                       | 1855                    | 4474                     | (+II), (+III), +IV    | 87                              |
| 72            | Hafnijs     | Hf      | 178,49                     | 157               | 13,31                      | 2222                    | ≈ 5400                   | (+III), +IV           | 84                              |
| 104           | Kurčatovijs | Ku      | 261<br>stabilākais izotops |                   | ≈ 18                       | ≈ 2100                  | ≈ 5500                   | +IV                   |                                 |

#### 3.24.1. Titāns

Atrašanās dabā. Pēc izplatības Zemes garozā titāns ir 9. vietā. Brīvā veidā dabā tas nav sastopams. Minerāli, kas satur titānu, ir izkļiedēti, visvairāk tie sastopami dzelzsrūdās. Pazīstamākie no tiem ir rutilis TiO<sub>2</sub>, ilmēnīts FeTiO<sub>3</sub> un titanomagnetīts FeTiO<sub>3</sub>·nFe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>. Bagātākās titāna rūdu atradnes Eiropā ir Urālos. Nedaudz TiO<sub>2</sub> ir smilšu sastāvā.

Iegūšana. Titāna iegūšanai rūpniecībā visbiežāk izmanto šādus ķīmiskus procesus:

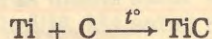
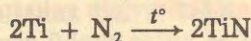
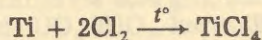
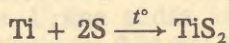
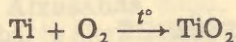


TiCl<sub>4</sub> reducē inertā (Ar) atmosfērā, jo titāna ķīmiskā aktivitāte paaugstinātā temperatūrā strauji pieaug.

### 3. daļa

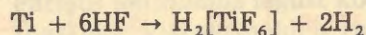
Titāna dioksīdu  $TiO_2$  atklāja angļu ķīmiķis U. Gregors 1791. gadā un vācu ķīmiķis M. H. Klaprots 1795. gadā. Elementu, kas veido šo oksīdu, M. H. Klaprots nosauca sengrieķu mitoloģisko dievu – titānu vārdā. 1825. gadā J. J. Bercēliuss ieguva titānu brīvā veidā, reducējot  $K_2[TiF_6]$  ar kāliju. Tīrāku titānu (ap 95% Ti) 1887. gadā ieguva F. L. Nilsons un S. O. Pētersons, reducējot  $TiCl_4$  ar nātriju.

**Īpašības.** Titāns ir gaišpelēks, viegls, plastisks, mehāniski izturīgs metāls, taču nelieli oglekļa, slāpekļa un skābekļa piemaisījumi krasi pasliktina titāna mehāniskās īpašības, un tas kļūst ciets un trausls. Titānam ir augsta korozijizturība, jo uz tā virsmas veidojas blīva  $TiO_2$  aizsargkārtiņa. Sakarsēts līdz sarkankvēlei, titāns reaģē ar tīru skābekli, paaugstinātā temperatūrā uz titānu iedarbojas vairāki nemetāli – halogēni S,  $N_2$ , C, piemēram:

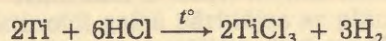


Augstās temperatūrās titāns ar daudziem metāliem veido intermetāliskus savienojumus, piemēram,  $Fe_3Ti$ ,  $FeTi_2$ ,  $Zn_3Ti$ ,  $ZnTi$ ,  $AlTi$ ,  $Cr_4Ti_3$  u. c.

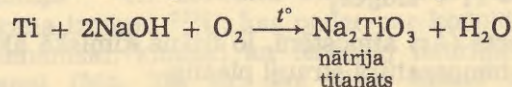
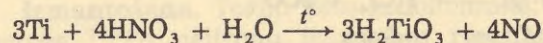
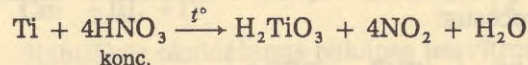
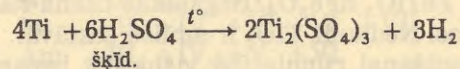
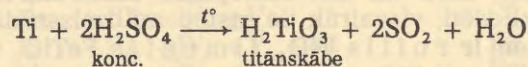
Parastajos apstākļos titāns ir inerts arī agresīvās vidēs, taču samērā aktīvi reaģē ar fluorūdeņražskābi, veidojot ūdeņraža heksafluorotitanātu:



Uz titānu iedarbojas arī nedaudz sakarsēta sālsskābe (20 %, 35 °C):



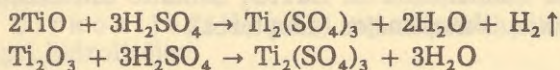
Paaugstinātā temperatūrā titāns reaģē ar sērskābi, slāpekļskābi un ar sārmu kausējumiem, piemēram,



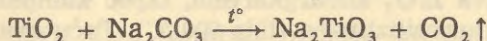
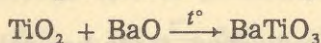
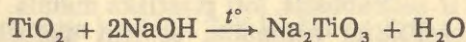
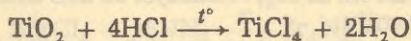
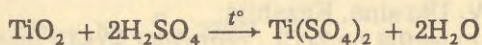
**Izmantošana.** Titānu lieto vieglu, termiski, mehāniski un ķīmiski izturīgu sakausējumu ražošanā. Titāns labi adsorbē gāzes, tāpēc to lieto vakuumtehnikā. Pulverveida titāns noder pirotehnikā, jo tas uzliesmo 300...600 °C temperatūrā un deg, izstarojot spilgtu gaismu.

**Titāna savienojumi.** Stabilākie ir titāna(IV) savienojumi. Titāna(II) un titāna(III) savienojumi ir spēcīgi reducētāji.

Titāna(II) oksīds  $\text{TiO}$  (brūna, kristāliska viela) un titāna(III) oksīds  $\text{Ti}_2\text{O}_3$  (tumši violeta, kristāliska viela) ir bāziskie oksīdi:

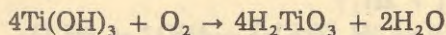


Titāna(IV) oksīds  $\text{TiO}_2$  ir balta, kristāliska viela. Tas ir amfotērs oksīds, kas paaugstinātā temperatūrā reaģē ar koncentrētām skābēm, sārmu kausējumiem, bāziskajiem oksīdiem un karbonātiem, veidojot attiecīgi titāna(IV) sāļus vai titānskābes  $\text{H}_2\text{TiO}_3$  sāļus (titanātus):

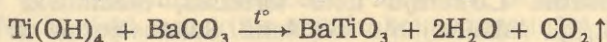
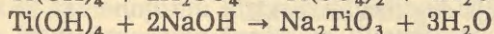
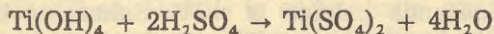


$\text{TiO}_2$  ir viens no svarīgākajiem titāna savienojumiem. To lieto termiski izturīgu keramikas izstrādājumu un stikla ražošanai, par balto pigmentu, par pildvielu plastmasās, par komponentu luminiscējošu sastāvu izgatavošanai.

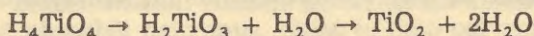
No titāna(III) sāļiem var iegūt violetu, ūdenī nešķīstošu titāna(III) hidroksīdu  $\text{Ti}(\text{OH})_3$ , kas gaisā oksidējas:



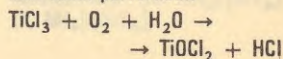
Titāna(IV) hidroksīds  $\text{Ti}(\text{OH})_4$  ir balta, kristāliska, ūdenī nešķīstoša, amfotēra viela, kuras ķīmiskās īpašības ir analogas  $\text{TiO}_2$  īpašībām, piemēram,



$\text{Ti}(\text{OH})_4$  var uzskatīt arī par *ortotitānskābi*  $\text{H}_4\text{TiO}_4$ . Ir zināma arī visai inertā *metatitānskābe*  $\text{H}_2\text{TiO}_3$ :

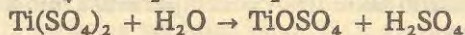
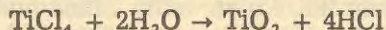


Uzrakstiet oksidēšanās-reducēšanās reakcijas vienādojumus šādai pārvērtībai:



## 3. daļa

Titāna(IV) sāļi stipri hidrolizējas. Nepilnīgas hidrolīzes rezultātā veidojas titāna oksosāļi:

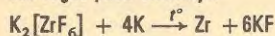


Titāna(IV) halogenīdi ir gaistoši, to tvaiki hidrolizējas pat mitrā gaisā. Titāna(IV) jodīds temperatūrās virs 1000 °C pilnīgi sadalās. Šo reakciju izmanto sevišķi tīra titāna iegūšanai.

Titāna sāļu lietošana nav īpaši plaša. TiN un TiC lieto grūti kūstošu materiālu izgatavošanā, no titanātiem gatavo augstvērtīgus elektriskos kondensatorus. BaTiO<sub>3</sub> izmanto ultraskaņas aparatūrās un skaņas noņēmējos (adapteros).

### 3.24.2. Cirkonijs

1789. gadā vācu ķīmiķis M. H. Klaprots no Šrilankas (Ceilonas) atvestā dārgakmens cirkona izdalīja cirkonija dioksīdu. 1824. gadā J. J. Berceļiusam izdevās iegūt pašu cirkoniju:

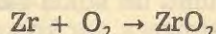


**Atrašanās dabā.** Zemes garozā cirkonijs ir izkliedēts elements. Tā svarīgākie minerāli ir cirkons  $\text{ZrSiO}_4$  un badeleīts  $\text{ZrO}_2$ . Ievērojamākās cirkonija rūdu atradnes ir Indijā, Austrālijā, ASV, Ukrainā, Kazahijā.

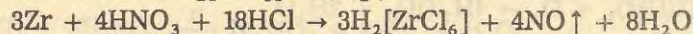
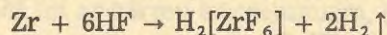
**Iegūšana.** Cirkoniju iegūst no  $\text{ZrCl}_4$ , reducējot šo sāli inertā atmosfērā ar nātriju vai magniju.

**Īpašības.** Cirkonijs ir sudrabbalts, ļoti plastisks metāls. Tā mehāniskās īpašības pasliktina nemetālu, sevišķi skābekļa piemaisījumi.

Cirkoniju klāj blīva  $\text{ZrO}_2$  aizsargkārtiņa, tāpēc kompaktā veidā tam ir augsta korozijizturība (līdz 200 °C). Taču svaigi saberzts cirkonija pulveris ir pirofors un uzliesmo parastajos apstākļos, izstarojot spilgtu gaismu un lielu daudzumu siltuma:



Parastajos apstākļos cirkonijs nereaģē ar sālsskābi,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  un sārmu šķīdumiem, taču uz to iedarbojas fluorūdeņražskābe un karaļūdens, veidojot kompleksus savienojumus.

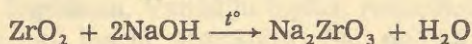
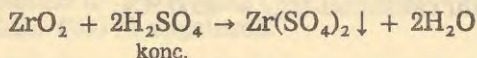


Paaugstinātā temperatūrā, tāpat kā titāns, cirkonijs reaģē ar halogēniem, S, N<sub>2</sub>, C, H<sub>2</sub> un citiem nemetāliem, kā arī ar koncentrētu sērskābi un sārmu kausējumiem, veidojot savienojumus, kuros Zr oksidēšanas pakāpe ir +IV. Sakarsēts līdz sarkankvēlei, cirkonijs deg tīrā skābeklī.

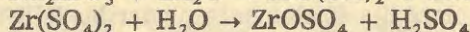
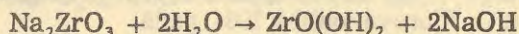
**Izmantošana.** Cirkoniju lieto termiski, mehāniski un ķīmiski izturīgu sakausējumu ražošanā. Sakausējumu cirkolu (pamatmetāls Zr un komponenti Sn, Fe, Cr, Ni) izmanto par konstrukciju materiālu atomreaktoros, jo cirkonijs neabsorbē neitronus. Zr lieto apgaismošanas un signalizācijas raķetēs.

**Cirkonija savienojumi.** Stabilākie ir cirkonija(IV) savienojumi. Cirkonija(II) un (III) savienojumi ir maz pētīti, un tiem nav lielas praktiskas nozīmes.

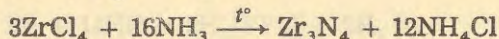
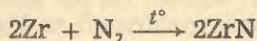
Cirkonija(IV) oksīds  $ZrO_2$  ir balta, kristāliska, grūti kūstoša ( $t_{kūš}^{\circ} = 2678^{\circ}C$ ) un ķīmiski inerta viela ar amfotērām īpašībām:



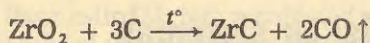
Cirkonija(IV) sāļi un cirkonāti slikti šķīst ūdenī un stipri hidrolizējas:



No cirkonija halogenīdiem stabilākais ir  $ZrF_4$ . Samērā stabili ir arī cirkonija(III) un cirkonija(IV) nitrīdi, kurus iegūst šādās ķīmiskās reakcijās:



Cirkonija karbīdu  $ZrC$  iegūst no  $ZrO_2$ :



$ZrO_2$  lieto termiski izturīgu keramikas izstrādājumu un stikla ražošanā. Daudziem cirkonija savienojumiem ir ļoti augstas kušanas temperatūras:  $ZrC$  ( $3532^{\circ}C$ ),  $ZrB_2$  ( $3000^{\circ}C$ ),  $ZrN$  ( $2980^{\circ}C$ ), tāpēc tos lieto ugunsizturīgu materiālu izgatavošanai.  $ZrC$  izmanto abrazīvu materiālu ražošanai.

### 3.24.3. Hafnijs

**Atrašanās dabā.** Hafnijs ir izkliedēts elements, savienojumu veidā tas atrodas cirkonija minerālos.

**Iegūšana.** Rūpniecībā hafniju iegūst, reducējot  $HfCl_4$  inertā atmosfērā ar Na vai Mg.

**Īpašības.** Hafnijs ir sudrabbalts, plastisks metāls. Hafnija un tā savienojumu ķīmiskās īpašības ir ļoti līdzīgas cirkonija un tā savienojumu īpašībām. Piemēram, parastajos apstākļos Hf ir ķīmiski mazaktīvs metāls, bet paaugstinātā temperatūrā tā aktivitāte ievērojami pieaug. Hafnija dioksīds  $HfO_2$  ir grūti kūstoša viela ( $t_{kūš}^{\circ} = 3000^{\circ}C$ ), kurai ir amfotēras īpašības.

**Izmantošana.** Hafnijs no cirkonija atšķiras ar spēju intensīvi absorbēt neitronus, tāpēc to lieto par neitronu bremzētāju

## 3. daļa

**Ģ. Heveši (1885–1966)** bija ungāru izcelsmes fizikāļķīmiķis, profesors Budapeštas, Freiburgas, Kopenhāgenas un Stokholmas universitātēs. Kopā ar austriešu fiziķi F. Panetu izstrādāja izotopisko indikatoru metodi un ieviesa to ķīmisko un bioloģisko procesu pētīšanā.

Hafniju 1922. gadā Kopenhāgenā atklāja holandiešu fiziķis D. Kosters un ungāru fizikāļķīmiķis Ģ. Heveši, pētot Norvēģijas cirkonu ar rentgenspektrālanāli. Jaunatklātā elementa nosaukums ir atvasināts no Kopenhāgenas nosaukuma latīņu valodā – *Hafnia*. Atklājējiem pēc tam izdevās arī atdalīt hafniju no cirkonija, atkārtoti pārkristalizējot kālija un amonija heksafluorokompleksus  $(K, NH_4)[ZrF_6]$ ,  $(K, NH_4)[HfF_6]$ .

## 3. daļa

Hafnija(IV) oksidihlorīdu  $\text{HfOCl}_2$  iegūst hafnija(IV) hidroksīda reakcijā ar sālsskābi. Uzrakstiet šīs reakcijas vienādojumu!

**I. Kurčatovs (1903–1960)** bija krievu fiziķis. No 1934. gada viņš nodarbojās ar kodolfizikas pētījumiem, no 1942. gada Padomju Savienībā vadīja atomenerģijas pētījumus, no 1943. gada bija PSRS Zinātņu akadēmijas Atomenerģētikas institūta direktors. Kurčatovs ir atklājis segnetoelektriskus (1928/29) un mākslīgo radioaktīvo izotopu kodolu izomēriju (1935). Viņa vadībā tika radīta Eiropā pirmā atombumba, ko 1949. gada 29. augustā uzspridzināja Padomju Savienībā, kā arī pasaulē pirmā kodoltermiskā bumba (1953).

un absorbētāju kodolenerģētikā. To izmanto arī par legējošu piedevu ķīmiski un termiski izturīgos metālu sakausējumos, par gāzu adsorbentu vakuumierīcēs.  $\text{HfO}_2$  lieto ugunsizturīgu materiālu ražošanai, kā arī tādu optisko stiklu izgatavošanai, kuriem ir liels gaismas laušanas koeficients. Tas noder arī par katalizatoru organiskajā sintēzē. HfC kopā ar TiC izmanto ugunsizturīgu materiālu ražošanai ( $t_{\text{kuš}}^\circ = 4200^\circ \text{C}$ ).

### 3.24.4. Kurčatovijs

Kurčatovijs izotopu  $^{260}\text{Ku}$  kodolsintēzes ceļā ieguva grupa padomju zinātnieku G. Fļorova vadībā 1964. gadā.

I. Zvara 1966. gadā pierādīja šī elementa piederību IVB (4.) grupai. A. Giorso ar līdzstrādniekiem Berklijas universitātē (ASV) 1969. gadā ieguva izotopu  $^{257}\text{Ku}$ .

Kurčatovijs dabā nav sastopams, jo visi tā izotopi ir radioaktīvi un sabrūk. Kurčatovijs ķīmiskās īpašības ir analogas hafnija un cirkonija īpašībām.

## 3.25. Elementu periodiskās sistēmas VB (5.) grupa

3.24. tabula

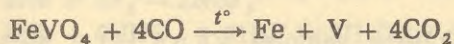
VB (5.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementu      |            |         | Vienkāršo vielu            |                   |                            |                         | Salikto vielu sastāvā    |                              |                                  |
|---------------|------------|---------|----------------------------|-------------------|----------------------------|-------------------------|--------------------------|------------------------------|----------------------------------|
| kārtas skaits | nosaukums  | simbols | relatīvā atommasa          | atomu rādiuss, pm | blīvums, g/cm <sup>3</sup> | kušanas temperatūra, °C | viršanas temperatūra, °C | oksidēšanas pakāpe           | jonu E <sup>2+</sup> rādiuss, pm |
| 23            | Vanādijs   | V       | 50,9415                    | 131               | 6,11                       | 1920                    | ≈ 3400                   | (+ II), (+ III), + IV, + V   | 40                               |
| 41            | Niobijs    | Nb      | 92,90638                   | 143               | 8,57                       | 2468                    | 4927                     | (+ II), (+ III), (+ IV), + V | 69                               |
| 73            | Tantals    | Ta      | 180,9479                   | 143               | 16,16                      | ≈ 3000                  | ≈ 5500                   | (+ III), (+ IV), + V         | 68                               |
| 105           | Nilsborijs | Ns      | 262<br>stabilākais izotops |                   |                            |                         |                          |                              |                                  |

### 3.25.1. Vanādijs

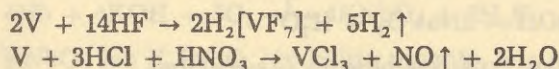
Atrašanās dabā. Brīvā veidā vanādijs dabā nav sastopams. Tas ir samērā izkliedēts elements un visbiežāk ietilpst polimetālisko rūdu un dzelzsrūdu sastāvā. Ar vanādiju bagātākais minerāls ir patronīts  $V_nS_m$  (29 % V), kas atrasts tikai Peru kalnos 4700 m augstumā.

Iegūšana. Vanādiju iegūst, reducējot  $V_2O_5$  vai  $VCl_3$  ar Ca, Mg, Al inertā atmosfērā. Šai nolūkā izmanto arī melnās metalurģijas izdedžus, kas satur dzelzs vanadātu  $FeVO_4$ :

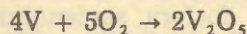


Īpašības. Vanādijs ir gaišpelēks, ciets, kaļams, samērā viegls un termiski stabils metāls.

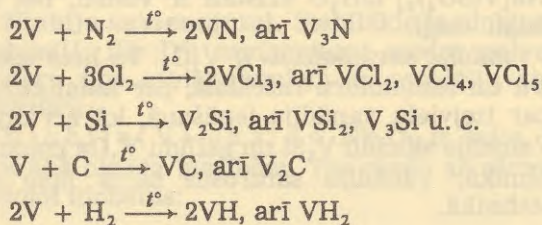
Parastajos apstākļos vanādijs ir ķīmiski mazaktīvs, jo to aizsargā blīva oksīda aizsargkārtiņa. Uz vanādiju neiedarbojas ūdens, kā arī skābju un sārmu ūdens šķīdumi, taču vanādijs reaģē ar fluorūdeņražskābi un karaļūdeni:



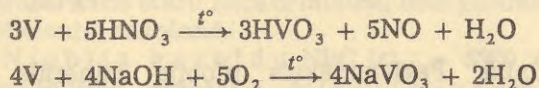
Paaugstinātā temperatūrā ( $\approx 700^\circ C$ ) vanādija oksīda kārtiņa izkūst un vanādijs gaisā oksidējas pilnīgi:



Sakarsēts vanādijs reaģē ar visiem nemetāliem, veidojot dažāda sastāva savienojumus, piemēram,



Paaugstinātā temperatūrā vanādijs reaģē ar koncentrētu slāpekļskābi un ar sārmu kausējumiem oksidētāju klātbūtnē:



Vanādijs veido intermetāliskus savienojumus, piemēram,  $Al_3V$ ,  $Fe_3V$ ,  $Ni_3V$ ,  $Co_3V$  u. c.

## 3. daļa

Vanādiju 1801. gadā Meksikas svina rūdā konstatēja A. M. del Rio, taču viņš šo elementu uzskatīja tikai par hroma paveidu. Otrreiz vanādiju atklāja N. G. Sefstrēms 1830. gadā, pētot Dienvidzvidrijas dzelzsrūdu. Jaunatklāto elementu viņš nosauca seno skandināvu skaistuma dievietes Freijas pavārdā (*Vanadis*), jo daudziem vanādiju saturošiem savienojumiem ir skaistas krāsas (oranža, zaļa, zila, sārta).

A. M. del Rio (1764–1849) bija spāņu mineralogs. No 1793. gada viņš strādāja par profesoru Meksikā.

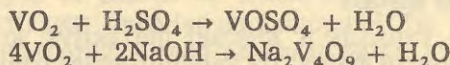
## 3. daļa

**Izmantošana.** Aptuveni 95 % no iegūtā vanādija izlieto augstvērtīgu melno un krāsaino metālu sakausējumu ražošanā. No tiem izgatavo instrumentus, motorus un izturīgas konstrukcijas.

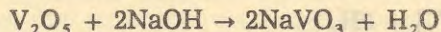
**Vanādija savienojumi.** Vanādija(II) un vanādija(III) savienojumi ir nestabili, tie ir spēcīgi reducētāji. Stabilākie ir vanādija(V) savienojumi.

Vanādijs veido četrus oksīdus. Melnais vanādija(II) oksīds VO un vanādija(III) oksīds  $V_2O_3$  ir bāziski oksīdi, tumši zilais vanādija(IV) oksīds  $VO_2$  – amfotērs oksīds un oranžais vanādija(V) oksīds  $V_2O_5$  ir skābais oksīds.

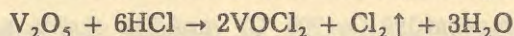
$VO_2$  reakcijās ar skābēm veidojas vanādija oksisāļi, bet tā reakcijās ar sārmu šķīdumiem rodas vanādīti (polivanādijpaskābes sāļi):



$V_2O_5$  ir stabilākais vanādija oksīds, kurš reakcijās ar sārmu šķīdumiem veido metavanadātus:



Skābā vidē tam izpaužas oksidējošas īpašības.



Vanadātu un tiem atbilstošo skābju (tās pastāv tikai ūdens šķīdumos) sastāvs, tāpat kā atbilstošo fosfora savienojumu sastāvs, var būt komplicētāks, piemēram,  $Na_3VO_4$  – nātrija ortovanadāts,  $Na_4V_2O_7$  – nātrija pirovanadāts.

Samērā stabili ir vanādija(III) dubultsāļi (alauņi). Piemēram,  $Na[V(SO_4)_2] \cdot 12H_2O$  kristāli ir violeti, bet šīs vielas ūdens šķīdumi – zaļi.

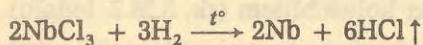
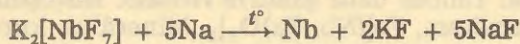
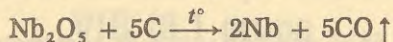
*Nozīmīgākais vanādija savienojums ir  $V_2O_5$ .* To lieto speciālu stiklu, glazūru un luminoforu ražošanā, par katalizatoru  $H_2SO_4$  sintēzē, par izejvielu vanādija iegūšanā, kā arī organiskajā sintēzē. Vanādija silicīdu  $V_3Si$  un gallīdu  $V_3Ga$  izmanto supravadītāju tehnikā. Vanādiju saturošus sāļus lieto arī medicīnā un fototehnikā.

### 3.25.2. Niobijs

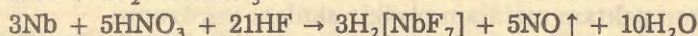
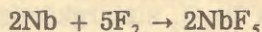
**Atrašanās dabā.** Pazīstamākais niobija minerāls ir kolumbīts jeb niobīts  $(Fe, Mn)(Nb, Ta)_2O_6$ . Niobijs atrodas polimetāliskajās rūdās kopā ar tantalu. Lielākās niobija atradnes ir Brazīlijā, Kanādā, Nigērijā, Zairā, Mozambikā.

Lai iegūtu nātrija vanadātu, karsēja vanādija(V) oksīda un nātrija hlorīda maisījumu skābekļa klātbūtnē. Reakcija izdaiļās arī hlors. Uzrakstiet atbilstošu reakcijas vienādojumu!

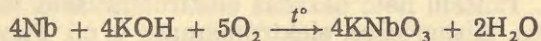
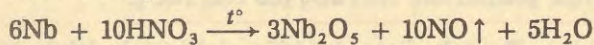
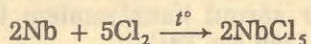
**Iegūšana.** Niobiju iegūst, reducējot tā savienojumus:



**Īpašības.** Niobijs ir gaišpelēks, mehāniski izturīgs, labi kaļams metāls. Tas ir ķīmiski neaktīvs, jo tā virsmu klāj blīva oksīda aizsargkārtiņa. Parastajos apstākļos Nb reagē tikai ar fluoru, fluorūdenražskābi un ar HF un HNO<sub>3</sub> maisījumu:

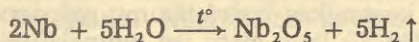


Paaugstinātā temperatūrā Nb reagē ar visiem nemetāliem, ar koncentrētu HNO<sub>3</sub>, ar izkausētiem sārmiem oksidētāju klātbūtnē:



KNbO<sub>3</sub> jeb K<sub>3</sub>[NbO<sub>4</sub>] ir kālija niobāts, kas atbilst ļoti vājam niobijskābei HNbO<sub>3</sub> jeb Nb<sub>2</sub>O<sub>5</sub>·nH<sub>2</sub>O, kura 400 °C temperatūrā sadalās un veido Nb<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

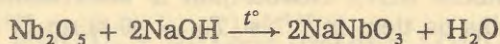
Sakarsēts līdz sarkankvēlei, niobijs reagē arī ar ūdeni:



**Izmantošana.** Niobiju lieto karstumizturīgu un korozijizturīgu sakausējumu ražošanā.

**Niobija savienojumi.** Stabilākie ir niobija(V) savienojumi. Niobija(II, III, IV) savienojumi pieder galvenokārt pie t. s. klasteru tipa savienojumiem ar sarežģītu atomu grupējumu struktūru.

Niobija(V) oksīds Nb<sub>2</sub>O<sub>5</sub> ir balta, kristāliska viela ar skābā oksīda īpašībām. Tas reagē ar sārmiem kausējumiem, veidojot niobātus:



Nb<sub>2</sub>O<sub>5</sub> lieto ugunsizturīgu materiālu un speciālu stiklu (infrasarkano staru necaurīdība, liels gaismas staru laušanas koeficients) ražošanā.

Niobija karbīdu NbC ( $t_{\text{kus}}^\circ = 3390$  °C) izmanto cietu sakausējumu ražošanā. Niobija germanīds Nb<sub>3</sub>Ge, niobija gallīds Nb<sub>3</sub>Ga un niobija silicīds Nb<sub>3</sub>Si ir supravadītāji.

## 3. daļa

Niobija(V) oksīdu 1801. gadā atklāja angļu ķīmiķis Č. Hečets, pētot minerālu kolumbītu. 1802. gadā zviedru ķīmiķis A. G. Ekebergs Skandināvijas minerālos konstatēja jaunu elementu, ko nosauca sengrieķu teiksmainā Frīģijas valdnieka Tantala vārdā. 1844. gadā vācu ķīmiķis un farmaceits H. Roze no tantala minerāla ieguva niobija(V) hlorīdu. Tam atbilstošo elementu viņš nosauca par niobiju (Niobe bija Tantala meita). Niobiju un tantalu ieguva tikai 1903. ...1905. gadā.

## 3. daļa

Tantalu (lat. *Tantalum*) atklāja 1802. gadā (sk. par niobiju 313. lpp.).

### 3.25.3. Tantals

**Atrašanās dabā.** Tantals dabā gandrīz vienmēr sastopams kopā ar niobiju, piemēram,  $\text{Fe}[(\text{Nb}, \text{Ta})\text{O}_3]_2$ . Minerālus, kuros pārsvarā ir niobijs, sauc par kolumbītiem (sk. 3.25.2. iedaļu).

**Iegūšana.** Tantalu, tāpat kā niobiju, iegūst, reducējot tā savienojumus vai elektrolizējot  $\text{Ta}_2\text{O}_5$  šķīdumu izkausētā fluorīdā  $\text{K}_2[\text{TaF}_7]$ .

**Īpašības.** Tantals ir zilganpelēks, smags, ļoti plastisks, mehāniski izturīgs metāls. To klāj blīva  $\text{Ta}_2\text{O}_5$  aizsargkārtiņa, kas kompaktam metālam piešķir skaistu mirdzumu.

Tantals un tā savienojumi pēc savām ķīmiskajām īpašībām ir ļoti līdzīgi niobija un tā savienojumu ķīmiskajām īpašībām. Tā, piemēram, visstabilākie ir tantala(V) savienojumi ( $\text{TaCl}_5$ ,  $\text{Ta}_2\text{O}_5$  u. c.). **T a n t a l a ( V ) o k s ī d a m** (balta, cieta viela) ir skābā oksīda īpašības, reakcijās ar sārmiem kausējumiem tas veido tantalātus, piemēram,  $\text{NaTaO}_3$  jeb  $\text{Na}_3\text{TaO}_4$ .

**Izmantošana.** Tantalu lieto dažādās elektrotehniskās ierīcēs (kondensatoros, taisngriežos, elektronlampās u. c.). Pievilcīgā spīduma dēļ to lieto arī juvelierā, tas ir neaizstājams materiāls rekonstruktīvajā ķirurģijā. Taču visvairāk tantala izmanto augstvērtīgu, ķīmiski un termiski izturīgu sakausējumu ražošanā. No tantala savienojumiem tehniski nozīmīgākais ir  $\text{Ta}_2\text{O}_5$ , ko izmanto tantala iegūšanai, kā arī speciālu stiklu un ķīmiski izturīgu keramikas izstrādājumu ražošanai. Tantala karbīdu ( $t_{\text{kuš}}^{\circ} = 3450^{\circ}\text{C}$ ) lieto cietu un ugunsizturīgu materiālu iegūšanai.

### 3.25.4. Nilsborijs

**N. Bors** (1885–1962) bija dāņu fiziķis, viens no mūsdienu fizikas pamatlicējiem. No 1916. gada strādāja par profesoru Kopenhāģenas universitātē, no 1920. gada par Teorētiskās fizikas institūta direktoru. Otrā pasaules kara laikā (1943–1945) zinātnieks emigrēja uz ASV un piedalījās atombumbas izveidošanā. Bors izstrādājis atoma teorijas postulātus (pieņēmumus), kurus parasti sauc viņa vārdā, kā arī izveidojis elementu periodiskās sistēmas teorētiskos pamatus.

Nilsborijs ir mākslīgais radioaktīvais elements. Tas pieder pie transurāna elementiem. Pirmoreiz iegūts 1970. gadā (G. Fļorovs PSRS un A. Giorso ASV). Nilsborijam ir četri izotopi, visilgākais dzīves laiks no tiem ir  $^{262}\text{Ns}$  ( $T_{1/2} = 40$  s) un  $^{261}\text{Ns}$  ( $T_{1/2} = 1,6$  s). Padomju zinātnieki jaunatklāto elementu nosauca slavenā dāņu fiziķa Nilsa Bora vārdā, bet amerikāņu kodolpētnieki to ieteica saukt vācu zinātnieka Oto Hāna vārdā – par hāniju. Ne vienu, ne otru nosaukumu IUPAC vēl nav apstiprinājusi.

Nilsborija īpašības vēl maz pētītas, taču ir zināms, ka tam ir liela līdzība ar tantalu un niobiju. Tā, piemēram, tika iegūts  $\text{NsCl}_5$ , kas ir tikpat gaistošs kā  $\text{NbCl}_5$ .

## 3.26. Elementu periodiskās sistēmas VIB (6.) grupa

## 3. daļa

3.25. tabula

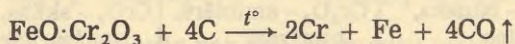
VIB (6.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementu        |           |         |                   | Vienkāršo vielu   |                            |                         |                          | Salikto vielu sastāvā           |                                  |
|-----------------|-----------|---------|-------------------|-------------------|----------------------------|-------------------------|--------------------------|---------------------------------|----------------------------------|
| kārtas skaitlis | nosaukums | simbols | relatīvā atommasa | atomu rādiuss, pm | blīvums, g/cm <sup>3</sup> | kušanas temperatūra, °C | viršanas temperatūra, °C | oksidēšanas pakāpe              | jonu E <sup>3+</sup> rādiuss, pm |
| 24              | Hroms     | Cr      | 51,9961           | 125               | 7,19                       | 1920                    | 2480                     | (+II), +III,<br>(+IV), +VI      | 52                               |
| 42              | Molibdēns | Mo      | 94,94             | 136               | 10,22                      | 2620                    | 4800                     | (+III), +IV,<br>+V), +VI        | 62                               |
| 74              | Volframs  | W       | 183,85            | 137               | 19,30                      | 3410                    | 5700                     | (+II, +III,<br>+IV, +V),<br>+VI | 68                               |

### 3.26.1. Hroms

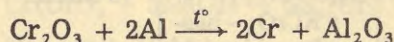
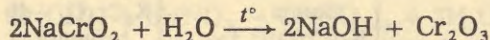
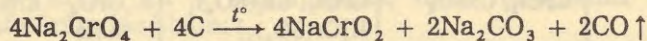
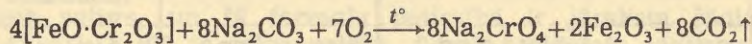
Atrašanās dabā. Hroma pazīstamākie minerāli ir hromīts  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$  un krokoīts  $\text{PbCrO}_4$ . Ievērojamākās hroma rūdu atradnes ir Dienvidāfrikā, Turcijā, Urālos.

Iegūšana. Rūpniecībā hromu iegūst sakausējuma ferohroma veidā:



Ferohroms satur  $\approx 65\%$  Cr,  $30\%$  Fe un  $5\%$  C. To izmanto augstvērtīgu tēraudu ražošanā.

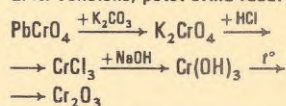
Lai iegūtu tīru hromu, rūpniecībā veic šādas ķīmiskas pārvērtības:



Hromu no piemaisījumiem attīra elektrolītiski.

Īpašības. Hroms ir ļoti ciets, sudrabbalts metāls ar zilganu spīdumu. Tas ir ķīmiski inerts plašā temperatūru intervālā (līdz  $600^\circ\text{C}$ ), jo uz tā virsmas ir stabila oksīda aizsargkārtiņa, kas sāk sairt tikai  $1200^\circ\text{C}$  temperatūrā. Taču parastajos

Hroma(III) oksīdu 1797. gadā ieguva franču ķīmiķis L. N. Vokelēns, pētot svina rūdu:



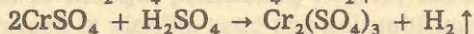
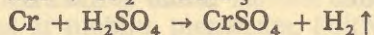
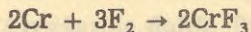
Metālu Vokelēns ieguva 1798. gadā, reducējot  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  ar oglekli.

Hroma nosaukums cēlies no grieķu valodas vārda *chrōma* – krāsa, jo tā savienojumiem ir dažāda krāsa.

Aprēķiniet, cik liela masa ir ferohromam, ko var iegūt no 10 t hromīta, kurš satur 18% piemaisījumu! (5,86 t.)

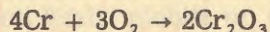
## 3. daļa

apstākļos hroms tomēr reagē ar fluoru un ar HCl un H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> šķīdumiem, piemēram,



Slāpekļskābe, koncentrēta sērskābe un karalūdens hromu pasivē, jo šīs vielas veicina oksīda Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> aizsargkārtiņas veidošanos. Hroms nereaģē arī ar sārmjiem.

Paaugstinātā temperatūrā hroms reagē ar visiem nemetāliem, veidojot dažāda sastāva savienojumus, piemēram, hroma(II, III, IV) halogenīdus, hroma karbīdus Cr<sub>3</sub>C<sub>2</sub>, Cr<sub>4</sub>C, Cr<sub>7</sub>C<sub>3</sub>, hroma hidrīdus CrH, CrH<sub>2</sub> u. c. Skābeklī hroms sadeg tikai 2000 °C temperatūrā, veidojot tumšzaļu Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> oksīdu:



**Izmantošana.** Hromu lieto metālu izstrādājumu hromēšanai un augstvērtīgu sakausējumu ražošanai (sk. 143. lpp.). Hromu saturošiem tēraudiem (0,5...12 % Cr) piemīt korozijizturība (nerūsošie tēraudi), liela cietība un termiskā izturība.

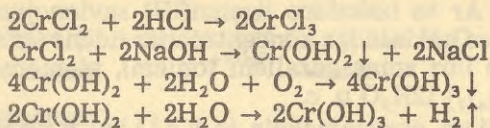
**Hroma savienojumi.** Pazīstamākie ir hroma(II, III un VI) savienojumi, stabilākie no tiem ir hroma(III un VI) savienojumi. To raksturojums dots 3.26. tabulā.

3.26. tabula

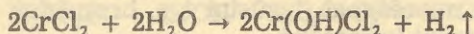
Hroma savienojumu raksturojums

| Savienojuma vispārīgais nosaukums | Hroma(II) savienojumi  | Hroma(III) savienojumi   | Hroma(VI) savienojumi   |
|-----------------------------------|--|--|---|
| Oksīdi                            | CrO – bāzisks, melns   | Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> – amfotērs, tumšzaļš  | CrO <sub>3</sub> – skābs, tumšsarkans   |
| Oksīdu hidrāti                    | Cr(OH) <sub>2</sub> – bāzisks, dzeltens                              | Cr(OH) <sub>3</sub> – amfotērs, zaļganpelēks   | H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> – hromskābe<br>H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> – di-hromskābe   |
| Sāļi                              | CrCl <sub>2</sub> , CrSO <sub>4</sub><br><br>Cr <sup>2+</sup> – zils | CrCl <sub>3</sub> , Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> ,<br>K[Cr(SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ] –<br>alauns<br>K <sub>3</sub> [Cr(OH) <sub>6</sub> ] ×<br>× KCrO <sub>2</sub> – hromīts<br>Cr <sup>3+</sup> – zilganzaļš,<br>šķīdumā arī<br>zaļganviolets | K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> – hromāts<br>K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> – di-hromāts<br><br>CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> – dzeltens<br>Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> – oranžs |

**Hroma(II) savienojumi** ir ļoti nestabili, tie viegli oksidējas, veidojot stabilākos hroma(III) savienojumus, piemēram,

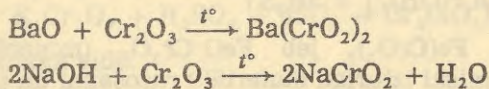


Hroma(II) sāļi reducē pat ūdeni:

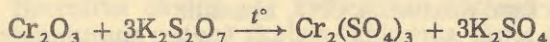
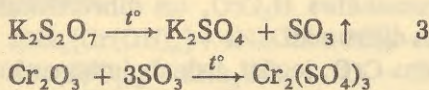


CrO eksistence tiek apšaubīta.

**Hroma(III) savienojumi.** Hroma(III) oksīds  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  ir izplatītākais hroma savienojums. Tā ir tumšzaļa, pulverveida viela, kas kompaktos kristālos ir melna.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  ir grūti kūstošs ( $t_{\text{kus}}^\circ = 2265^\circ\text{C}$ ), ķīmiski inerts, nereaģē ar ūdeni, skābēm un sārmu šķīdumiem.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  ir amfotērs oksīds. Kausējumā ar bāziskajiem oksīdiem un sārmiem tas veido hromītus:

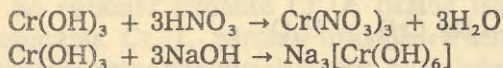


$\text{Cr}_2\text{O}_3$  bāziskās īpašības izpaužas, piemēram, reakcijā ar kālija disulfātu:



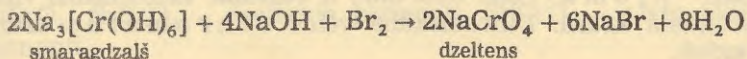
$\text{Cr}_2\text{O}_3$  izmanto par zaļu pigmentu (zaļais krons) eļļas krāsu, stikla un keramikas rūpniecībā. To lieto arī pulēšanas pastās par abrazīvu. Daudz  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  lieto hroma iegūšanai, tas ir vērtīgs katalizators dažādās neorganiskajās un organiskajās sintēzēs.

Hroma(III) hidroksīdam  $\text{Cr(OH)}_3$  nav konstants ūdens saturs, un tā formula patiesībā ir jāraksta šādi:  $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . Tā ir zaļganpelēka, ūdenī nešķīstoša viela ar amfotērām īpašībām:



Hidratētie  $\text{Cr}^{3+}$  joni ir zaļganzilā krāsā, bet  $[\text{Cr(OH)}_6]^{3-}$  joni – spilgti zaļā krāsā.

Sārmainā vidē hroma(III) savienojumi samērā viegli oksidējas par hroma(VI) savienojumiem:

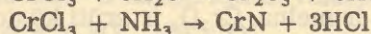


### 3. daļa

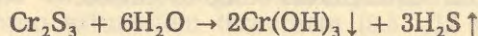
Hroma(III) joniem ir izteikta tendence veidot kompleksus savienojumus, turklāt hroma(III) sāļu hidratētiem ir raksturīga t. s. hidratizomērija. Ar to izskaidro hroma(III) savienojumu krāsu nianses kristālos un dažādas koncentrācijas ūdens šķīdumos (no zilvioletiem līdz smaragdzaļiem toniņiem), piemēram,  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2] \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  u. c.

No hroma(III) sāļiem pazīstamākais ir kālija hroma disulfāts jeb kālija hroma alauns  $\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2] \times \times 12\text{H}_2\text{O}$ . To lieto ādu mīcēšanai (iegūstot t. s. hromādu) un tekstilrūpniecībā par kodni krāsošanā.

Bezūdens hroma(III) hlorīds  $\text{CrCl}_3$ , noder citu hroma savienojumu iegūšanai, piemēram,



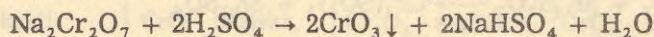
Hroma(III) vājo skābju sāļi ūdens šķīdumā ir nestabili savienojumi, jo tie hidrolizējas:



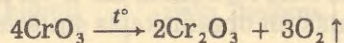
Dzelzs hromītu  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$  jeb  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$  (minerālu hromītu) izmanto termiski izturīgu materiālu ražošanai un par izejvielu hroma un tā savienojumu iegūšanā.

**Hroma(VI) savienojumi.** Svarīgākie no tiem ir  $\text{CrO}_3$  un tam atbilstošo skābju (hromskābes  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  un dihromskābes  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) sāļi – hromāti un dihromāti.

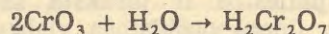
Hroma(VI) oksīdu  $\text{CrO}_3$  iegūst, iedarbojoties ar koncentrētu sērskābi uz piesātinātu dihromāta ūdens šķīdumu – veidojas tumšsarkani adatveida  $\text{CrO}_3$  kristāli:



$\text{CrO}_3$  ir ļoti spēcīgs oksidētājs, tā klātbūtnē aizdegas viegli uzliesmojošas vielas. Karsējot tas sadalās:



$\text{CrO}_3$  reagē ar ūdeni, veidojot dihromskābi:



Sārmu ūdens šķīdumos  $\text{CrO}_3$  veido hromātus:

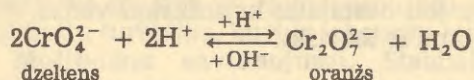


Visvairāk  $\text{CrO}_3$  izmanto galvanostēģijā par elektrolītu metālu izstrādājumu hromēšanai.

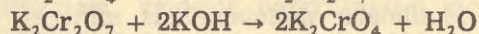
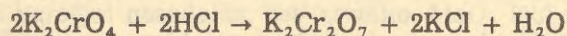
Hromskābe  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  (dzeltena) un dihromskābe  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (oranža) pastāv tikai ūdens šķīdumos. Hromskābes sāļi – hromāti (sk. 3.26. tab.) ir stabilas, kristāliskas vielas dzeltenā krāsā. Dihromskābe veido dihromātus oranžā krāsā.

Kālija dihromātu ievieto sērskābes šķīdumā un iegūtajā maisījumā ievada sērūdeņradi. Uzrakstiet vienādojumu reakcijai, kas notiek maisījumā!

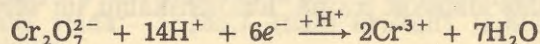
Ūdens šķīdumos hroma(VI) sāļi atkarībā no vides pH var eksistēt abos veidos:



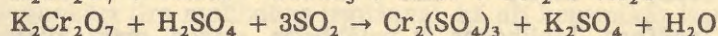
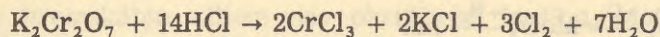
Piemēram,



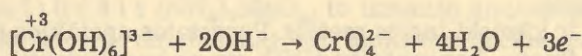
Pastāv arī saistība starp hroma(VI) un hroma(III) savienojumiem (atkarībā no vides pH un oksidētāju vai reducētāju klātbūtnes). Skābā vidē:



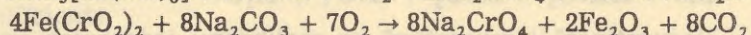
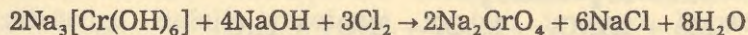
Piemēram,



Bāziskā vidē:

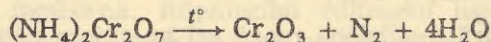


Piemēram,



Hromītus oksidē par hromātiem bāziskā vidē. Hroma(VI) savienojumus reducē skābos šķīdumos, tāpēc dihromātus, kuri pastāv skābā vidē, izmanto par oksidētājiem dažādu vielu iegūšanas un sintēzes procesos. Piesātināta  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ūdens šķīduma un koncentrētas sērskābes maisījumu kā spēcīgu oksidējošu šķīdumu izmanto laboratorijas trauku mazgāšanai.

No dihromātiem termiski nestabilākais ir amonija dihromāts  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . 200 °C temperatūrā tas strauji sadalās:



Šo reakciju izmanto  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  oksīda iegūšanai laboratorijā. Tumšzaļās  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  pārslas uzkrājas irdenā kaudzītē. No tās virsotnes nepārtraukti izšaujas kvēlojošas  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  dzirksteles, radot vulkāna efektu.

Ūdenī šķīstošos hromātus lieto ādu miecēšanā, audumu kodināšanā, koksnes antiseptiskajā apstrādē. Nešķīstošos hromātus lieto par pigmentiem krāsvielās, piemēram,  $\text{PbCrO}_4$ ,  $\text{ZnCrO}_4$ ,  $\text{SrCrO}_4$  – dzeltenie pigmenti,  $\text{SnCrO}_4$  – sārto toņu pigmenti.

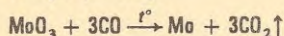
## 3. daļa

Pazīstami arī daudzi citi hroma(VI) savienojumi, piemēram, halogenīdi  $\text{CrF}_6$ ,  $\text{CrCl}_6$ , oksihalogenīdi  $\text{CrO}_2\text{F}_2$ ,  $\text{CrO}_2\text{Cl}_2$ . Hroma(VI) halogenīdi ir ļoti nestabilas kristāliskas vielas.

Visi hroma savienojumi ir toksiski.

### 3.26.2. Molibdēns

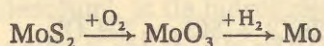
Molibdēnu 1778. gadā atklāja zviedru ķīmiķis K. V. Šēle, pārvēršot molibdēna spīdi  $\text{MoS}_2$  molibdēna(VI) oksīdā. Brīvā veidā to ieguva zviedru ķīmiķis P. J. Hjēlms 1781. gadā (karbo-termijas procesā):



**Atrašanās dabā.** Molibdēna pazīstamākais minerāls ir molibdenīts jeb molibdēna spīde  $\text{MoS}_2$ . Ievērojamākās molibdēna rūdu atradnes ir ASV, Čīlē, Meksikā, Norvēģijā, Dienvidāfrikā, Kaukāzā, Kazahijā.

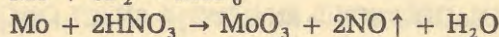
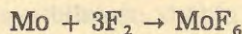
Molibdēns dzīvajos organismos sastopams kā mikroelements, kas piedalās slāpekļa maiņā, nukleīnskābju un olbaltumvielu sintēzē.

**Iegūšana.** Rūpniecībā Mo iegūst no bagātināta molibdenīta:

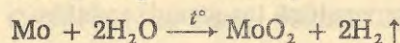
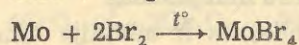
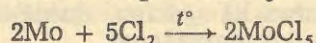
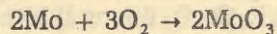


**Īpašības.** Molibdēns ir pelēkbalts, smags, grūti kūstošs, taču viegli velmējams un kaļams metāls. Niecīgi piemaisījumi to padara trauslu.

Molibdēns ir ķīmiski inerts metāls. Parastajos apstākļos tas reaģē tikai ar fluoru, koncentrētu  $\text{HNO}_3$  un ar karaļūdeni:

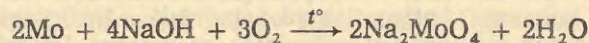
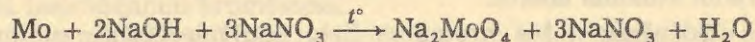


Paaugstinātā temperatūrā uz molibdēnu iedarbojas halogēni, veidojot dažāda sastāva nestabilus halogenīdus. 400 °C temperatūrā tas sadeg skābeklī, bet 700 °C temperatūrā Mo reaģē pat ar ūdeni:



Augstā temperatūrā molibdēns reaģē arī ar citiem nemetāliem, veidojot dažāda sastāva savienojumus, piemēram,  $\text{MoN}$ ,  $\text{Mo}_2\text{C}$ ,  $\text{MoC}$  u. c.

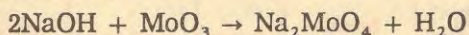
Oksidētāju klātbūtnē molibdēns reaģē ar izkausētiem sārmim, veidojot molibdātus:



**Izmantošana.** Molibdēnu lieto cietu, termiski un ķīmiski izturīgu sakausējumu ražošanā. Aptuveni 75 % no iegūtā

molibdēna patērē tērauda legēšanai. Molibdēnam raksturīgs mazs termiskās izplešanās koeficients, tāpēc no tā izgatavo elektrisko spuldžu un elektronspuldžu, kā arī rentgena lampu elektrodu turētājus, kuri ir iekausēti stiklā.

**Molibdēna savienojumi.** Stabilākie ir molibdēna(VI) savienojumi. Molibdēna(VI) oksīds  $\text{MoO}_3$  ir zaļganbalta, kristāliska viela, kas atšķirībā no  $\text{CrO}_3$  slikti šķīst ūdenī un karsējot nesadalās, bet iztvaiko.  $\text{MoO}_3$  labi reagē ar sārnu šķīdumiem, veidojot bezkrāsainus molibdēnskābes sāļus – molibdātus:



Molibdātiem reagējot ar skābēm, veidojas molibdēnskābe, kuru atšķirībā no hromskābēm iespējams izdalīt brīvā veidā –  $\text{H}_2\text{MoO}_4$  (balta kristāli),  $\text{H}_2\text{MoO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (dzelteni kristāli).

Molibdēna(VI) oksīdam un molibdātiem atšķirībā no  $\text{CrO}_3$  un hromskābju sāļiem nav oksidējošu īpašību.  $\text{MoO}_3$  lieto galvenokārt tīra molibdēna iegūšanai, kā arī keramikas izstrādājumu ražošanā.

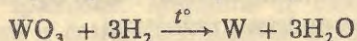
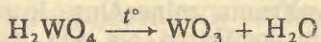
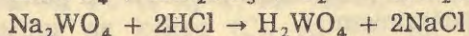
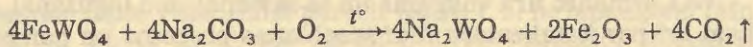
Viens no svarīgākajiem molibdēna sāļiem ir amonija molibdāts  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ , to izmanto analītiskajā ķīmijā fosfora satura noteikšanai un lauksaimniecībā par mikromēslojumu.

Molibdēna disulfīdu  $\text{MoS}_2$  (zilganpelēks) lieto augstvērtīgu ziežļu ražošanai, jo tam ir mazs berzes koeficients.

### 3.26.3. Volframs

**Atrašanās dabā.** Pazīstamākie volframa minerāli satur galvenokārt volframātus, piemēram, volframīts  $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{WO}_4$ , šelīts  $\text{CaWO}_4$ , štolcīts  $\text{PbWO}_4$ , ferberīts  $\text{FeWO}_4$ . Ievērojamākās volframa rūdu atradnes ir Urālos, Kaukāzā, Aizbaikālā, Kirgīzijā, Ķīnā, Bolīvijā, Argentīnā, ASV, Spānijā.

**Iegūšana.** Rūpniecībā volframu iegūst, reducējot  $\text{WO}_3$ , kas rodas, pārstrādājot volframātus, piemēram, minerālu volframītu:



**Īpašības.** Volframs ir sudrabbalts, smags, samērā ciets metāls ar ļoti augstu kušanas temperatūru, taču labi velmējams

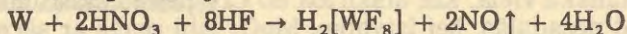
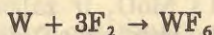
Jau viduslaikos, Rūdu kalnos (tagadējās Vācijas un Čehoslovākijas pierobežā) iegūstot alvu, ievēroja, ka ir kāds piemaisījums, kas šo procesu apgrūtina. Uzskatīja, ka rūdā ir vilks (Wolf), kas nelauj iegūt tīru metālu (Rahm – jēlmetāls ar lielu piemaisījumu daudzumu). Nevēlamais alvas pavadois pamazām ieguva volframa nosaukumu.

K. V. Šele 1781. gadā no minerāla tungstēna (zviedru valodā *tungsteen* – smagais akmens)  $\text{CaWO}_4$ , ko vēlāk nosauca pēc viņa vārda par šelītu, ieguva volframskābi  $\text{WO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Metālu ieguva 1783. gadā spāņu ķīmiķi F. un J. J. Elujāri, reducējot volframu(VI) ar oglekli.

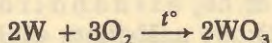
### 3. daļa

un kaļams, maz iztvaiko pat ļoti augstās temperatūrās. Šī iemesla dēļ volframu izmanto spuldžu kvēldiegos.

Volframs ir ķīmiski mazaktīvs metāls. Parastajos apstākļos tas reagē tikai ar fluoru un ar  $\text{HNO}_3$  un  $\text{HF}$  maisījumu, veidojot ūdenraža oktafluorovolframātu(VI):



Aptuveni  $400^\circ\text{C}$  temperatūrā volframs sadeg skābeklī:

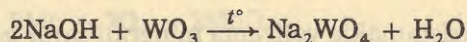


Paaugstinātā temperatūrā volframs reagē arī ar citiem nemetāliem, veidojot dažāda sastāva savienojumus, piemēram,  $\text{WCl}_6$ ,  $\text{WCl}_2$ ,  $\text{WBr}_5$ ,  $\text{WI}_2$ ,  $\text{W}_2\text{C}$ ,  $\text{WN}$ ,  $\text{W}_2\text{N}$  u. c.

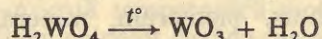
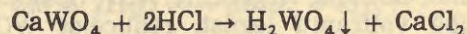
Oksidētāju klātbūtnē volframs, tāpat kā molibdēns, reagē ar sārnu kausējumiem, veidojot volframātus.

**Izmantošana.** Volframu lieto kvēldiegu, sildelementu, termopāru, kā arī termiski izturīgu un cietu sakausējumu ražošanai. Tā, piemēram, supercietais sakausējums pobeidīts, kas nezaudē īpašības  $1100^\circ\text{C}$  temperatūrā, sastāv no  $\approx 85\%$  W,  $10\%$  Co un  $5\%$  C (masas daļās). Volframa ( $90\%$ ), niķeļa ( $5\%$ ) un vara ( $5\%$ ) visai blīvo sakausējumu izmanto konstrukcijās, kas aizsargā pret radioaktīvo starojumu. Daudz volframa patērē tērauda leģēšanai.

**Volframa savienojumi.** Stabilākie ir volframa(VI) savienojumi. Volframa(VI) oksīds  $\text{WO}_3$  ir citrondzeltena, kristāliska viela ( $t_{\text{kus}}^\circ = 1473^\circ\text{C}$ ), kas nešķīst ūdenī.  $\text{WO}_3$  reagē ar izkausētiem sārmjiem, veidojot volframskābes sāļus – volframātus:



Volframāti mijiedarbojas ar skābēm, veidojot baltas nogulsnes  $\text{H}_2\text{WO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . Sildot baltās nogulsnes kļūst dzeltenas, jo rodas volframskābe  $\text{H}_2\text{WO}_4$ , kas karsējot sadalās:



$\text{WO}_3$  izmanto tīra volframa un tā savienojumu iegūšanai, to lieto arī par katalizatoru hidrogenēšanas procesos un par pigmentu keramikas izstrādājumiem.

Volframāti veido svarīgākos volframa minerālus, kurus izmanto volframa un tā savienojumu iegūšanai.  $\text{Na}_2\text{WO}_4$  lieto speciālu uguns un ūdens izturīgu audumu ražošanai.

Volframa karbīdus to lielās cietības dēļ lieto sakausējumos, no kuriem gatavo urbšanas instrumentus un griezējinstrumentus.

## 3.27. Elementu periodiskās sistēmas VIIB (7.) grupa

## 3. daļa

3.27. tabula

VIIB (7.) grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementu           |           |         |                                   | Vienkāršo vielu         |                               |                                 |                                  | Salikto vielu sastāvā                  |  |
|--------------------|-----------|---------|-----------------------------------|-------------------------|-------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|--|--|
| kārtas<br>skaitlis | nosaukums | simbols | relatīvā<br>atommasa              | atomu<br>rādiuss,<br>pm | blīvums,<br>g/cm <sup>3</sup> | kušanas<br>tempera-<br>tūra, °C | viršanas<br>tempera-<br>tūra, °C | oksidēšanas<br>pakāpe                  | jonu E <sup>7+</sup><br>rādiuss,<br>pm |
| 25                 | Mangāns   | Mn      | 54,93805                          | 129                     | 7,49                          | 1244                            | 2077                             | +II, (+III),<br>+IV, (+VI),<br>+VII    | 46                                     |
| 43                 | Tehnēcijs | Tc      | 97,9072<br>stabilākais<br>izotops | 130                     | 11,487                        | 2200                            | 4600                             | +II, (+III),<br>+IV, (+VI),<br>+VII    |  |
| 75                 | Rēnijs    | Re      | 186,207                           | 137                     | 21,03                         | 3190                            | 5600                             | (+II), +III,<br>+IV, +V,<br>+VI), +VII | 56                                     |

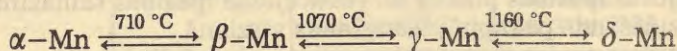
### 3.27.1. Mangāns

**Atrašanās dabā.** Pazīstamākie mangāna minerāli ir piroluzīts MnO<sub>2</sub>, braunīts Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, hausmanīts Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, mangāna kolčedāns MnS<sub>2</sub>, rodohrozīts jeb mangāna špats MnCO<sub>3</sub>. Nozīmīgākās mangāna rūdu atradnes ir Ukrainā, Urālos, Gruzijā, Indijā, Brazīlijā, Dienvidāfrikā un Rietumāfrikā.

Mangāns kā mikroelements atrodas augos, cilvēka un dzīvnieku organismā. Tā trūkums cilvēka un dzīvnieku organismā rada ievērojamus augšanas un attīstības traucējumus, kā arī anēmiju, bet augos – nekrozi (kādas organisma daļas atmiršanu).

**Iegūšana.** Mangāna rūdas satur dzelzs oksīdu piemaisījumus, tāpēc rūpniecībā parasti iegūst t. s. feromangānu (Mn ≈ 85 %, Fe 10 %, C, Al vai Si ≈ 5 %), reducējot mangāna oksīdus ar koksu (C), Al vai Si. Tīru mangānu iegūst, elektrolizējot MnSO<sub>4</sub> vai MnCl<sub>2</sub> šķīdumus.

**Īpašības.** Mangāns ir ciets, trausls, sudrabbalts metāls. Tam ir četras kristāliskās modifikācijas:



Mangāna dioksīds MnO<sub>2</sub> minerāla piroluzīta veidā bija pazīstams jau Senajā Romā. Viduslaikos piroluzītu sauca par mangānu (gr. *manganizein* – attīrīt), jo, ievadīts dzelzi saturoša stikla kausējumā, tas stiklu atkrāsoja. Mangānu 1774. gadā ieguva zviedrs J. G. Gāns, karsējot piroluzīta un ogles maisījumu:

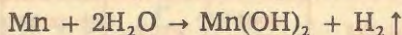
$$\text{MnO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{r^{\circ}} \text{Mn} + 2\text{CO}$$

legūto metālu viņš nosauca par manganēziju. M. H. Klaprots 1808. gadā sāka to saukt par mangānu. 19. gs. 60. gados domnās jau ieguva ar mangānu legētu dzelzi.

## 3. daļa

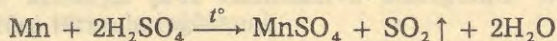
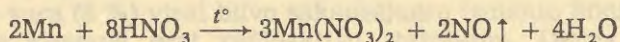
Ar metāliem mangāns veido cietos šķīdumus (sakausējumus) un intermetāliskus savienojumus. Mangāns labi absorbē ūdeņradi, taču ar to nereaģē.

Parastajos apstākļos mangāns ir ķīmiski inerts metāls, jo to klāj blīva oksīdu aizsargkārtiņa. Mangānu pasivē auksta slāpekļskābe. Mangāns diezgan aktīvi reaģē ar HCl un H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> šķīdumiem, izdalot H<sub>2</sub> un veidojot attiecīgi MnCl<sub>2</sub> un MnSO<sub>4</sub>. Sasmalcināts Mn lēni reaģē arī ar ūdeni, paaugstinātā temperatūrā reakcijas ātrums palielinās:



Sakarsēts mangāna pulveris (400 °C) gaisā aizdegas, veidojot dažāda sastāva oksīdus (MnO<sub>2</sub>, Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub>). Paaugstinātā temperatūrā tas labi reaģē ar halogēniem, veidojot mangāna(II) halogēnīdus. Sakarsēts mangāna pulveris vai izkausēts mangāns reaģē ar daudziem nemetāliem, veidojot arī vērtībai neatbilstošus savienojumus, piemēram, MnS, MnSe, Mn<sub>3</sub>S<sub>4</sub>, Mn<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, Mn<sub>2</sub>N, Mn<sub>4</sub>N, Mn<sub>2</sub>P, MnP, Mn<sub>3</sub>C, Mn<sub>7</sub>C<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub>Si, MnSi, Mn<sub>2</sub>Si<sub>3</sub>.

Mangāns reaģē ar sakarsētu koncentrētu slāpekļskābi un sērskābi:

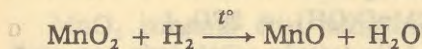


**Izmantošana.** Feromangānu lieto melnajā metalurģijā sēra un oglekļa saistīšanai, tērauda legēšanai. MnO<sub>2</sub> un MnS izdalās sārņos, bet Mn<sub>3</sub>C paliek sakausējumā, veidojot tēraudus ar ievērojamu cietību un berzes izturību. Viens no tiem ir Hadfilda tērauds, kurā mangāna masas daļa ir ≈ 11...14 %. Bezniķeļa nerūsošajā tēraudā hroma masas daļa ir 14 % un mangāna masas daļa 15 %. Tīru mangānu lieto krāsaino sakausējumu legēšanai. Piemēram, sakausējumam manganīnam, kurā ir 85 % hroma, 12 % mangāna un 3 % niķeļa, piemīt liela elektriskā pretestība, kuru ietekmē nevis temperatūra, bet spiediens. Vara sakausējumu, kurā ir 14 % mangāna un 10 % alumīnija, var rūdīt kā tēraudu, un tam piemīt arī feromagnetiskas īpašības.

**Mangāna savienojumi.** Stabilākie ir mangāna(II, IV un VII) savienojumi, mazāk stabili – mangāna(III un VI) savienojumi. Maz pazīstami ir mangāna(V) savienojumi. Palielinoties Mn oksidēšanas pakāpei, tā oksīdu un oksīdu hidratu bāziskās īpašības pavājinās, bet skābās īpašības pastiprinās. Mangāna savienojumiem piemīt oksidējošas un reducējošās īpašības. Oksidējošās īpašības pieaug un reducējošās īpašības samazinās Mn oksidēšanas pakāpju pieaugšanas virzienā.

Mangāna savienojumu raksturojums dots 3.28. tabulā.

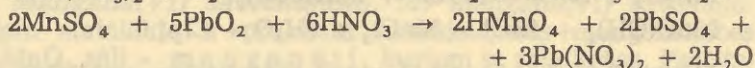
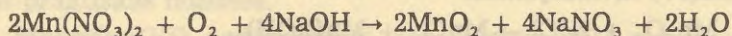
**Mangāna(II) savienojumi.** Mangāna(II) oksīds MnO ir pelēkzaļa, kristāliska viela, kuru iegūst, karsējot  $\text{MnCO}_3$  vai reducējot  $\text{MnO}_2$  ar ūdeņradi:



MnO labi reaģē ar atšķaidītām skābēm, veidojot mangāna(II) sāļus. No to šķīdumiem var iegūt baltas mangāna(II) hidroksīda  $\text{Mn(OH)}_2$  nogulsnes, kuras gaisā pakāpeniski oksidējas un kļūst tumšākas, jo izveidojas brūns mangāna(IV) hidroksīds vai mangāna(IV) oksihidroksīds  $\text{MnO(OH)}_2$ .

$\text{Mn(OH)}_2$  reaģē ar skābēm, veidojot mangāna(II) šķīstošus sāļus gaiši rozā krāsā, piemēram,  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{Mn(NO}_3)_2$ . Mazšķīstoši ir  $\text{MnS}$ ,  $\text{MnF}_2$ ,  $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Mangāna(II) sāļi oksidētāju klātbūtnē oksidējas, neitrālā vai sārmainā vidē veidojot  $\text{MnO}_2$  tumši brūnā krāsā, bet skābā vidē – permangānskābi  $\text{HMnO}_4$  violetā krāsā.



Pēdējo reakciju izmanto kā kvalitatīvu reakciju mangāna pierādīšanai.

Mangāna(II) sāļi veido dažāda sastāva kristālhidrātus, piemēram,  $\text{MnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MnCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Mn(NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  u. c. Tie viegli kūst, piemēram,  $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  kūst  $50^\circ\text{C}$

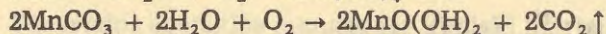
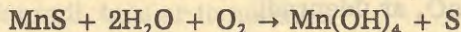
3.28. tabula

## Mangāna savienojumu raksturojums

| Savienojumu vispārīgais raksturojums | Mangāna(II) savienojumi                            | Mangāna(III) savienojumi   | Mangāna(IV) savienojumi   | Mangāna(VI) savienojumi  | Mangāna(VII) savienojumi                                       |
|--------------------------------------|--|--|---|--|--|
| Oksīdi                               | MnO  | $\text{Mn}_2\text{O}_3$  | $\text{MnO}_2$  | —  | $\text{Mn}_2\text{O}_7$  |
| Oksīdu hidratī                       | $\text{Mn(OH)}_2$<br>Bāziski                       | $\text{Mn(OH)}_3$<br>Bāziski   | $\text{MnO(OH)}_2$<br>Amfotēri  | $(\text{H}_2\text{MnO}_4)$<br>Skābi                            | $\text{HMnO}_4$<br>Skābi                                       |
| Sāļi                                 | $\text{MnCl}_2$ ,<br>$\text{MnSO}_4$<br>Reducētāji | $\text{MnCl}_3$ ,<br>$\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$<br>Reducētāji<br>un oksidētāji | $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$ ,<br>$\text{CaMnO}_3$<br>Oksidētāji<br>un reducētāji | $\text{K}_2\text{MnO}_4$<br><br>Oksidētāji,<br>vāji reducētāji | $\text{KMnO}_4$ ,<br>$\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$<br>Oksidētāji |

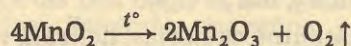
### 3. daļa

temperatūrā un šķīst savā kristalizācijas ūdenī. Mangāna(II) vājo skābju sāļi gaisā oksidējas un hidrolizējas:

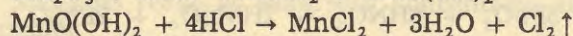
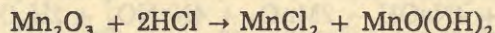


Mn(II) savienojumus lieto citu mangāna savienojumu iegūšanai.  $\text{MnCl}_2$  izmanto sēklu apstrādei, kā arī par krāsu pigmentu un par katalizatoru neorganiskajā un organiskajā sintēzē. Dažus mangāna(II) minerālus, piemēram, sārtu rodonītu  $\text{MnSiO}_3$ , lieto par dekoratīvu materiālu arhitektūrā un tēlniecībā.  $\text{MnSO}_4$  izmanto mikromēslojumam.

**Mangāna(III) savienojumi.** Stabilākais no mangāna(III) savienojumiem ir  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ . Tā ir kristāliska viela tumšbrūnā krāsā, ko iegūst, karsējot mangāna dioksīdu  $\text{MnO}_2$ :



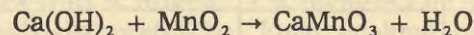
Skābā vidē  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  veido stabilākus mangāna(II) un mangāna(IV) savienojumus:



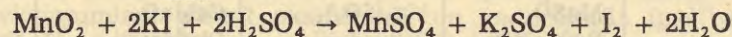
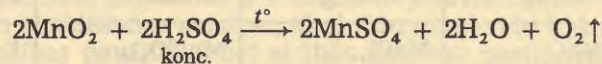
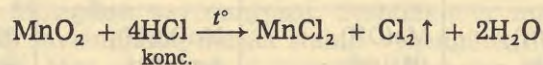
Mangāna(III) sāļi viegli hidrolizējas, stabilākie no tiem ir daži dubultsāļi, piemēram,  $\text{CsMn(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ .

Mangāna(II, III) oksīds  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  jeb  $\text{MnO} \cdot \text{Mn}_2\text{O}_3$  (minerāls hausmanīts) ir brūnā krāsā ( $t_{\text{kus}}^\circ = 1590^\circ\text{C}$ ).

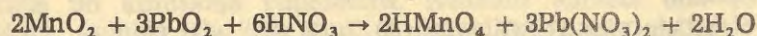
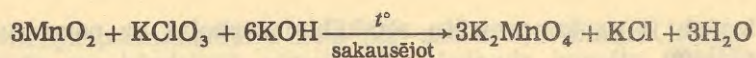
**Mangāna(IV) savienojumi.** Mangāna(IV) oksīds jeb mangāna dioksīds  $\text{MnO}_2$  ir tumšbrūnā krāsā. Dabā tas sastopams minerāla piroluzīta veidā.  $\text{MnO}_2$  iegūst arī no citiem mangāna savienojumiem dažādās oksidēšanās-reducēšanās reakcijās. Tas ir amfotērs oksīds, kuram skābās un bāziskās īpašības ir izteiktas visai vāji, jo  $\text{MnO}_2$  nereaģē ne ar ūdeni, ne ar atšķaidītām skābēm, bet ar sārmiem reaģē tikai augstās temperatūrās, veidojot manganītus:



$\text{MnO}_2$  ir samērā spēcīgs oksidētājs. Šo  $\text{MnO}_2$  īpašību izmanto mangāna(II) sāļu, hlora, skābekļa un citu vielu iegūšanai, piemēram,

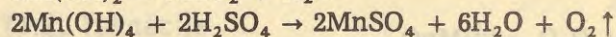
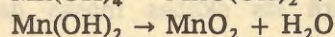
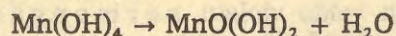


$\text{MnO}_2$  reakcijās ar spēcīgiem oksidētājiem veidojas mangāna(VI) un mangāna(VII) savienojumi, piemēram,



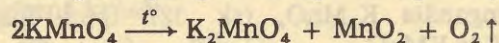
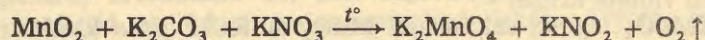
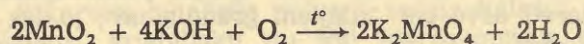
$\text{MnO}_2$  izmanto citu mangāna savienojumu iegūšanai. To lieto par oksidētāju pirotehnikā, gāzmaskās,  $\text{Cl}_2$  iegūšanai no sālsskābes, sausajos galvaniskajos elementos, stikla rūpniecībā stikla masas atkrāsošanai.  $\text{MnO}_2$  nodar par katalizatoru  $\text{H}_2\text{O}_2$  un  $\text{KClO}_3$  sadalīšanas reakcijās ( $\text{O}_2$  iegūšanai) un sērskābi galviņās. To izmanto arī par brūnu pigmentu (umbra).

Mangāna (IV) hidroksīds  $\text{Mn}(\text{OH})_4$ , kā arī  $\text{MnO}(\text{OH})_2$  ir nestabili savienojumi – tie ātri sadalās un skābā vidē reducējas:



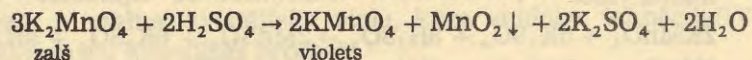
Mangāna (IV) sāļi ir nestabili savienojumi, un tiem nav praktiskas nozīmes.

**Mangāna (VI) savienojumi.** No mangāna (VI) savienojumiem stabilākie ir praktiski neeksistējošās mangānskābes  $\text{H}_2\text{MnO}_4$  sāļi – mangānāti, kuriem ir zaļa krāsa. Pazīstamākais no tiem ir kālija manganāts  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ . To iegūst, sakausējot  $\text{MnO}_2$  ar sārmu un oksidētāju vai arī termiski sadalot kālija permanganātu  $\text{KMnO}_4$ :

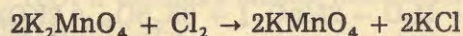


Uzmanīgi ietvaicējot manganātu ūdens šķīdumu, var iegūt šo sāļu tumšzaļus kristālus.

Manganāti (to ūdens šķīdumi ir izteikti zaļā krāsā) eksistē tikai sārmainā vidē. Paskābinot rodas violets krāsojums, jo veidojas permangānskābes sāļi – permanganāti:



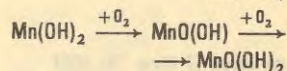
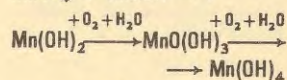
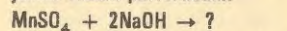
Spēcīgi oksidētāji manganātus pārvērš par permanganātiem:



Mangāna (VI) savienojumus lieto galvenokārt laboratoriju praksē. Bārija manganātu  $\text{BaMnO}_4$ , kas ir samērā stabils savienojums, izmanto par zaļo pigmentu krāsvielās.

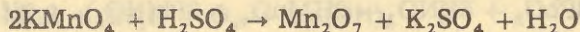
**Mangāna (VII) savienojumi.** Mangāna (VII) oksīds  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  ir nestabils zaļganmelns eļļains šķidrums, ko

Uzrakstiet reakciju vienādojumus šādām pārvērtībām:

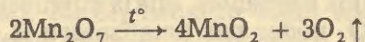


### 3. daļa

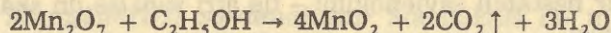
iegūst, ja ar koncentrētu sērskābi iedarbojas uz permanganātiem:



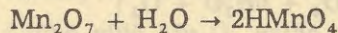
$\text{Mn}_2\text{O}_7$  ir eksplozīvs, jo nedaudz paaugstinātā temperatūrā tas strauji sadalās:



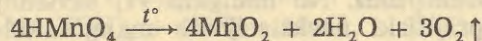
$\text{Mn}_2\text{O}_7$  ir spēcīgs oksidētājs, tā klātbūtnē uzliesmo daudzas organiskas vielas, piemēram, ēteris, glicerīns, etilspirts, celuloze u. c.



$\text{Mn}_2\text{O}_7$  reaģē ar ūdeni un veido violetu permangānskābes  $\text{HMnO}_4$  šķīdumu, kurā šīs skābes masas daļa ir līdz 20 %.



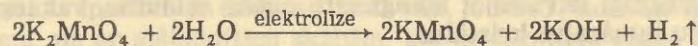
Koncentrētāki šķīdumi nav iegūti, jo, šķīdumu ietvaicējot, noris sadalīšanās:



Tā kā  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  un  $\text{HMnO}_4$  ir nestabili savienojumi, tos lieto tikai laboratorijas praksē.

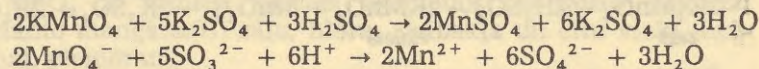
Mangāna(VII) savienojumi ir permangānskābes sāļi – permanganāti. Visvairāk lieto kālija permanganātu  $\text{KMnO}_4$ , ko nereti dēvē par "zilajiem graudiņiem", jo tas ir tumši violetā krāsā.

$\text{KMnO}_4$  iegūst, sakausējot  $\text{MnO}_2$  ar  $\text{KOH}$  gaisa klātbūtnē. Veidojas kālija manganāts  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  (sk. 327. lpp.), kuru elektrolītiski oksidē līdz  $\text{KMnO}_4$ :

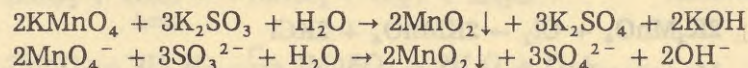


Permanganāti labi šķīst ūdenī un ir spēcīgi oksidētāji. Atkarībā no vides  $\text{MnO}_4^-$  jons reducējas dažādi.

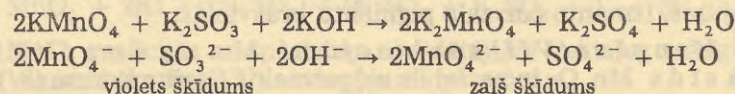
Skābā vidē:



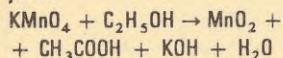
Neitrālā vai vāji bāziskā vidē:



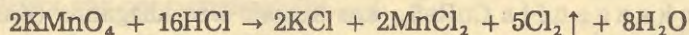
Bāziskā vidē:



Kālija permanganāts etilspirtu oksidē par etiķskābi. Uzrakstiet šīs pārvērtības oksidēšanās-reducēšanās vienādojumu:



Kālija permanganātu lieto par oksidētāju ķīmijas laboratorijās un ķīmiskajā rūpniecībā. Nedaudz karsēts (210 °C)  $\text{KMnO}_4$  sadalās (sk. 254. lpp.); šo reakciju izmanto skābekļa iegūšanai laboratorijās.  $\text{KMnO}_4$  reakciju ar koncentrētu sālskābi izmanto hlora iegūšanai:



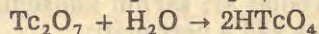
$\text{KMnO}_4$  ir efektīvs antiseptisks līdzeklis. Ūdens šķīdumus, kuros kālija permanganāta masas daļa ir 0,01...0,025 %, lieto mutes dobuma un kakla skalošanai, brūču apmazgāšanai, bet 2...5 % šķīdumu – apdegumu ārstēšanai.

### 3.27.2. Tehnēcijs

**Atrašanās dabā.** Zemes garozā tehnēcijs 1940. gadā ļoti niecīgos daudzumos tika konstatēts urāna rūdā. Stabilākais tehnēcija izotops ir  $^{99}\text{Tc}$ . Tagad to iegūst no urāna dalīšanās produktiem atomreaktoros.

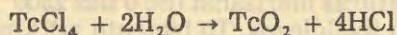
**Īpašības.** Tehnēcijs ir sudrappelēks metāls. Tas ir mazāk aktīvs par mangānu un pēc ķīmiskajām īpašībām līdzīgs rēnijam (sk. turpmāk).

Sakarsēts tehnēcija pulveris sadeg skābeklī un veido gaiši dzeltenu, kristālisku un ļoti higroskopisku oksīdu  $\text{Tc}_2\text{O}_7$ ; tā reakcijā ar ūdeni rodas pertehnēcijskābe  $\text{HTcO}_4$  tumši sarkanā krāsā:

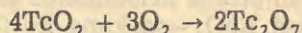


Kompakts Tc ir korozijizturīgs metāls, to lieto par komponentu antikoroziīvos sakausējumos.

**Tehnēcija savienojumi.** Tehnēcija(IV) oksīds  $\text{TcO}_2$  ir melna, kristāliska viela, kura veidojas tehnēcija(IV) halogenīdu hidrolīzes procesā:



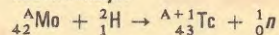
$\text{TcO}_2$  ir amfotērs oksīds, kas skābekļa klātbūtnē viegli oksidējas par  $\text{Tc}_2\text{O}_7$ .



Pazīstami arī citi tehnēcija savienojumi ( $\text{TcF}_5$ ;  $\text{TcF}_6$ ;  $\text{TcCl}_6$ ;  $\text{Tc}_2\text{S}_7$ ;  $\text{TcS}_2$ ), taču tiem nav liela praktiska nozīme.

Kālija vai amonija pertehnētātus  $\text{KTcO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{TcO}_4$  lieto par dzelzs sakausējumu inhibitoriem.

1936./37. gadā E. Segrē un K. Perjē ķīmiski pētīja molibdēna paraugu, kas ciklotronā bija ilgstoši apstarots ar deitērija kodolu plūsmu. Elementu atdalīšanas gaitā zinātnieki konstatēja, ka mangāna un rēnija frakcijā ir vēl viens radioaktīvs elements, kura atomu kodoli bija izveidojušies ciklotronā šādā kodolreakcijā:



Tā pirmo reizi mākslīgi tika iegūts jauns elements – tehnēcijs (gr. *technētos* – mākslīgi).

**E. Dž. Segrē** (dz. 1905) ir itāliešu izcelsmes fiziķis. No 1930. gada strādāja par fizikas profesoru Romā un Palermo. Otrā pasaules kara laikā viņš piedalījās "Manhatanas projekta" realizēšanā, t. i., atombumbas izveidošanā Losalamosā (ASV). Bez tehnēcija Segre kopā ar citiem zinātniekiem atklājis arī astatu un antiprotonu.

## 3. daļa

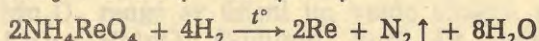
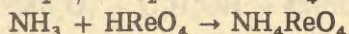
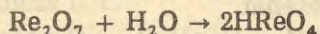
Elementu ar kārtas skaitli 75 sistematiski meklēja dažādos minerālos, galvenokārt kolumbītā un gadolīnītā V. K. F. Nodaks un I. E. Take, kas vēlāk kļuva Nodaka dzīvesbiedre. Ar rentgenspektāranalīzi viņi šo elementu – rēniju – atklāja 1925. gadā. Trīs gadus vēlāk no 660 kg Norvēģijas molibdēna spīdes viņiem izdevās iegūt 1 gramu tīra rēnija. Elementu nosauca Takes dzimtā novada – Reinas apgabala (lat. *Rhenus* – Reina) vārdā.

V. K. F. Nodaks (1893–1960) un I. E. Nodaka (1896–1978) bija vācu fizikāļķīmiķi, pētīja lantanoīdu ģeokīmiju, no darbojās ar fotoķīmiju un radio-ķīmiju.

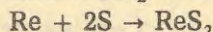
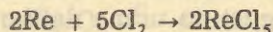
### 3.27.3. Rēnijs

Atrašanās dabā. Zemes garozā rēnijs ir ļoti izkliedēts elements, tas sastopams galvenokārt molibdenītā un kolumbītā, kā arī vara, tantala un platīna rūdās. Rets Re minerāls ir dzekazganīts  $\text{CuReS}_4$ , kas atrasts Džekkazganas (Kazahija) tuvumā.

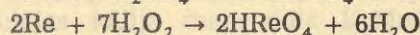
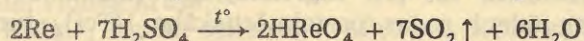
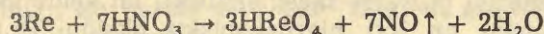
Iegūšana. Apdedzinot rēniju saturošas rūdas, vispirms iegūst  $\text{Re}_2\text{O}_7$ . To pārvērš amonija perrenātā, kuru savukārt reducē ar ūdeņradi.



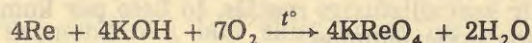
Īpašības. Rēnijs ir gaišpelēks, plastisks, ķīmiski mazaktīvs metāls. Parastos apstākļos kompakts rēnijs ir izturīgs pret ūdens un gaisa iedarbību. Sakarsēts virs  $300^\circ\text{C}$ , rēnijs reaģē ar gaisa skābekli, veidojot oksīdu  $\text{Re}_2\text{O}_7$  un  $\text{ReO}_3$  maisījumu. Rēnijs reaģē arī ar halogēniem un sēru:



Rēnijs mijiedarbojas ar koncentrētu slāpekļskābi, sērskābi un ar ūdeņraža peroksīdu  $\text{H}_2\text{O}_2$ , visos šajos gadījumos veidojot perrēniskābi  $\text{HReO}_4$ .



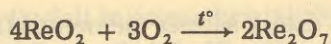
Gaisa klātbūtnē uz rēniju iedarbojas arī sārmu kausējumi. Šajās reakcijās rodas perrēniskābes sāļi – perrenāti:



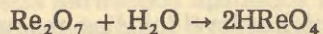
Izmantošana. Rēnija sakausējumus ar citiem grūti kūstošiem metāliem (Mo, W, Ta) lieto aviācijas un kosmosa tehnikā, no tiem gatavo termiski izturīgus elektrodus. Re–Pt un Re–W termopārus izmanto temperatūras mērīšanai (no 0 līdz  $2500^\circ\text{C}$ ). Rēniju lieto speciālo spuldžu kvēldiegos. To izmanto arī ķīmiskajā rūpniecībā par katalizatoru ( $\text{NH}_3$  un  $\text{CH}_4$  oksidēšanā,  $\text{C}_2\text{H}_4$  hidrogenēšanā u. c.).

Rēnija savienojumi. Rēnijs veido piecus kristāliskus oksīdus:  $\text{Re}_2\text{O}$ ,  $\text{ReO}$  un  $\text{ReO}_2$  – melnā krāsā,  $\text{ReO}_3$  – sarkans,  $\text{Re}_2\text{O}_7$  – dzeltens.  $\text{Re}_2\text{O}$  un  $\text{ReO}$  ir bāziski oksīdi,  $\text{ReO}_2$  – amfotērs savienojums, bet oksīdi  $\text{ReO}_3$  un  $\text{Re}_2\text{O}_7$  pieder pie skābajiem oksīdiem.  $\text{ReO}_2$  atšķirībā no  $\text{MnO}_2$  ir nestabils savienojums, jo sakarsēts tas gaisā oksidējas:

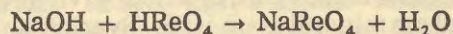
## 3. daļa



Stabilākais ir rēnija(VII) oksīds  $\text{Re}_2\text{O}_7$  ( $t_{\text{kus}}^\circ = 300^\circ\text{C}$ ), kas reaģē ar ūdeni un veido bezkrāsainu perrēniskābi  $\text{HReO}_4$ , kura pastāv tikai ūdens šķīdumā un ir vājāka par permangānskābi.



$\text{HReO}_4$  sāļus – perrenātus iegūst neitralizācijas reakcijās:



Perrenāti labi šķīst ūdenī, mazšķīstoši ir K, Rb, Cs un Ag perrenāti.

Atšķirībā no permangānskābes un tās sāļiem perrēniskābei un perrenātiem oksidējošās īpašības nav raksturīgas.

$\text{Re}_2\text{O}_7$  izmanto tīra rēnija un citu rēnija savienojumu iegūšanai.

### 3.28. Elementu periodiskās sistēmas

#### VIIIB grupa

(8. grupa Fe, Ru, Os;

9. grupa Co, Rh, Ir;

10. grupa Ni, Pd, Pt)

3.29. tabula

#### VIIIB grupas elementu un to veidoto vienkāršo vielu raksturojums

| Elementu      |           |         |                   | Vienkāršo vielu   |                            |                         |                          | Salikto vielu sastāvā                      |                     |
|---------------|-----------|---------|-------------------|-------------------|----------------------------|-------------------------|--------------------------|--|---------------------|
| kārtas skaits | nosaukums | simbols | relatīvā atommasa | atomu rādiuss, pm | blīvums, g/cm <sup>3</sup> | kušanas temperatūra, °C | viršanas temperatūra, °C | oksidēšanas pakāpe                         | jonu rādiuss, pm    |
| 26            | Dzelzs    | Fe      | 55,847            | 126               | 7,874                      | 1539                    | 2880                     | + II, + III, (VI)                          | Fe <sup>2+</sup> 75 |
| 27            | Kobalts   | Co      | 58,93320          | 126               | 8,90                       | 1495                    | 3185                     | + II, (+ III)                              | Co <sup>2+</sup> 72 |
| 28            | Niķelis   | Ni      | 58,69             | 124               | 8,91                       | 1453                    | 2730                     | + II, (+ III, + IV)                        | Ni <sup>2+</sup> 70 |
| 45            | Rutēnijs  | Ru      | 101,07            | 133               | 12,37                      | 2250                    | 4200                     | (+ II, + III), + IV, (+ VI, + VII), + VIII | Ru <sup>4+</sup> 62 |
| 46            | Rodijs    | Rh      | 102,90550         | 134               | 12,41                      | 1963                    | 3700                     | (+ I, + II), + III, + IV, (+ VI)           | Rh <sup>4+</sup> 65 |
| 47            | Pallādijs | Pd      | 106,42            | 138               | 12,02                      | 1554                    | 2940                     | + II, (+ III), + IV                        | Pd <sup>4+</sup> 64 |
| 76            | Osmijs    | Os      | 190,2             | 134               | 22,61                      | 3030                    | ≈ 5000                   | (+ II, + III, + IV), + VI, + VIII          | Os <sup>4+</sup> 65 |
| 77            | Irīdijs   | Ir      | 192,22            | 135               | 22,50                      | 2443                    | 4547                     | (+ I, + II), + III, + IV, (+ VI)           | Ir <sup>4+</sup> 65 |
| 78            | Platīns   | Pt      | 195,08            | 138               | 21,45                      | 1772                    | ≈ 3900                   | (+ I), + II, (+ III), + IV, (+ VI)         | Pt <sup>4+</sup> 64 |

## 3. daļa

VIIIB grupas elementus iedala dzelzs saimes elementos (Fe, Co, Ni) un platīna saimes elementos (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt).

### 3.28.1. Dzelzs

Dzelzs (lat. *Ferrum*) bija pazīstama jau sirmā senatnē. Ēģiptē ir atrasti priekšmeti, kas izgatavoti no meteorītu dzelzs 4. gadu tūkstoši p. m. ē. No Nilas ielejas rūdām dzelzi ieguva 1. gadu tūkstoši p. m. ē. Vecākās dzelzs kausēšanas krāšņu paliekas ir atklātas Ziemeļpalestīnā (13. gs. p. m. ē.) un Itālijā (ap 1100. g. p. m. ē.). Kurzemes hercogistē dzelzs tika iegūta no purva rūdas.

Meteorītos ir  $\approx 90\%$  Fe;  $8,5\%$  Ni;  $0,5\%$  Co un  $\approx 1\%$  Ca, Cu, P, S, C.

**Atrašanās dabā.** Dzelzs tīrradņi, kas izveidojušies, magmai atdziestot, sastopami reti (Grenlandē, Francijā, Vācijā). Taču dzelzs pēc elementu izplatības Zemes garozā ieņem 4. vietu (aiz O, Si, Al), jo tā veido daudzus minerālus un iežus. Svarīgākie no tiem ir magnetīts (magnētiskā dzelzsrūda)  $Fe_3O_4$ , hematīts (sarkanā dzelzsrūda)  $Fe_2O_3$ , limonīts (brūnā dzelzsrūda)  $Fe_2O_3 \cdot 4H_2O$ , siderīts (dzelzs špats)  $FeCO_3$ , pirīts (dzelzs kolčedāns)  $FeS_2$ , arsenopirīts (arsēna kolčedāns)  $FeAsS$ . Dzelzi satur arī parastais māls.

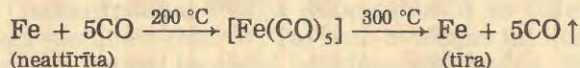
Bagātākās dzelzsrūdu atradnes Urālos (Magnitogorska), Ukrainā Krivojrogas baseinā, Kerčas pussalā, Kurskas rajonā, Zviedrijā, Norvēģijā, Francijā, Polijā, Austrijā, kā arī Ziemeļāfrikā (Atlasa kalnos), ASV (Augšezera rajonā).

Daudzos Latvijas rajonos sastopamas purvu un ezeru rūdas, kuras satur limonītu ( $Fe_2O_3 \cdot 4H_2O$ ). To slāņu biezums nav lielāks par 2 m, bet platība nepārsniedz 4 ha. Limonīta krājumi atsevišķās Latvijas purvu atradnēs sasniedz  $\approx 10$  tūkstošus tonnu, taču to praktiskā nozīme pašlaik nav liela.

Uzskata, ka Zemes kodolā dzelzs masas daļa ir  $90\%$  ( $10\%$  Ni un Co).

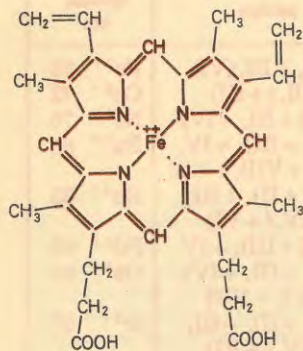
Dzelzij ir liela nozīme dzīvajā dabā. Pieauguša cilvēka organisms satur  $4 \dots 5$  g Fe, ap  $70\%$  no tās ietilpst hemoglobīnā, kas pārnes skābekli no elpošanas orgāniem uz audiem. Augos dzelzs piedalās hlorofila veidošanās procesā.

**Iegūšana.** Tīru dzelzi iegūst vai nu dzelzs sāļu ūdens šķīdumu elektrolīzes procesā, vai termiski sadalot dzelzs pentakarbonīlu:



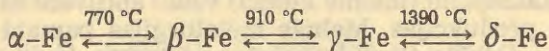
Rūpniecībā dzelzi iegūst galvenokārt dažādu dzelzs un oglekļa sakausējumu – čuguna (ķeta) un tērauda veidā (sk. 141. un 534. lpp.), reducējot bagātināto dzelzsrūdu dzelzs oksīdus ar koksas oglekli, resp., ar oglekļa(II) oksīdu CO vai metānu  $CH_4$ .

**Īpašības.** Dzelzs ir sudrabbalts, plastisks, viegli kaļams un velmējams metāls. Tīra dzelzs ir mīkstāka par zeltu un sudrabu, bet cietāka par alumīniju. Dzelzs fizikālās un mehāniskās īpašības būtiski ietekmē dažādi piemaisījumi. Tā, piemēram, čuguns, kurā oglekļa un dažu citu piemaisījumu masas daļa ir  $1,7 \dots 6,67\%$ , parastajos apstākļos nav kaļams.



3.16. att. Hemoglobīna molekulas uzbūve.

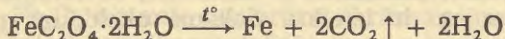
Dzelzij ir četras kristāliskās modifikācijas:



Dzelzij piemīt magnētiskas īpašības.

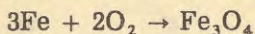
Dzelzs ir vidēji aktīvs metāls, taču ķīmiski tīra, kompakta dzelzs parastajos apstākļos ir izturīga pret sausa gaisa un tīra ūdens iedarbību. Dzelzs, kas satur nedaudz piemaisījumu, gaisā korodē, ja uz to iedarbojas  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$  un  $\text{H}_2\text{O}$ . Irdenā rūsas kārtiņa  $n\text{Fe}_3\text{O}_4 \cdot m\text{H}_2\text{O}$  dzelzi neaizsargā no tālākas gaisa iedarbības. Sausā gaisā un jo sevišķi paaugstinātā temperatūrā ( $\approx 500\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) uz dzelzs virsmas veidojas  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  aizsargslānis, kas metālu tomēr nedaudz pasargā no apkārtējās vides iedarbības.

Svaigs dzelzs pulveris ir pirofors. Laboratorijā piroforo dzelzi ērti iegūt, karsējot dzelzs(II) oksalāta kristālhidrātu termoizturīgā mēģenē:



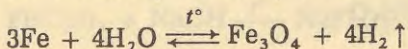
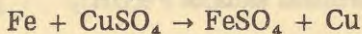
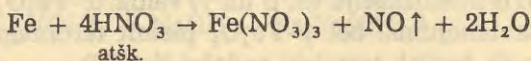
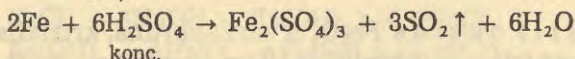
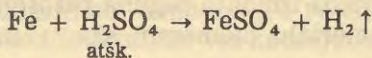
Ja piroforo dzelzs pulveri izkaisa gaisā, tas reagē ar skābekli, veidojot kvēlojošu dzirksteļu spietu.

Sakarsēta kompakta dzelzs gaisā oksidējas pakāpeniski, veidojot melnas dzelzs(II, III) oksīda plēksnītes. Tīrā skābeklī dzelzs stieple dzirksteļojot sadeg:

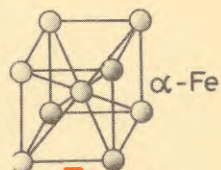


Paaugstinātā temperatūrā dzelzs reagē ar visiem nemetāliem, veidojot dažāda sastāva binārus savienojumus, piemēram,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{P}$ ,  $\text{Fe}_3\text{C}$ ,  $\text{Fe}_4\text{N}$ ,  $\text{Fe}_2\text{N}$ ,  $\text{Fe}_2\text{P}$  u. c. Dzelzs savienojumi ar sēru un fosforu negatīvi ietekmē tērauda un citu sakausējumu īpašības.

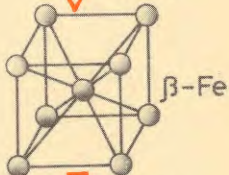
Parastos apstākļos dzelzs reagē ar atšķaidītām skābēm, veidojot dzelzs(II) sāļus. Stipri koncentrēta  $\text{H}_2\text{SO}_4$  un  $\text{HNO}_3$  dzelzi pasivē, taču ar vidējas koncentrācijas  $\text{H}_2\text{SO}_4$  un  $\text{HNO}_3$  dzelzs oksidējas līdz  $\text{Fe}^{3+}$ , veidojot dzelzs(III) sāļus. Saskaņā ar metālu elektrokīmisko spriegumu rindu dzelzs aizvieto mazāk aktīvus metālus to sāļu šķīdumos. Sakarsēta līdz sarkankvēlei, dzelzs reagē ar ūdens tvaiku. Ar sārmiem dzelzs nereaģē.



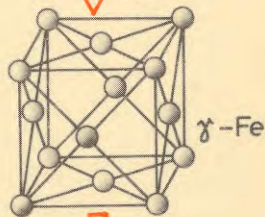
## 3. daļa



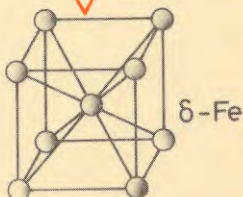
↓ 770 °C



↓ 910 °C



↓ 1390 °C



### 3. daļa

**Izmantošana.** Dzelzs mūsdienās ir svarīgākais metāls, jo dzelzs un tās sakausējumi (melnie metāli) veido aptuveni 95 % no metalurģijas produkcijas. Melnās metalurģijas pamatā ir čuguna (ķeta) un oglekļa tērauda ražošana (sk. 534. lpp.). No oglekļa tērauda iegūst legētos tēraudus, kurus iedala mazlegētos (piedevas līdz 2,5 %), vidēji legētos (piedevas 2,5...15 %) un augstlegētos (piedevas > 15 %) tēraudos. Legētos tēraudus savukārt iedala speciālajos tēraudos:

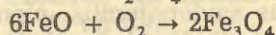
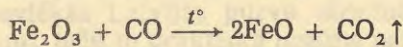
- 1) cietajos tēraudos (12 % Mn, 15...18 % Cr);
- 2) instrumentu tēraudos (15...18 % W, Cr, V, Mo);
- 3) nerūsošajos un termiski izturīgajos tēraudos ( $\approx$  12 % Cr, 9 % Ni, Si, Al); uz to izstrādājumu virsmas veidojas blīva oksīdu aizsargkārtiņa.

Tīru dzelzi vai oglekļa tēraudu ar mazu C saturu (0,04 % C) izmanto laboratoriju praksē un par katalizatoru neorganisko un organisko vielu sintēzē.

**Dzelzs savienojumi.** Stabilākie ir dzelzs(III) savienojumi. Dzelzs(II) savienojumiem ir izteikta tieksme oksidēties par dzelzs(III) savienojumiem.

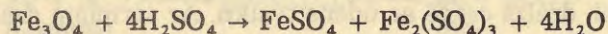
Dzelzs veido trīs oksīdus.

**Dzelzs(II) oksīds** FeO ir melna, kristāliska viela ar bāziskām īpašībām. To iegūst, reducējot Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ar CO 500 °C temperatūrā. FeO gaisa klātienē viegli oksidējas par stabilāko jaukto dzelzs oksīdu Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>.



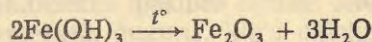
Dzelzs(II, III) oksīds jeb jauktais dzelzs oksīds Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> (FeO·Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) ir melna, ļoti stabila kristāliska viela ar feromagnētiskām īpašībām, tāpēc Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> sauc arī par magnetītu.

Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> veidojas dzelzs reakcijā ar skābekli vai ar ūdens tvaiku (sk. 333. lpp.), tāpēc pārējos dzelzs oksīdus – FeO un Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> iegūst netieši. Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> reaģē ar skābēm, veidojot dzelzs(II) un dzelzs(III) sāļus:



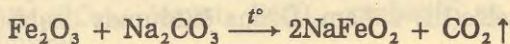
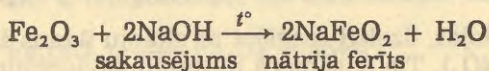
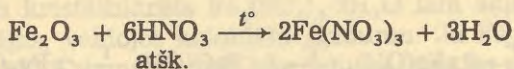
Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> minerāla magnetīta veidā izmanto čuguna ražošanai. Tīru Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> lieto magnētisko materiālu, piemēram, skaņu lenšu izgatavošanā.

**Dzelzs(III) oksīds** Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ir sarkanbrūna, kristāliska viela, kas eksistē trīs modifikāciju ( $\alpha$ ,  $\beta$  un  $\gamma$ ) veidā.  $\alpha$ -Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ir paramagnētisks savienojums, bet  $\gamma$ -Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> piemīt feromagnētiskas īpašības. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> iegūst, termiski sadalot Fe(OH)<sub>3</sub>:



8 gramu dzelzs oksīda reducēšanai izmantoja 3,36 / CO. Kāda ir dzelzs oksīda formula? (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.)

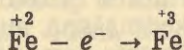
$\text{Fe}_2\text{O}_3$  ir amfotērs oksīds ar vāji izteiktām skābā oksīda īpašībām.



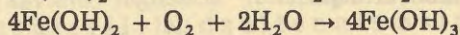
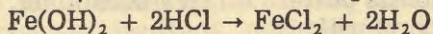
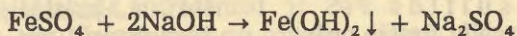
$\text{Fe}_2\text{O}_3$  sakausējot ar sārmiem vai dažu metālu oksīdiem, kuros metālu oksidēšanas pakāpe ir +II, iegūst ferītus – neeksistējošas dzelzspaskābes  $\text{HFeO}_2$  sāļus. Dažus no tiem, piemēram,  $\text{Ni}(\text{FeO}_2)_2$ ,  $\text{Co}(\text{FeO}_2)_2$ ,  $\text{Zn}(\text{FeO}_2)_2$ , lieto sakaru tehnikā, telemehānikā, automātikā, skaitļošanas iekārtās, jo šiem savienojumiem ir vērtīgas magnētiskās īpašības. Arī  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  var uzskatīt par dzelzs(II) ferītu  $\text{Fe}(\text{FeO}_2)_2$ .

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  izmanto par brūnās krāsas pigmentu (*dzelzs mīnījs*), to lieto keramikas izstrādājumu un cementa ražošanā, termītu maisījumos (sk. 205. lpp.) un magnētiskajos materiālos (skaņu lentēs u. c.).

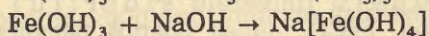
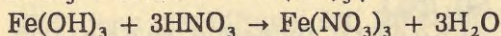
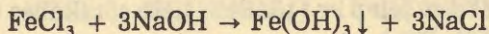
Dzelzs(II) hidroksīds  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  un dzelzs(II) sāļi ir samērā nestabili savienojumi, jo tiem ir izteikta tieksme oksidēties par dzelzs(III) savienojumiem:



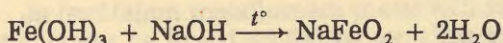
$\text{Fe}(\text{OH})_2$  iegūst no dzelzs(II) sāļiem. Ja nepieklūst skābeklis, tad rodas baltas nogulsnes. Gaisa klātbūtnē tās ātri oksidējas un kļūst zaļganpelēkas, pēc tam sarkanbrūnas, veidojot  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Dzelzs(II) hidroksīds ir bāzisks savienojums.



Dzelzs(III) hidroksīdu  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  iegūst no dzelzs(III) sāļiem sarkanbrūnu nogulšņu veidā. Tas ir amfotērs savienojums, kuram pārsvarā piemīt bāziskas īpašības. Taču paaugstinātā temperatūrā  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  reaģē arī ar koncentrētiem sārmiem šķīdumiem vai kausējumiem, veidojot ferītus.

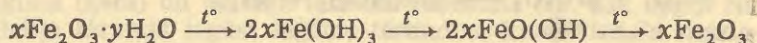


vai



### 3. daļa

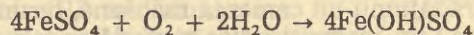
$\text{Fe}(\text{OH})_3$  nogulšņu patiesais sastāvs ir  $x\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ . Tās atūdeņojot, rodas starpprodukti, bet gala rezultātā veidojas  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .



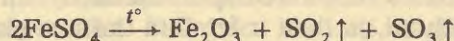
Dzelzs(II) sāļi veidojas, dzelzij reaģējot ar skābju ūdens šķīdumiem (izņemot  $\text{HNO}_3$ ). Tie ir samērā nestabili savienojumi, jo oksidējas par dzelzs(III) sāļiem. Ūdens šķīdumos dzelzs(II) sāļi hidrolizējas.

Viens no svarīgākajiem dzelzs(II) sāļiem ir dzelzs(II) sulfāta heptahidrāts jeb dzelzs vitriols  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Tas veido zaļganus kristālus, kas labi šķīst ūdenī. Dzelzs vitriolu iegūst, ievietojot tērauda atkritumus 20...30 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$  šķīdumā.

Gaisā dzelzs vitriols pakāpeniski dēdē (zaudē kristalizācijas ūdeni) un oksidējas, pārvēršoties gaiši brūnā bāziskā dzelzs(III) sāļi.



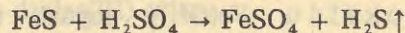
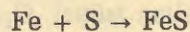
Aptuveni 500 °C temperatūrā  $\text{FeSO}_4$  sadalās:



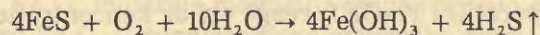
Dzelzs vitriolu izmanto minerālkrāsu un tintes ražošanā, audumu kodināšanā un krāsošanā, koksnes kodināšanā, augu kaitēkļu apkarošanā, dzelzi saturošu medicīnisku preparātu ražošanā.

Laboratorijas praksē bieži lieto vienu no stabilākajiem dzelzs(II) savienojumiem – diamonija dzelzs(II) disulfātu (alaunu) jeb t.s. Mora sāli  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

Dzelzs(II) sulfīds  $\text{FeS}$  ir tumšbrūna, kristāliska viela. To iegūst, karsējot dzelzs pulvera un sēra maisījumu, un izmanto  $\text{H}_2\text{S}$  iegūšanai laboratorijā:

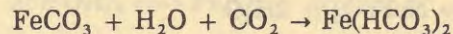


$\text{FeS}$  mitrā gaisā oksidējas, un arī izdalās  $\text{H}_2\text{S}$ :



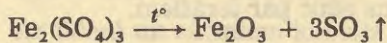
Dzelzs disulfīdu jeb pirītu  $\text{FeS}_2$  lieto sērskābes un  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ražošanai (sk. 541. lpp.).

Dzelzs(II) karbonātu (minerālu siderītu) izmanto melnajā metalurģijā.  $\text{FeCO}_3$  dabas ūdeņos pārvēršas dzelzs(II) hidroģēnkarbonātā  $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ , kas ūdeni padara cietu:



**K. F. Mors** (1806–1879) bija vācu ķīmiķis un farmaceits. No 1867. gada viņš strādāja par farmācijas profesoru Bonnas universitātē. Mors veicis pētījumus vispārīgās, analītiskās un farmaceitiskās ķīmijas jomās. Sarakstījis mācību grāmatas par farmaceitisko tehniku (1847), par titrēšanas metodēm (2 sējumos 1855–1859) un ķīmisko toksikoloģiju (1874). Viņa vārdā ir nosaukti svāri šķidrums un cietvielu blīvuma noteikšanai, Mora sāls un Mora pipete.

Dzelzs(III) sulfāts  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  ir dzeltenbalta, kristāliska, ļoti higroskopiska viela, tāpēc saskarē ar gaisu izplūst. Tās kristālhidrāts  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$  labi šķīst ūdenī un hidrolizējas, veidojot koloidālu šķīdumu. Ja  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$  karsē  $\approx 500^\circ\text{C}$  temperatūrā, tas dehidratējas un pēc tam sadalās.

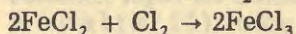
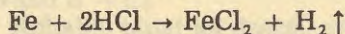


$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  iegūst  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  reakcijā ar karstu sērskābes šķīdumu.

Dzelzs(III) sulfātu izmanto metālu kodināšanā, vara metalurģijā par  $\text{Cu}_2\text{S}$  un  $\text{CuS}$  šķīdinātāju, ūdens attīrīšanā par koagulantu.

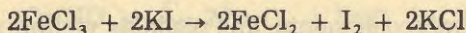
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  veido arī dubultsāļus – alaunus, piemēram, amonija dzelzs(III) alaunu  $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  jeb  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ .

Dzelzs(III) hlorīds  $\text{FeCl}_3$  ir tumši brūna, kristāliska viela ar zaļganu spīdumu. To iegūst, dzelzi sadedzinot hlora plūsmā vai oksidējot  $\text{FeCl}_2$  šķīdumu, kas rodas, iedarbojoties ar sālsskābi uz dzelzi:



$\text{FeCl}_3$  ir higroskopisks. Tā kristālhidrāts  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  labi šķīst ūdenī, hidrolizējas par dzelzs(III) hidroksohlorīdiem un veido koloidālu šķīdumu.

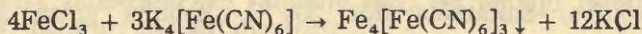
Dzelzs(III) hlorīdam piemīt oksidējošas īpašības:



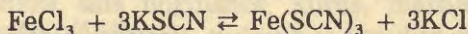
$\text{FeCl}_3$  lieto par kodni metālu ( $\text{Cu}$ ) apstrādē un audumu krāsošanā, par koagulantu ūdens attīrīšanā, par katalizatoru organiskajā sintēzē.

No kompleksajiem dzelzs sāļiem laboratoriju praksē un krāsvielu iegūšanā nozīmīgs ir kālija heksacianoferāts(II) jeb dzeltenais asinssāls  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  un kālija heksacianoferāts(III) jeb sarkanais asinssāls  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Dzelteno asinssāli izmanto par reagentu  $\text{Fe}^{3+}$  jonu pierādīšanai: reakcijā rodas zilās nogulsnes, kuras sauc par Berlīnes zilo:

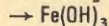
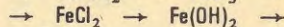
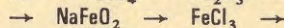


$\text{Fe}^{3+}$  jonu pierādīšanai ērti izmantot arī kālija vai amonija rodanīda šķīdumu: veidojas asinssarkanais dzelzs(III) rodanīds:



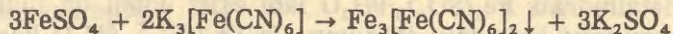
Ja iegūtajam maisījumam pielej  $\text{KCl}$  šķīdumu, tad līdzsvars pārvietojas pa kreisi un šķīdums paliek gaišāks.

Uzrakstiet reakciju vienādojumus šādām ķīmiskām pārveidībām:

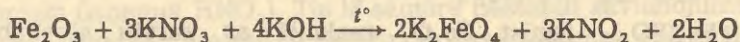


## 3. daļa

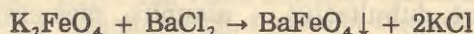
Sarkano asinssāli izmanto  $\text{Fe}^{2+}$  jonu pierādīšanai. Reakcijā rodas zilās nogulsnes, kuras sauc par Turnbula zilo:



Ja  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  sakausē kopā ar kādu sārmu un nitrātu, iegūst dzelzs(VI) savienojumus, kurus sauc par ferātiem:



Kālija ferāts šķīst ūdenī un veido sarkanvioletu šķīdumu, no kura var iegūt nešķīstošus ferātus, piemēram,  $\text{BaFeO}_4$ :



Ferātiem atbilstošā dzelzskābe  $\text{H}_2\text{FeO}_4$  pastāv tikai šķīdumā, bet skābais oksīds  $\text{FeO}_3$  nav iegūts.

Ferātus izmanto laboratorijas praksē par spēcīgiem oksidētājiem.

### 3.28.2. Kobalts

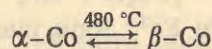
Kobalta savienojumus jau 3. gadu tūkstoši p.m.ē. mācēja ievadīt stikla sastāvā un tā iegūt krāsainu stiklu. Viduslaikos Rūdu kalnos sakšu kalnrači vēlīgi pūlējās no metāliska izskata rūdām iegūt kādu no toreiz pazīstamajiem metāliem. Tāpēc viņi uzskatīja, ka kalnu gari (vācu valodā – *Kobold*) tos izjoko. Kobaltu saturošās un pēc kalnraču domām nevērtīgās rūdas sāka saukt par kobaltiem. Kobaltu 1735. gadā ieguva zviedru ķīmiķis G. Brants no kādas bismuta rūdas. Viņš arī konstatēja, ka iegūts ir nevis bismuts, bet gan cits metāls. Plašāk kobaltu sāka izmantot pēc tam, kad 1921. gadā atklāja, ka kobalta un hroma piedevas padara metālu sakausējumus ļoti cietus.

**Atrašanās dabā.** Pazīstamākie kobalta minerāli ir smaltīns  $\text{CoAs}_2$ , kobaltīns  $\text{CoAsS}$ , linneīts  $\text{Co}_3\text{S}_4$  un heterohenīts  $\text{Co}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Ievērojamākās kobalta rūdas atradnes ir Zairā, Kanādā, Vācijā, Zviedrijā, Norvēģijā, Urālos, Kaukāzā.

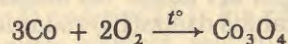
Kobalts ir nozīmīgs mikroelements, kas piedalās vielmaiņā, stimulē asinsriti, ietilpst  $\text{B}_{12}$  vitamīnā.

**Iegūšana.** Rūpniecībā kobaltu iegūst, pārstrādājot kobalta rūdas kobalta oksīdā  $\text{Co}_3\text{O}_4$ , kuru reducē ar C, CO,  $\text{H}_2$  vai Al.

**Īpašības.** Kobalts ir sudrappelēks metāls ar sārtu atspīdumu, nedaudz trauslāks un cietāks par dzelzi. Tam piemīt feromagnētiskas īpašības. Eksistē divas kristāliskās kobalta modifikācijas:

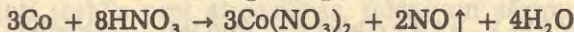
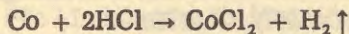


Pēc ķīmiskajām īpašībām kobalts ir līdzīgs dzelzij, taču mazāk aktīvs. Sakarsēts līdz  $300^\circ\text{C}$ , kobalts gaisā sāk oksidēties:



Svaigi pagatavots Co pulveris ir pirofors. Paaugstinātā temperatūrā Co reaģē ar visiem nemetāliem (izņemot  $\text{N}_2$  un  $\text{H}_2$ ) un veido galvenokārt kobalta(II) savienojumus.

Koncentrētas skābes, kuru anjoni ir oksidētāji ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), kobaltu pasivē. Taču tas reagē ar atšķaidītu skābju šķīdumiem, veidojot kobalta(II) sāļus:



Ar ūdeni un sārmiem kobalts nereaģē.

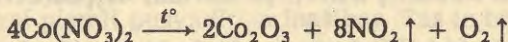
**Izmantošana.** Kobaltu lieto sevišķi izturīgu tēraudu u. c. sakausējumu ražošanā. Tērauds *vitāliums* satur 65 % Co, 28 % Cr, 3 % W un 4 % Mo (masas daļās). Cieto sakausējumu *steliitu*, kura sastāvā ir  $\approx 50$  % Co, 30 % Cr, 18 % W un 2 % C, izmanto griezējinstrumentos. Kobaltu saturošu sakausējumu, ko sauc par *alniko* un kurā ir 50 % Fe, 24 % Co, 14 % Ni, 9 % Al un 3 % Cu, kā arī kobalta sakausējumus ar lantanoīdiem izmanto par spēcīgiem magnētiskiem materiāliem. Kobaltu lieto arī metālu detaļu pretkorozijas pārklājumiem un kā katalizatoru organiskajā sintēzē. Izotops  $^{60}\text{Co}$  tiek izmantots par  $\gamma$  starojuma avotu.

**Kobalta savienojumi.** Stabilākie ir kobalta(II) savienojumi. Kompleksos savienojumos kobalta oksidēšanas pakāpe parasti ir +III.

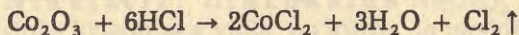
Kobalts, tāpat kā dzelzs, veido trīs oksīdus.

Kobalta(II) oksīds  $\text{CoO}$  ir pelēkzaļa viela, kuru iegūst, ja termiski sadala  $\text{CoCO}_3$  vai  $\text{Co}(\text{OH})_2$ . Tas ir bāzisks oksīds.

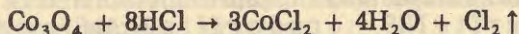
Kobalta(III) oksīds  $\text{Co}_2\text{O}_3$  ir brūna, kristāliska viela, kas iegūstama, karsējot kobalta(II) nitrātu  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ :



$\text{Co}_2\text{O}_3$  atšķirībā no  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  nav amfotērs oksīds. Reakcijās ar skābēm tas reducējas un veido kobalta(II) sāļus:

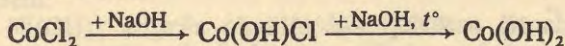


Kobalta(II, III) oksīds jeb jauktais kobalta oksīds  $\text{Co}_3\text{O}_4$  jeb  $\text{CoO} \cdot \text{Co}_2\text{O}_3$  ir melna, kristāliska viela, kas atšķirībā no  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  nav stabils savienojums un reakcijās ar skābēm reducējas, veidojot kobalta(II) sāļus:



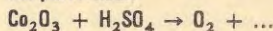
Kobalta oksīdus izmanto zilo krāsaino stiklu (kobalta stikls), minerālkrāsu (kobalta zilā) un emalju izgatavošanai.  $\text{CoO}$  lieto arī par katalizatoru.

Kobalta(II) hidroksīdu  $\text{Co}(\text{OH})_2$  iegūst kobalta(II) sāļu šķīdumu reakcijā ar sārmiem. Vispirms veidojas zilās bāziskās sāls nogulsnes, kuras, maisījumu sildot, pārvēršas sārtā  $\text{Co}(\text{OH})_2$ :



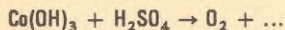
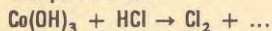
## 3. daļa

Uzrakstiet vienādojumu šādai pārveībai:

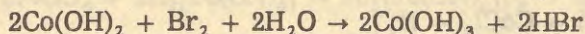


## 3. daļa

Uzrakstiet vienādojumus šādām pārvērtībām:

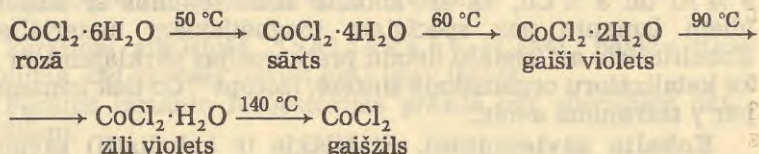


Kobalta(II) hidroksīdam piemīt bāziskas īpašības. Atšķirībā no  $\text{Fe(OH)}_2$  tas gaisā oksidējas lēni, taču spēcīgu oksidētāju klātbūtnē pārvēršas par tumši brūnu  $\text{Co(OH)}_3$ :



Kobalta(III) hidroksīds  $\text{Co(OH)}_3$  atšķirībā no  $\text{Fe(OH)}_3$  ir spēcīgs oksidētājs, jo tam piemīt tieksme pārvērsties stabilākajos kobalta(II) savienojumos.

Kobalta(II) bezūdens sāļi ir zilā krāsā, bet to ūdens šķīdumi un kristālhidrāti ir sārtos, rozā vai violetos toņos. Paaugstinātā temperatūrā vai dehidratējošu vielu ietekmē kobalta(II) sāļu kristālhidrātu, sevišķi  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , krāsa mainās, jo tie pakāpeniski zaudē kristalizācijas ūdeni:



$\text{CoCl}_2$  kristālhidrāta sastāvs mainās arī parastā temperatūrā. Tā, piemēram, izžāvēts filtrpapīrs, kas piesūcināts ar  $\text{CoCl}_2$  šķīdumu, maina krāsu no sārtas līdz zilai pat atkarībā no atmosfēras mitruma pakāpes, tāpēc šādu filtrpapīru izmanto par primitīvu higroskopu. Minētais filtrpapīrs maina nokrāsu arī tad, ja to gludina ar siltu gludekli.

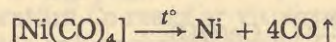
Kobalta(III) sāļi ir nestabili, taču pazīstami ir tā kompleksie savienojumi, piemēram,  $\text{K}_3[\text{Co(CN)}_6]$ ,  $[\text{Co(NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ .

Kobalta sāļus izmanto krāsu un krāsainu emalju izgatavošanai. Lauksaimniecībā kobalta savienojumus lieto par mikromēslojumu ( $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) un par piedevu lopbarībai.

### 3.28.3. Niķelis

Atrašanās dabā. Pazīstamākie niķeļa minerāli ir nikelīns  $\text{NiAs}$ , millerīts  $\text{NiS}$ , hersdorfīts  $\text{NiAsS}$ , pentlandīts  $(\text{FeNi})_9\text{S}_8$ . Svarīgākās niķeļa rūdu atradnes ir Austrālijā, Kanādā, Kolas pussalā, Noriļskā, Jaunkaledonijā (Okeānijā), ASV, Norvēģijā, Grieķijā. Brīvā veidā sastopams meteorītos.

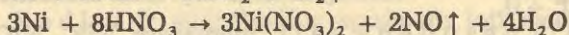
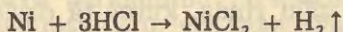
Iegūšana. Niķeli iegūst, elektrolizējot tā sāļu ( $\text{NiSO}_4$ ) šķīdumus, reducējot niķeļa(II) oksīdu  $\text{NiO}$  ar  $\text{CO}$  vai  $\text{H}_2$ . Ļoti tīru  $\text{Ni}$  iegūst, termiski sadalot niķeļa tetrakarbonilu  $[\text{Ni(CO)}_4]$ :



### 3. daļa

**Īpašības.** Niķelis ir sudrabbalts metāls ar iedzeltenu atspīdumu. Tas ir ciets, plastisks, mehāniski izturīgs, ar feromagnētiskām īpašībām. Niķelis ļoti aktīvi absorbē ūdeņradi.

Pēc ķīmiskajām īpašībām niķelis līdzīgs kobaltam, taču tas ir ļoti stabils pret atmosfēras, ūdens un sārmu iedarbību, to pasīvē koncentrēta slāpekļskābe un sērskābe. Parastajos apstākļos Ni lēni reaģē ar skābju šķīdumiem, bet strauji – ar  $\text{HNO}_3$  šķīdumu, veidojot niķeļa(II) sāļus:



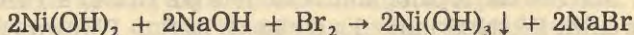
Paaugstinātā temperatūrā niķelis reaģē ar visiem nemetāliem (izņemot  $\text{H}_2$  un  $\text{N}_2$ ). Šajās reakcijās galvenokārt rodas niķeļa(II) savienojumi.

**Izmantošana.** Niķeli lieto nerūsējošo un termiski izturīgo tēraudu, kā arī augstvērtīgu krāsaino metālu sakausējumu (sk. 3.4. nodaļu) un magnētisko materiālu ražošanā. Tādi sakausējumi ir, piemēram, *permaloji* (78,5 % Ni un 21,5 % Fe), *alniko* (sk. arī 143. lpp.). Niķeli lieto metālu pretkorozijas aizsargpārklājumiem (metālu niķelēšana) un par katalizatoru organiskajā un neorganiskajā sintēzē.

**Niķeļa savienojumi.** Stabilākie ir niķeļa(II) savienojumi. Mazāk pazīstami ir niķeļa(III) savienojumi, bet ļoti nestabili ir niķeļa(IV) savienojumi, piemēram,  $\text{NiO}_2$ , kuram nav praktiskas nozīmes.

**Niķeļa(II) oksīds**  $\text{NiO}$  ir pelēkzaļa, kristāliska viela, kurai piemīt pusvadītāja īpašības. Tas ir bāzisks oksīds.  $\text{Ni}_2\text{O}_3$  nav iegūts, jo tā vietā no niķeļa(III) hidroksīda  $\text{Ni}(\text{OH})_3$  daļēji veidojas dehidrogenēta forma  $\text{NiO}(\text{OH})$ .

**Niķeļa(II) hidroksīds**  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  ir zaļa, ūdenī nešķīstoša kristāliska viela, no kuras, to oksidējot sārmainā vidē, iegūst melnas nogulsnes –  $\text{Ni}(\text{OH})_3$ :



$\text{NiO}$  ir nozīmīgākais niķeļa savienojums. To izmanto stikla un keramikas rūpniecībā, niķeļa iegūšanā un par katalizatoru vairākos ķīmiskos procesos.

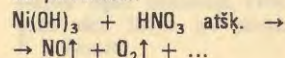
Niķeļa(II) oksīdu  $\text{NiO}$  un hidroksīdu  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  iegūst tāpat kā  $\text{CoO}$  un  $\text{Co}(\text{OH})_2$ . Šīm vielām ir arī līdzīgas ķīmiskās īpašības, tikai  $\text{NiO}$  un  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  ir mazāk aktīvi un gaisa klātbūtnē neoksidējas.

**Niķeļa(III) hidroksīds**  $\text{Ni}(\text{OH})_3$ , tāpat kā  $\text{Co}(\text{OH})_3$ , ir spēcīgs oksidētājs, kas skābā vidē reducējas par niķeļa(II) sāļiem.

$\text{Ni}(\text{OH})_3$  stiprās oksidējošās īpašības izmanto elektriskās strāvas iegūšanai dzelzs un niķeļa vai kadmija un niķeļa

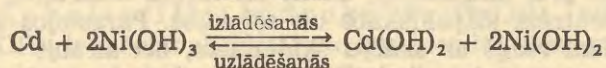
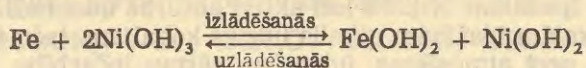
Ķīnā vara, niķeļa un cinka sakausējumu ieguva jau 2000 gadu p. m. ē. Grieķijā aptuveni 200 gadu p. m. ē. izgatavoja monētas no vara un niķeļa sakausējuma, kurā niķeļa masas daļa bija 20 %. Viduslaikos Rūdu kalnos no rūdām, kas bija vara krāsā, veltīgi pūlējās iegūt varu, un tāpēc kalnrači tās nievājoši sāka saukt par niķeli. Pašu niķeli 1751. gadā ieguva zviedru metalurģis un ķīmiķis A. F. Kronstets no kobalta rūdas. Pēc termiskās apstrādes iegūto niķeļa oksīdu viņš reducēja ar ogli. Praktiska niķeļa izmantošana sākās pēc 1823. gada, kad tika iegūti pēc izskata sudrabam līdzīgi vara, niķeļa un cinka sakausējumi (alpaks, jaunsudrabs). Galvaniskās niķelēšanas iespējas atklāja angļu fiziķis un ķīmiķis M. Faradejs 1843. gadā. Pēc tam niķeli sāka aizvien vairāk lietot arī ļoti cieta un izturīga tērauda iegūšanai.

Uzrakstiet vienādojumu šādai pārvērtībai:



### 3. daļa

akumulatoros. Šo akumulatoru izlādēšanās un uzlādēšanās process ir šāds:



Pazīstama tikai viena niķeļa sāļu rinda, kuros tā oksidēšanas pakāpe ir +II.

Niķeļa(II) bezūdens sāļi, piemēram,  $\text{NiF}_2$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ , ir dzeltenā krāsā,  $\text{NiI}_2$  – melnā krāsā, bet niķeļa(II) sāļu ūdens šķīdumi un šo sāļu kristālhidrāti, piemēram,  $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , niķeļa amonija alauns  $\text{Ni}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , ir dažādos zaļos toņos. Bezūdens niķeļa(II) sāļi reakcijā ar amonjaku veido kompleksos sāļus – amonjakātus, piemēram,  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ , kuri ir intensīvi zilā krāsā. Niķelis(II) veido arī citus kompleksos sāļus, piemēram,  $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ .

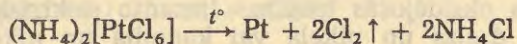
No niķeļa sāļiem nozīmīgs ir niķeļa(II) sulfāts, no kura niķeli iegūst elektrolīzes ceļā.

#### 3.28.4. Platīna saimes metāli

Elementu periodiskās sistēmas VIII B grupas otrās un trešās triādes elementi rutēnijs Ru, rodijs Rh, pallādijs Pd, osmijs Os, irīdijs Ir un platīns Pt veido samērā retu metālu grupu, kuri īpašību ziņā līdzīgi cits citam. Tāpēc šo elementu grupu sauc par platīna saimes metāliem jeb platīnmetāliem, jo platīns ir šīs elementu saimes pazīstamākais metāls.

**Atrašanās dabā.** *Platīnmetāli dabā* ir maz izplatīti elementi, sastopami galvenokārt tīrradņu veidā, parasti visi kopā. Nozīmīgi, bet reti sastopami minerāli ir speridīts  $\text{PtAs}_2$ , bregīts  $(\text{Pt}, \text{Pd}, \text{Ni})\text{S}$  un laurīts  $\text{RuS}_2$ . Platīnmetāli dažādos iezos ir stipri izkliedēti, visbiežāk piemaisījumu veidā tie atrodas dzelzs, niķeļa, kobalta un vara sulfīdrūdās, kā arī sakausējumos ar zeltu un sudrabu.

**Atdalīšana un iegūšana.** Platīnmetālu tīrradņus vispirms apstrādā ar karstu karalūdeni. Šķīdumā kompleksu savienojumu veidā pāriet Pt, Pd, Rh un Ir, bet Os un Ru oksīdu veidā kopā ar piemaisījumiem paliek nogulsnēs. Turpmākajos procesos katru platīnmetālu iegūst ar attiecīgām piemērotām metodēm. Tā, piemēram, platīnu atdala, pārvēršot iegūto ūdenraža heksahloroplatinātu(IV)  $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$  amonija heksahloroplatinātā(IV), kuru termiski sadala un iegūst platīnu:

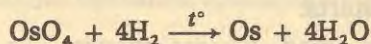


*Rodiju un pallādiju* 1803. gadā atklāja V. Volastons, pētot platīna rūdas. Rodija nosaukumu viņš atvasināja no grieķu valodas vārda *rhodon* – roze, jo šī elementa savienojumi ir sarkanā krāsā. Otru elementu Volastons nosauca 1802. gadā atklātās planētas Pallādas vārdā, kuras nosaukums savukārt aizgūts no sengrieķu dievietes Atēnas otra vārda – Pallāda.

**V. Volastons (1766–1828)** bija angļu ārsts un dabaszinātnieks, no 1804. gada Londonas Karaliskās biedrības sekretārs un vairākkārt arī viceprezidents. Viņš mēģināja izskaidrot atomu telpisko sakārtojumu cietvielās. Volastons ieguva ļoti tievas metāla stieples.

### 3. daļa

Osmija(VIII) oksīdu  $\text{OsO}_4$ , kas atrodas nogulsnēs, reducē ar ūdenradi:



Rutēnijs ir sudrabbalts, spožs, ļoti trausls metāls. Tas labi adsorbē  $\text{H}_2$ . Rutēniju izmanto par aizsargpārklājumu speciāliem elektriskajiem kontaktiem un elektrodiem, par dekoratīvu pārklājumu juvelierizstrādājumiem, par komponentu mehāniski izturīgos sakausējumos.

Rodījs ir sudrabbalts, spožs un ļoti ciets metāls, to izmanto galvaniskajos pārklājumos, kuri nepieciešami prožektoros un reflektoros par gaismas atstarotājiem. Sakausējumā ar platīnu Rh lieto par katalizatoru ( $\text{HNO}_3$  ražošanā), kā arī termopāros, filjerās, juvelierizstrādājumu izgatavošanai.

Pallādijs ir sudrabbalts, mīksts metāls, kas ļoti labi adsorbē gāzes, sevišķi  $\text{H}_2$  (1 tilpums Pd saista  $\approx 900$  tilpumus  $\text{H}_2$ ).

Pallādijs sakausējumus ar citiem metāliem (Pt, Rh, Ag, Au) izmanto juvelierizstrādājumiem, zobu protēzēm, radiotehnikā, elektrotehnikā, katalizatoros.

Osmijs ir zilganpelēks, ļoti ciets, bet trausls metāls. Tas ir vissmagākais metāls. Osmiju izmanto ļoti cietu un nodilumizturīgu sakausējumu ražošanai.

Iridījs ir sudrabbalts, ļoti ciets un grūti kūstošs metāls. Tas ir otrais smagākais metāls aiz osmija. Ļoti augstvērtīgs ir Pt (90 %) un Ir (10 %) sakausējums, no kura izgatavo starptautiskos metra un kilograma etalonus, kā arī speciālus laboratorijas traukus.

Platīns ir sudrabbalts metāls ar pelēkblāvu mirdzumu. Tas ir plastisks, grūti kūstošs un ciets, taču mīkstāks par pārējiem platīna saimes metāliem. Smalki disperss platīns ļoti labi adsorbē gāzes, sevišķi  $\text{H}_2$ .

Platīnu izmanto par katalizatoru. Tā sakausējumus ar citiem metāliem lieto laboratorijas trauku, elektrodu, mēriekārtu detaļu, termopāru un filjēru izgatavošanai. Platīns ir dārgmetāls, un no tā gatavo juvelierizstrādājumus un etalon-sakausējumus (sk. arī par iridiju).

Platīnmetālu ķīmiskās īpašības. Kompakti platīnmetāli, izņemot Pd un Os, ir ķīmiski neaktīvi elementi, taču, sīki sasmalcināti, sarkankvēles temperatūrā reaģē ar skābekli, sēru, halogēniem un citiem nemetāliem, veidojot savienojumus, kuros platīnmetālu raksturīgākās oksidēšanas pakāpes ir šādas: Ru (+IV, +VI, +VIII), Rh (+III, +IV), Pd (+II), Os (+IV, +VIII), Ir (+III, +IV), Pt (+II, +IV). Ar citiem metāliem platīnmetāli veido sakausējumus un intermetāliskus savienojumus.

Ķīmiski aktīvākais no platīnmetāliem ir Os, parastajos apstākļos tas lēni reaģē ar gaisa skābekli un veido osmija(VIII) oksīdu  $\text{OsO}_4$ . Tā ir dzeltena, kristāliska, gaistoša viela

Rutēniju (lat. *Ruthenia* – Krievzeme) 1844. gadā atklāja Kazanas universitātes profesors K. Klauss, pētot Urālu platīna rūdu.

Osmiju 1804. gadā ieguva S. Tenants. Tā kā osmija(VIII) oksīdam  $\text{OsO}_4$  ir ļoti nepatīkama smaka, elementa nosaukumu atvasināja no grieķu valodas vārda *osmē* – smaka, smarža.

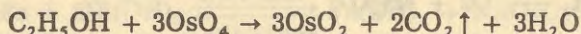
S. Tenants (1761–1815) bija angļu ķīmiķis un dabaszinātnieks. Viņš ieguva ārsta izglītību, bet par ārstu nestrādāja. Tenanta interesi saistīja ķīmija, botānika, matemātika.

Iridiju 1804. gadā ieguva S. Tenants. Jaunatklātā elementa savienojumu daudzveidīgo krāsu dēļ tā nosaukumu atvasināja no grieķu valodas vārda *iris* (ģenitīvā *iridos*) – varavīksne.

Platīns konstatēts seno ēģiptiešu greznumlietās. Pētījumi liecina, ka platīna priekšmetus Ekvadoras un Kolumbijas indiāņi izgatavojuši pirms 16. gadsimta, kad spāņu konkistadori iekaroja Ameriku. Metāla nosaukums veidots pēc spāņu valodas vārda *plata* (sudrabs) pamazināmās formas *platina* (sudrabiņš), jo agrāk uzskatīja, ka platīns, ko salīdzinājumā ar sudrabu bija grūtāk apstrādāt, ir mazāk vērtīgs. Platīnu izsmeljoši aprakstījuši V. Vatsons un V. Braunings 1750. gadā. Pirmo platīna tīģeli izgatavoja 1784. gadā vācu fiziķis un ķīmiķis F. K. Ahards.

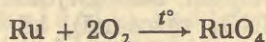
### 3. daļa

( $t_{\text{kus}}^{\circ} = 41^{\circ}\text{C}$ ) ar ļoti nepatīkamu smaku.  $\text{OsO}_4$  tvaiki ir indīgi.  $\text{OsO}_4$  ir spēcīgs oksidētājs, tā klātbūtnē aizdegas viegli uzliesmojošas vielas, piemēram, etilspirts:



Oksidēšanas procesos dzeltenais  $\text{OsO}_4$  pārvēršas par  $\text{OsO}_2$ , kas ir melnā krāsā, tāpēc  $\text{OsO}_4$  dažkārt izmanto mikroskopisko preparātu iekrāsošanai.

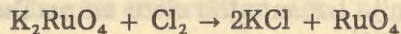
$\text{OsO}_4$  analogs ir  $\text{RuO}_4$  – zeltaini dzeltena, kristāliska viela ( $t_{\text{kus}}^{\circ} = 25,4^{\circ}\text{C}$ ), kura veidojas no stipri sakarsēta rutēnija pulvera tīra skābekļa plūsmā:



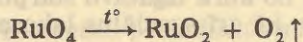
Gaisa klātbūtnē sakarsēts rutēnija pulveris veido rutēnija(IV) oksīdu  $\text{RuO}_2$ .

Ja Ru karsē kopā ar sārmi un ar kādu oksidētāju, veidojas rutenāts.

No rutenāta, iedarbojoties uz to ar spēcīgu oksidētāju, iegūst  $\text{RuO}_4$ :



$\text{RuO}_4$  ir nestabilāks par  $\text{OsO}_4$ , jo  $\approx 100^{\circ}\text{C}$  temperatūrā tas sadalās ar sprādzienu:



Sakarsēts pallādija Pd pulveris gaisā veido pallādija(II) oksīdu  $\text{PdO}$ , bet tīrā skābeklī –  $\text{PdO}_2$ .

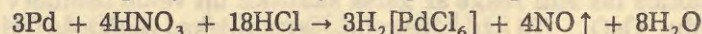
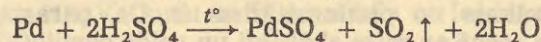
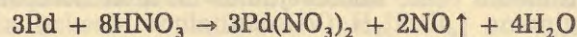
Līdz sarkankvēlei sakarsēts Rh, Ir un Pt lēni reagē ar gaisa skābekli, veidojot uz kompakta metāla virsmas attiecīgi  $\text{Rh}_2\text{O}_3$ ,  $\text{IrO}_2$  un  $\text{PtO}_2$  (šīs reakcijas ir apgrīzeniskas, jo oksīdi atkal sadalās).

Platīnmetāli ar skābēm reagē dažādi. Tā, piemēram, uz kompaktu Ru un Os neiedarbojas ne tīras skābes, ne arī to maisījumi (karaļūdens u. c.) un šķīdumi. Izņēmums ir sīki sasmalcināts Os, kuru oksidē koncentrēta  $\text{HNO}_3$ :



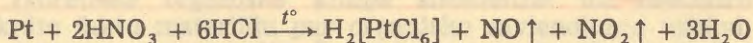
Rodija un irīdija sakausējumi ar Cu, Zn vai Pt lēni reagē ar karaļūdeni ( $\text{HNO}_3 + \text{HCl}$ ).

Pallādijs reagē ar koncentrētu  $\text{HNO}_3$  un ar karaļūdeni, uz to iedarbojas arī karsta koncentrēta  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



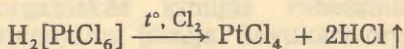
Sālsskābes ( $w_{\text{HCl}} = 39\%$ ;  $\rho = 1,19$  g/ml) un slāpekļskābes ( $w_{\text{HNO}_3} = 75\%$ ;  $\rho = 1,44$  g/ml) maisījumā šķīdina 100 g platīna. Aprēķiniet, cik liels tilpums sālsskābes un slāpekļskābes nepieciešams, lai šo skābju maisījumā platīns pilnīgi izšķīst!

Platīns nereaģē ne ar atsevišķām koncentrētām, ne arī ar atšķaidītām skābēm, taču uz Pt iedarbojas silts karaļūdens, veidojot heksahloroplatīnskābi(IV):

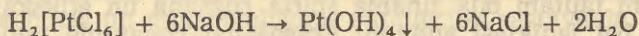


Heksahloroplatīnskābi  $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$  no šķīduma var izdalīt sarkanbrūnu kristālu veidā  $\text{H}_2[\text{PtCl}_6] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Šīs skābes šķīdumu izmanto kālija jonu konstatēšanai, jo kālija heksahloroplatināts ir viens no vismazāk šķīstošajiem kālija sāļiem.

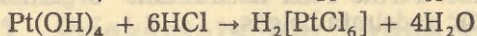
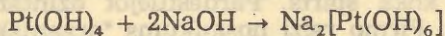
$\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$  hlora atmosfērā karsējot sadalās un veido platīna(IV) hlorīdu:



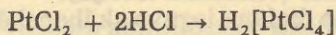
$\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$  reaģē ar sārmjiem, veidojot brūnas platīna(IV) hidroksīda nogulsnes:



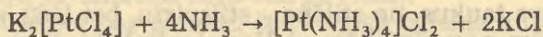
$\text{Pt}(\text{OH})_4$  ir amfotērs hidroksīds, kuram skābās īpašības tomēr ir pārsvarā, tāpēc šo hidroksīdu sauc arī par platīnskābi. Reakcijās ar sārmjiem tas veido heksahidroksoplatinātus, bet reakcijā ar sālsskābi – heksahloroplatīnskābi:



Platīna(II) savienojumi ir samērā nestabili. Platīna(II) hlorīds rodas sasmalcināta platīna reakcijā ar hloru.  $\text{PtCl}_2$  ir zaļa, kristāliska viela, kura slikti šķīst ūdenī.  $\text{PtCl}_2$  reaģē ar sālsskābi, veidojot ūdeņraža tetrahloroplatinātu(II):



Svarīga nozīme ir  $\text{H}_2[\text{PtCl}_4]$  sāļiem  $\text{Na}_2[\text{PtCl}_4]$  un  $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ , kurus izmanto par izejvielām dažādu platīna savienojumu sintēzēs, piemēram,

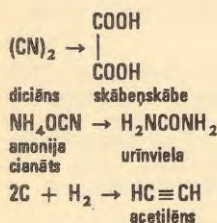
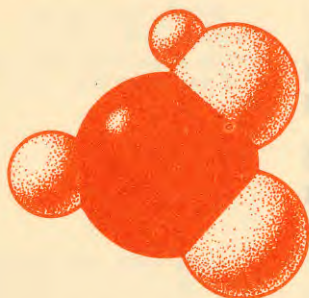


Stabilākais platīna(II) savienojums ir ūdeņraža tetraciano-  
platināts(II) –  $\text{H}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4]$ . Šīs skābes bārija sālim  $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{CN})_4]$  piemīt spilgti zaļgandzeltena fluorescence, tāpēc minēto sāli izmanto rentgenoskopijā fluorescējošu ekrānu pārklāšanai.

### 3. daļa

## 4.daļa

# Organiskā ķīmija



Marselēns Bertlo (1827–1907) bija franču ķīmiķis. Viens no organiskās sintēzes pamatlicējiem. Sintezējis naftalīnu, benzolu, fenolu (1851), metānu (1854), acetilēnu (1862), etilspirtu (1854), skudrskābi (1862), taukus (1854). Sīki pētījis alkīmijas un ķīmijas vēsturi.

Jenss Jākobs Bercēliuss (1799–1848) bija zviedru ķīmiķis. Ieviesis ķīmiskos simbolus un formulas. Radījis jēdzienus "organiskā ķīmija", "izomērija", "katalīze". Ieviesis vitālisma ("dzīvības spēka") teoriju.

Organiskās ķīmijas pirmsākumi sniedzas tālā senatnē. Jau senām tautām bija zināma spirta rūgšana un etiķskābē rūgšana, bet fenīķieši audumu krāsošanai izmantoja indigo un alizarīnu. Tomēr pazīstamo organisko vielu bija ļoti nedaudz. 16. gadsimtā sākās medicīnā izmantojamu savienojumu izpēti. Šajā periodā no augiem tika izdalītas dažādas ēteriskās eļļas, iegūts ēteris, koksnes sausajā pārtvaicē – etiķskābe un koka spirts. Pārdestilējot dzintaru, tika iegūta dzintarskābe. Pirmo reizi nosaukums "organiskie savienojumi" parādās 18. gadsimta beigās.

Jēdzienu "organiskā ķīmija" pirmais sāka lietot zviedru ķīmiķis J. J. Bercēliuss, 1806. gadā izdalot speciālu nodaļu ķīmijas kursā. Pēc Bercēliusa domām, organiskā ķīmija ir mācība par augu un dzīvnieku valsts vielām, kuras rodas "dzīvības spēka" (*vis vitalis*) ietekmē (vitālisma teorija).

Taču jau 1824. gadā F. Vēlers no diciāna ieguva skābeņskābi un 1828. gadā no amonija cianāta – urīnvielu. Viņš bija pirmais, kas parādīja vitālisma teorijas nepamatotību. 19. gadsimta vidū strauji uzplauka organiskā sintēze. Tā, piemēram, 1845. gadā H. Kolbe sintezēja etiķskābi, bet 1854. gadā no glicerīna un taukskābēm ieguva taukus, no etilēna – etilspirtu, bet 1862. gadā – no vienkāršām neorganiskām vielām skudrskābi. Francū ķīmiķis M. Bertlo 1862. gadā no ūdeņraža un ogle elektriskajā lokā ieguva acetilēnu. Sintētiski iegūto organisko savienojumu pamatavots bija oglekļa un ūdeņraža savienojumi. Līdz ar to organisko ķīmiju varēja definēt kā ogļūdeņražu un to atvasinājumu ķīmiju (K. Šorlemmers, 1863). Pārējos oglekļa savienojumus (oksīdus, karbonilus, karbīdus, ogļskābi un karbonātus, sēroglekli, ciānskābi, ciānūdeņražskābi, rodānūdeņražskābi u. c.) apskata neorganiskā ķīmija.

Organiskā ķīmija aptver sintētisko un teorētisko organisko ķīmiju. *Sintētiskā organiskā ķīmija* nodarbojas ar dabā esošo organisko savienojumu iegūšanu un izdalīšanu, izstrādā sintēzes metodes, ar kurām var iegūt dažādus, pat ļoti sarežģītus

organiskos savienojumus. Pazīstamo organisko vielu skaits jau pārsniedz 6 miljonus. Katru gadu to daudzums pieaug par  $\approx 250\ 000$ .

*Teorētiskā organiskā ķīmija* sistematizē un izskaidro uzkrāto faktu materiālu par organisko savienojumu uzbūvi, struktūru un reaģētspēju. Īpašību un kopsakarību pētīšanai izmanto analītiskās, fizikālās un fizikālķīmiskās metodes.

Organiskā ķīmija ir cieši saistīta ar vairākām citām zinātņu nozarēm. Organiskās ķīmijas un bioloģijas robežzinātnes ir bioķīmija un bioorganiskā ķīmija, kuras pēti vielas, kas piedalās dzīvības procesos, piemēram, fermentus, hormonus, nukleīnskābes, olbaltumvielas. Organiskās ķīmijas un neorganiskās ķīmijas robežzinātne ir elementorganisko savienojumu ķīmija. Savukārt organiskās ķīmijas, fizikas un matemātikas robežzinātnes ir fizikālā organiskā ķīmija un teorētiskā organiskā ķīmija.

Organiskās sintēzes rūpniecība ir ķīmijas un naftas ķīmijas, medicīnas un mikrobioloģijas rūpniecību sastāvdaļa. Organiskās sintēzes dažādi starpprodukti, šķīdinātāji, monomēri, polimērmateriāli, sintētiskās šķiedras, kaučuki un citi materiāli ir organiskās sintēzes rūpniecības pamatprodukti. Ķīmiskie reaģenti, sintētiskie medikamenti, krāsas, smaržvielas, fotoķīmikālijas ir smalkās organiskās sintēzes produkti.

## 4.1. Priekšstats par organisko savienojumu uzbūvi

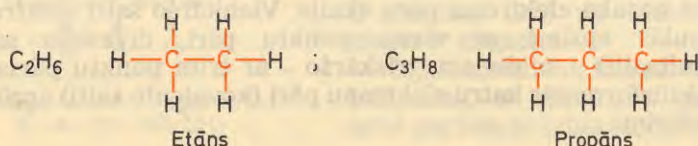
### 4.1.1. Struktūra un īpašības

Oglekļa atomu spēju saistīties citam ar citu, veidojot dažāda garuma taisnas un sazarotas virknes, dažāda lieluma ciklus, nosaka organisko savienojumu lielo skaitu. A. Kekulē pirmais konstatēja oglekļa atoma četrvērtību (1857) un oglekļa atomu spēju savienoties savā starpā (1858).

Nemot par pamatu četrvērtīgā oglekļa atomu, A. Butļerovs 1861. gadā izvirzīja organisko savienojumu uzbūves teorijas tēzes.

**1. *Vielu molekulās atomi ir saistīti noteiktā secībā, kuru sauc par ķīmisko struktūru.***

Valējas virknes savienojumi:



## 4. daļa

**Frīdrihs Vēlers** (1800–1882) bija vācu ķīmiķis. Veicis plašus pētījumus neorganiskajā un organiskajā ķīmijā. Ieguvis kalcija karbīdu un no tā — acetilēnu (1862). Kopā ar vācu ķīmiķi J. Lībigu atklājis benzoskābes formulu (1832) un eksperimentāli pamatojis radikāļu teoriju (1832). Ieguvis hidrohinonu (1844) un no glikozīda amigdalīna — mandeļskābi (1847). Veicis pirmās organisko vielu sintēzes, iegūstot skābeņskābi (1824) un urīnvielu (1828).

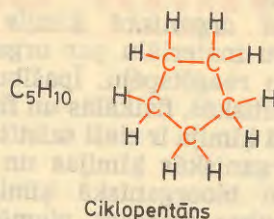
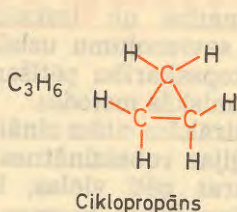
**Karls Šorlemmers** (1834–1892) bija vācu ķīmiķis. Veicis pētījumus par organiskās ķīmijas vispārīgām problēmām un oglekļa sintēzi. Pētījis naftas destilācijā un akmeņogļu sausajā pārtvaicē iegūtos produktus, viņš secināja, ka piesaistītie oglekļa sintēzi ir pamatā visām pārējām organisko savienojumu grupām (1862–1863). Pētījis alkānus, pierādījis oglekļa visu četru ķīmisko saišu vienādību (1868). Publicējis pirmo grāmatu par organiskās ķīmijas izcelšanos un attīstību (1879).

**Aleksandrs Butļerovs** (1828–1886) bija krievu ķīmiķis organīķis. Sintēzējis etilēnu (1858), metilēntetramīnu (urotropīnu) no paraformaldehīda un amonjaka un ieguvis pirmo mākslīgo cukuru no formaldehīda (1861). Izstrādājis organisko savienojumu struktūrteorijas principus (1861) un ieviesis jēdzienu "ķīmiskā struktūra". Izskaidrojis daudzu organisko savienojumu izomērijas parādību, piemēram, butāna, pentāna un vairāku spirtu izomēriju. Sintēzējis un noskaidrojis *terc*-butilspirta struktūru (1864).

## 4. daļa

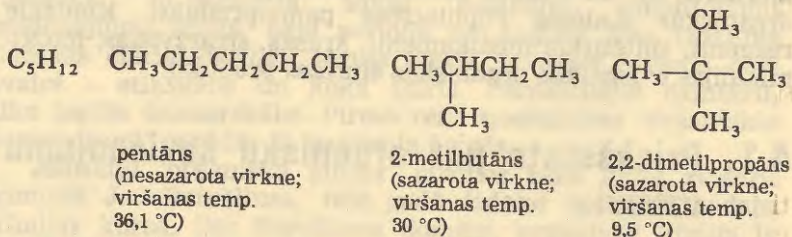
Savienojumiem ar sazarotu virkni ir zemākas viršanas temperatūras nekā izomēriem ar taisnu virkni, piemēram, butānam viršanas temperatūra ir  $-0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ , bet izobutānam  $-11,7\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Cikliski savienojumi:



**2. Vielu ķīmiskās īpašības ir atkarīgas no molekulas sastāva un ķīmiskās struktūras. Ja vielām ar vienādu molekulas sastāvu un molekulmasu atbilst vairākas struktūrformulas, tad šādus savienojumus sauc par izomēriem, bet pašu parādību – par izomēriju.**

Nesazarotas un sazarotas oglekļa atomu virknes veido struktūrizomērus:

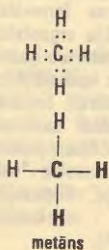


**3. Pētot vielu īpašības un konkrēto reakciju pārvērtību produktus, var noteikt molekulu uzbūvi.**

**4. Molekulu veidojošie atomi un atomu grupas, savstarpēji ietekmējot cits citu, nosaka vielas ķīmiskās īpašības.**

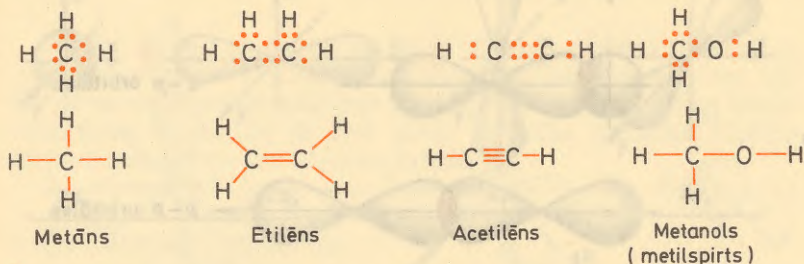
### 4.1.2. Ķīmiskā saite

Organiskajos savienojumos visvairāk izplatīta *kovalentā saite*. Tā var rasties pēc radikālmehānisma, oglekļa atomiem savienojoties savā starpā un ar citu elementu atomiem veidojot kopīgus elektronu pārus (sk. 2.2.1. iedaļu). Kovalentās saites kārtu nosaka elektronu pāru skaits. Vienkāršo saiti elektronformulās apzīmē ar vienu punktu pāri, divkāršo saiti (dubultsaiti) – ar diviem, trīskāršo – ar trim punktu pāriem. Struktūrformulās katru elektronu pāri (kovalento saiti) apzīmē ar svītriņu.

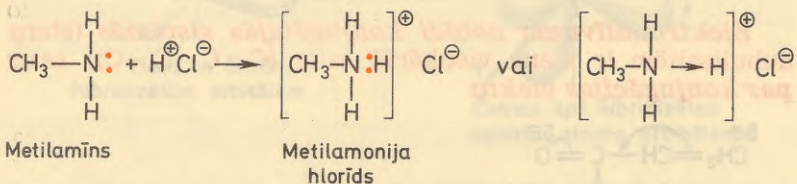


Dažu organisko savienojumu elektronformulas un struktūrformulas:

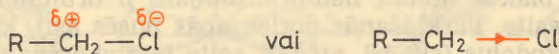
## 4. daļa



Kovalentā saite var rasties arī pēc *donorakceptora* mehānisma. Tad to sauc par koordinatīvo saiti. Saistošo elektronu pāri šajā gadījumā dod viens atoms (molekula), piemēram:

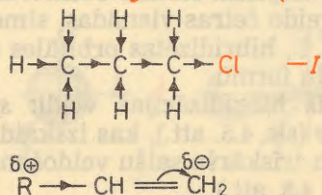


Ja kovalento saiti veido atomi ar dažādām elektronegativitātēm, tad rodas polāra kovalentā saite. Saišu polaritāti apzīmē ar daļlādiņiem  $\delta^{\oplus}$  un  $\delta^{\ominus}$  vai ar bultiņu, kas vērsta uz elektronegatīvākā atoma pusi.



### 4.1.3. Indukcijas un konjugācijas efekts

**Elektronegatīvākā atoma izraisīto elektronblīvuma nobīdi, kas izplatās pa visām kovalentajām saitēm, sauc par indukcijas efektu (+I vai -I efekts).**



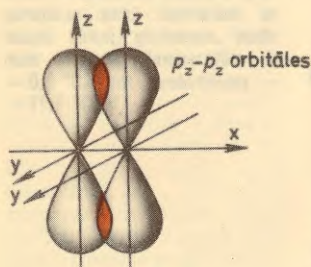
Hlora atoma relatīvā elektronegativitāte (3,0) ir lielāka nekā C atomam (2,5) un indukcijas efekts ir negatīvs

Oglūdenražiem, kas satur dubultsaites,  $\pi$  elektronu nobīdi saitē parāda ar izliektu bultiņu.

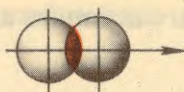
Daļlādiņi



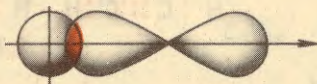
## 4. daļa



4.2. att. Kovalentās  $\pi$  saites veidošanās shēma.



s - s orbitāles



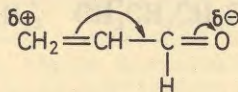
s - p orbitāles



p - p orbitāles

4.1. att. Kovalentās  $\sigma$  saites veidošanās shēma.

**Elektronblīvuma nobīdi konjugētajās sistēmās** (starp dubultsaitēm ir viena vienkāršā saite ( $C=C-C=C$ )) sauc par konjugācijas efektu



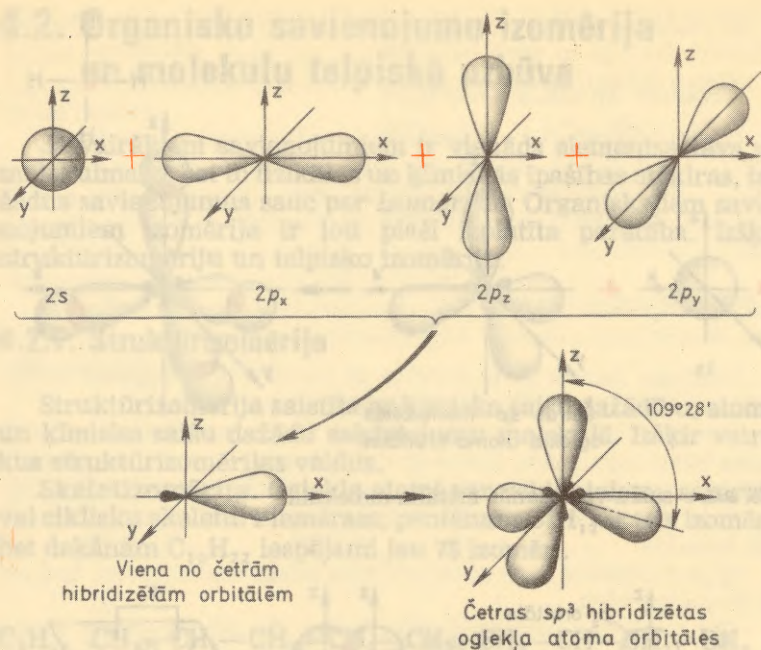
$\sigma$  un  $\pi$  saites. Pārklājoties valences elektronu orbitālēm, veidojas ķīmiskā saite. Ja elektronu orbitāles pārklājas atomu kodolus savienozošo asu virzienā, veidojas  $\sigma$  (sigma) saite (sk. 4.1. att.). Šo saiti var veidot gan hibridizētas, gan nehibridizētas orbitāles.

Pārklājoties blakus atomu nehibridizētajām  $p$  orbitālēm, veidojas  $\pi$  (pi) saite. Pārklāšanās notiek abās pusēs asij, kas savieno atomu kodolus (sk. 4.2. att.).  $\pi$  saite ir divkāršās un trīskāršās saites sastāvdaļa. Savienojumiem ar  $\pi$  saitēm raksturīgas pievienošanās reakcijas.

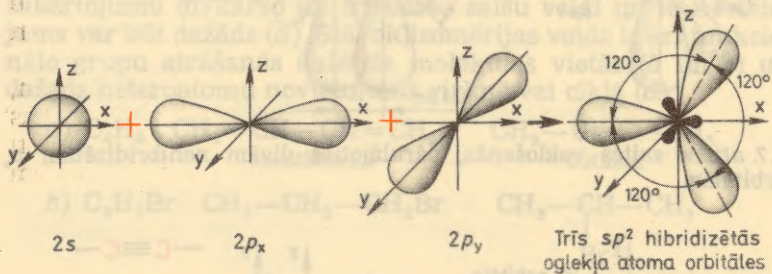
### 4.1.4. Hibridizācija

Organisko savienojumu molekulu izpētē nereti lieto hibridizācijas hipotēzi (sk. 2.2.6. iedaļu), pieņemot, ka, mijdarbojoties viena atoma orbitālēm, mainās to telpiskā forma. Piemēram, oglekļa atoms ierosinātā stāvoklī veido četras vienādas, simetriski izvietotas kovalentās saites, t. i., hibridizētas orbitāles ar vienādu enerģijas līmeni un vienādu formu.

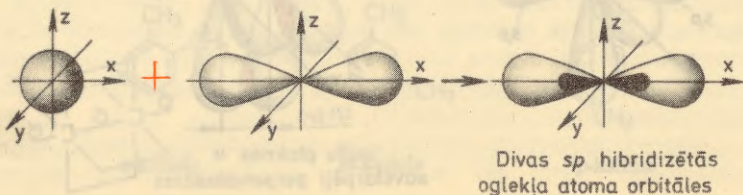
Oglekļa atomam iespējami trīs hibridizācijas veidi:  $sp^3$  (sk. 4.3. att.),  $sp^2$  (sk. 4.4. att.) un  $sp$  (sk. 4.5. att.), kas izskaidro vienkāršo (sk. 4.6. att.), divkāršo un trīskāršo saišu veidošanos un to telpisko simetriju (sk. 4.7. un 4.8. att.).



4.3. att. Oglekļa atoma orbitāļu  $sp^3$  hibridizācija: mijiedarbojas viena s un trīs p orbitāles.

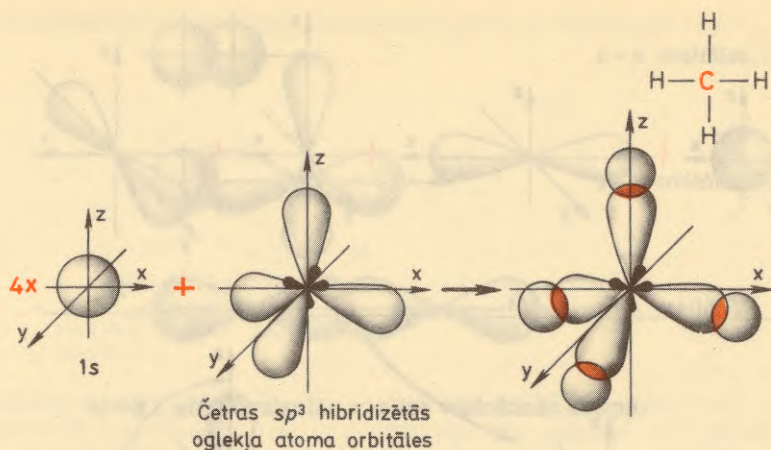


4.4. att. Oglekļa atoma orbitāļu  $sp^2$  hibridizācija: mijiedarbojas viena s un divas p orbitāles.

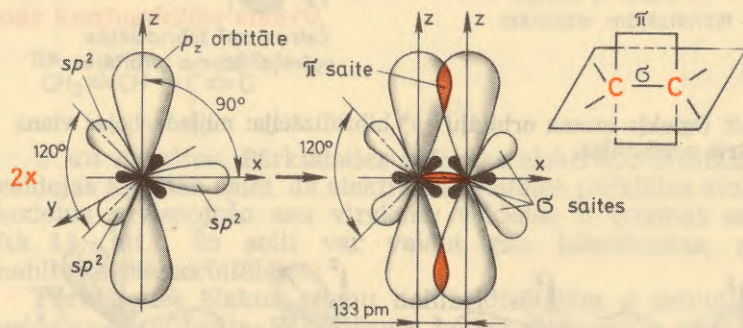


4.5. att. Oglekļa atoma orbitāļu  $sp$  hibridizācija: mijiedarbojas viena s un viena p orbitāle.

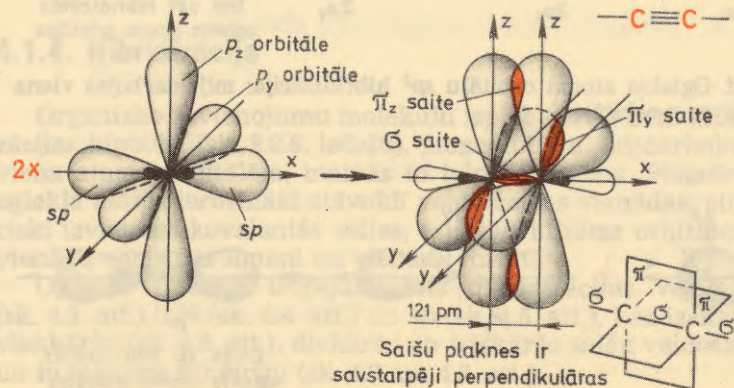
## 4. daļa



4.6. att.  $\sigma$  saišu veidošanās metāna molekulā.



4.8. att. Trīskāršās saites (vienu  $p_y - p_y$  veida  $\pi$  saite un vienu  $p_z - p_z$  veida  $\pi$  saite) veidošanās acetilēna tipa molekulā.



## 4.2. Organisko savienojumu izomērija un molekulu telpiskā uzbūve

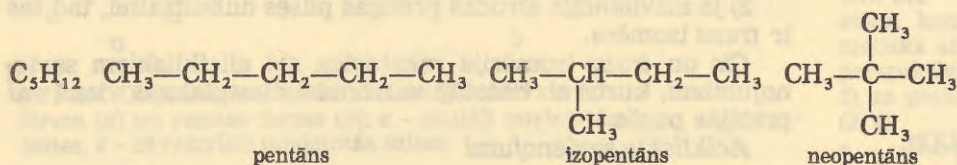
## 4. daļa

Ja vairākiem savienojumiem ir vienāds elementsastāvs un molekulmasa, bet to fizikālās un ķīmiskās īpašības atšķiras, tad šādus savienojumus sauc par *izomēriem*. Organiskajiem savienojumiem izomērija ir ļoti plaši izplatīta parādība. Izšķir struktūrizomēriju un telpisko izomēriju.

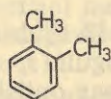
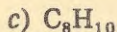
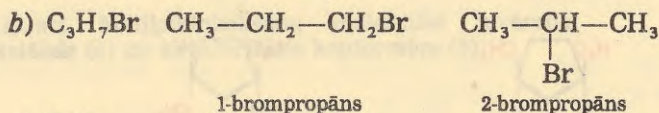
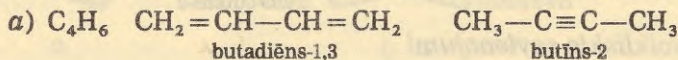
### 4.2.1. Struktūrizomērija

Struktūrizomērija saistīta ar ķīmisko saišu dažādību, atomu un ķīmisko saišu dažādu sakārtojumu molekulā. Izšķir vairākus struktūrizomērijas veidus.

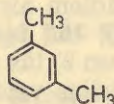
**Skeletizomērija.** Oglekļa atomi var veidot taisnu, sazarotu vai ciklisku skeletu. Piemēram, pentānam  $C_5H_{12}$  ir trīs izomēri, bet dekānam  $C_{10}H_{22}$  iespējami jau 75 izomēri.



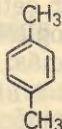
**Stāvokļizomērija.** Molekulās ar vienādu oglekļa atomu sakārtojumu divkāršo un trīskāršo saišu veidi un to novietojums var būt dažāds (*a*). Stāvokļizomērijas veids ir arī funkcionālo grupu atrašanās dažādās molekulas vietās (*b* un *c*) un dažāds heteroatomu novietojums virknē vai ciklā (*d*).



*o*-ksilols

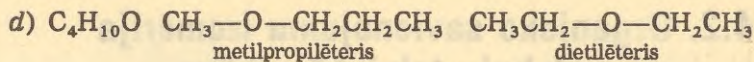


*m*-ksilols

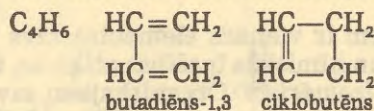


*p*-ksilols

## 4. daļa



### Virknes un cikla izomērija



### 4.2.2 Telpiskā izomērija

Telpiskā izomērija ir saistīta ar aizvietotāju telpisko novietojumu. Pastāv vairāki telpiskās izomērijas veidi.

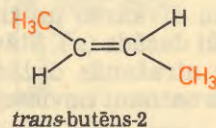
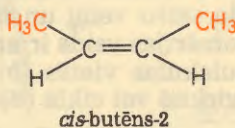
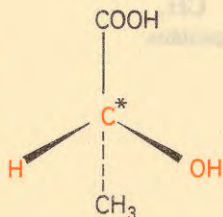
**Geometriskā izomērija (cis un trans izomērija)** ir iespējama savienojumiem, kuros ir dubultsaite. Izomēri savstarpēji atšķiras ar aizvietotāju izkārtojumu attiecībā pret dubultsaiti:

1) ja aizvietotāji atrodas vienā pusē dubultsaitei, tad tas ir *cis* izomērs,

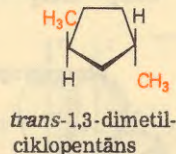
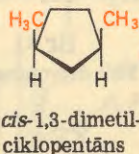
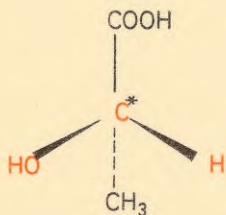
2) ja aizvietotājs atrodas pretējās pusēs dubultsaitei, tad tas ir *trans* izomērs.

*Cis* un *trans* izomērija raksturīga arī alicikliskiem savienojumiem, kuros aizvietotāji var novietoties plaknes vienā vai pretējās pusēs.

#### Acikliskie savienojumi



#### Alicikliskie savienojumi



4.9. att. Pienskābes molekulas spoguļizomēri. C\* - asimetriskais oglekļa atoms; — saite atrodas zīmējuma plaknē, — saite virzīta aiz plaknes, ► saite atrodas virs plaknes.

**Optiskā izomērija (spoguļizomērija).** Ja oglekļa atoms saistīts ar četriem dažādiem aizvietotājiem (asimetriskais vai hirālais oglekļa atoms), tad iespējama divējāda aizvietotāju novietošana: 1) figūra un 2) tās attēls spoguļī (*spoguļizomēri* - *enantiomēri*). Šo izomērijas veidu sauc par optisko izomēriju (spoguļizomēriju) vai *hiralitāti* (sk. 4.9. att.).

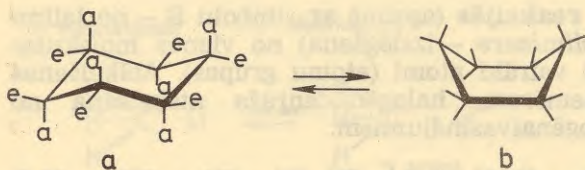
Spoguļizomēriem (*optiskiem antipodiem*) piemīt optiskā aktivitāte: viens no izomēriem griež polarizētas gaismas

polarizācijas plakni pa labi (+), bet otrs – par tikpat grādiem pa kreisi (-). Abu izomēru maisījums (1:1) ir optiski neaktīvs ( $\pm$ , *racēmiskais* maisījums). Vielu optisko aktivitāti nosaka ar polarimetru.

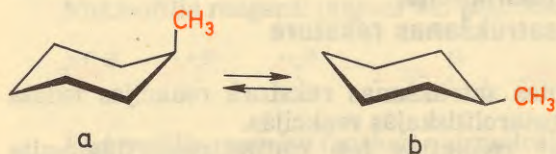
**Rotācijas izomērija** ir saistīta ar molekulas daļas pagriešanos ap vienkāršo saiti vai arī ar molekulas inversiju (cikla pārlēcīšanos). Pagriešanās izomērus sauc par rotācij-izomēriem jeb *konformēriem* (*konformācijām*) (sk. 4.10. att.).

Cikloheksāna molekulai iespējami divi konformēri: krēsla forma un vannas forma (sk. 4.11. att.).

Konformēri viegli pārvēršas viens otrā, t. i., aizvietotājs cikloheksāna molekulā var ieņemt gan *aksiālu*, gan *ekvatoriālu* stāvokli (sk. 4.12. att.).

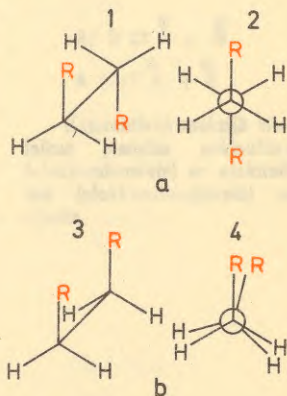


4.11. att. Cikloheksāna molekulas konformēri: krēsla forma (a) un vannas forma (b); a – aksiāli novietotās saites, e – ekvatoriāli novietotās saites.



4.12. att. Metilcikloheksāna molekulas inversija: aksiālais (a) un ekvatoriālais konformērs (b).

## 4. daļa



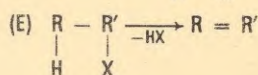
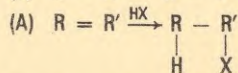
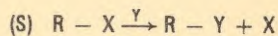
4.10. att. Divaizvietota etāna konformēru shematiskais attēlojums – ar perspektīvformulām (1, 3) un projekcijformulām (2, 4):

a – aizkavētais konformērs, b – aizsegtais konformērs.

### 4.3. Organisko savienojumu reakciju un reagentu klasifikācija

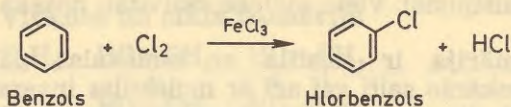
#### 4.3.1. Reakciju klasifikācija pēc norises veida

**Aizvietošanas reakcijās** (apzīmē ar simbolu S – no latīņu valodas vārda *substituere* – aizvietošana) norisinās kāda savienojuma atomu vai grupu apmaiņa ar citiem atomiem vai grupām.



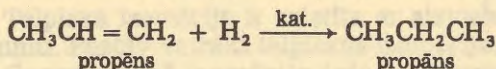
## 4. daļa

Aizvietošanas reakcija ir, piemēram, benzola hlorēšanas reakcija:

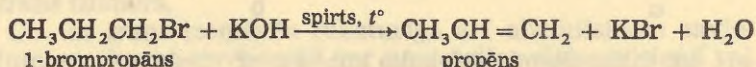


**Pievienošanas reakcijās** (apzīmē ar simbolu A – no latīņu valodas vārda *additio* – pielikšana), savstarpēji reaģējot divām vai vairākām molekulām, veidojas jauna molekula. Vienai no reaģējošām vielām ir divkāršā vai trīskāršā saite.

Piemēram, apskatīsim hidrogenēšanas reakciju:



**Atšķelšanas reakcijās** (apzīmē ar simbolu E – no latīņu valodas vārda *eliminare* – izslēgšana) no vienas molekulas atšķelas divi vai vairāki atomi (atomu grupas). Atšķelšanas reakcija ir, piemēram, halogēnuđenraža atšķelšana no ogļūdeņražu halogēnatvasinājumiem:

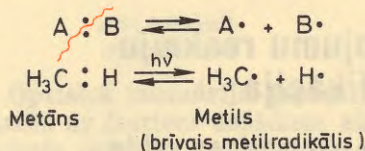


Visās šajās reakcijās iespējama pārgrupēšanās.

### 4.3.2. Reakciju klasifikācija pēc saišu satrūkšanas rakstura

Atkarībā no saišu satrūkšanas rakstura reakcijas iedala homolītiskajās un heterolītiskajās reakcijās.

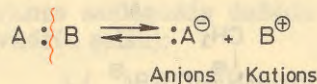
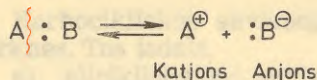
**Homolītiskajās\* reakcijās jeb radikālreakcijās** saite satrūkst simetriski un veidojas brīvie radikāļi ar nesapārotiem elektroniem. Tās ir daļiņas ar lielu reaģētspēju un radušās tās tūlīt reaģē tālāk. Brīvo radikāļu mehānismu aizvietošanās reakcijās apzīmē ar simbolu  $S_R$ .



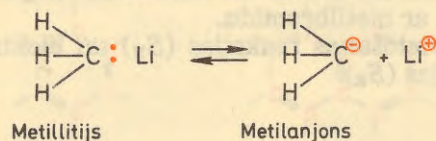
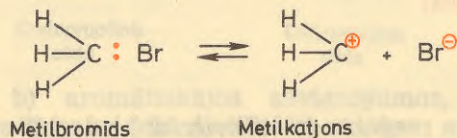
Radikāļu pievienošanās reakcijām ( $A_R$ ) ir svarīga nozīme polimerizācijas procesos, iegūstot polimērmateriālus.

\*No grieķu valodas vārda *homos* – vienāds, tāds pats.

*Heterolītiskajās\* reakcijās jeb jonu reakcijās saite satrūkst asimetriski.*

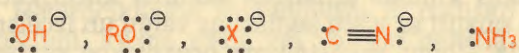


Ja A ir alkilgrupa, tad  $A^{\oplus}$  un  $\text{:}A^{\ominus}$  sauc attiecīgi par karbkatjonu un karbanjonu.

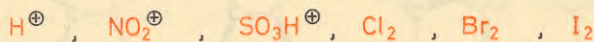


Reagentus (jonus), kuri piedalās heterolītiskās reakcijās, atkarībā no tā, vai tiem piemīt elektrondonoras vai elektronakceptoras īpašības, iedala nukleofilajos reagentos un elektrofilajos reagentos.

*Nukleofilie reāgenti* (anjoni vai neitrālas molekulas):



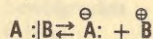
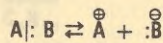
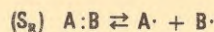
*Elektrofilie reāgenti* (katjoni vai neitrālas molekulas):



Heterolītiskās reakcijas iedala *nukleofilajās reakcijās* (apzīmē ar simbolu N) un *elektrofilajās reakcijās* (apzīmē ar simbolu E).

Elektrofilās un nukleofilās reakcijas ir savstarpēji saistītas, jo reakcijā ir jābūt gan nukleofilajam, gan elektrofilajam komponentam. Organisko pamatsavienojumu, kurš piedalās reakcijā, nereti sauc par "substrātu", bet otro komponentu – par "reagentu". Vielu iedalījums "reagentā" un "substrātā" bieži ir

## 4. daļa

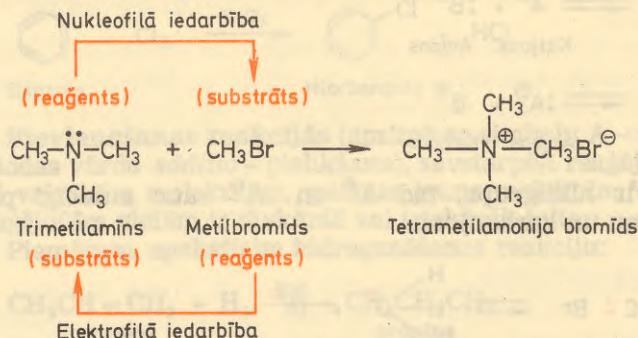


Heterolītiskā reakcijā vienlaikus piedalās nukleofilais (elektrondonorais) un elektrofilais (elektronakceptorais) reāgents.

\*No grieķu valodas vārda *heteros* – cits, atšķirīgs.

## 4. daļa

nosacīts. Kā piemērs var noderēt trimetilamīna un metilbromīda savstarpējā reakcija:



Reakcija ir elektrofila reaģenta (metilbromīda) iedarbība ar trimetilamīnu, bet tajā pašā laikā tā ir arī nukleofila reaģenta (trimetilamīna) iedarbība ar metilbromīdu.

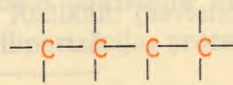
Izšķir nukleofilās aizvietošanas reakcijas ( $S_N$ ) un elektrofilās aizvietošanas reakcijas ( $S_E$ ).

### 4.4. Organisko savienojumu klasifikācija

Organisko savienojumu klasifikācija pamatojas uz priekšstatiem par savienojumu veidošanos un atomu sakārtojumu molekulā. Organiskās ķīmijas attīstības sākumā klasifikācija un nosaukumi bija saistīti ar vielu iegūšanas veidu un izcelsmi. Atkarībā no oglekļa atomu sakārtojuma organiskos savienojumus iedala trijās galvenajās grupās: acikliskie savienojumi, karbocikliskie savienojumi un heterocikliskie savienojumi.

#### 4.4.1. Acikliskie (alifātiskie) savienojumi

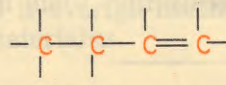
Šie savienojumi satur necikliskas oglekļa atomu virknes. Var būt nesazarotas un sazarotas virknes ar vienkāršām, divkāršām un trīskāršām saitēm starp C—C atomiem.



Nesazarota virkne



Sazarota virkne

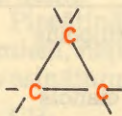


Virkne ar divkāršo saiti

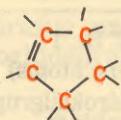
## 4.4.2. Karbocikliskie savienojumi

Karbocikliskos savienojumos ir cikliskas oglekļa atomu virknes. Tos iedala

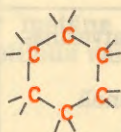
a) alicikliskajos savienojumos, kuros oglekļa atomu virknes saslēgušās dažāda lieluma ciklos (ar dažādu skaitu divkārtējo saišu):



Ciklopropāna cikls

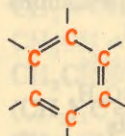


Ciklopentāna cikls

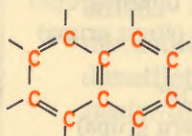


Cikloheksāna cikls

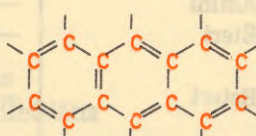
b) aromātiskajos savienojumos, kuros ir sešlocekļu gredzens ar trim divkārtējam saitēm:



Benzola cikls



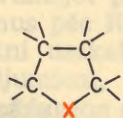
Naftalīna cikls



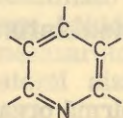
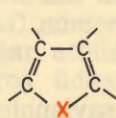
Antracēna cikls

## 4.4.3. Heterocikliskie savienojumi

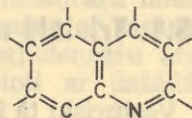
Heterocikliskie savienojumi ir ciklisko ogļūdeņražu atvasinājumi, kuros viens vai vairāki oglekļa atomi aizvietoti ar citu elementu atomiem (heteroatomiem).



Piečiocekļu heterocikliskie savienojumi



Seščiocekļu heterocikliskie savienojumi



X ir O, S vai NH

## 4.4.4. Funkcionālās grupas

**Atomus vai atomu grupas, kas nosaka savienojuma ķīmiskās īpašības, sauc par funkcionālām grupām vai aizvietotājiem.**

## 4. daļa

Butāns

$C_4H_{10}$

2-metilpropāns

$C_4H_{10}$

Butēns-1

$C_4H_8$

Ciklopropāns

$C_3H_6$

Ciklopentēns

$C_5H_8$

Cikloheksāns

$C_6H_{12}$

Benzols

$C_6H_6$

Naftalīns

$C_{10}H_8$

Antracēns

$C_{14}H_{10}$

## 4. daļa

Pēc šīm grupām organiskos savienojumus iedala klasēs (sk. 4.1. tab.)

4.1. tabula

### Organisko savienojumu iedalījums pēc funkcijām\*

| Savienojumu klase   | Funkcionālā grupa                     | Atsevišķi pārstāvji   |
|---------------------|---------------------------------------|---|
| Halogēnatvasinājumi | X ir F, Cl, Br, I<br>(halogēna atoms) | CH <sub>3</sub> I metiljodīds                                   |
| Spirti, fenoli      | —OH (hidroksilgrupa)                  | C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH etanols                        |
| Aldehīdi            | —CHO (aldehīdgrupa)                   | CH <sub>3</sub> CHO acetaldehīds                                |
| Ketoni              | >CO (ketogrupa)                       | CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub> acetons                       |
| Karbonskābes        | —COOH<br>(karboksilgrupa)             | CH <sub>3</sub> COOH etiķskābe                                  |
| Nitrosavienojumi    | —NO <sub>2</sub> (nitrogrupa)         | C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NO <sub>2</sub> nitroetāns        |
| Amīni               | —NH <sub>2</sub> (aminogrupa)         | C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub> etilamīns         |
| Ēteri               | —O— (ēteru grupa)                     | CH <sub>3</sub> OCH <sub>3</sub><br>dimetilēteris               |
| Esteri              | —COOR'<br>(esteru grupa)              | CH <sub>3</sub> COOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub><br>etilacetāts |
| Sulfoskābes         | —SO <sub>3</sub> H (sulfogrupa)       | CH <sub>3</sub> SO <sub>3</sub> H<br>metānsulfoskābe            |

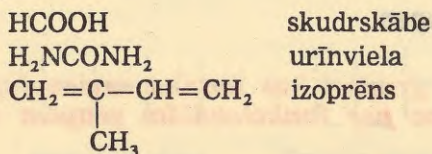
\*Struktūrelementiem, kas piedalās ķīmiskajās pārvērtībās.

## 4.5. Organisko savienojumu nomenklatūra

### 4.5.1. Triviālā nomenklatūra

Pirmo zinātniski izstrādāto vispārīgās ķīmijas nomenklatūru apstiprināja A. Lavuazjē vadītās Parīzes ZA komisija 1787. gadā.

Vēsturiski tā ir pirmā organisko savienojumu nosaukšanas sistēma. Šiem nosaukumiem ir ciešs sakars ar savienojuma atklāšanas vai iegūšanas vēsturi (metodi), dažkārt ar zinātnieka vārdu, kas savienojumu ieguvis. Triviālie nosaukumi savienojuma struktūru neraksturo. Organisko savienojumu triviālos nosaukumus bieži lieto dabas vielu ķīmijā un rūpniecībā.



#### 4.5.2. Radikāli funkcionālā nomenklatūra (racionālā nomenklatūra)

Savienojuma nosaukums pēc šīs sistēmas ietver pamatsavienojuma nosaukumu, aizvietotāju nosaukumus un aizvietotāju stāvokli asimetriskā molekulā (to apzīmē ar grieķu alfabēta burtiem).

Piesātinātos ogļūdeņražus uzskata par metāna atvasinājumiem, nepiesātinātos ogļūdeņražus – par etilēna vai acetilēna atvasinājumiem.

|   |                              |
|---|------------------------------|
| $\text{CH}_4$   | metāns                       |
| $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | trimetilpropilmetāns         |
| $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$   | etilēns                      |
| $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CH}_2$  | metiletilēns                 |
| $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CHCH}_3$  | dimetiletilēns               |
| $(\text{CH}_3)_2\text{C} = \text{CH}_2$   | <i>nesim</i> -dimetiletilēns |
| $\text{CH} \equiv \text{CH}$  | acetilēns                    |
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C} \equiv \text{CH}$   | etilacetilēns                |

#### 4.5.3. IUPAC nomenklatūra (aizvietojošā, sistemātiskā nomenklatūra)

Veidojot piesātināto un nepiesātināto ogļūdeņražu nosaukumus pēc IUPAC nomenklatūras, ogļūdeņražus ar sazarotu virkni uzskata par atbilstošu nesazaroto ogļūdeņražu atvasinājumiem, kuros ūdeņraža atomi aizvietoti ar dažādām grupām.

**Alkānu nomenklatūra.** *Nesazarotu alkānu nosaukums* darina no latīņu un grieķu skaitļa vārdiem. Pirmajiem četriem homologiskās rindas pārstāvjiem ir triviālie nosaukumi: metāns, etāns, propāns un butāns. Alkānu nosaukumos ir izskaņa *-āns*.

Alkāna molekulas atlikumu, ko iegūst, atņemot no tās vienu ūdeņraža atomu, sauc par alkilgrupu (nosaukumu "alkilradikālis" nav ieteicams lietot; šo apzīmējumu attiecina uz reakcijas vidē esošiem brīvajiem alkilradikāļiem). Alkilgrupu nosaukumu atvasina no alkāna nosaukuma, aizstājot izskaņu *-āns* ar *-il* (sk. 4.2. tab.). Vispārīgā veidā alkilgrupas apzīmē ar R (dažādas alkilgrupas apzīmē ar R', R'' jeb R<sup>1</sup>, R<sup>2</sup> utt.).

## 4. daļa

Straujš organiskās ķīmijas uzplaukums 19. gadsimta otrajā pusē radīja nepieciešamību izveidot jaunu sistēmu organisko savienojumu klasifikācijai un nosaukšanai. 1892. gadā starptautiskā ķīmiķu konference Ženēvā apstiprināja pirmās organisko savienojumu nomenklatūras pamatprincipus. Nomenklatūras pamatkritēriju izvēle bija tik veiksmīga, ka tie vēl tagad tiek izmantoti dažos mūsdienu izdevumos, piemēram, F. Belšteina rokasgrāmatā ("Handbuch der organischen Chemie"). Pirmo organisko savienojumu nomenklatūru nereti sauc par Ženēvas vai starptautisko nomenklatūru.

**Lježas nomenklatūra.** Starptautiskā ķīmiķu savienība 1930. gadā Lježā (Beļģijā) Ženēvas nomenklatūrai pieņēma papildu noteikumus, kas vienkāršoja organisko savienojumu nosaukumus.

**IUPAC nomenklatūra.** Sākot ar 1947. gadu, organisko savienojumu nomenklatūras pilnveidošanu veic Starptautiskā tīrās un lietišķās ķīmijas savienība (IUAPC). 1957. un 1965. gadā IUPAC kongresi precizēja ogļūdeņražu nomenklatūru, rekomendēja ogļūdeņražu funkcionālo atvasinājumu un heterociklisko savienojumu nomenklatūru.

## Nesazaroto alkānu nosaukumi

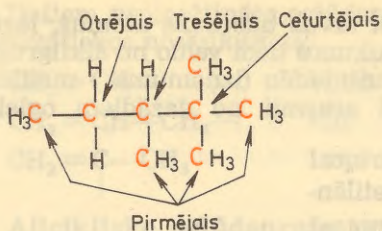
| Oglekļa atomu skaits virknē | Nosaukuma sakne | Alkāna nosaukums | Alkilgrupas nosaukums |
|-----------------------------|-----------------|------------------|-----------------------|
| 1                           | met             | metāns           | metil                 |
| 2                           | et              | etāns            | etil                  |
| 3                           | prop            | propāns          | propil                |
| 4                           | but             | butāns           | butil                 |
| 5                           | pent            | pentāns          | pentil                |
| 6                           | heks            | heksāns          | heksil                |
| 7                           | hept            | heptāns          | heptil                |
| 8                           | okt             | oktāns           | oktil                 |
| 9                           | non             | nonāns           | nonil                 |
| 10                          | dek             | dekāns           | decil                 |

|   |         |
|---|---------|
| $\text{CH}_3-$                                  | metil-  |
| $\text{CH}_3\text{CH}_2-$                       | etil-   |
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-$            | propil- |
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-$ | butil-  |

IUPAC nomenklatūrā atļauts dažām sazarotām alkilgrupām izmantot nesistemātiskos nosaukumus:

|  |                                  |
|--|----------------------------------|
| $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}- \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$                    | izopropil-                       |
| $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2- \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$        | izobutil- (pirmējā butilgrupa)   |
| $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}- \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$          | sek-butil- (otrējā butilgrupa)   |
| $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3-\text{C}- \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | terc-butil- (trešējā butilgrupa) |

Priedēkļi *sek-*, *terc-* norāda uz attiecīgā oglekļa atoma (no kura atņemts viens ūdeņraža atoms) saistību ar citiem oglekļa atomiem. Oglekļa atomu, kas saistīts ar vienu oglekļa atomu, sauc par *pirmējo* (*primāro*), ar diviem — par *otrējo* (*sekundāro*), ar trim — par *trešējo* (*terciāro*) un ar četriem — par *ceturtdējo* (*kvartāro*). Atkarībā no oglekļa atoma saistības alkilgrupas daļa pirmējās, otrējās un trešējās.

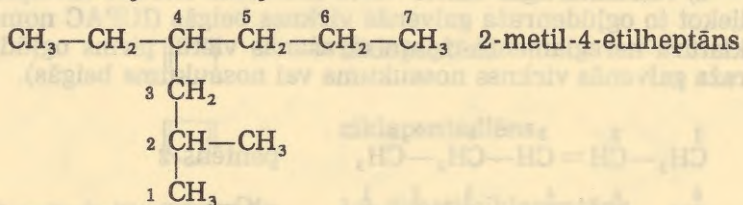
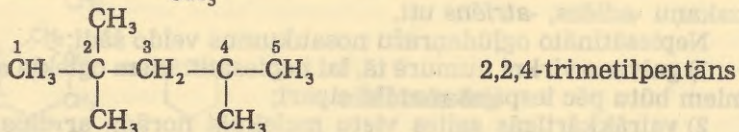
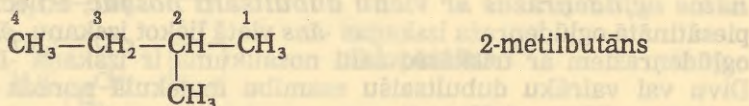


**Sazarotu alkānu (izoalkānu) nosaukumus** veido šādi:

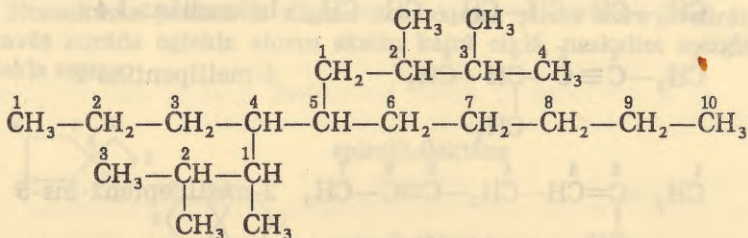
1) atrod garāko oglekļa atomu virkni (galveno virkni) un tajā sanumurē oglekļa atomus. Numerāciju sāk no tā virknes gala, kuram tuvāk ir atzarojumi (atzarojumus norādošo ciparu summai jābūt minimālai);

2) nosauc atzarojumus, ar cipariem norādot to atrašanās vietas galvenajā virknē. Vairāku vienādu sānvirkņu esamību apzīmē attiecīgi ar daudzkārtņa priedēkli: di-, tri-, tetra-, penta-, utt.;

3) pēc galvenās virknes nosaka dotā ogļūdeņraža nosaukumu.



Ja sānvirkne savukārt ir sazarota, tad tās nosaukumu veido līdzīgi sazarota alkāna nosaukumam, liekot šādas grupas nosaukumu iekavās:



4-(1,2-dimetilpropil)-5-(2,3-dimetilbutil)-dekāns

## 4. daļa

Alkānu molekulai atņemot divus ūdeņraža atomus, iegūstam divvērtīgas grupas. Nosaukumu tiem veido no alkilgrupas nosaukuma, pievienojot izskaņu *-idēn* (izņēmums – metilēn-) vai *-ēn* (ja ūdeņraža atomi atņemti no dažādiem oglekļa atomiem)

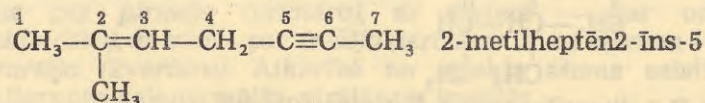
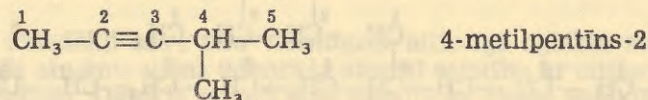
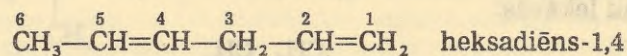
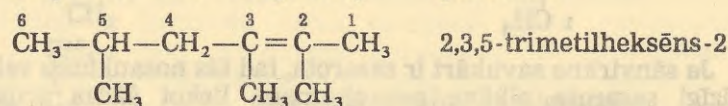
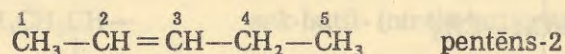
|  |                            |
|--|----------------------------|
| $-\text{CH}_2-$  | metilēn-                   |
| $\text{CH}_3\text{CH} \langle$   | etilidēn-                  |
| $-\text{CH}_2\text{CH}_2-$   | etilēn-                    |
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH} \langle$                                  | propilidēn-                |
| $\begin{array}{c}   \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \end{array}$  | izopropilidēn-             |
| $\begin{array}{c}   \\ \text{CH}_3\text{CH}-\text{CH}_2- \\   \end{array}$ | 1,2-propilēn-              |
| $-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-$                                      | 1,3-propilēn-(trimetilēn-) |

**Alkēnu, alkīnu un alkadiēnu nomenklatūra.** *Nepiesātinātos ogļūdeņražus ar vienu dubultsaiti nosauc*, attiecīgā piesātinātā ogļūdeņraža izskaņas *-āns* vietā liekot izskaņu *-ēns*; ogļūdeņražiem ar trīskāršo saiti nosaukumā ir izskaņa *-īns*. Divu vai vairāku dubultsaišu esamību molekulā norāda ar izskaņu *-adiēns*, *-atriēns* utt.

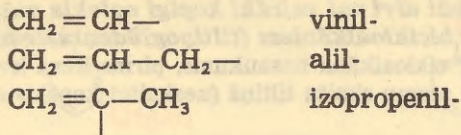
Nepiesātināto ogļūdeņražu nosaukumus veido šādi:

1) galveno virkni numurē tā, lai nepiesātinātiem oglekļa atomiem būtu pēc iespējas mazāki cipari;

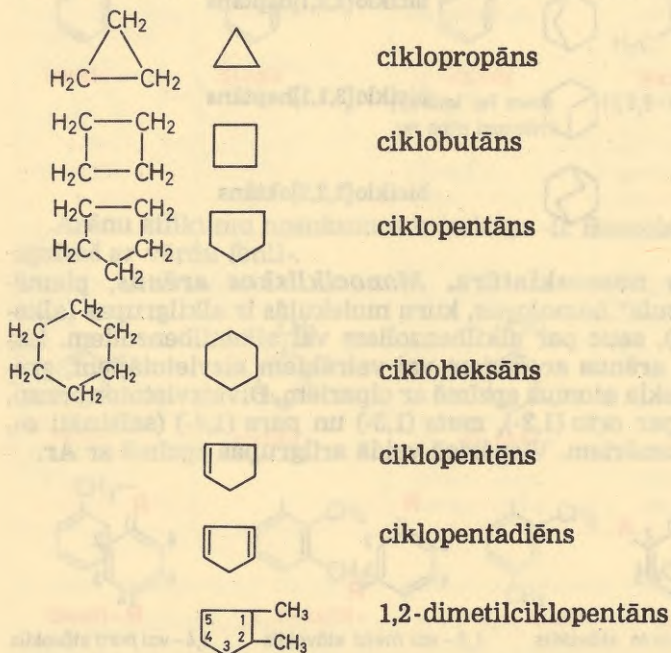
2) vairākkārtīgās saites vietu molekulā norāda ar ciparu, liekot to ogļūdeņraža galvenās virknes beigās (IUPAC nomenklatūra nereglamentē cipara atrašanās vietu: pirms ogļūdeņraža galvenās virknes nosaukuma vai nosaukuma beigās).



Dažiem nepiesātināto ogļūdeņražu atlikumiem izmanto nesistemātiskos nosaukumus:

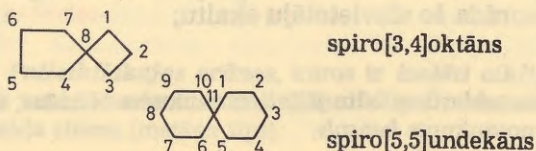


**Aliciklisko ogļūdeņražu nomenklatūra. Monociklisko alkānu nosaukumus** atvasina no alkānu nosaukumiem, rakstot priekšā priedēkli ciklo-. Dubultsaišu esamību molekulā norāda ar attiecīgiem priedēkļiem -ēns un -adiēns. Lai norādītu aizvietotāju atrašanās vietu molekulā, cikla oglekļa atomus apzīmē ar cipariem. Aliciklisko ogļūdeņražu formulas parasti raksta saīsināti, attēlojot tikai C—C saites.



**Cikloalkānus, kuros diviem cikliem viens kopīgs oglekļa atoms, sauc par spiroalkāniem.**

Nosaukuma pamatā ir alkāna nosaukums, pirms kura kvadrāteikavās norāda oglekļa atomu skaitu katrā ciklā, neskaitot mezgla oglekļa atomu.



## 4. daļa

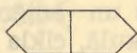
Numerāciju spiroalkānos sāk no mazākā cikla oglekļa atoma, kas atrodas blakus kopējam (mezgla) atomam, kuru numurē pēdējo.

Diviem cikliem var būt divi vai vairāki kopīgi oglekļa atomi. Šādas sistēmas sauc par bicikloalkāniem (tiltiņogļūdeņražiem).

Nosaukuma pamatā ir cikloalkāna nosaukums, pirms kura kvadrātiekvāvs norāda oglekļa atomu skaitu tiltiņā (neskaitot kopējos atomus) dilstošā secībā.



biciklo[2,2,0]heksāns



biciklo[3,3,0]oktāns



biciklo[2,2,1]heptāns

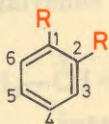


biciklo[3,1,1]heptāns

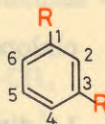


biciklo[2,2,2]oktāns

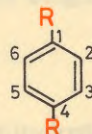
Arēnu nomenklatūra. **Monocikliskos arēnus**, piemēram, *benzola*\* homologus, kuru molekulās ir alkilgrupas (alkenilgrupas), sauc par alkilbenzoliem vai alkenilbenzoliem. Lai nosauktu arēnus ar diviem vai vairākiem aizvietotājiem, gredzena oglekļa atomus apzīmē ar cipariem. Divaizvietotos benzolus sauc par *orto* (1,2-), *meta* (1,3-) un *para* (1,4-) (saīsināti *o*-, *m*-, *p*-) izomēriem. Vispārīgā veidā arilgrupas apzīmē ar Ar.



1,2- vai *orto* stāvoklis



1,3- vai *meta* stāvoklis



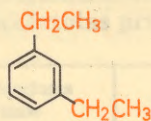
1,4- vai *para* stāvoklis

Benzola homolgu un to atvasinājumu nosaukumus veido šādi:

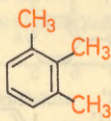
- 1) ar cipariem norāda aizvietotāja vietu;
- 2) ja gredzenā ir divas identiskas grupas, tad ar grieķu skaitļa vārdiem norāda šo aizvietotāju skaitu;

\*Pēc IUPAC nomenklatūras būtu jālieto nosaukums *benzēns*, taču parasti tiek lietots nosaukums *benzols*.

3) nosauc aizvietotāju, kam pievieno vārdu benzols.

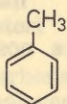


1,3 - dietilbenzols

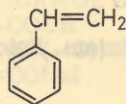


1,2,3 - trimetilbenzols

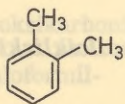
Dažiem arēniem un arilgrupām ir triviālie nosaukumi, kuri ietverti IUPAC nomenklatūrā:



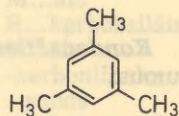
Toluols



Stirols



*o*-ksilols  
(zināmi arī meta  
un para izomēri)



Mezilēns  
(1,3,5 - trimetilbenzols)

Arēnu atlikumu nosukumos ir izskaņa -il. Benzola atlikumu apzīmē ar vārdu fenil-.



Fenil-



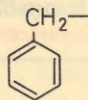
*o*-tolil-



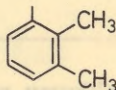
*m*-tolil-



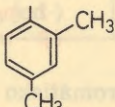
*p*-tolil-



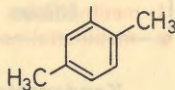
Benzil-



2,3 -ksilil-



2,4 -ksilil-



2,5 -ksilil-

Divvērtīgo benzola atlikumu apzīmē ar vārdu fenilēn-.



*o*-fenilēn-



*m*-fenilēn-



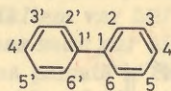
*p*-fenilēn-

**Policikliskajos arēnos**, kuros ir **izolēti cikli**, aromātiskās sistēmas var būt savienotas tieši (bifenila tips) vai saistītas ar vienu kopīgo oglekļa atomu (metāna tips).

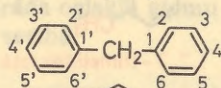
## 4. daļa

## 4. daļa

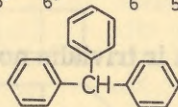
Katru aromātisko sistēmu numurē atsevišķi:



bifenils

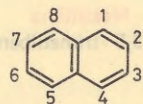


difenilmetāns

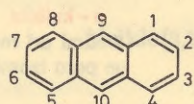


trifenilmetāns

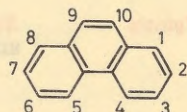
**Kondensētiem policikliskiem arēniem** lieto triviālos nosaukumus:



Naftalīns

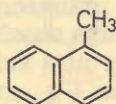


Antracēns

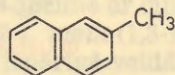


Fenantrens

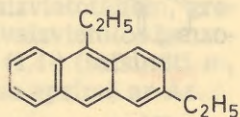
Atvasinājumu nosaukumos aizvietotāja stāvokli norāda ar atbilstošu ciparu:



1-metilnaftalīns  
( $\alpha$ -metilnaftalīns)

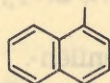


2-metilnaftalīns  
( $\beta$ -metilnaftalīns)

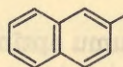


3,9-dietilantracēns

Kondensēto aromātisko sistēmu atlikumu nosaukumus veido ar izskaņu -il, piemēram,



1-naftil-



2-naftil-

**Ogļūdeņražu funkcionālo atvasinājumu nomenklatūra.**  
Ogļūdeņražu funkcionālo atvasinājumu nosaukumus veido šādi:

1) nosaka galveno grupu, kuru apzīmē ar izskaņu (sk. 4.3. tab.);

Savienojumu klases un raksturīgās grupas,  
kas sakārtotas prioritātes (senjoritātes) samazināšanās secībā

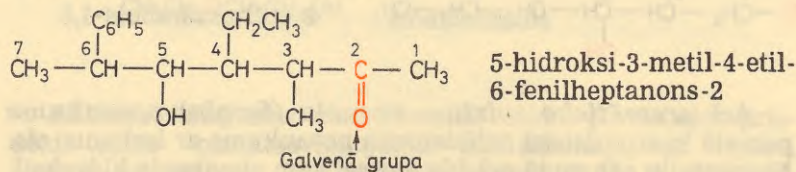
## 4. daļa

Prioritāte (latīņu val. *prior* – pirmais) nosaka kārtību, kādā ir jāsaliek un jānosauc savienojumu sastāvdaļas. Tas ir jādara prioritātes samazināšanās secībā.

| Savienojuma klase        | Formula                                       | Priedēklis                                  | Izskana kopā ar galotni  |
|--------------------------|---|---|--|
| Karbonskābes             | -COOH<br>-(C)(=O), OH<br>(C ietilpst virknes) | Karboksi-                                   | -karbonskābe<br>-skābe   |
| Sulfoskābes              | -SO <sub>3</sub> H                            | Sulfo-                                      | -sulfoskābe  |
| Karbonskābju sāļi        | -COO <sup>⊖</sup> M <sup>⊕</sup>              | —   | M...karboksilāts   |
| Esteri                   | -(C)(=O), OM<br>-COOR<br>-(C)(=O), OR         | R-oksikarbonil-                             | M...āts<br>R...karboksilāts<br>R...āts   |
| Karbonskābju halogenīdi  | -COHal  | Haloformil-                                 | -karbonilhalo-<br>genīds   |
| Amīdi                    | -CONH <sub>2</sub>                            | Karbamoil-                                  | -karboksiamīds   |
| Nitrili                  | -(C)(=O), NH <sub>2</sub><br>-C≡N<br>-(C)≡N   | Ciano-                                      | -amīds<br>-karbonitrils<br>-nitrils  |
| Aldehīdi                 | -CHO<br>-(C)H(=O)                             | Formil-<br>Okso-                            | -karbaldehīds<br>-āls  |
| Ketoni                   | >(C)=O  | Okso-                                       | -ons   |
| Spirti                   | -OH   | Hidroksi-                                   | -ols   |
| Fenoli                   | -OH   | Hidroksi-                                   | -ols   |
| Tioli                    | -SH   | Merkapto-                                   | -tiols   |
| Amīni                    | -NH <sub>2</sub>                              | Amino-                                      | -amīns   |
| Ēteri                    | -OR   | R-oksi-                                     | } aizvietotājus,<br>kurus apzīmē<br>tikai ar prie-<br>dēkli, nosauc<br>alfabētiskā<br>secībā |
| Nitrosavienojumi         | -NO <sub>2</sub>                              | Nitro-                                      |  |
| Halogēnoglu-<br>ūdenraži | -X(F, Cl, Br, I)                              | Halogēn-<br>(fluor-, hlor-,<br>brom-, jod-) |  |

2) nosaka molekulas pamatstruktūru (virknes vai cikliskā sistēma), kuru numurē tā, lai galvenai grupai būtu pēc iespējas mazāks numurs;

3) aizvietotājus (pamatsavienojumā aizvieto ūdenraža atomus) apzīmē ar priedēkliem un sakārto no vienkāršākā uz sarežģītāko vai alfabētiskā secībā.

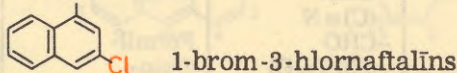
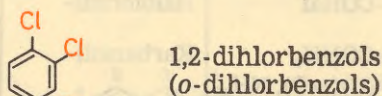
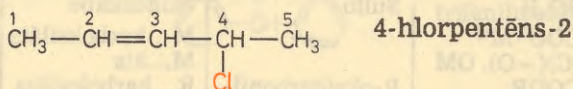
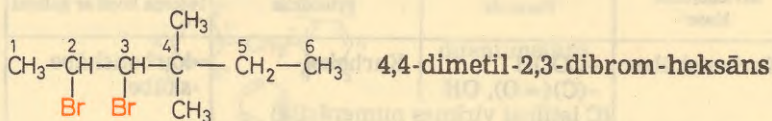


## 4. daļa

**Halogēnoglūdeņražu nosaukumu veido**, pievienojot pamatstruktūras nosaukumam priedēkli. Virkni vai ciklu numurē tā, lai halogēna atomam būtu mazākais numurs. Nepiesātinātos savienojumos numerācijas secību nosaka divkāršā vai trīskāršā saite.

R — X  
Halogēnalkāni

Ar — X  
Halogēnārēni



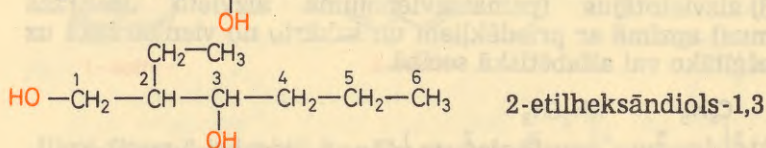
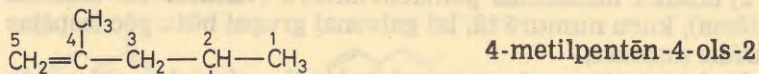
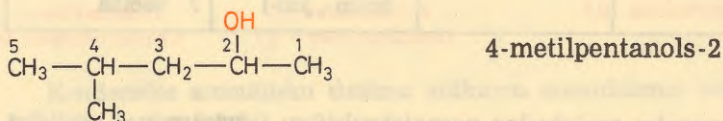
R — OH  
Spirti jeb alkanoli

Ar — CH<sub>2</sub>OH  
Arialkanoli

Ar — OH  
Fenoli, naftoli un citi hidroksiarēni

**Oglūdeņražu hidroksilatvasinājumu nosaukumus** atvasina no oglūdeņraža nosaukuma, pievienojot tam izskaņu -ols. Pamatvirkni numurē tā, lai hidroksilgrupai būtu iespējami mazākais numurs. Vairāku hidroksilgrupu esamību norāda ar daudzkārtņa priedēkli di-,tri- utt.

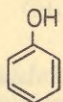
Nepiesātinātos spirtos numerācijas secību nosaka hidroksilgrupa.



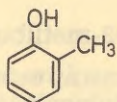
Arī **aromātisko spirtu – arenolu (fenolu) nosaukuma** pamatā ir aromātiskā oglūdeņraža nosaukums ar izskaņu -ols. Numerāciju sāk no tā oglekļa atoma, kam pievienota hidroksil-

grupa. Vienkāršākajiem fenoliem lieto triviālos nosaukumus, piemēram,

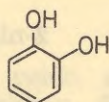
## 4. daļa



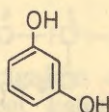
Fenols



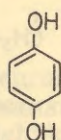
o-krezols



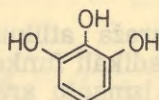
Pirotehīns



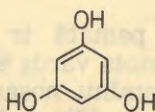
Rezorcīns



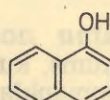
Hidrohinons



Pirogallols

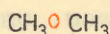


Floroglucīns

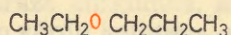


α-naftols

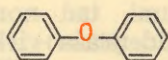
**Ēteru nosaukumus** veido no ogļūdeņražu atlikumu nosaukumiem, pievienojot vārdu «ēteris». Radikāli funkcionālo nomenklatūru lieto galvenokārt vienkāršiem savienojumiem.



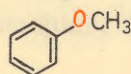
dimetilēteris



etilpropilēteris



difenilēteris  
(difeniloksīds)

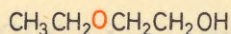


metilfenilēteris  
(anisols)

Ēterus ar dažādiem ogļūdeņražu atlikumiem nosauc, pievienojot ogļūdeņraža atvasinājumam priedēkli alkoksi- (RO) vai ariloksi- (ArO).



metoksietāns



etoksietanols

**Nitrosavienojumu nosaukumus** veido, pievienojot priedēkli nitro- pamatsavienojuma nosaukumam; ar ciparu apzīmē nitrogrupas atrašanās vietu molekulā. Aromātiskā

R—O—R  
Dialkilēteri

Ar—O—Ar  
Diarilēteri

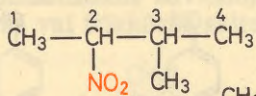
R—O—Ar  
Alkilarilēteri

R—NO<sub>2</sub>  
Nitroalkāni

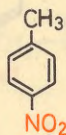
Ar—NO<sub>2</sub>  
Nitroarēni

## 4. daļa

nitrosavienojuma nosaukumu atvasina no attiecīgā aromātiskā ogļūdeņraža nosaukuma.



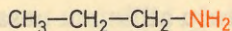
2-nitro-3-metilbutāns



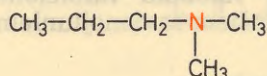
4-nitrotoluols

R—NH<sub>2</sub>  
Alkilamīni  
ArNH<sub>2</sub>  
Arilamīni

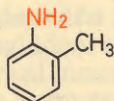
**Amīnu nosaukumu** pamatā ir ogļūdeņraža atlikuma nosaukums, kuram pievienots vārds amīns (radikāli funkcionālā nomenklatūra). Arilamīnu nosaukšanai izmanto arēnu nomenklatūru. Ja otrējā un trešējā amīnā pie slāpekļa atoma ir dažādi aizvietotāji, tad to nosauc par N aizvietota pirmējā amīna atvasinājumu, nosaukumā to norādot ar burtu N.



propānamīns

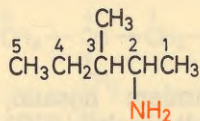


N,N-dimetilpropānamīns

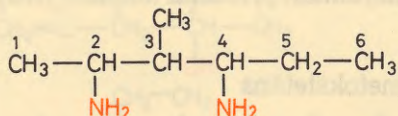


o-metilanilīns  
(o-toluidīns)

Ja amīna molekulā ir atzarojumi, tad nomenklatūras pamatā ir garākās nesazarotās ogļūdeņraža virknes nosaukums. Aminogrupas vietu norāda ar ciparu (IUPAC nomenklatūra).

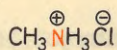


3-metilpentānamīns-2

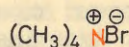


3-metilheksāndiamīns-2,4

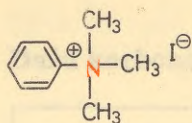
**Aizvietoto amonija sāļu R<sub>4</sub>N<sup>+</sup>X<sup>-</sup> nosaukumi:**



metilamonija hlorīds

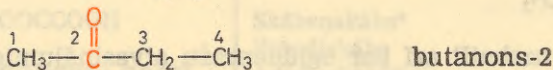
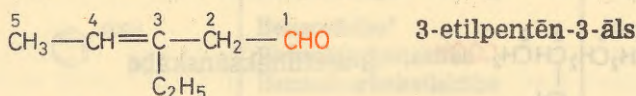
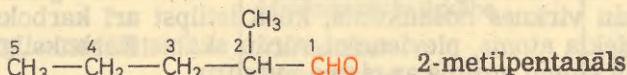


tetrametilamonija bromīds

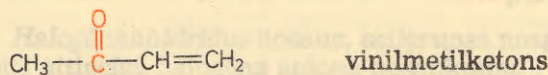


N,N,N-trimetilanilīnija jodīds

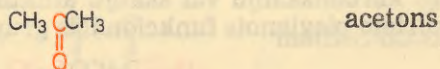
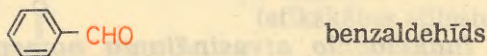
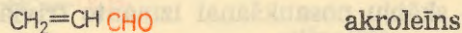
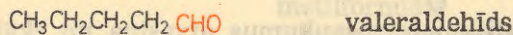
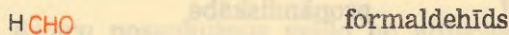
**Aldehīdu nosaukumus** veido, attiecīgajam ogļūdeņraža nosaukumam pievienojot izskaņu -āls, bet **ketonu nosaukumus** -, pievienojot izskaņu -ons. Virknes numerāciju aldehīdos sāk no aldehīdgrupas oglekļa atoma, bet ketonos – no tā virknes gala, kam tuvāk karbonilgrupa.



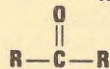
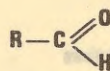
Ketonu nosaukumus var veidot arī šādi. Nosauc ogļūdeņraža atlikumus, ar kuriem saistīta karbonilgrupa, un pievieno vārdu ketons:



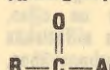
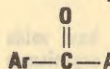
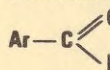
Karbonilsavienojumu nosaukšanai bieži lieto arī triviālos nosaukumus:



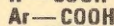
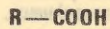
## 4. daļa



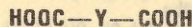
Piesātinātie karbonilsavienojumi



Arēnu karbonilsavienojumi



Piesātinātās monokarbonskābes un arēncarbonskābes



Piesātinātās dikarbonskābes un arēndikarbonskābes

## 4. daļa

R—COOH  
Ar—COOH  
Monokarbonskābes

Karbonskābes, kas veido augu un dzīvnieku organismos sastopamos taukus un eļļas, tāpat kā vienkāršās alifātiskās un aromātiskās karbonskābes, nosauc, izmantojot triviālos nosaukumus:

palmitīnskābe  $C_{15}H_{31}COOH$ ,  
stearīnskābe  $C_{17}H_{35}COOH$ ,  
oleīnskābe  $C_{17}H_{33}OOH$ .

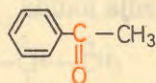
Karbonskābju nosaukšanai, sākot ar C1 līdz C5, plaši izmanto triviālos nosaukumus, piemēram:

propionskābe  $CH_3CH_2COOH$   
sviestskābe  $CH_3CH_2CH_2COOH$   
baldriānskābe

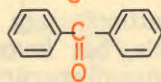
$CH_3CH_2CH_2CH_2COOH$

Karbonskābju nosaukšanai, sākot ar C6, iesaka lietot IUPAC nomenklatūru.

HOOC—Y—COOH  
Dikarbonskābes

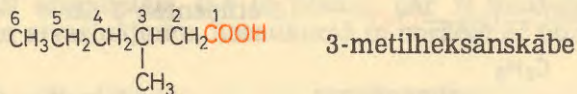


acetofenons

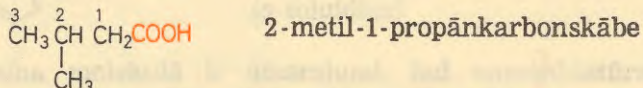


benzofenons

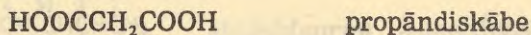
**Karbonskābju un to funkcionālo atvasinājumu nomenklatūra.** Karbonskābju nosaukumus veido no garākās ogļūdeņraža virknes nosaukuma, kurā ietilpst arī karboksilgrupas oglekļa atoms, pievienojot vārdu skābe. Karboksilgrupas oglekļa atomu apzīmē ar pirmo numuru.



Skābes var uzskatīt arī par ogļūdeņraža atvasinājumiem, kuros viens ūdeņradis aizvietots ar karboksilgrupu. Ja skābes nosaukumu veido šādi, ogļūdeņraža nosaukumam pievieno vārdu karbonskābe (IUPAC iesaka vārdu karboksilskābe) un oglekļa virknes numerācijā karboksilgrupas C atoms neietilpst.



**Piesātināto dikarbonskābju nomenklatūras** pamatā ir ogļūdeņraža virknes nosaukums, kuram pievieno vārdu diskābe.



Atņemot karbonskābei OH grupu, iegūst karbonskābes atlikumu jeb acilgrupu R—C—.





Karbonskābju atlikumu nosaukumus atvasina no skābju latīniskajiem nosaukumiem (sk. 4.4. tab.).

Nereti vienkāršāko skābju nosaukšanai izmanto triviālos nosaukumus.

**Karbonskābju funkcionālo atvasinājumu nomenklatūras** pamatā ir attiecīgo karbonskābju vai skābju atlikumu (acilgrupu) nosaukumi, kuriem pievienots funkcionālās grupas apzīmējums.

## Dažu karbonskābju un acilgrupu nosaukumi

| Struktūrformula   | Triviālais nosaukums*,<br>IUPAC nomenklatūra                        | Acilgrupas<br>nosaukums |
|---|---|-------------------------|
| HCOOH   | Skudrskābe*<br>Metānskābe   | <i>Formil</i>           |
| CH <sub>3</sub> COOH  | Etīkskābe*<br>Etānskābe<br>Metānkarbonskābe<br>Metānkarboksilskābe  | <i>Acetil</i>           |
| CH <sub>2</sub> =CHCOOH   | Akrilskābe*<br>Propēnskābe  | <i>Akrioloil</i>        |
|  | Benzoskābe*<br>Benzolkarbonskābe<br>Benzolkarboksilskābe            | <i>Benzoil</i>          |
| HOOC-COOH   | Skābeņskābe*<br>Etāndiskābe   | <i>Oksalil</i>          |
| HOOC(CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> COOH  | Adipīnskābe*<br>Heksāndiskābe                                       | <i>Adipoil</i>          |
|  | Ftālskābe*<br>1,2-benzoldikarbonskābe<br>1,2-benzoldikarboksilskābe | <i>Ftaloil</i>          |

*Halogēnanhidrīdus* nosauc, acilgrupas nosaukumam pievienojot attiecīgā halogēna anjona nosaukumu.

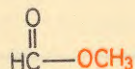


acetilhlorīds

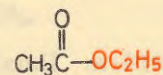


Karbonskābju halogenīdi

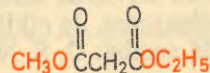
*Esteru* nosaukumus veido no attiecīgo skābju un spirtu nosaukumiem.



metilformiāts  
(skudrskābes metilesteris)



etilacetāts  
(etiķskābes etilesteris)

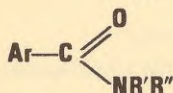
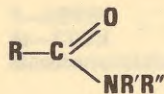


metiletilmalonāts



Karbonskābju esteri

## 4. daļa

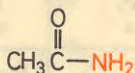


Karbonskābju amīdi



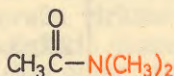
Nitrili (cianīdi)

*Amīda* nosaukumu veido no attiecīgo skābju nosaukumiem, vārdu skābe aizvietojot ar vārdu amīds, karbonskābe – ar vārdu karboksamīds.



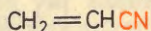
acetamīds  
(metānkarboksamīds)

N-aizvietotos amīdos aizvietotājus apzīmē ar attiecīgiem piedēkļiem.

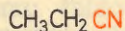


N,N-dimetilacetamīds

*Nitrilus* nosauc, attiecīgā ogļūdeņraža (skābes) triviālajam nosaukumam pievienojot vārdu nitrils vai ogļūdeņraža atlikumam – vārdu cianīds.



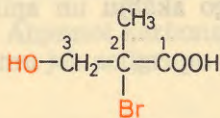
akrīlnitrils



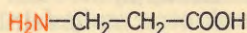
etilcianīds

*Aizvietoto karbonskābju nomenklatūras* pamatā ir karbonskābju nosaušanas principi.

Hidroksigrupas un aminogrupas karbonskābju molekulā izsaka ar piedēkļiem hidroksi- vai amino-. Ar cipariem norāda attiecīgo grupu vai atomu atrašanās vietas galvenajā virknē. Dažām hidroksikarbonskābēm un aminokarbonskābēm tiek lietoti arī triviālie nosaukumi.

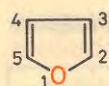


2-brom-2-metil-3-hidroksi-propānskābe

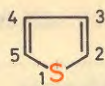


2-aminopropānskābe  
(β-alanīns)

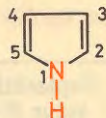
*Heterociklisko savienojumu nomenklatūra.* Daudzu heterociklisko savienojumu nosaušanai lieto triviālos nosaukumus. Cikla atomus numurē, sākot no heteroatoma. Ja ciklā ir dažādi heteroatomi, tad numerāciju sāk šādā secībā: O, S, N.



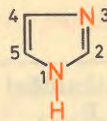
Furāns



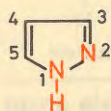
Tiofēns



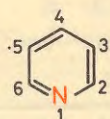
Pīrols



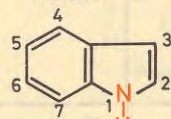
Imidazols



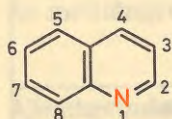
Pirazols



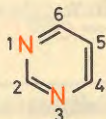
Pīdīns



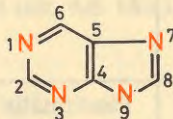
Indols



Hinolīns



Pīrimidīns



Purīns

## 4. daļa

Heterocikliskns savienojumu heteroatoma esamību ciklā var norādīt ar īpašiem priedēkiem:

skābekļa atomu — ar priedēkli *oksa*, sēra atomu — ar *tia*, slāpekļa atomu — ar *aza*.

Pieclocekļu ciklu norāda izskaņa *-ols*, bet sešlocekļu ciklu — *-īns*:

furāns — oksols

tiofēns — tiols

pīrols — azols

pīdīns — azīns

pīrimidīns — 1,3-diazīns

## 4.6. Ogļūdeņraži

**Ogļūdeņraži ir vienkāršākie organiskie savienojumi, kuru molekulās ir oglekļa un ūdeņraža atomi.**

Tie atšķiras cits no cita ar oglekļa un ūdeņraža atomu skaitu molekulā, saišu veidu un molekulu uzbūvi (sk. 4.5. tab.).

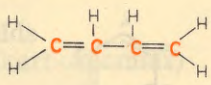

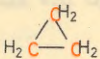
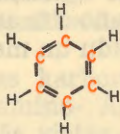
4.5. tabula

### Ogļūdeņražu iedalījums

| Grupas nosaukums  | Struktūras īpatnības  |
|---|---|
| <b>Alkāni</b><br>$C_nH_{2n+2}$<br>$n$ – oglekļa atomu skaits molekulā | Piesātinātie ogļūdeņraži. Visi oglekļa atomi saistīti savā starpā ar vienkāršām saitēm, bet visas pārējās oglekļa vērtības piesātinātas ar ūdeņraža atomiem. <div style="text-align: center;"> </div> |
| <b>Alkāni</b><br>$C_nH_{2n}$  | Nepiesātinātie ogļūdeņraži. Molekulā blakus esošie oglekļa atomi saistīti savā starpā ar dubultsaiti. <div style="text-align: center;"> </div>  |

## 4. daļa

### 4.5. tabulas turpinājums

|  |  |
|--|--|
| <b>Alkadiēni</b><br>$C_nH_{2n-2}$        | Nepiesātinātie ogļūdeņraži, kuru molekulas satur divas dubultsaites.<br>   |
| <b>Alkāni</b><br>$C_nH_{2n-2}$           | Nepiesātinātie ogļūdeņraži. Divi oglekļa atomi saistīti savā starpā ar trīskāršo saiti.<br>                      |
| <b>Cikloalkāni</b><br>$C_nH_{2n}$        | Piesātinātie ogļūdeņraži ar ciklisku uzbūvi, kuru molekulās starp cikla oglekļa atomiem ir vienkāršās saites.<br> |
| <b>Arēni jeb aromātiskie ogļūdeņraži</b> | Arēnu molekulās ir viens vai vairāki sešlocekļu (benzola) gredzeni (cikli) ar trim konjugētām dubultsaitēm.<br>   |

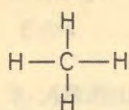
### 4.6.1. Alkāni

**Alkāni (parafīni) ir piesātinātie ogļūdeņraži, kuru molekulās oglekļa atomi saistīti ar vienkāršajām saitēm un veido taisnas vai sazarotas virknes.**

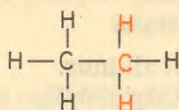
Vienkāršākais piesātināto ogļūdeņražu pārstāvis ir metāns. Katrs nākamais rindas loceklis atšķiras par vienu metilēngrupu ( $-CH_2-$ ).

**Savienojumu rindu, kurā katrs nākamais rindas loceklis atšķiras par vienu  $-CH_2-$  grupu, sauc par homolo-**

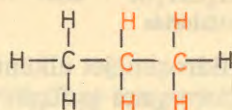
ģisko rindu, bet šīs rindas atsevišķus pārstāvjus – par homologiem.



Metāns



Etāns



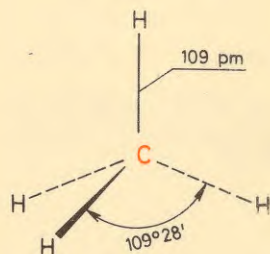
Propāns

Homoloģiskās rindas locekļiem ir līdzīgas ķīmiskās īpašības, bet to fizikālās konstantes mainās likumsakarīgi atkarībā no metilēngrupu skaita molekulā (sk. 4.6. tab.).

4.6. tabula

### Alkānu rindas ogļūdeņraži

| Formula   | Nosaukums | Kušanas temperatūra, °C | Viršanas temperatūra, °C |
|---|-----------|-------------------------|--------------------------|
| CH <sub>4</sub>   | Metāns    | -182,5                  | -161,5                   |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>3</sub>                                 | Etāns     | -183,3                  | -88,6                    |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>                 | Propāns   | -187,7                  | -42,1                    |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CH <sub>3</sub> | Butāns    | -138,4                  | -0,5                     |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> CH <sub>3</sub> | Pentāns   | -129,7                  | +36,1                    |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> CH <sub>3</sub> | Heksāns   | -94,0                   | +69,0                    |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> CH <sub>3</sub> | Heptāns   | -90,6                   | +98,5                    |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> CH <sub>3</sub> | Oktāns    | -56,8                   | +125,7                   |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> CH <sub>3</sub> | Nonāns    | -53,6                   | +150,7                   |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>8</sub> CH <sub>3</sub> | Dekāns    | -29,7                   | +174,0                   |



4.13. att. Metāna molekulas telpiskais attēlojums.

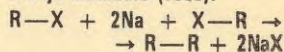
Alkāni ir bezkrāsas vielas. Pirmie četri homoloģiskās rindas locekļi parastajos apstākļos ir gāzes, nākamie – šķidrās vai arī cietas vielas.

Metāna molekula ir regulārs tetraedrs (sk. 4.13. att.).

Alkānu molekulās oglekļa atomu virkne sakārtota zigzagveidīgi vienā plaknē. Ūdeņraža atomi atrodas plaknes abās pusēs (sk. 4.14. att.).

**Iegūšanas metodes.** Rūpniecībā alkānu iegūšanai izmanto dabasgāzi un naftas gāzes (metāns, etāns, propāns, butāns u. c.). No naftas pārstrādes produktiem iegūst ogļūdeņražu maisījumu (šķidrās alkānus C<sub>5</sub>—C<sub>15</sub> un cietos alkānus >C<sub>16</sub>). Hidrogenējot (reakcija ar ūdeņradi) sasmalcinātas akmeņogles, iegūst alkānu un cikloalkānu maisījumus, kurus izmanto iekšdedzes dzinējos.

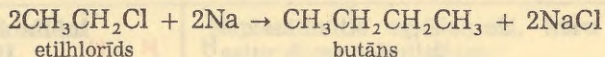
**Šarls Adolfs Vircs** (1817–1884) bija franču ķīmiķis. Atklājis alkilamīnus (metilamīnu, etilamīnu, 1849) un ogļūdeņražu iegūšanu no halogēnalkāniem nātrija klātbūtnē (1855):



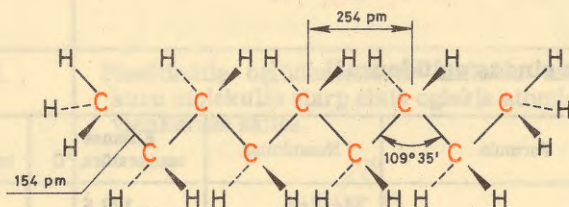
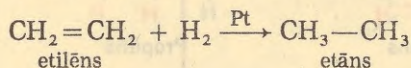
Reakcija nosaukta atklāja vārdā. Sintezējis etilēnglikolu (1856), etilēnchlorhidrīnu un etilēnoksīdu (1859), fenolu (1867), etanolamīnu, izocianātus un holīnu (1867). Īstenojis aldolo kondensāciju un krotono kondensāciju (vienlaikus ar A. Boro-dinu, 1872).

## 4. daļa

*Sintētiskās metodes.* 1. Reagējot halogēnalkāniem ar nātriju (A. Vircs, 1855):

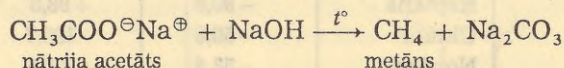


2. Hidrogenējot alkēnus un alkīnus:



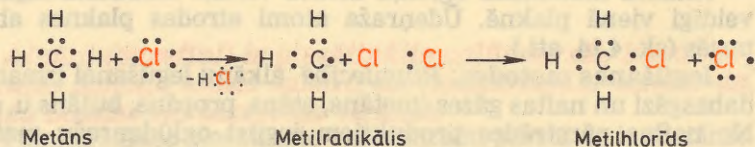
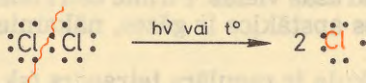
4.14. att. Alkānu molekulas oglekļa atomu virknes uzbūve.

3. Karsējot karbonskābes vai to sāļus sārņu klātbūtnē (karbonskābju vai to sāļu dekarboksilēšana):



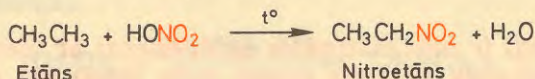
**Alkānu reakcijas.** Ar skābēm, bāzēm un oksidētājiem ūdens šķīdumā alkāni nereaģē. Tiem raksturīgas aizvietošanas reakcijas ar brīvajiem radikāļiem un sašķelšanas reakcijas augstās temperatūrās.

1. *Halogenēšana ar brīvajiem radikāļiem:*



Reakcija turpinās tik ilgi, kamēr reakcijas vidē ir brīvie radikāļi (ķēdes reakcija). Metānam pakāpeniski reaģējot ar hloru, iegūst tetrahlormetānu (tetrahloroglekli  $\text{CCl}_4$ ).

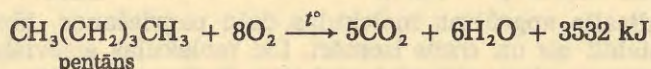
## 2. Nitrēšana šķidrā fāzē:



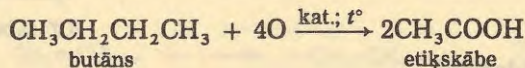
3. *Alkānu (naftas ogļūdeņražu) pārvērtības temperatūrā ap 500 °C (naftas krekings).* Šajā procesā satrūkst saites C—H un C—C un rodas savienojumi ar mazāku molekulasu. Naftas krekingu plaši izmanto rūpnieciskajā organiskajā sintēzē un dzinēju degvielu ražošanai.

Izšķir termisko un katalītisko krekingu. Termiskais krekings noris 470—540 °C temperatūrā. Iegūst ogļūdeņražus, kuri satur nestabilos nepiesātinātos savienojumus. Augstas kvalitātes benzīna iegūšanai nepieciešama tālāka pārstrādāšana. Katalītiskais krekings noris katalizatoru (alumosilikātu) klātbūtnē 450—520 °C temperatūrā. Iegūst augstvērtīgu degvielu. Katalītiskā krekīngā notiek ne tikai ogļūdeņražu sašķelšanās, bet arī izomerizācija. Nepiesātināto ogļūdeņražu šādi iegūtā benzīnā ir mazāk nekā termiskā krekīngā benzīnā.

4. *Oksidēšana.* Alkāni ar skābekli augstās temperatūrās oksidējas (sadeg) par CO<sub>2</sub> un H<sub>2</sub>O, un izdalās siltums.



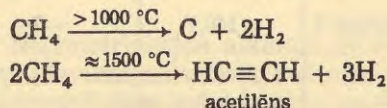
Oksidējot alkānus paaugstinātā temperatūrā ar gaisa skābekli katalizatora klātbūtnē, rodas galvenokārt karbonskābes. Kā starpprodukti rodas spirti un aldehīdi.



## Metāns CH<sub>4</sub>

Metāns ir bezkrāsas gāze bez smakas. Tā kā dabā metāns rodas, sadaloties augu un dzīvnieku organismiem bez gaisa piekļuves, kā arī Zemes dzīlēs lēni sadaloties akmeņoglēm, to sauc arī par purva vai raktuvju gāzi. Visvairāk metāna ir dabasgāzē — tā tilpumdaļa var būt līdz 99 %. Metāns maisījumā ar gaisu tilpumattiecībās 1:10 vai skābekli tilpumattiecībās 1:2 veido ļoti eksplozīvu maisījumu.

Metānu plaši izmanto par gāzveida kurināmo un rūpnieciskajā sintēzē. No metāna iegūst acetilēnu, kvēpus (tipogrāfijas krāsām, pildvielām gumijas rūpniecībā), halogēnatvasinājumus un citus savienojumus.



## 4. daļa

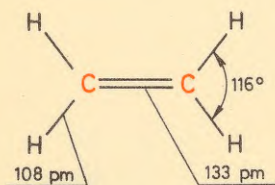
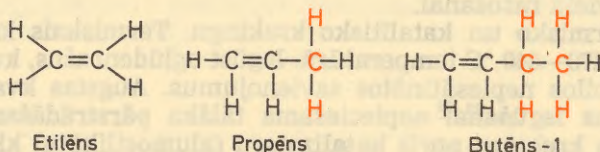
**Fridrihs Bergiuss** (1884–1949) bija vācu ķīmiķis tehnologs. Izstrādājis metodi benzīna iegūšanai, hidrogenējot paaugstinātā spiedienā sasmalcinātas akmeņogles un koksražošanas atlikumus (1913). Nobela prēmija 1931. gadā.

## 4. daļa

### 4.6.2. Alkēni

**Alkēni (olefīni) ir nepiesātinātie oglekļa atomi tajās veido vai nu dubultsaiti molekulās. Oglekļa atomi tajās veido vai nu taisnas, vai sazartas virknes.**

Alkēnu homologiskās rindas vienkāršākais pārstāvis ir etilēns. Katrs nākamais rindas loceklis atšķiras par vienu metilēngrupu.



4.15. att. C—C un C—H saišu garumi etilēna molekulā.

Alkēni ir bezkrāsas savienojumi. Homologiskās rindas pirmie četri pārstāvji ir gāzes, tālākie – šķidrās vai cietas vielas (sk. 4.7. tab).

Etilēna molekula ir planāra, t.i., visi atomi atrodas vienā plaknē (sk. 4.15. att.).

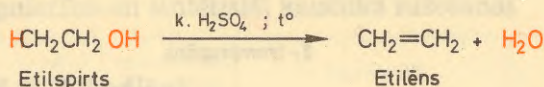
Dubultsaite apgrūtinā molekulas daļu pagriešanos, tāpēc pastāv stabili *cis* un *trans* izomēri. Lai molekulas atsevišķas daļas pagrieztu vienu attiecībā pret otru, jāpārrauj  $\pi$  saite.

4.7. tabula

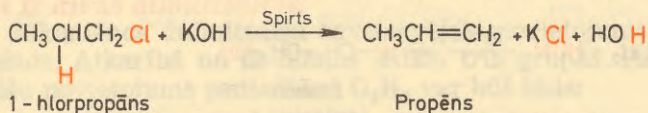
#### Alkēnu rindas oglekļa atomi

| Formula  | Nosaukums              | Kušanas temperatūra, °C | Viršanas temperatūra, °C |
|--|------------------------|-------------------------|--------------------------|
| $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$  | etilēns                | -169,5                  | -103,8                   |
| $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CH}_2$   | propēns                | -185,2                  | -47,7                    |
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH} = \text{CH}_2$  | butēns-1               | -130,0                  | -6,4                     |
| $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \qquad \qquad \text{CH}_3 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \qquad \qquad \text{H} \end{array}$ | <i>cis</i> -butēns-2   | -139,3                  | 3,7                      |
| $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \qquad \qquad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \qquad \qquad \text{CH}_3 \end{array}$ | <i>trans</i> -butēns-2 | -105,8                  | 0,9                      |
| $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{C} = \text{CH}_2 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$   | 2-metilpropēns-1       | -140,7                  | -7                       |

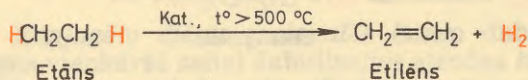
Iegūšanas metodes. 1. Ūdens atšķelšana no spirtiem (dehidratācija):



2. Halogēnūdeņražu atšķelšana no halogēnalkāniem:



3. Rūpniecībā alkēnu rindas ogļūdeņražus (etilēnu, propēnu, butēna izomērus u.c.) iegūst *naftas termiskā krekinga* rezultātā. Rūpnieciska nozīme ir arī *alkānu dehidrogenēšanai*.



**Alkēnu reakcijas.** Alkēniem raksturīgas pievienošanas reakcijas C=C saitei. Šajās reakcijās  $\pi$  saite pārtrūkst.

1. Alkēni katalizatora klātbūtnē *pievieno ūdeņradi* (hidrogenēšana):



2. Alkēni viegli *pievieno halogēnu*:



3. *Halogēnūdeņražu pievienošana*:

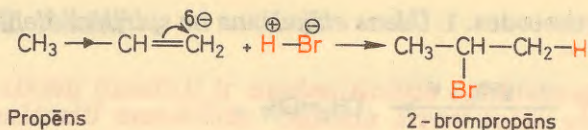


Nesimetriskajos alkēnos dubultsaite ir polarizēta un protons pievienojas vairāk hidrogenētajam, bet halogēns – mazāk hidrogenētajam oglekļa atomam (V. Markovņikovs, 1870).

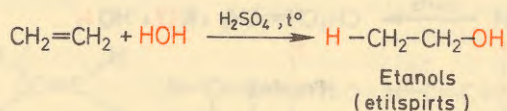
## 4. daļa

Vladimirs Markovņikovs (1837–1904) bija krievu ķīmiķis organīķis. Veicis pētījumus par organiskās ķīmijas teorētiskām problēmām, organisko sintēzi un naftas ķīmiju, kā arī spirtu un taukskābju izomēriju (1862–1867), noskaidrojās, kā halogēnūdeņraži pievienojas nesimetriskajiem alkēniem (1869, *Markovņikova likums*). Atklāja jaunu vielu grupu organiskajā ķīmijā – naftēnus (ciklopentāns, cikloheksāns un to homologi).

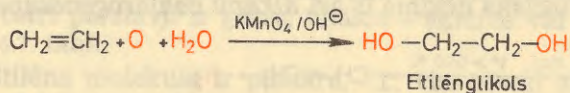
## 4. daļa



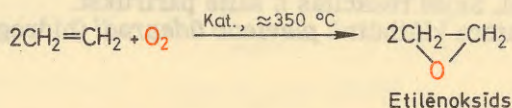
4. *Alkēnu hidratācija* (ūdens pievienošana) notiek paaugstinātā temperatūrā katalizatoru ( $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) klātbūtnē:



5. *Oksidēšanas reakcijas*. Etilēns un tā homologi ar kālija permanganātu ūdens šķīdumos veido glikolus (J. Vagners, 1895).

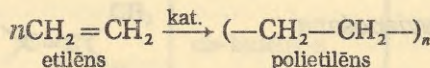
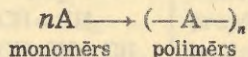


Ar gaisa skābekli katalizatora klātbūtnē etilēns oksidējas daļēji (N. Priļežajevs, 1909).



6. *Polimerizācijas reakcijas*. Ja viena alkēnu molekula piesaistās otrai un tai savukārt nākamā monomēra molekula, veidojas garas oglekļa atomu virknes – lielmolekulārie savienojumi. To elementsastāvs atbilst monomēra elementsastāvam.

Polimerizācijas vispārīgā shēma:



Sīkāk par polimerizācijas reakcijām sk. 4.15. nodaļu.

### *Etilēns* $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

Etilēns ir bezkrāsas gāze. Slikti šķīst ūdenī, labāk spirtā un dietilēterī. Etilēnu rūpniecībā iegūst no naftas krekinga un pirolīzes gāzēm (savienojumi, kuri rodas, ogļūdeņražus sašķeļot augstās temperatūrās).

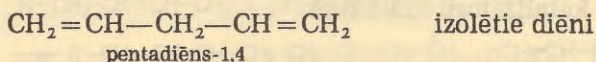
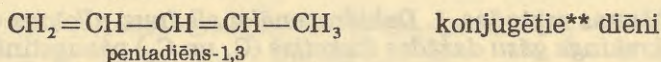
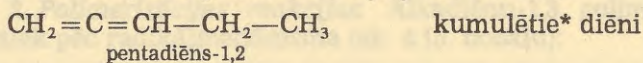
**Nikolajs Priļežajevs** (1877–1944) bija krievu ķīmiķis organīķis. Pētījis epoksisavienojumu iegūšanu, oksidējot olefīnu divkārsīgo saiti ar benzoilperoksīdu (1909, *Priļežajeva reakcija*). Noskaidrojis, ka alkilgrupas pie divkārsīgo saites šo reakciju veicina, bet konjugētās dubultsaites – apgrūtina.

Etilēns ir svarīga izejviela rūpnieciskajā organiskajā sintēzē (etanols, etilēnglikols, stirols, motordegviela u.c.), plastmasu rūpniecībā un sintētiskā kaučuka ražošanai.

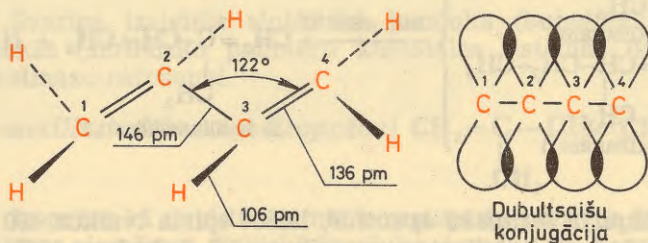
### 4.6.3. Alkadiēni

**Alkadiēni ir nepiesātinātie ogļūdeņraži, kuru molekulās ir divas dubultsaites.**

Alkadiēnos dubultsaišu savstarpējais novietojums var būt dažāds. Atkarībā no tā diēnus iedala trīs grupās. Piemēram, saišu novietojums pentadiēnā  $C_5H_8$  var būt šāds:



*Konjugēto diēnu molekulās* (starp dubultsaitēm atrodas viena vienkāršā saite) dubultsaites atrodas *trans* stāvoklī attiecībā pret vienkāršo saiti. Piemēram, butadiēna-1,3 molekulā saites  $C^1 - C^2$  un  $C^2 - C^4$  ir garākas nekā dubultsaite etilēna molekulā, bet saite  $C^2 - C^3$  – īsāka nekā  $\sigma$  saite etāna molekulā. Daļēja saišu garumu izlīdzināšanās saistīta ar dubultsaišu konjugāciju (sadarbību) (sk. 4.16. att.).



4.16. att. Saišu garumi un dubultsaišu *trans* novietojums butadiēna-1,3 molekulā.

Alkadiēnu rindas pirmie pārstāvji ir bezkrāsas gāzes vai šķidrums ar asu smaku (sk. 4.8. tab.).

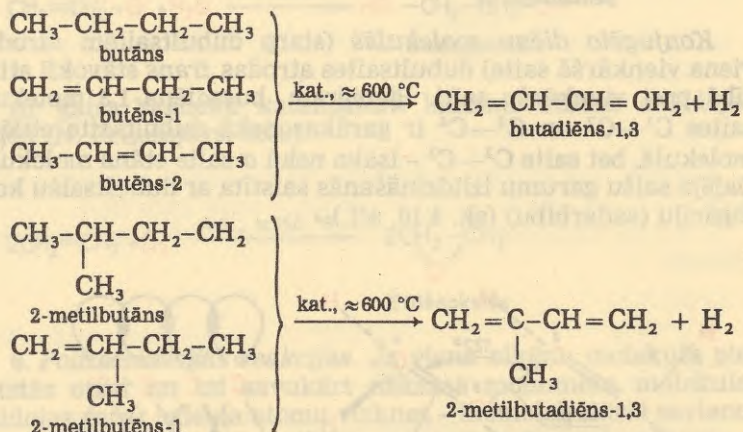
\* No latīņu valodas vārda *cumulatio* – savākšana, sakopošana.

\*\* No latīņu valodas vārda *coniugare* – saistīt, sajūgt.

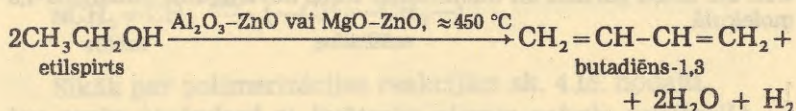
## Daži alkadiēnu rindas ogļūdeņraži

| Formula  | Nosaukums                       | Kušanas temperatūra, °C | Viršanas temperatūra, °C |
|--|---------------------------------|-------------------------|--------------------------|
| $\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH} - \text{CH}_3$                         | Butadiēns-1,2                   | -136,3                  | -10,3                    |
| $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$                        | Butadiēns-1,3 (divinils)        | -108,9                  | -4,5                     |
| $\text{CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2$ | 2-metilbutadiēns-1,3 (izoprēns) | -145,9                  | 34,1                     |

Iegūšanas metodes. 1. Dehidrogenējot alkānus, alkēnus vai naftas kreklinga gāzu dažādas frakcijas ( $\text{C}_4$  un  $\text{C}_5$ ) paaugstinātā temperatūrā katalizatoru klātbūtnē.



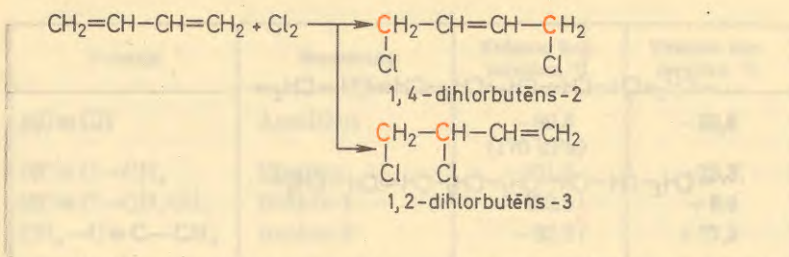
2. Etilspirta termiskā apstrādē, laižot spirta tvaikus  $450^\circ\text{C}$  temperatūrā pār katalizatoru maisījumu (S. Lebedevs, 1932):



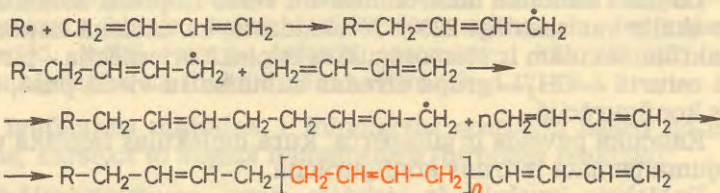
**Alkadiēnu reakcijas.** Alkadiēniem raksturīgas *pievienošanas reakcijas*. Ar konjugētajiem diēniem galvenokārt noris 1,4-pievienošānās. Nelielos daudzumos rodas arī 1,2-pievienošānās produkts.

Sergejs Lebedevs (1874–1934) bija krievu ķīmiķis organīķis. Pētījis nepiesātināto ogļūdeņražu polimerizācijas, izomerizācijas un katalītiskās hidrogenēšanas procesus (1908–1913). Izstrādājis katalītisku metodi butadiēna-1,3 iegūšanai no etanola (1926–1928). Polimerizējot butadiēnu Na klātbūtnē, ieguvis sintētisko kaučuku. Izstrādājis butadiēnkaučuka rūpnieciskās ražošanas metodi (1932).

1. Halogenējot alkadiēnus-1,3, viegli veidojas 1,4- vai 1,2-dihalogēnalkēni:



2. Polimerizācijas reakcijas. Alkadiēnu-1,3 polimerizācija notiek pēc radikālmehānisma (sk. 4.15. nodaļu):



Brīvie radikāļi šajā reakcijā rodas peroksīdu iedarbībā vai nātrija klātbūtnē. Polimerizācijas reakcija ir pamatā sintētiskā kaučuka iegūšanai.

**Butadiēns-1,3 (divinils)**  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$

Svarīga izejviela sintētiskā kaučuka (butadiēnkaučuka), lateksa (sintētisko polimēru koloidālas sistēmas ūdenī) un plastmasu ražošanai.

**2-metilbutadiēns-1,3 (izoprēns)**  $\text{CH}_2=\overset{\text{CH}_3}{\underset{|}{\text{C}}}-\text{CH}=\text{CH}_2$

Izoprēns kā struktūrelements sastopams svarīgos dabas produktos, piemēram, dabiskā kaučuka, terpēnu un karotīnu molekulās. Izejviela sintētiskā kaučuka ražošanai.

**Dabiskais kaučuks** ( $\text{C}_5\text{H}_8$ )<sub>n</sub>

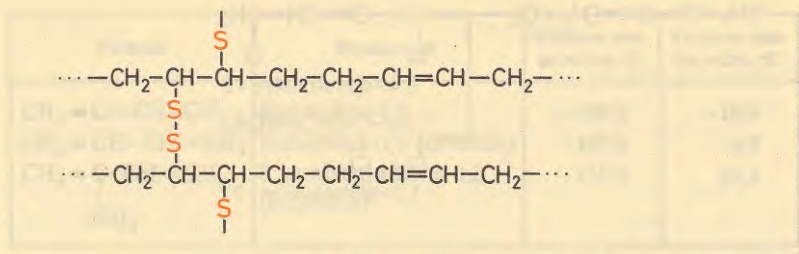
Dabisko kaučuku iegūst no kaučukkoka (hevejas) piensulas – lateksa, kas satur līdz 35% kaučuka. Lateksu koagulē ar skābēm vai karsējot un iegūst jēlkaučuku (molekulmasa 150 000–500 000). Apstrādājot jēlkaučuku ar sēru (vulkanizācijas process), iegūst gumiju – materiālu ar lielu elastību, triecienizturību un nodilumizturību. Vulkanizācijas procesā sēra atomi sasaista kaučuka molekulas citu ar citu. Piemēram, butadiēnkaučuka vulkanizācijas procesā 140–180 °C temperatūrā rodas

## 4. daļa

Jau 11. gs. Dienvidamerikas indiāņi rituālajai bumbas spēlei lietoja kaučuka bumbas. Indiāņu valodā *caoutchouc* nozīmē raudošais koks. Eiropā kaučuks nonāca 1738. gadā, kad Š. de Kondamīns iesniedza Parīzes ZA dabiskā kaučuka paraugus un ziņojumu, ka to var iegūt no Brazīlijas hevejas. Dabiskā kaučuka pirmo rūpniecisko izmantošanu atklāja Č. Makintošs (1823), izgudrodams ūdensnecaurlaidīgu audumu. Vulkanizāciju ar sēru atklāja K. Gudjers (1839). Dabiskā kaučuka termiskās sadalīšanās produktos izoprēnu atrada K. Viljamss (1860) un G. Bušards (1857). Kaučuka struktūru noskaidrojās vācu ķīmiķis H. Štaudingers (1924), parādot, ka tas ir lineārs izoprēna polimērs. Svarīgākais kaučukaugs ir Brazīlijas heveja, no kura iegūst līdz 95% pasaules dabiskā kaučuka produkcijas.

## 4. daļa

ķīmiskās šķērssaites kaučuka lineāro makromolekulu starpā un izveidojas telpiskas struktūras polimērs.



Dabiskā kaučuka makromolekulu veido izoprēna molekulas (to skaits var sasniegt 2200). Noskaidrots, ka dabiskā kaučuka makromolekulām ir stereoregulāra telpiskā orientācija – pirmā un ceturtā  $-\text{CH}_2-$  grupa atrodas dubultsaišu vienā pusē, t.i., *cis* konfigurācijā.

Kaučuka paveids ir gutaperča, kurā molekulas telpiskā veidojuma pamatā ir *trans* konfigurācija.

Dabiskais kaučuks ir izejviela riepu, cauruļu, izolācijas materiālu un plaša patēriņa priekšmetu ražošanai. Par pildvielu gumijas ražošanai izmanto kvēpus.

### Sintētiskie kaučuki

Sintētisko kaučuku, kuru iegūst, polimerizējot butadiēnu nātrija klātbūtnē, sauc arī par "buna" kaučuku. Nosaukums atvasināts no butadiēna un nātrija vārdu pirmajiem diviem burtiem.

Tos iegūst, polimerizējot butadiēnu-1,3, izoprēnu, hloroprēnu un citus monomērus pēc brīvo radikāļu vai jonu mehānisma (sk. 4.15. nodaļu).

Sintētiskos kaučukus, kuriem piemīt specifiskas īpašības, iegūst, kopolimerizējot (kopēji polimerizējot) diēnus ar stiroļu, akrilnitrilu, izobutilēnu u.c. (sk. 4.15. nodaļu).

### 4.6.4. Alkīni

**Alkīni (acetilēnogļūdeņraži) ir nepiesātinātie ogļūdeņraži, kuru molekulās ir trīskāršā saite.**

Vienkāršākais alkīnu pārstāvis ir acetilēns ( $\text{HC}\equiv\text{CH}$ ), un tā nosaukumu bieži lieto visas šo savienojumu homologiskās rindas apzīmēšanai.

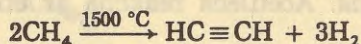
Alkīnu rindas pirmie locekļi ir gāzes, sākot ar  $\text{C}_2\text{H}_2$  – šķīdumrūmi, tālākie – cietas vielas (sk. 4.9. tab.). Visi alkīni ir bezkrāsas savienojumi.

## Alkīnu rindas ogļūdenraži

| Formula                              | Nosaukums | Kušanas temperatūra, °C | Viršanas temperatūra, °C |
|--------------------------------------|-----------|-------------------------|--------------------------|
| HC≡CH                                | Acetilēns | -80,8<br>(170 kPa)      | -83,8                    |
| HC≡C—CH <sub>3</sub>                 | Propīns   | -101,5                  | -23,3                    |
| HC≡C—CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub> | Butīns-1  | -122,5                  | +8,6                     |
| CH <sub>3</sub> —C≡C—CH <sub>3</sub> | Butīns-2  | -32,3                   | +27,2                    |

Acetilēna molekulai ir lineāra uzbūve. Attālumi starp C—C atomiem, kurus saista trīskāršās saites, ir ievērojami mazāki nekā starp oglekļa atomiem, kas saistīti ar vienkāršajām un divkāršajām saitēm (sk. 4.17. att.).

**Iegūšanas metodes.** 1. Rūpniecībā acetilēnu iegūst no metāna, karsējot to augstā temperatūrā (pirolīzes reakcija):



2. Acetilēnu iegūst no kalcija karbīda reakcijā ar ūdeni:

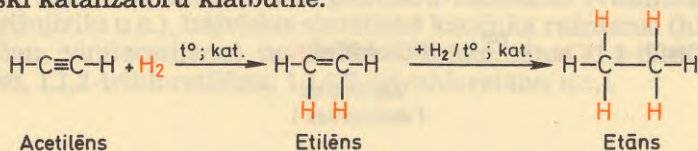


No kalcija karbīda acetilēnu iegūst rūpniecībā un laboratorijā.

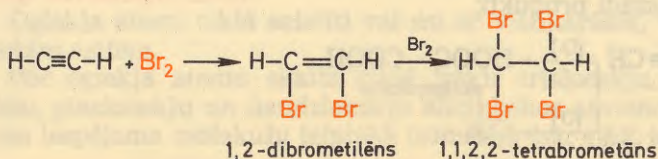
**Alkīnu reakcijas.** Alkīniem raksturīgas elektrofilās un nukleofilās pievienošanas reakcijas, kā arī oksidēšanas un polimerizācijas reakcijas.

**Elektrofilās pievienošanas reakcijas**

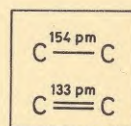
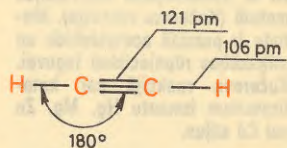
1. **Hidrogenēšana.** Ūdeņraža pievienošana notiek pakāpeniski katalizatoru klātbūtnē:



2. **Halogenēšana.** Halogēna pievienošana notiek pakāpeniski divās stadijās:



## 4. daļa



4.17. att. C—C un C—H saišu garumi acetilēna molekulā.

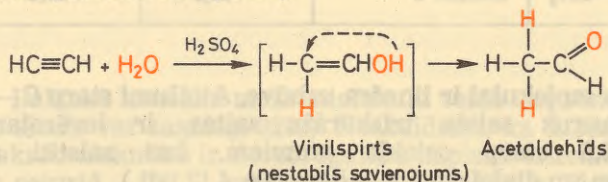
## 4. daļa

3. *Halogēnūdeņraža pievienošana.* Reakciju veicina katalizatori – vara vai dzīvsudraba sāļi.



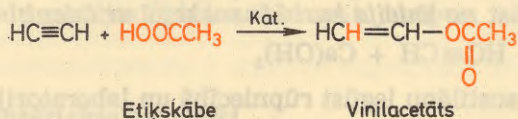
**Nukleofilās pievienošanas reakcijas**

1. *Hidratācija.* Katalizatora klātbūtnē acetilēns pievieno ūdeni (M. Kučerovs, 1881):



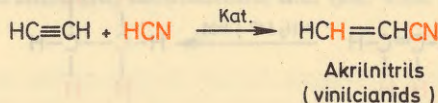
Mihails Kučerovs (1850–1911) bija krievu ķīmiķis organīķis. Galvenie pētījumi par nepiesātinātiem ogļūdeņražiem. 1881. gadā atklājis acetilēna un tā atvasinājumu hidratācijas metodi (Kučerova reakcija). Metode ir pamatā acetaldehīda un etiķskābes rūpnieciskai ieguvei. Kučerova reakcijā par katalizatoriem izmanto Hg, Mg, Zn vai Cd sāļus.

2. *Karbonskābju pievienošana.* Acetilēns reakcijā ar etiķskābi veido vinilacetātu:



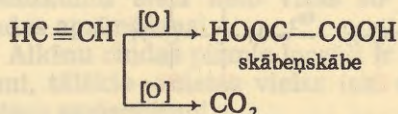
Vinilacetāts ir svarīga izejviela polivinilacetāta ražošanai.

3. *Ciānūdeņraža pievienošana.* Alkīniem reaģējot ar ciānūdeņradi katalizatora klātbūtnē, rodas nitrili:

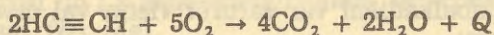


Akrilnitrils ir svarīga izejviela sintētiskās šķiedras – nirona un butadiēnnitrilkaučuka ražošanai.

4. *Oksidēšanas reakcijas.* Acetilēnu oksidējot ar kālija permanganātu ūdens šķīdumā, atkarībā no reakcijas apstākļiem rodas dažādi produkti:



Liela praktiska nozīme ir acetilēna pilnīgai sadegšanai skābeklī:



Acetilēna un skābekļa liesmas temperatūra sasniedz  $3150\text{ }^\circ\text{C}$ , un to izmanto metālu griešanai un metināšanai.

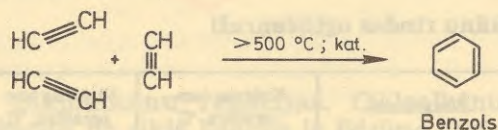
5. *Polimerizācijas reakcijas.* Katalizatoru klātbūtnē acetilēns var veidot dimērus, cikliskus trimērus un citus polimerizācijas produktus.

Acetilēna dimerizācija:



Vinilacetilēns ir izejviela sintētiskā kaučuka ražošanai.

Acetilēna ciklotrimerizācija:



### Acetilēns $\text{HC}\equiv\text{CH}$

Acetilēns ir bezkrāsas gāze, gandrīz bez smakas. Acetilēnu uzglabā balonos, kas pildīti ar porainu masu un acetonu, kurā acetilēns zem spiediena labi šķīst. Sašķidrināts acetilēns bez šķīdinātāja ir eksplozīvs.

Acetilēnu plaši lieto metālu griešanai un metināšanai. Acetilēns ir izejviela daudzu organisko savienojumu sintēzēm. No tā ražo etiķskābi, monomērus polimēru ražošanai (vinilhlorīdu, akrilnitrilu u.c.), izejvielas sintētiskā kaučuka ražošanai (hloroprēnu, vinilacetilēnu) un dažādus šķīdinātājus (1,2-dihloretilēnu, 1,1,2-trihloretilēnu, 1,1,2,2-tetrahloretānu u.c.).

### 4.6.5. Alicikliskie savienojumi

**Ogļūdepražus ar ciklisku uzbūvi, kuru īpašības ir ļoti līdzīgas vaļējas virknes ogļūdepražiem, sauc par alicikliskiem savienojumiem.**

Ogļekļa atomi ciklā saistīti vai nu ar vienkāršām, vai divkāršām saitēm.

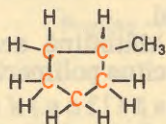
Pēc ogļekļa atomu skaita ciklā izšķir trīslodekļu, četrlocekļu, pieclocekļu un daudzlocekļu alicikliskos savienojumus. Tiem iespējama molekulu telpiskā izomērija (sk. 4.2.2. iedaļu).



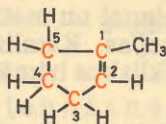
## 4. daļa

**Cikloalkānu molekulās oglekļa atomi saistīti tikai ar vienkāršajām saitēm.**

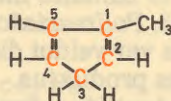
Cikloalkēni un cikloalkadiēni var saturēt vienu vai divas dubultsaites. Piemēram:



Metilciklopentāns



1-metilciklopentēns - 1



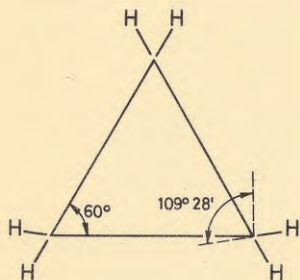
1-metilciklopentadiēns - 1,4

Alicikliskie savienojumi ir bezkrāsas gāzes vai šķidrumi (sk. 4.10. tab.).

4.10. tabula

Vienkāršākie cikloalkānu rindas ogļūdeņraži

| Formula | Nosaukums    | Kušanas temperatūra, °C | Viršanas temperatūra, °C |
|---------|--------------|-------------------------|--------------------------|
|         | Ciklopropāns | -127,4                  | -33,9                    |
|         | Ciklobutāns  | -90,2                   | +12,9                    |
|         | Ciklopentāns | -93,8                   | 49,3                     |
|         | Cikloheksāns | +6,5                    | 80,7                     |

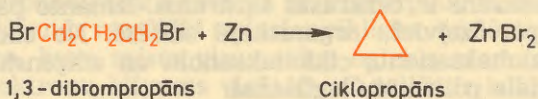


4.18. att. Tetraedriskā leņķa deformācija ciklopropāna molekulā (salīdzinājumā ar metāna saišu leņķiem).

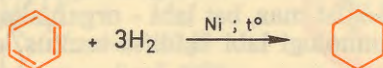
Ciklopropāna un ciklobutāna molekulas līdzīgas regulāram trijstūrim un kvadrātam, kuros saišu leņķi ciklā  $60^\circ$  un  $90^\circ$ . Šie leņķi ievērojami atšķiras no oglekļa atoma tetraedrisko saišu leņķa ( $109^\circ 28'$ ). Ar tetraedriskā leņķa deformāciju izskaidrojama ciklopropāna un ciklobutāna cikla mazā stabilitāte (sk. 4.18. att.).

Ciklopentāna un cikloheksāna molekulas veido regulāru piecstūri un sešstūri, kuru iekšējie saišu leņķi tuvojas tetraedriskajam. Stabilāka ir cikloheksāna molekula, kurai iespējami divi konformēri (sk. 4.2.2. iedaļu). Leņķi starp C—C saitēm šajās formās atbilst  $109^\circ 28'$ .

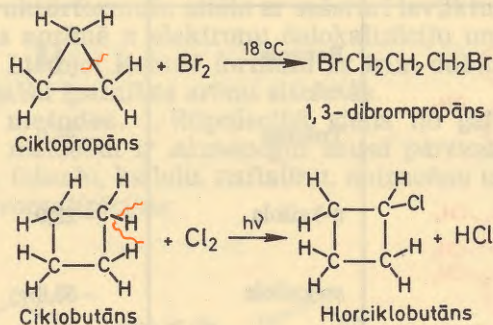
**Iegūšanas metodes.** 1. Ciklopropānus un ciklobutānus iegūst no 1,3-dihalogēnalkāniem, iedarbojoties uz tiem ar metāliem (Zn, Mg).



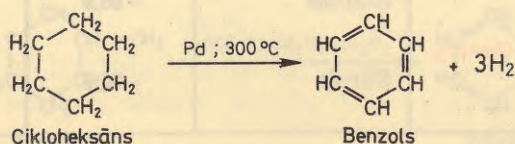
2. Ciklopentānu un cikloheksānu iegūst no naftas pārstrādes produktiem. Cikloalkānus, kurus iegūst no naftas, sauc arī par naftēniem. Sintētiski cikloheksānu iegūst no benzola, paaugstinātā temperatūrā un katalizatora klātbūtnē pievienojot tam ūdeņradi.



**Cikloalkānu reakcijas.** Cikloalkānu ķīmiskās īpašības atkarībā no cikla lieluma ir līdzīgas alkēnu vai alkānu ķīmiskām īpašībām. Tā, piemēram, ciklopropānam raksturīgas pievienošanas reakcijas, ciklobutānam – aizvietošanas reakcijas. Cikloalkāniem ar 5 un 6 oglekļa atomiem ciklā ķīmiskās īpašības līdzīgas alkānu ķīmiskajām īpašībām: tos var hlorēt nitrēt un sulfurēt.



Cikloheksānu katalītiski dehidrogenējot, iegūst benzolu.



## 4. daļa

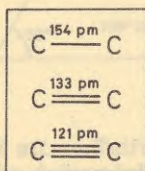
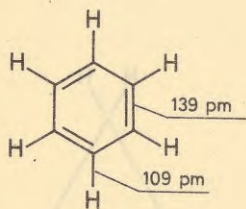
### Cikloheksāns



Cikloheksāns ir bezkrāsas šķidrums. Izmanto par šķīdinātāju un par izejvielu organiskajā sintēzē. No cikloheksāna iegūst cikloheksanonu, cikloheksanolu un adipīnskābi – svarīgu izejvielu poliamīdu iegūšanai.

### 4.6.6. Arēni

Fridrihs Augusts Kekulē (1829–1896) bija vācu ķīmiķis organīķis. 1857. gadā vienlaikus ar A. V. H. Kolbi viņš pierādīja, ka oglekļa atomi ir četrvērtīgi un ka tie spēj savstarpēji savienoties, veidojot virknes. Parādījis, ka piesātinātajos ogļūdeņražos ar  $n$  oglekļa atomiem tieši saistīti  $2n+2$  ūdeņraža atomi (1858), leteicis benzola struktūrformulu (1865). Tādējādi bija iespējams izskaidrot arī naftalīna, antracēna, fenantrēna, pīridīna, hinolīna un citu savienojumu un to atvasinājumu uzbūvi (aromātisko savienojumu struktūrteorija). Pētījis azosavienojumu un diazosavienojumu uzbūvi (1866) un acetaldehīda krotono kondensāciju.



4.19. att. Benzola molekulas C—C un C—H saišu garumi.

**Aromātisko ogļūdeņražu (arēnu) molekulās ir viens vai vairāki benzola cikli. Arēnu raksturīgākais pārstāvis ir benzols.**

Benzols un tā tuvākie homologi ir bezkrāsas šķidrums (sk. 4.11. tab.). Ūdenī šķīst maz, bet labi – organiskajos šķīdinātājos. Benzols un tā homologi labi šķīdina taukus, eļļas, sveķus un kaučukus.

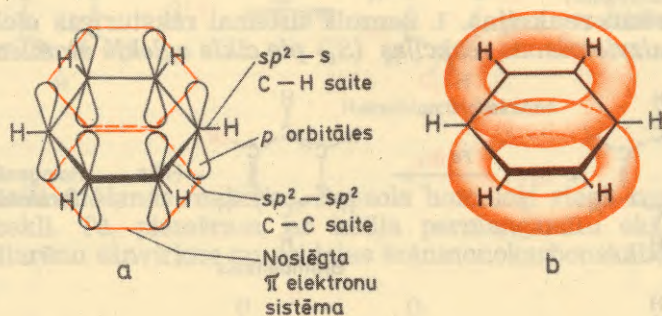
Benzola molekula ir pilnīgi simetriska, un seši oglekļa atomi veido regulāru sešstūri (C—C saišu garumi ir vienādi un atbilst 139 pm) (sk. 4.19. att.).

4.11. tabula

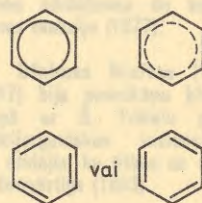
### Arēnu rindas ogļūdeņraži

| Formula | Nosaukums         | Kušanas temperatūra, °C | Viršanas temperatūra, °C |
|---------|-------------------|-------------------------|--------------------------|
|         | Benzols           | 5,5                     | 80,1                     |
|         | Toluols           | -95,0                   | 110,6                    |
|         | <i>o</i> -ksilols | -29,0                   | 144,4                    |
|         | <i>m</i> -ksilols | -53,6                   | 139,1                    |
|         | <i>p</i> -ksilols | 13,3                    | 138,4                    |
|         | Kumols            | -96,9                   | 152,4                    |
|         | Stirols           | -30,6                   | 145,2                    |

Benzola ciklu veido oglekļa atomi  $sp^2$  hibridizācijas stāvoklī. Katrs oglekļa atoms veido trīs  $\sigma$  saites, kuras atrodas vienā plaknē. Katram oglekļa atomam bez tam vēl ir viena  $p$  orbitāle, kura ir perpendikulāra benzola gredzena plaknei. Sešu  $p$  orbitāļu pārklāšanās rezultātā radusies cikliska, noslēgta  $\pi$  elektronu sistēma, kura saista visus sešus oglekļa atomus (sk. 4.20. att.).  $\pi$  elektronu blīvums visās C—C saitēs ir izlīdzināts, un atsevišķas divkāršās saites nepastāv.



4.20. att.  $\pi$  elektronu sistēmas veidošanās (a) un  $\pi$  elektronu blīvuma sadalījums benzola molekulā (b).

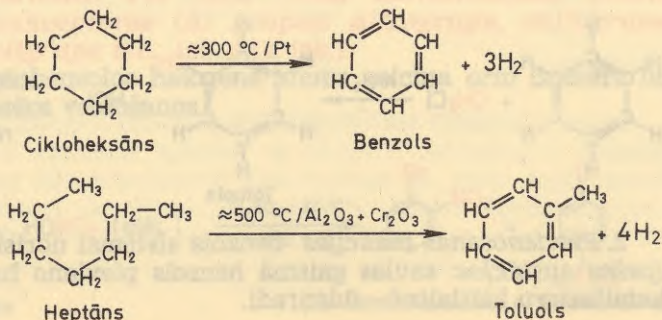


4.21. att. Benzola struktūrformulas attēlojums.

Lai parādītu, ka neaizvietotam benzolam visas C—C saites ir vienādas, struktūrformulu attēlo ar sešstūrī ievilktu apli (sk. 4.21. att.). Aplis apzīmē  $\pi$  elektronu delokalizāciju un  $\pi$  saišu izlīdzināšanos. Lietojot Kekulē formulu ar trim dubultsaitēm, jāpatur prātā saišu īpatnības arēnu sistēmās.

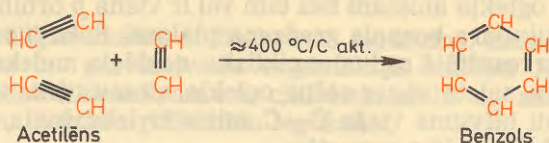
**Iegūšanas metodes.** 1. Rūpniecībā viena no galvenajām arēnu ieguves metodēm ir *akmeņogļu sausā pārtvaice*, kurā iegūst benzolu, toluolu, ksilolu, naftalīnu, antracēnu u.c.

## 2. Naftas «aromatizācija»:

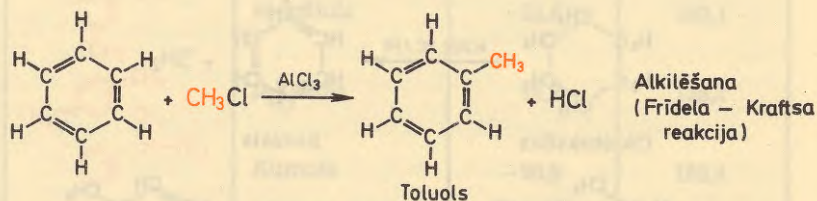
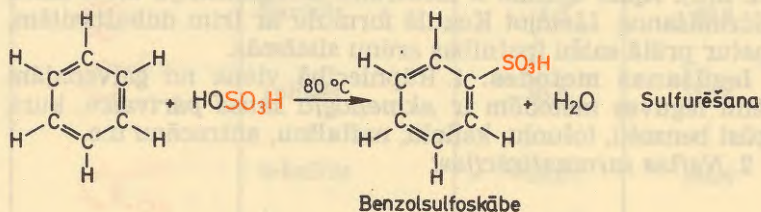
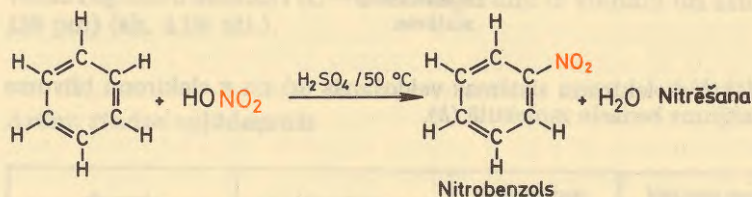
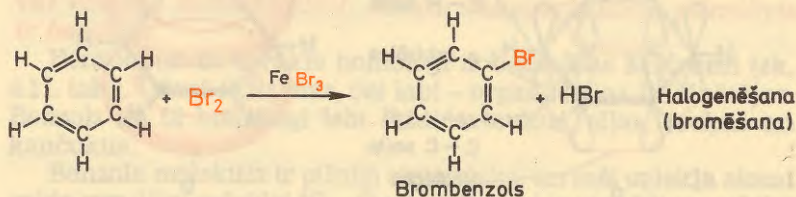


## 4. daļa

### 3. Acetilēna un tā atvasinājumu trimerizācija:



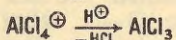
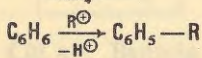
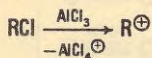
**Arēnu reakcijas. 1. Benzola sistēmai raksturīgas elektrofilās aizvietošanas reakcijas ( $S_E$ ) pie cikla oglekļa atomiem:**



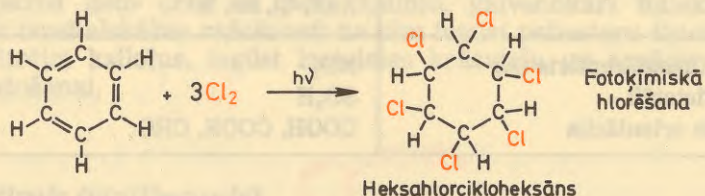
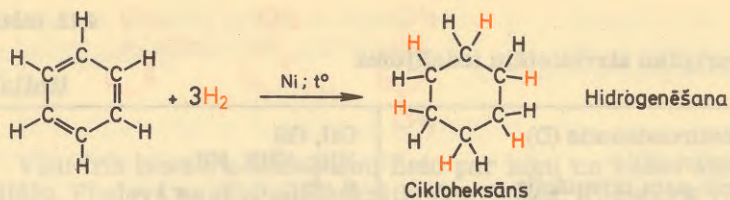
**2. Pievienošanās reakcijas** benzola sistēmai norisinās tikai īpašos apstākļos: saules gaismā benzols pievieno halogēnus, katalizatoru klātbūtnē – ūdeņradi.

**Frīdela—Kraftsa reakcija** ir arēnu alkilēšana un acilēšana ar alkilhalogēniem un karbon-skābju halogēniem vai anhidrīdiem katalizatoru, t. s. Lūisa skābju klātbūtnē ( $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{SnCl}_4$ ). Katalizatori veicina organisko katjonu veidošanos

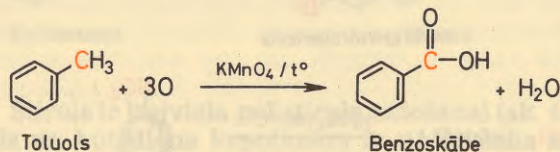
( $\text{R}^\oplus$  un  $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}^\oplus$ ), kas tālāk reaģē ar arēnu:



## 4. daļa



**3. Oksidēšanās reakcijas.** Benzola homologi viegli reagē ar skābekli. Tā, piemēram, ar kālija permanganātu oksidējas metilarēnu sānvirkne un veidojas arēnmonokarbonskābes.



**Šarls Fridels (1832–1899)** bija franču ķīmiķis organīķis un mineralogs. Sintezējis acetofenonu (1857), pienskābi (1861), glicerīnu (1873). Ieguvis pirmos silīcijorganiskos savienojumus. Kopā ar Dž. Kraftsu atklājis arēnu alkilēšanas un acetilēšanas reakciju (1877).

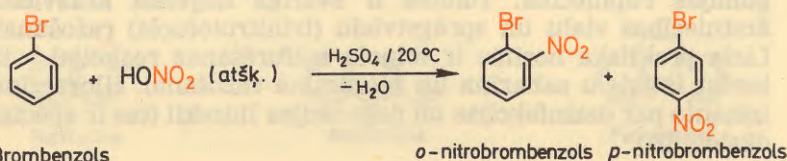
**Džeimss Kraftss (1839–1917)** bija amerikāņu ķīmiķis. Kopā ar Š. Fridelu pētījis silīcijorganiskos savienojumus un atklājis, ka titāns un silīcijs ir četrvērtīgi (1863).

**Orientācija benzola gredzenā.** Aizvietotāji benzola gredzenā būtiski maina arēnu reaģētspēju. Aizvietotājus var iedalīt divās grupās.

**Pirmā veida aizvietotāji orientē nākamo aizvietotājgrupu benzola gredzena orto un para vietās. Pie tiem pieder elektrondonori (D) aizvietotāji: alkilgrupas, halogēnu atomi, hidroksilgrupa u.c.**

**Otrā veida aizvietotāji virza nākamo aizvietotājgrupu meta stāvoklī. Pie otrā veida aizvietotājiem pieder elektronakceptoras (A) grupas: nitrogrupa, sulfogrupa, karboksilgrupa u.c. (sk. 4.12. tab.).**

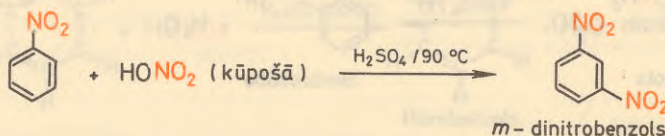
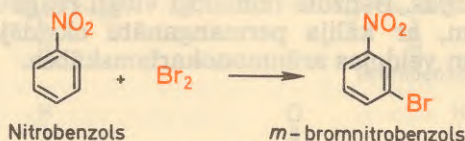
Halogēnbenzolos halogēna atoms veicina orto izomēra un para izomēra veidošanos.



## Svarīgāko aizvietotāju iedalījums

|  |  |
|--|--|
| Elektronodonorie (D)<br>aizvietotāji –<br><i>orto-para</i> orientācija | OH, OR<br>NH <sub>2</sub> , NHR, NR <sub>2</sub><br>R (CH <sub>3</sub> , C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> , u.c.)<br>X (F, Cl, Br, I) |
| Elektronakceptorie (A)<br>aizvietotāji –<br><i>meta</i> orientācija    | NO <sub>2</sub><br>SO <sub>3</sub> H<br>COOH, COOR, CHO  |

Nitrobenzolā nitrogrupa veicina *meta* izomēra veidošanos.



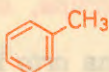
## Benzols



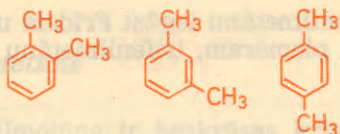
**Maikls Faradejs** (1791–1867) – angļu fiziķis un ķīmiķis. Viņš ieguvis benzolu no apgaismošanas gāzes nogulsniem (1825) un pirmais sašķīdinājis hloru, sērūdeņradi, oglskābo gāzi, amonjaku (1823). Ieguvis  $\alpha$  un  $\beta$ -naftslīnskābes (1826). Pētījis arī elektriskās strāvas plūšanu caur skābju, sārmu un sāļu šķīdumiem un atklājis elektrolīzes kvantitatīvās likumsakarības starp elektrības daudzumu, vielas masu un tās ķīmisko dabu (1833–1836).

Benzols ir bezkrāsas šķidrums ar raksturīgu smaržu, deg ar kūpošu liesmu. Benzolu izmanto par tauku, eļļu, laku, kaučuka un polimēru šķīdinātāju. Piedeva dzinēju degvielām (paaugstina oktānskaitli). Benzols ir svarīga izejviela ķīmiskajai rūpniecībai krāsvielu, ķīmisko šķiedrvielu, ārstniecības vielu, mazgāšanas līdzekļu un sintētisko kaučuku ražošanā.

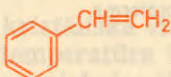
## Toluols



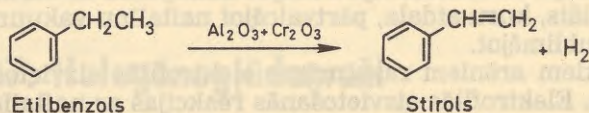
Toluolu izmanto par šķīdinātāju plastmasu, krāsu, laku un gumijas rūpniecībā. Toluols ir svarīga izejviela krāsvielu, ārstniecības vielu un sprāgstvielu (trinitrotoluols) ražošanai. Liela praktiska nozīme ir toluola sulfurēšanas reakcijai – tā iegūst izejvielu saharīna un hloramīna ražošanai. Hloramīnu izmanto par dezinfekcijas un degazācijas līdzekli (tas ir spēcīgs oksidētājs).

**Ksiloli**

Visu trīs izomēru maisījumu lieto par laku un krāsu šķīdinātāju. Piedeva augsta oktānskaitļa degvielām. Ķīmiskajā rūpniecībā lieto *orto* un *para* ksilolu, galvenokārt ftalskābes un tereftalskābes ražošanai; no tām iegūst poliesteru šķiedras. Nitrējot ksilolus, iegūst izejvielas krāsvielu un sprāgstvielu ražošanai.

**Stirols (vinilbenzols)**

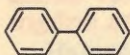
Stirolu lielos daudzumos iegūst, dehidrogenējot etilbenzolu



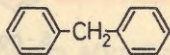
Etilbenzols

Stirols

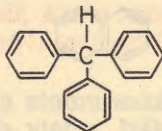
Stirols ir izejviela polistirola ražošanai (sk. 4.15. nodaļu). Stirola un butadiēna kopopolimērs ir sintētiskais kaučuks ar lielu nodilumizturību (sk. 4.15. nodaļu).

**4.6.7. Policikliskie arēni****Policikliskie arēni ar izolētiem cikliem**

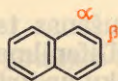
Bifenils



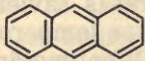
Difenilmetāns



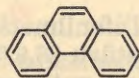
Trifenilmetāns

**Policikliskie arēni ar kondensētiem cikliem**

Naftalīns



Antracēns

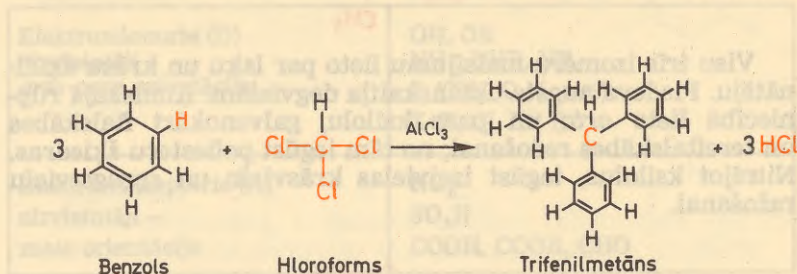


Fenantrens

**Emils Erlenmeiers** (1825–1909) – vācu ķīmiķis organīķis. Viņš pētījis organisko savienojumu struktūru, ieviesis jēdzienu "divkārsā oglekļa–oglekļa saite" (1864), noskaidrojis etilēna acetilēna un naftalīna struktūrformulas (1866). E. Erlenmeiers laboratorijas praksē ieviesis koksisko kolbu – Erlenmeiera kolbu (1859) un gāzes krāsnīņu elementānālizei.

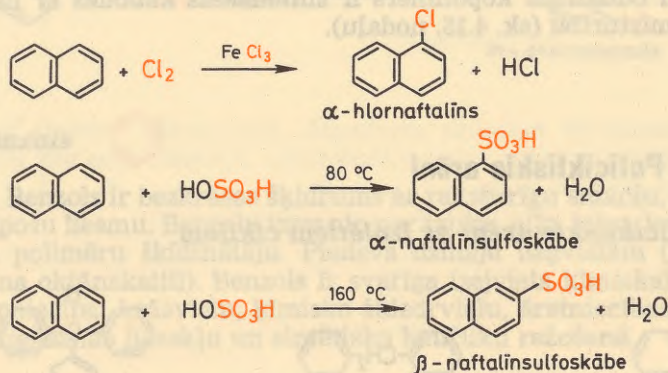
## 4. daļa

Difenilmetānu un trifenilmetānu iegūst Frīdela un Kraftsa alkilēšanas reakcijās. Tā, piemēram, trifenilmetānu iegūst no hloroforma un benzola:

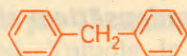


Naftalīna, antracēna un fenantrēna galvenais iegūšanas avots ir akmeņogļu darva (satur līdz 10 % naftalīnu). Naftalīns pārtvaicējas kopā ar fenolu. Apstrādājot maisījumu ar sārmu, veidojas fenolāts, kuru atdala, pārtvaicējot naftalīnu vakuumā un pēc tam sublimējot.

Policikliskiem arēniem raksturīgas elektrofilās aizvietošanās reakcijas. Elektrofilās aizvietošanās reakcijas ar naftalīnu norisinās vieglāk nekā ar benzolu, un var veidoties  $\alpha$  un  $\beta$  izomēri. Reakcija pie  $\alpha$  oglekļa atoma notiek vieglāk nekā pie  $\beta$  oglekļa atoma.

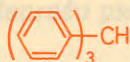


### Difenilmetāns



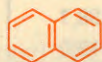
Difenilmetāns ir bezkrāsas savienojums ar kušanas temperatūru 26,6 °C un viršanas temperatūru 264 °C. Difenilmetānam ir patīkama smarža. Difenilmetānu izmanto laku un krāsu rūpniecībā un par smaržvielu ziepju rūpniecībā.

## Trifenilmetāns



Trifenilmetāns ir bezkrāsas kristāliska viela ar kušanas temperatūru 92,5 °C un viršanas temperatūru 360 °C. Liela praktiska nozīme trifenilmetāna atvasinājumiem, kuriem aizvietotāji ir *para* vietās. Tās ir trifenilmetāna krāsvielas – mala-hītažais, fuksīns, fenolftaleīns u.c.

## Naftalīns



Naftalīns ir bezkrāsas kristāliska viela ar raksturīgu, nepatīkamu smaržu, kušanas temperatūra 80,2 °C, viršanas temperatūra 218 °C. Labi šķīst organiskajos šķīdinātājos. Naftalīns ir izejviela ftalskābes anhidrīda, krāsvielu, sprāgstvielu, ārstniecības vielu un šķīdinātāju ražošanai.

## 4.7. Halogēnogļūdeņraži

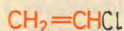
**Ogļūdeņražu atvasinājumus, kuru molekulās viens vai vairāki ūdeņraža atomi aizvietoti ar halogēna atomiem, sauc par halogēnogļūdeņražiem.**

### Haogēnalkāni



etilhlorīds

### Halogēnalkēni



vinilhlorīds

### Halogēnarēni

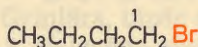


hlorbenzols

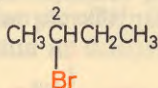
### 4.7.1. Halogēnalkāni

**Halogēnalkāni ir piesātinātie ogļūdeņraži, kuru molekulās viens vai vairāki ūdeņraža atomi aizvietoti ar halogēna atomiem.**

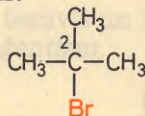
Halogēnalkānu izomērija atkarīga no oglekļa atomu sakārtojuma molekulā un halogēna atoma atrašanās vietas. Izšķir pirmējos, otrējos un trešējos halogēnalkānus.



pirmējais butilbromīds  
(1-brombutāns)



sek-butilbromīds  
(2-brombutāns)



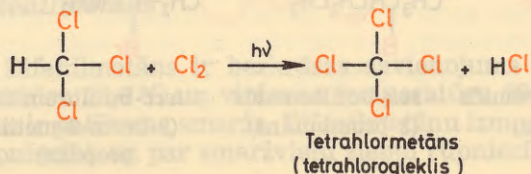
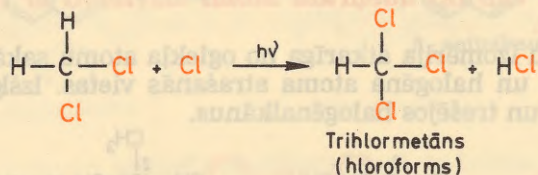
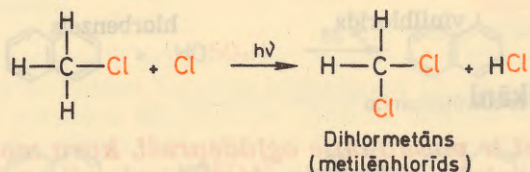
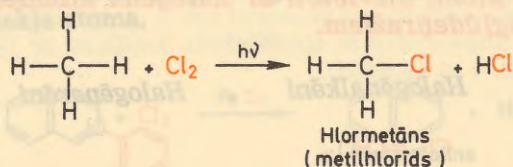
terc-butilbromīds  
(2-brom-2-metilpropāns)

## Daži halogēnalkāni

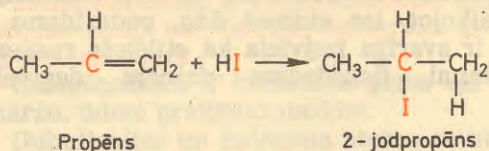
| Formula                            | Nosaukums    | Kušanas temperatūra, °C | Viršanas temperatūra, °C |
|------------------------------------|--------------|-------------------------|--------------------------|
| CH <sub>3</sub> Cl                 | Metilhlorīds | -97,7                   | -24,2                    |
| CH <sub>3</sub> Br                 | Metilbromīds | -93,6                   | 3,6                      |
| CH <sub>3</sub> I                  | Metiljodīds  | -66,1                   | 42,5                     |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> Cl | Etilhlorīds  | -138,7                  | 12,2                     |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> Br | Etilbromīds  | -119,0                  | 38,2                     |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> I  | Etiljodīds   | -108,5                  | 72,2                     |

Halogēnalkāni ir bezkrāsas gāzes vai šķidrumi (sk. 4.13. tab.) ar salkanu smaržu. Ūdenī nešķīst. Labi šķīst organiskos šķīdinātājos. Viršanas temperatūra paaugstinās, palielinoties halogēna atommasai.

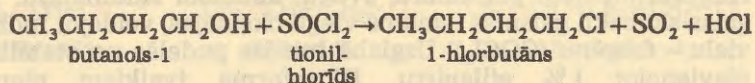
Iegūšanas metodes. 1. *Tiešā alkānu halogenēšana.* Reakcija notiek ultravioleto staru ietekmē pēc brīvo radikāļu mehānisma (sk. 4.3.2. iedaļu). Pakāpeniski rodas dažādi *mono* un *poli* halogēnatvasinājumi:



## 2. Halogēnoglūdeņražu pievienošana alkēniem:

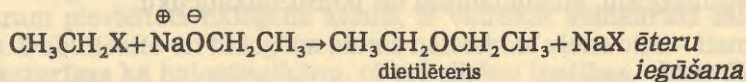
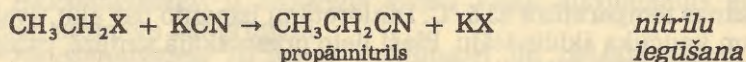
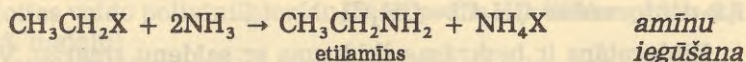
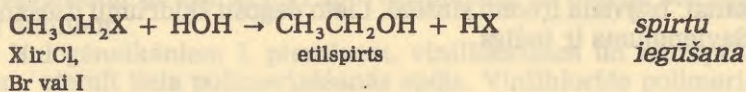


3. Halogēnoglūdeņražus var iegūt *no spirtiem, aizvietojot hidroksilgrupu ar halogēna atomu:*

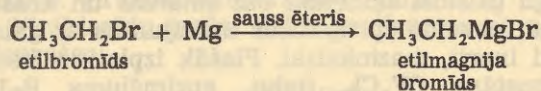


**Halogēnalkānu reakcijas.** Halogēna atoms viegli aizvietojas vai atšķēļas, ja halogēnalkāni reaģē ar nukleofiliem reaģentiem, metāliem vai ar ūdeņradi.

### 1. Nukleofilās aizvietošanas reakcijas.

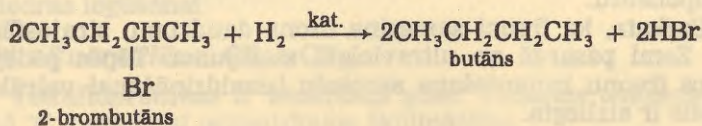


2. **Halogēna aizvietošana ar metāliem.** Veidojas metālorganiskie savienojumi, kuriem liela nozīme citu organisko savienojumu iegūšanā.



Magnijorganiskos savienojumus pirmais ieguvis un izpētījis V. Grinjārs, tāpēc tos sauc par *Grinjāra reaģentiem*.

### 3. Halogēna aizvietošana ar ūdeņradi:



## 4. daļa

**Viktors Grinjārs** (1871–1935) bija franču ķīmiķis organīķis. Ieguvis magnijorganiskos savienojumus no alkilhalogēniem ētera šķīdumā (1900, t. s. *Grinjāra reaģenti*). Alkilmagnija halogēnīdi ētera šķīdumā bija ērti izmantojami spirtu (1901–1903), ketonu, aldehīdu (1906), ēteru, nitrilu, amīnu (1920) un karbonskābju sintēzei. V. Grinjārs pētījis arī terpēnus, katalītiskā krekina reakcijas un katalītisko hidroģenēšanu. 1912. gadā saņēmis Nobela prēmiju.

## 4. daļa

### *Etilhlorīds (hloretāns) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$*

Savienojums ar zemu viršanas temperatūru un lielu iztvaikošanas siltumu. To izmanto medicīnā par vietējās anestēzijas līdzekli: strauji iztvaikojot, tas atdzesē ādu, padarīdams to nejutīgu. Etilhlorīds ir svarīga izejviela kā etilējošs reāģents tetraetilsvina ražošanai (iekšdedzes dzinēju degvielas antidetonators).

### *Hloroforms (trihlormetāns) $\text{CHCl}_3$*

Hloroforms ir bezkrāsas šķidrums ar saldeni smaržu. Labi šķīst organiskajos šķīdinātājos. Viršanas temperatūra  $61,2^\circ\text{C}$ . Hloroformu lieto par tauku, sveķu, kaučuka šķīdinātāju. Ar gaisa skābekli gaismas ietekmē viegli oksidējas, veidojot indīgu vielu – fosgēnu ( $\text{COCl}_2$ )! Uzglabā tumšās pudelēs un stabilizē, pievienojot 1% etilspirtu. Hloroforma tvaikiem piemīt narkotiskas īpašības.

### *Tetrahlorglekļis (tetrahormetāns) $\text{CCl}_4$*

Tetrahormetāns ir bezkrāsas nedegošs šķidrums. Viršanas temperatūra  $76,5^\circ\text{C}$ . Izmanto tauku, eļļu un sveķu šķīdināšanai. Izejviela freonu sintēzē. Lieto degošu šķidrumu dzēšanai. Savienojums ir indīgs.

### *1,2-dihloretāns $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$*

Dihloretāns ir bezkrāsas šķidrums ar saldeni smaržu. Viršanas temperatūra  $83,5^\circ\text{C}$ . Dihloretānu izmanto par eļļu, sveķu un kaučuka šķīdinātāju. Plaši lieto organiskajā sintēzē, ražojot vinilhlorīdu, etilēndiamīnu un polisulfidkaučuku.

### *Freoni*

Alkānu halogēnatvasinājumus, ko lieto par aukstumnesējiem rūpniecībā un mājāsaimniecībā, sauc par freoniem. Tie molekulā bez fluora atomiem satur arī hlora atomus. Freoni ir gāzes vai viegli gaistoši šķidrums bez smaržas un krāsas. Tie nav degoši un neveido sprāgstošus maisījumus ar gaisu, ķīmiskā ziņā ļoti inerti, mazitoksiski. Plašāk izplatītie freoni ir dihlorodifluormetāns  $\text{CF}_2\text{Cl}_2$  (tehn. apzīmējums R-12), viršanas temperatūra  $-29,8^\circ\text{C}$ . Rūpniecībā lieto arī freonus R-11 (fluortrihormetāns  $\text{CFCl}_3$ ), R-22 (difluorhormetāns  $\text{CHF}_2\text{Cl}$ ) u.c. Freonus izmanto arī par aerosolpreparātu gaistošo komponentu.

Uzskata, ka freoni samazina ozona daudzumu stratosfērā, kas Zemi pasargā no ultravioletā starojuma. Tāpēc pēdējos gados freonu izmantošana aerosolu izsmidzināšanai vairākās valstīs ir aizliegta.

## 4.7.2. Halogēnalkēni

## 4. daļa

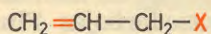
**Halogēnalkēni ir nepiesātinātie ogleņūdeņraži, kuru molekulās viens vai vairāki ūdeņraža atomi aizvietoti ar halogēna atomiem.**

Halogēnalkēni ir bezkrāsas gāzes vai šķidrums ar īpatnēju smaržu, ūdenī praktiski nešķīst.

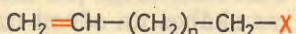
Dubultsaites un halogēna atoma savstarpējais novietojums molekulās var būt dažāds:



I



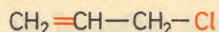
II



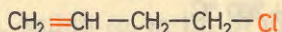
III



Vinilbromīds



Atilhlorīds



4 - hlorbutēns - 1

Atkarībā no tā šīm halogēnalkēnu grupām piemīt atšķirīgas īpašības.

*Halogēnalkēnos I* halogēna atoms ir mazaktīvs un ar nukleofilajiem reagentiem ( $:\ddot{\text{O}}\text{H}^\ominus$ ,  $:\text{C}\equiv\text{N}^\ominus$ ,  $:\text{NH}_3$ ) nereaģē: to nevar aizstāt ar hidroksilgrupu, tas nereaģē ar nātrija cianīdu un amīniem.

Halogēnalkēniem I, piemēram, vinilhlorīdam un hloroprēnam, piemīt liela polimerizēšanās spēja. Vinilhlorīds polimerizējoties veido polivinilhlorīdu, hloroprēns – polihloroprēnu (sk. 4.15. nodaļu).

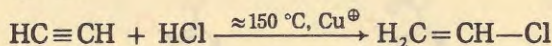
*Halogēnalkēnos II* halogēna atoms viegli aizvietojams ar citiem atomiem vai grupām.

*Halogēnalkēnos III* starp dubultsaiti un oglekļa atomu, kuram pievienots halogēna atoms, ir vairākas vienkāršās saites. Dubultsaite un halogēna atoms neietekmē viens otru – tiem raksturīgas kā halogēnalkānu, tā arī alkēnu īpašības.

### **Vinilhlorīds** $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{Cl}$

Vinilhlorīds ir bezkrāsas gāze, labi šķīst organiskajos šķīdinātājos. Viršanas temperatūra  $-13,8^\circ\text{C}$ .

Vinilhlorīdu iegūst lielos daudzumos no acetilēna un hlorūdeņraža:



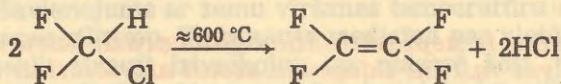
Vinilhlorīds ir svarīga izejviela polivinilhlorīda iegūšanai, ko plaši lieto tehnikā par izolācijas materiālu un sintētiskās šķiedras iegūšanai.

### **Tetrafluoretilēns** $\text{CF}_2=\text{CF}_2$

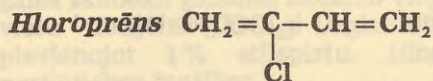
Tetrafluoretilēns ir bezkrāsas gāze. Viršanas temperatūra  $76,3^\circ\text{C}$ . Labi šķīst organiskajos šķīdinātājos.

## 4. daļa

Tetrafluoretilēnu iegūst, karsējot difluorhlorometānu:

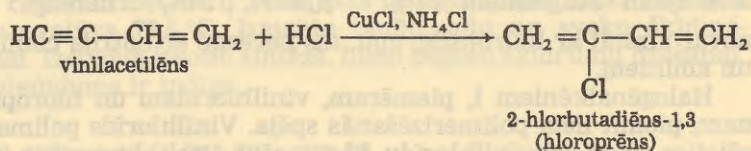


Tetrafluoretilēns ir izejviela politetrafluoretilēna (fluoroplasta-4) ražošanai. Tetrafluoretilēnu polimerizē peroksīdu klātbūtnē. Fluoroplasta-4 izstrādājumus izmanto aviācijā, elektrotehniskajā, radiotehniskajā un ķīmiskajā rūpniecībā. Tam raksturīga ļoti liela ķīmiskā un mehāniskā izturība. Stipras skābes un sārmi uz to neiedarbojas. Fluoroplasta-4 izstrādājumus var izmantot temperatūru intervālā no  $-70^\circ\text{C}$  līdz  $+260^\circ\text{C}$ .



Hloroprēns ir bezkrāsas šķidrums. Viršanas temperatūra  $59,4^\circ\text{C}$ , šķīst organiskajos šķīdinātājos.

Rūpniecībā hloroprēnu ražo no vinilacetilēna

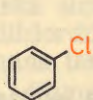


Hloroprēns ir svarīga izejviela hloroprēnkaučuka ražošanai, ko plaši izmanto autoriepu un kabeļu izgatavošanai.

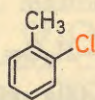
### 4.7.3. Halogēnarēni

**Halogēnarēni ir aromātiskie ogļūdeņraži, kuru molekulās viens vai vairāki ūdeņraža atomi aizvietoti ar halogēna atomiem.**

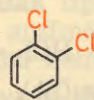
Halogēnarēnos halogēna atoms var būt pievienots gredzenam vai sānvirknei.



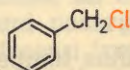
Hlorbenzols



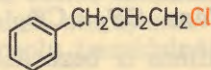
o-hlorotoluols



o-dihlorbenzols  
(arī meta un para)



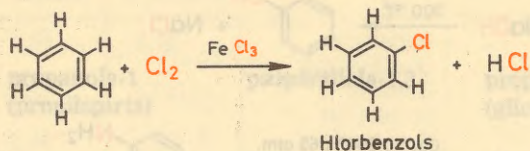
Benzilhorīds



1-hlor-3-fenilpropāns

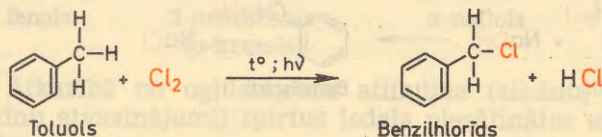
Halogēnarēni ir šķidrumi vai cietas vielas ar īpatnēju smaržu. Labi šķīst organiskajos šķīdinātājos. Halogēnarēniem ar halogēnu sānvirknē ir asa, gļotādas kairinoša smaka.

Iegūšanas metodes. 1. Tiesā halogenēšana:



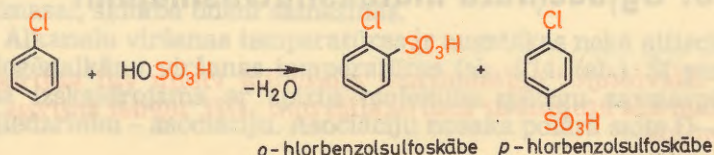
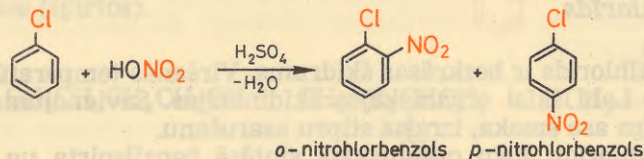
Viegli hlorējas un bromējas toluols, ksiloli (*o*, *m* un *p*) un naftalīns.

Halogenējot saules gaismā paaugstinātā temperatūrā, bet bez katalizatora, halogēna atomu ievada sānvirknē:



**Halogēnarēnu reakcijas.** Halogēnarēniem raksturīgas aizvietošanās reakcijas benzola gredzenā (ar elektrofilajiem reagentiem) un halogēna atoma aizvietošanās reakcijas (ar nukleofilajiem reagentiem).

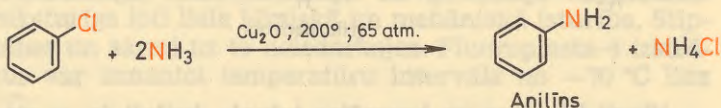
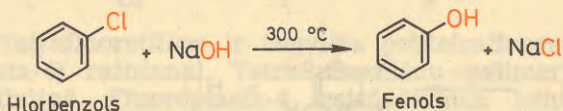
1. Halogēnarēnu reakcijās ar elektrofilajiem reagentiem aizvietotāji stājas *orto* un *para* vietās.



## 4. daļa

Iegūstot fenolu no hlorbenzola hidrolīzes reakcijā, izmanto 6...10% NaOH ūdens šķīdumu. Temperatūra ir no 300 °C līdz 350 °C, spiediens no 15 MPa līdz 25 MPa, par katalizatoru lieto sasmalcinātu varu.

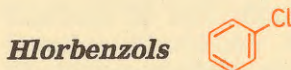
2. Halogēnarēni ar nukleofilajiem reaģentiem reaģē tikai augstā temperatūrā, paaugstinātā spiedienā vai katalizatora klātbūtnē.



Ja halogēnarēnos halogēna atoms atrodas sānvirknē, tad tas reakcijās ar nukleofilajiem reaģentiem viegli aizvietojas:

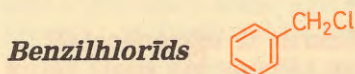


Rūpniecībā benzilchlorīdu iegūst, 90–100 °C temperatūrā hlorējot toluolu, kas satur 1%  $\text{PCl}_3$ .



Hlorbenzols ir bezkrāsas šķidrums. Viršanas temperatūra 131,7 °C.

Hlorbenzolu lieto par šķīdinātāju un izejvielu fenola, anilīna, azokrāsvielu, insekticīdu un dihlorbenzolu ražošanai.



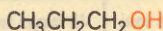
Benzilchlorīds ir bezkrāsas šķidrums. Viršanas temperatūra 179,3 °C. Labi šķīst organiskajos šķīdinātājos. Savienojumam raksturīga asa smaka, izraisa stipru asarošanu.

Benzilchlorīdu lieto organiskajā sintēzē benzilspirta un tā esteru iegūšanai, ko plaši izmanto parfimērijas rūpniecībā.

### 4.8. Ogļūdeņražu hidroksilatvasinājumi

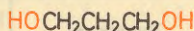
*Aizvietojojot ogļūdeņražu molekulā vienu vai vairākus ūdeņraža atomus ar hidroksilgrupu -OH, iegūst spirtus un fenolus.*

**Vienvērtīgie  
spirti  
(alkanoli)**



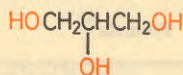
propanols-1  
(propilspirts)

**Divvērtīgie  
spirti  
(dioli)**



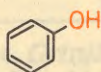
propāndiols-1,3

**Trīsvērtīgie  
spirti  
(trioli)**

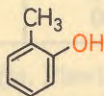


propāntriols-1,2,3  
(glicerīns)

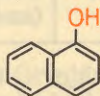
**Vienvērtīgie fenoli  
(arēnoli)**



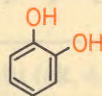
fenols



2-metilfenols  
(o-krezols)



$\alpha$ -naftols



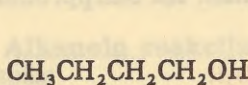
pirokatehīns

Atkarībā no ogļūdeņražu atlikuma (alkānu, alkēnu vai alkīnu atvasinājumi) spirtus iedala piesātinātos un nepiesātinātos spirtos.

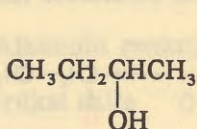
#### 4.8.1. Vienvērtīgie piesātinātie spirti (alkanoli)

**Alkanoli ir virkņveida piesātināti savienojumi, kuru molekulās ir viena hidroksilgrupa.**

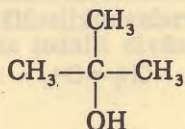
Alkanolu izomērija atkarīga no hidroksilgrupu saistības molekulā. Alkanolus iedala pirmējos, otrējos un trešējos alkanolos (spirtos).



butanols-1  
(butilspirts)



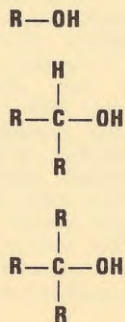
butanols-2  
(sek-butilspirts)



2-metilpropanols-2  
(terc-butilspirts)

Alkanoli ir šķidrums vai kristāliskas vielas. Metanols, etanols un propanols-1 šķīst ūdenī neierobežoti. Pieaugot molekulmasai, šķīdība ūdenī samazinās.

Alkanolu viršanas temperatūras ir augstākas nekā attiecīgo halogēnalkānu viršanas temperatūras (sk. 4.14. tab.). Šī parādība izskaidrojama ar spirtu molekulu spēcīgu savstarpējo mijiedarbību – asociāciju. Asociāciju nosaka polārā saite O—H



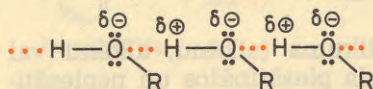
# 4. daļa

4.14. tabula

## Alkanoli

| Formula  | Nosaukumi                     | Kušanas temperatūra, °C | Viršanas temperatūra, °C |
|--|-------------------------------|-------------------------|--------------------------|
| CH <sub>3</sub> OH   | Metanols<br>(metilspirts)     | -97,8                   | 64,7                     |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH   | Etanols<br>(etilspirts)       | -117,3                  | 78,4                     |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH                                 | Propanols-1<br>(propilspirts) | -127                    | 97,2                     |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH                 | Butanols-1<br>(butilspirts)   | -89,6                   | 117,7                    |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH | Pentanols-1<br>(amilspirts)   | -78,8                   | 138,1                    |

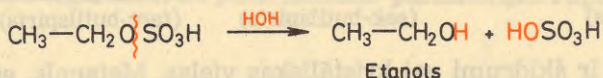
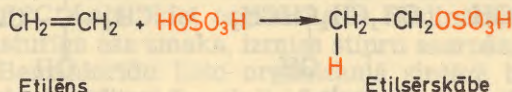
4.22. att. Ūdeņraža saites veidošanās starp spirta molekulām (starpmolekulārā asociācija).



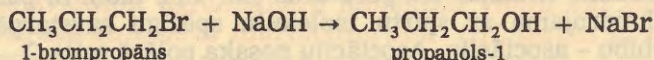
un skābekļa atomu nedalītie elektronu pāri. C—O un O—H saites elektroni nobīdīti skābekļa atoma virzienā un veido negatīvu daļlādiņu.

Saiti, kas rodas starp ūdeņraža atomu ar pozitīvu daļlādiņu un citas molekulas skābekļa atoma nedalīto elektronu pāri ar negatīvo daļlādiņu, sauc par ūdeņraža saiti (sk. 2.2.3. iedaļu). To attēlo ar punktētu līniju (sk. 4.22. att.). Alkanoliem sajaucoties ar ūdeni, veidojas ūdeņraža saites starp spirta un ūdens molekulām.

Iegūšanas metodes. 1. *Alkēnu hidratācija.* Ūdens pievienošana alkēniem noris sērskābes klātbūtnē. Kā starpprodukti rodas alkilsulfāti:

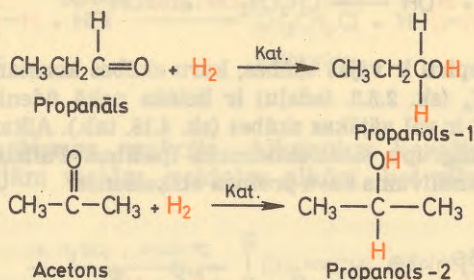


2. *Halogēnalkānu hidrolīze:*

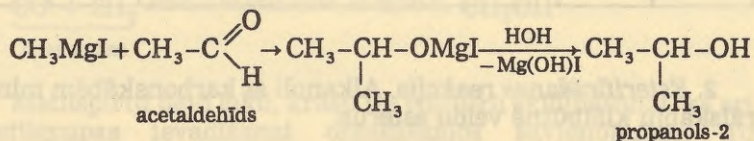
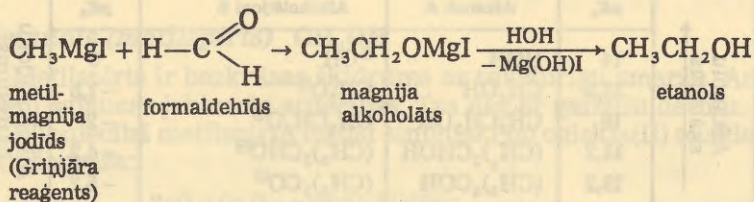


3. **Karbonilsavienojumu hidrogenēšana.** Hidrogenējot aldehīdus, iegūst pirmējos spirtus, hidrogenējot ketonus, – otrējos spirtus. Katalizatori – niķelis, platīns vai pallādijs.

## 4. daļa



4. **Grinjāra reakcija.** Pievienojot Grinjāra reaģentu (sk. 4.7.1. iedaļu) aldehīdiem vai ketoniem un hidrolizējot iegūto magnija alkoholātu, rodas spirti. Pirmējos alkanolus iegūst no formaldehīda, otrējos – reakcijā ar aldehīdiem, trešējos alkanolus iegūst no ketoniem.

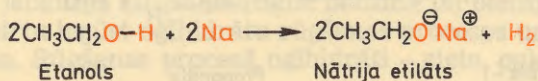


**Alkanolu reakcijas.** Alkanolu reakcijas var iedalīt divās grupās:

a) reakcijas, kurās pārtrūkst saite  $\text{O}-\text{H}$ ;

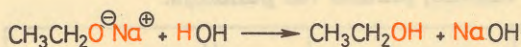
b) reakcijas, kurās pārtrūkst saite  $\text{C}-\text{OH}$  (hidroksilgrupas atšķelšana).

1. **Alkoholātu veidošanās.** Alkanoliem reaģējot ar metāliem, īpaši ar sārnu metāliem (Na, K), rodas alkoholāti.

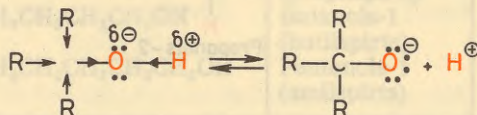


## 4. daļa

Alkoholāti ir kristāliskas vielas, kas labi šķīst spirtos. Ar ūdeni hidrolizējas par spirtu un metāla hidroksīdu.



Pirmējie spirti ir vājas skābes, kuru skābes konstantes negatīvais logaritms  $pK_A$  (sk. 2.6.3. iedaļu) ir lielāks nekā ūdenim. Otrējie un trešējie spirti ir vēl vājākas skābes (sk. 4.15. tab.). Alkanolu skābumu samazina alkilgrupu elektronononrās īpašības. Palielināts skābekļa atomu elektronblīvums kavē protona atšķelšanos.

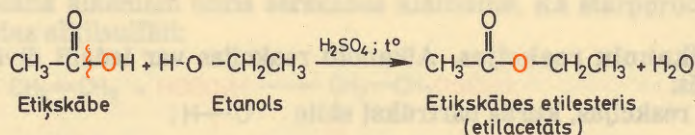


4.15. tabula

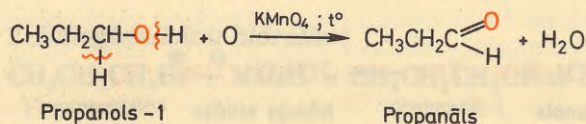
Dažu alkanolu protolītisko pāru  $pK_A$  un  $pK_B$  vērtības ūdens šķīdumos

| Alkanolu skābums ↑ | $pK_A$                            | Alkanoli A                               | Alkoholātjoni B     | $pK_B$ | Alkoholātjonu bāziskums ↓ |
|--------------------|-----------------------------------|--|---------------------|--------|---------------------------|
|                    | 14                                | HOH                                      | $^\ominus\text{OH}$ | 0      |                           |
| 15,5               | $\text{CH}_3\text{OH}$            | $\text{CH}_3\text{O}^\ominus$            | -1,5                |        |                           |
| 16                 | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^\ominus$ | -2                  |        |                           |
| 18,2               | $(\text{CH}_3)_2\text{CHOH}$      | $(\text{CH}_3)_2\text{CHO}^\ominus$      | -4,2                |        |                           |
| 19,2               | $(\text{CH}_3)_3\text{COH}$       | $(\text{CH}_3)_3\text{CO}^\ominus$       | -5,2                |        |                           |

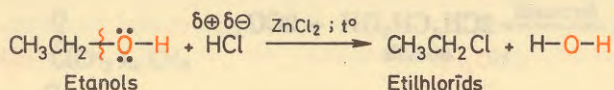
2. *Esterificēšanas reakcija.* Alkanoli ar karbonskābēm minerālskābju klātbūtnē veido esterus:



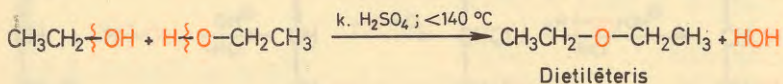
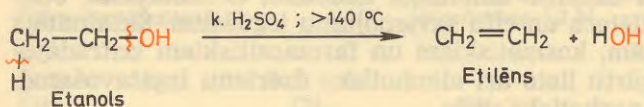
3. *Oksidēšanas reakcijas.* Pirmējie un otrējie alkanoli viegli oksidējas, veidojot attiecīgi aldehīdus (karbonskābes) un ketonus.



4. *Reakcijas ar halogēnūdeņražiem* noris ar hidroksilgrupas atšķelšanu. Reakcijā veidojas halogēnalkāni:



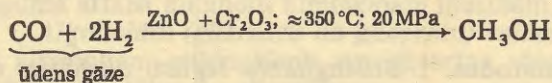
5. *Dehidratēšanas reakcija.* Alkanolus karsējot kopā ar ūdensatņēmējām vielām, veidojas alkēni, bet alkanolu pārkumā – ēteri.



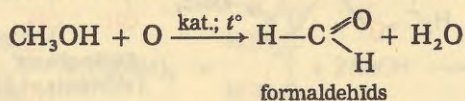
### Metanols (metilspirts) $\text{CH}_3\text{OH}$

Metilspirts ir bezkrāsas šķidrums ar raksturīgu smaržu. Ar ūdeni sajaucas jebkurās attiecībās. Tas deg ar gaišzilu liesmu.

Rūpniecībā metilspirtu iegūst sintētiski no oglekļa(II) oksīda un ūdeņraža:



Metilspirtu lieto laku, krāsu un politūru šķīdināšanai, kā arī metilgrupas ievadīšanai organiskajos savienojumos. To izmanto arī krāsvielu sintēzei un formaldehīda ražošanai:



Metilspirts ir ļoti indīgs!

### Etanols (etilspirts) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

Etilspirts ir bezkrāsas šķidrums ar raksturīgu smaržu un dedzinošu garšu. Deg ar bezkrāsas liesmu. Etilspirts ar ūdeni sajaucas jebkurās attiecībās. Šķīst benzīnā un benzolā.

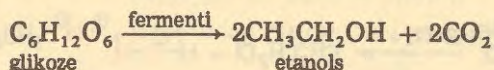
Etilspirtu iegūst ogļhidrātu rūgšanas procesos un sintētiski no etilēna. Rūgšanas procesā ogļhidrāti – ciete, cukurs, augļu

Alkoholiskos dzērienus iedala mazalkoholiskos dzērienos, kuros alkohola saturs tilpuma procentos ir 1,8...7% (piemēram, alus, dzirkstošie dzērieni), vidēji stipros alkoholiskos dzērienos, kuros alkohola saturs ir 8...18% (vīni), stipros alkoholiskos dzērienos, kuros alkohola saturs >18% (likieri, degvīni, balzams, konjaks u.c.).

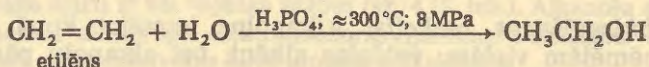
Alkoholiskā dzēriena stipruma mērvienība ir grāds, kas rāda etilspirta tilpuma daļu procentos.

## 4. daļa

sulas, rauga fermentu ietekmē veido raudzēšanas šķidrumus, kas satur etilspirtu. To atdala destilējot.



Etanolu sintētiski ražo no etilēna:



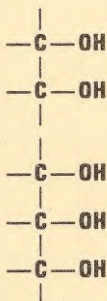
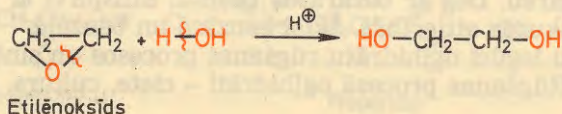
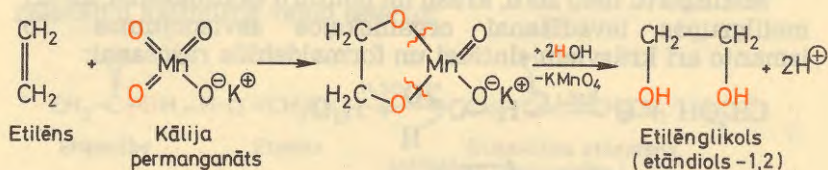
Etilspirtu izmanto sintētiskā kaučuka, acetaldehīda, etiķskābes, dietilētera un citu savienojumu iegūšanai. Šķīdinātājs lakām, krāsām, kosmētiskiem un farmaceitiskiem izstrādājumiem. Etilspirtu lieto arī alkoholisko dzērienu izgatavošanai. Etilspirts ir narkotiska viela.

### 4.8.2. Dioli un trioli

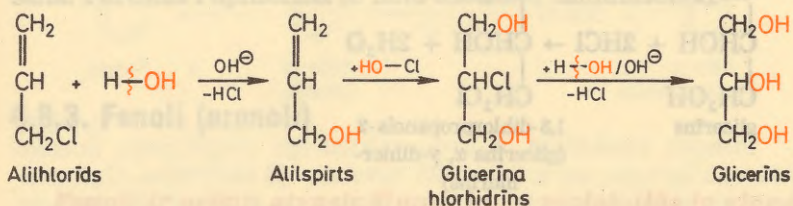
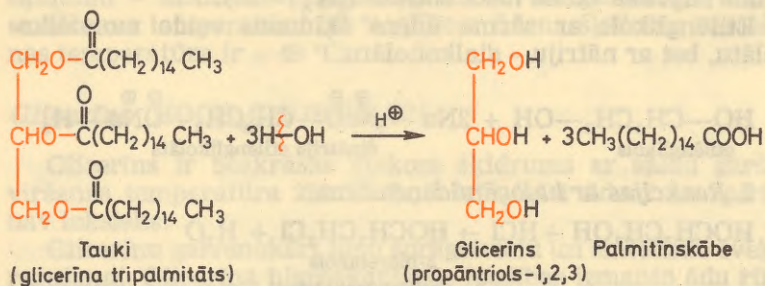
**Dioli un trioli ir ogļūdeņražu hidroksilatvasinājumi, kuru molekulās ūdeņraža atomi aizvietoti ar divām vai trim hidroksilgrupām.**

Svarīgākie diolu un triolu pārstāvji ir etilēnglikols un glicerīns.

**Iegūšanas metodes.** 1. *Etilēnglikolu iegūst, oksidējot etilēnu vai arī hidrolizējot halogēnatvasinājumus un etilēnoksidu:*

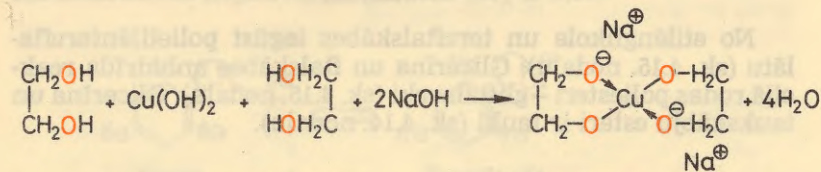


2. Glicerīnu iegūst, hidrolizējot taukus (eļļas), kā arī no alilhlorīda:

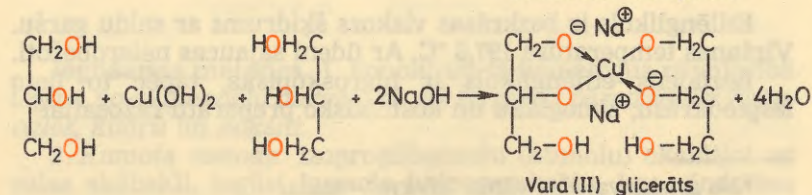


**Diolu un triolu reakcijas.** Diolu un triolu ķīmiskās īpašības ir līdzīgas. Reakcijas spēju nosaka hidroksilgrupas: reaģēt var viena, divas vai trīs funkcionālās grupas. Ķīmiskās īpašības kopumā atbilst alkanolu ķīmiskajām īpašībām.

1. **Alkoholātu (glikolātu un glicerātu) veidošanās.** Atšķirībā no alkanoliem etilēnglikols un glicerīns viegli veido smago metālu glikolātus un glicerātus:



Vara (II) glikolāts  
(tumši zils krāsojums)



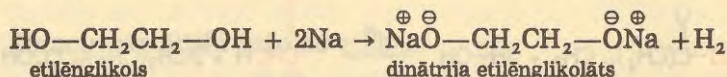
## 4. daļa

4. daļa - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1784-1785) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1786-1787) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1788-1789) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1790-1791) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1792-1793) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1794-1795) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1796-1797) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1798-1799) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1800-1801) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1802-1803) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1804-1805) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1806-1807) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1808-1809) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1810-1811) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1812-1813) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1814-1815) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1816-1817) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1818-1819) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1820-1821) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1822-1823) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1824-1825) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1826-1827) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1828-1829) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1830-1831) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1832-1833) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1834-1835) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1836-1837) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1838-1839) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1840-1841) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1842-1843) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1844-1845) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1846-1847) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1848-1849) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1850-1851) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1852-1853) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1854-1855) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1856-1857) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1858-1859) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1860-1861) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1862-1863) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1864-1865) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1866-1867) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1868-1869) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1870-1871) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1872-1873) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1874-1875) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1876-1877) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1878-1879) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1880-1881) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1882-1883) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1884-1885) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1886-1887) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1888-1889) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1890-1891) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1892-1893) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1894-1895) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1896-1897) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1898-1899) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1900-1901) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1902-1903) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1904-1905) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1906-1907) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1908-1909) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1910-1911) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1912-1913) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1914-1915) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1916-1917) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1918-1919) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1920-1921) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1922-1923) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1924-1925) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1926-1927) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1928-1929) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1930-1931) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1932-1933) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1934-1935) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1936-1937) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1938-1939) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1940-1941) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1942-1943) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1944-1945) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1946-1947) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1948-1949) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1950-1951) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1952-1953) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1954-1955) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1956-1957) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1958-1959) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1960-1961) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1962-1963) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1964-1965) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1966-1967) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1968-1969) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1970-1971) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1972-1973) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1974-1975) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1976-1977) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1978-1979) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1980-1981) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1982-1983) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1984-1985) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1986-1987) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1988-1989) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1990-1991) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1992-1993) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1994-1995) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1996-1997) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (1998-1999) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2000-2001) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2002-2003) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2004-2005) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2006-2007) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2008-2009) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2010-2011) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2012-2013) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2014-2015) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2016-2017) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2018-2019) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2020-2021) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2022-2023) - vārds, kas ir saistīts ar...  
 (2024-2025) - vārds, kas ir saistīts ar...

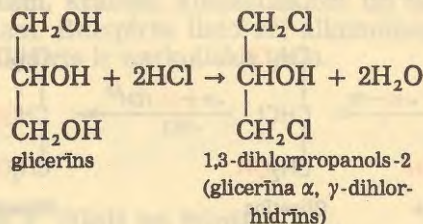
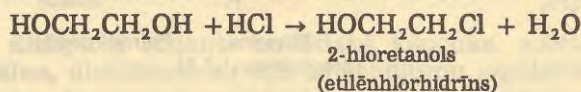
## 4. daļa

Glicerāti veidojas ļoti viegli, jo glicerīns ( $pK_A = 13,9$ ) ir skābāks nekā etilēnglikols ( $pK_A = 15$ ), kurš savukārt ir nedaudz stiprāka skābe nekā etanols ( $pK_A = 16$ ).

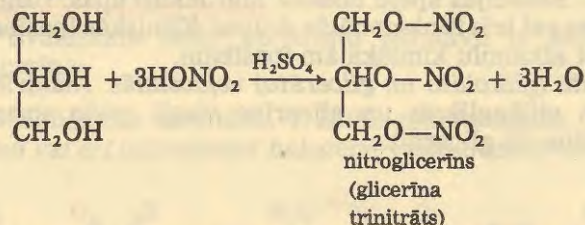
Etilēnglikols ar sārma ūdens šķīdumu veido monoalkoholātu, bet ar nātriju – dialkoholātu:



### 2. Reakcijas ar halogēnūdeņražiem:



3. *Esteru veidošanās.* Etilēnglikolam un glicerīnam ir raksturīgas reakcijas ar neorganiskajām un organiskajām skābēm. Glicerīna reakcijā ar slāpekļskābes un sērskābes maisījumu rodas glicerīna trinitrāts:



No etilēnglikola un tereftalskābes iegūst polietilēntereftalātu (sk. 4.15. nodaļu). Glicerīna un ftalskābes anhidrīda reakcijā rodas poliesteri – gliftālsveķi (sk. 4.15. nodaļu). Glicerīna un taukskābju esteri ir tauki (sk. 4.14. nodaļu).

### Etilēnglikols (glikols\*) $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

Etilēnglikols ir bezkrāsas viskozs šķidrums ar saldu garšu. Viršanas temperatūra  $197,6^\circ\text{C}$ . Ar ūdeni sajaucas neierobežoti.

Bezūdens etilēnglikols ir higroskopisks, tāpēc to lieto iespiedkrāsu, zīmoglaku un kosmētisko preparātu ražošanai.

\* No grieķu valodas vārda "glykys" – salds.

Etilēnglikolu izmanto laku, krāsu, sintētisko šķiedru un šķīdinātāju ražošanai. Lieto iekšdedzes dzinēju dzesēšanas šķīdumu – antifrīzu pagatavošanai, jo tas pazemina ūdens sasalšanas temperatūru (60% glikola ūdens šķīduma sasalšanas temperatūra ir  $-49\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).

### Glicerīns $\text{HOCH}_2\text{CHOHCH}_2\text{OH}$

Glicerīns ir bezkrāsas viskozs šķidrums ar saldu garšu, viršanas temperatūra  $290\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Ļoti labi šķīst ūdenī un spirtā, nav toksisks.

Glicerīnu galvenokārt lieto sprāgstvielu un sintētisko sveķu ražošanai. Glicerīna higroskopiskās īpašības izmanto ādu rūpniecībā un tekstilrūpniecībā, kosmētisko līdzekļu pagatavošanā. Pārtikas rūpniecībā to lieto dzērienu saldināšanai.

### 4.8.3. Fenoli (arenoli)

**Fenoli ir arēnu atvasinājumi, kuru molekulās ir viena vai vairākas hidroksilgrupas, kas pievienotas tieši cikla oglekļa atomiem.**

Fenoli ir bezkrāsas šķidrums vai viegli kūstošas kristāliskas vielas ar raksturīgu smaržu.

Benzola gredzena  $\pi$  elektronu sistēmai mijiedarbojoties ar hidroksilgrupas skābekļa atoma nedalīto  $p$  elektronu pāri, elektronu blīvums pārvietojas no skābekļa atoma uz  $\text{C}-\text{O}$  saiti un ciklu. Uz hidroksilgrupas ūdenraža atoma veidojas lielāks pozitīvs daļlādiņš nekā spirta molekulā, kas sekmē konjugēta fenolātjona izveidošanos. Līdz ar to fenoli ir daudz stiprākas skābes nekā alkanoli. Piemēram, savienojumam  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  skābes konstantes negatīvais logaritms  $pK_A$  ir 9,99.



**Iegūšanas metodes.** 1. Fenolu un tā homologus rūpniecībā iegūst no akmeņogļu darvas, kā arī termiski pārstrādājot brūnogle, kūdru un koksni.

2. Kumola metode. Izopropilbenzolu (kumolu) oksidējot ar gaisa skābekli, iegūst kumola hidroperoksīdu, kas sērskābes

## 4. daļa

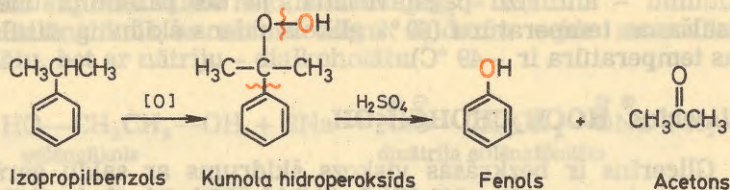
**Kārlis Vilhelms Šāle** (1742–1786) – vācu izcelsmes zviedru ķīmiķis. Viņš izdalījis un aprakstījis vairāk nekā pusi no organiskajiem savienojumiem, kas bija pazīstami 18. gadsimtā, starp tiem pienskābi, urīnvielu, benzoskābi, kā arī etiķskābes un benzoskābes esterus (1768–1782). Apstrādājot olīveļļu ar sārnu svina oksīda klātbūtnē, Šāle ieguvis glicerīnu (1779).

**Fridrihs Runga** (1794–1867) – vācu ķīmiķis organīķis. Viņš pētījis organiskās krāsvielas un, pārdestilējot akmeņogļu darvu, atklājis fenolu (1834).

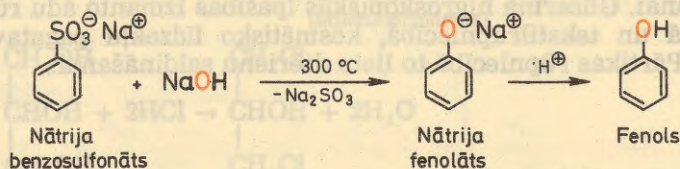
**Rūdolfs Odris** (1899–1949) bija latviešu ķīmiķis. 1942. gadā kopā ar P. Sergejevu un B. Kružalovu atklājis metodi kumola hidroperoksīda iegūšanai un šķelšanai skābes klātbūtnē par fenolu un acetonu. Metode ieteikta kā jauns paņēmieni rūpnieciskai fenola un acetona ieguvei. Ražošanā tā ieviesta 1949. gadā.

## 4. daļa

klātienē veido fenolu un acetonu (R. Ūdris, P. Sergejevs, B. Kružalovs, 1942).

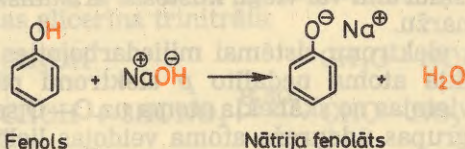


### 3. Sulfoskābju sāļus sakausējot ar sārmu:

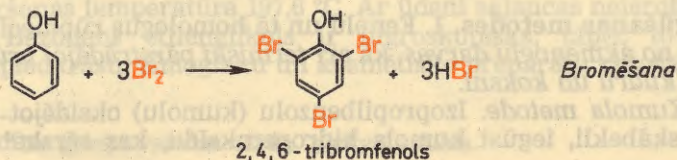
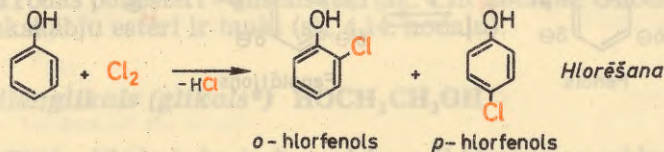


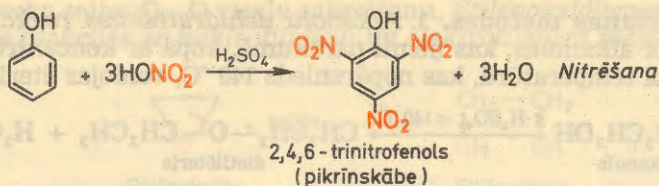
**Fenolu reakcijas.** Fenolu raksturīgo reaģētspēju nosaka hidroksilgrupas un arēna cikla savstarpējā iedarbība. Galvenokārt tās ir reakcijas pie skābekļa atoma un elektrofilās aizvietošanas reakcijas benzola ciklā.

#### 1. Fenolātu veidošanās:



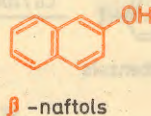
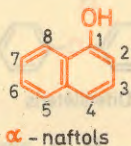
**2. Elektrofilās aizvietošanas reakcijas.** Hidroksilgrupas ietekmē palielinās benzola cikla elektronblīvums *orto* un *para* vietās un reakcijas ar elektrofilajiem reagentiem notiek vieglāk nekā ar benzolu un tā homoloģiem.



**Fenols**

Fenols ir bezkrāsas kristāliska viela ar īpatnēju smaku. Kušanas temperatūra 41,0 °C.

Fenols ir izejviela fenolformaldehīdsveķu (sk. 4.15. nodaļu), ķīmisko šķiedru (kaprona, neilona), krāsvielu un ārstniecības vielu ražošanai.

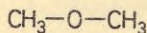
**Naftoli**

Naftoli ir kristāliskas vielas, kas pēc īpašībām atgādina fenolus. Kušanas temperatūra α-naftolam (1-naftolam) ir 96,1 °C, β-naftolam (2-naftolam) 123 °C.

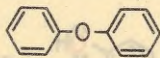
Naftolus plaši lieto dažādu krāsvielu un insekticīdu ražošanai.

**4.9. Ēteri**

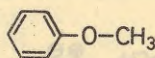
**Ēteri ir spirtu un fenolu atvasinājumi, kuru molekulās hidroksilgrupas ūdeņraža atoms aizvietots ar ogļūdeņraža atlikumu.**

**Dialkil-  
ēteri**

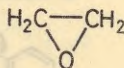
dimetilēteris

**Diaril-  
ēteri**

difenilēteris

**Aklilaril-  
ēteri**

metilfenilēteris

**Cikliskie  
ēteri**

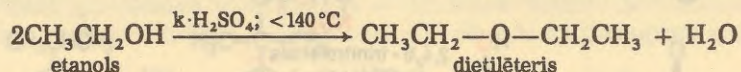
etilēnoksis

Dialkilēteri ir bezkrāsaini, viegli gaistoši šķidrums ar īpatnēju smaržu. Ēteru viršanas temperatūra ir ievērojami zemāka nekā attiecīgajam spirtam (starp ēteru molekulām nav ūdeņraža saišu). Alkilarilēteri un diarilēteri ir bezkrāsas šķidrums vai kristāliskas vielas ar augstām viršanas temperatūrām.

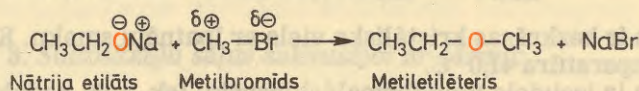
## 4. daļa

**Aleksandrs Viljamsons** (1824–1904) – angļu ķīmiķis orgāniķis. Viņš atklājis, ka ēteri veidojas no divām alkanolu molekulām (1851), un izstrādājis metodi ēteru iegūšanai, alkoholātus un fenolātus alkilējot ar halogēnalkāniem (*Viljamsona reakcija*). Izmantojot šo reakciju pirmo reizi sintezēti alkilarilēteri. Karsējot etilsērskābi ar pentanolu-1, Viljamsons ieguvis **etilamilēteri** ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-O-CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ ).

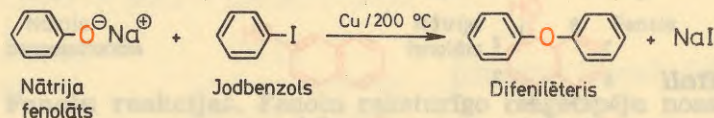
**Iegūšanas metodes. 1. Alkanolu dehidratēšanas reakcija.** Karsējot alkanolus, kas ņemti pārākumā, kopā ar koncentrētu sērskābi temperatūrā, kas nepārsniedz  $140\text{ }^\circ\text{C}$ , veidojas ēteri:



**2. Alkoholātu alkilēšanas reakcija.** Alkoholāti (spēcīgi nukleofilie reaģenti) reakcijās ar halogēnalkāniem veido ēterus:

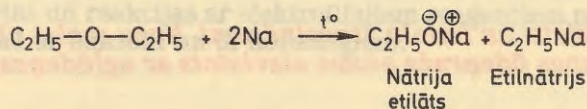
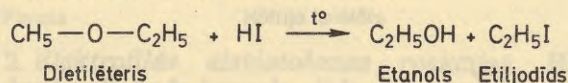


**3. Fenolātu arilēšanas reakcija:**

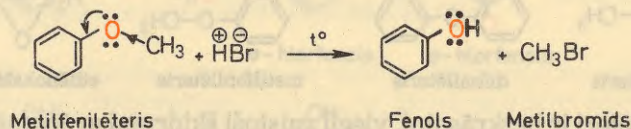


**Ēteru reakcijas.** Dialkilēteriem piemīt neliela ķīmiskā aktivitāte. Tie nehidrolizējas, ir inerti reakcijās ar atšķaidītām minerālskābēm un nātriju.

1. **Ēteru saiti C—O var sašķelt ar jodūdeņražskābi vai ar nātriju paaugstinātā temperatūrā:**



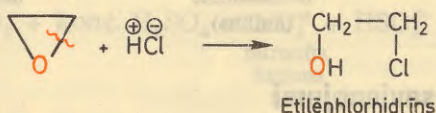
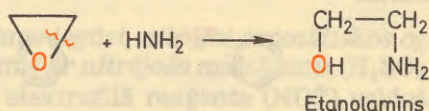
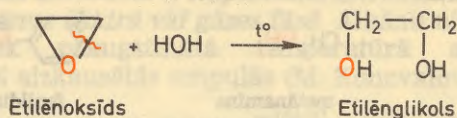
2. **Alkilarilēteri reakcijās ar skābēm viegli sašķeļas:**



3. **Etilēnoksidī (epoksīdī) ir ķīmiski ļoti aktīvi savienojumi.** Struktūras lielie spriegumi (sk. ciklopropānu 4.18. attēlā)

nosaka saites C—O vieglu sašķelšanu. *Etilēnoksīdiem raksturīgās reakcijas ar nukleofilajiem un elektrofilajiem reagentiem:*

## 4. daļa



### **Dietilēteris** $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5$

Dietilēteris ir bezkrāsas šķidrums ar īpatnēju smaržu. Ļoti gaistošs, tā viršanas temperatūra 34,6 °C. Dietilētera tvaiki ir smagāki par gaisu, ātri uzliesmo.

Dietilēteris labi šķīdina taukus, sveķus, darvu un vasku. Lieto par reakcijas vidi, iegūstot metālorganiskos savienojumus, un organisko vielu ekstrahēšanai no augu un dzīvnieku valsts produktiem.

Dietilētera tvaiki ar gaisu veido sprāgstošu maisījumu. Darbā ar ēteri stingri jāievēro ugunsdrošība.

### **Etilēnoksīds**



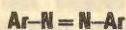
Etilēnoksīds ir bezkrāsas gāze; viršanas temperatūra 10,7 °C. Labi šķīst ūdenī un organiskajos šķīdinātājos.

Etilēnoksīdu plaši lieto organiskajā sintēzē, piemēram, sintētisko mazgāšanas līdzekļu, šķīdinātāju un etilēnglikola iegūšanai.

## 4.10. Oglūdeņražu slāpekļa atvasinājumi

**Slāpekļa atomam tieši saistoties ar oglekļa atomu, veidojas ogļūdeņražu slāpekļa atvasinājumi. To molekulās ir saite C—N.**

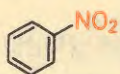
## 4. daļa



### Nitrosavienojumi



nitrometāns

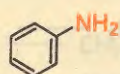


nitrobenzols

### Amīni

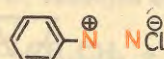


metānamīns  
(metilamīns)

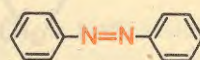


benzolanīns  
(anilīns)

### Arēndiazonija sāļi un azosavienojumi



fenildiazonija  
hlorīds



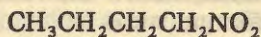
azobenzols

### 4.10.1. Nitrosavienojumi

**Nitrosavienojumi ir ogļūdeņražu atvasinājumi, kuros viens vai vairāki atomi aizvietoti ar nitrogrupu.**

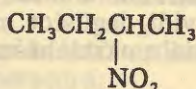
Nitroalkānu izomērija:

*pirmējie nitro-*  
*savienojumi*



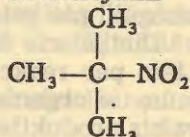
1-nitrobutāns

*otrējie nitro-*  
*savienojumi*



2-nitrobutāns

*trešējie nitro-*  
*savienojumi*

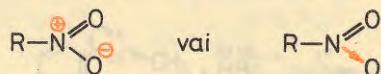


2-nitro-2-metilpropāns

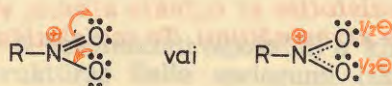
Nitroalkāni ir bezkrāsaini vai viegli iedzelteni šķidrums ar vāju raksturīgu smaržu. Nedaudz šķīst ūdenī.

Nitroarēni ir vāji iedzeltenas vai dzeltenas vielas. Labi šķīst organiskajos šķīdinātājos. Parastajā temperatūrā tie ir šķidrums vai kristāliskas vielas ar raksturīgu savdabīgu rūgto mandeļu smaržu. Nitroarēni ir indīgi.

Nitrogrupas struktūru attēlo ar formulu, kurā viens skābekļa atoms ar slāpekļa atomu veido divkārsu, bet otrs – vienkārsu saiti:

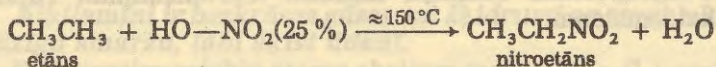


Nitrogrupa ir konjugēta sistēma, un faktiski elektronblīvums starp abām N—O saitēm ir izlīdzināts:

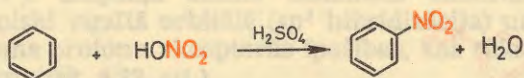
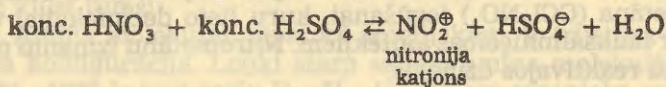


Nitroalkāni ir stipri polāri savienojumi. Vēl polārāki savienojumi ir nitroarēni.

**Iegūšanas metodes.** 1. *Rūpniecībā nitroalkānus iegūst, tieši nitrējot alkānus šķidrā vai gāzes fāzē.* Alkānu nitrēšana šķidrā fāzē notiek paaugstinātā temperatūrā ar atšķaidītu slāpekļskābi aizkausētās ampulās (M. Konovalovs, 1899):



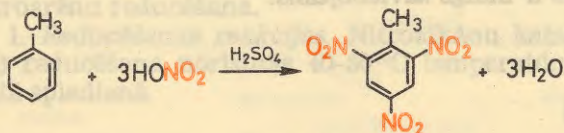
2. *Nitroarēnus iegūst, nitrējot aromātiskos ogļūdeņražus vai to atvasinājumus ar nitrējošo maisījumu (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + HNO<sub>3</sub>).* Sērskābe veicina elektrofilā reaģenta (NO<sub>2</sub><sup>⊕</sup>) veidošanos un saista reakcijas vidē izdalījušos ūdeni.



Benzols

Nitrobenzols

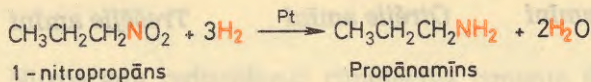
Elektronondonorie aizvietotāji veicina arēnu nitrēšanās spēju. Tā, piemēram, toluols veido trinitroatvasinājumu 24 reizes ātrāk nekā benzols.



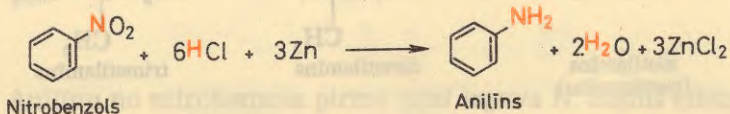
Toluols

2,4,6-trinitrotoluols

**Nitroalkānu un nitroarēnu reakcijas.** 1. *Nitroalkānu reducēšana.* Nitroalkānus reducējot, iegūst pirmējos amīnus:



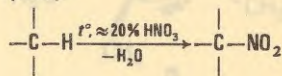
2. *Nitroarēnu reducēšana:*



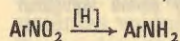
Nitrobenzols

Anilīns

**Mihails Konovalovs** (1858–1906) bija krievu ķīmiķis organīķis. Galvenokārt pētījis slāpekļskābes iedarbību uz organiskiem savienojumiem. Atklājis atšķaidītas slāpekļskābes nitrējošo iedarbību uz alkāniem (1888).

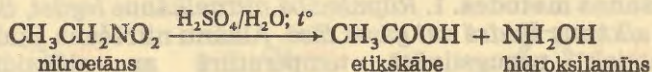


**Nikolajs Ziņins** (1812–1880) bija krievu ķīmiķis organīķis. Atklājis aromātisko nitro-savienojumu reducēšanos par amīniem (1842, *Ziņina reakcija*):



## 4. daļa

3. *Pārgrupēšanās reakcija.* Pirmējos nitroalkānus karsējot ar 85 % sērskābi, rodas karbonskābe un hidroksilamīns:



Pārgrupēšanās reakciju izmanto hidroksilamīna rūpnieciskai iegūšanai.

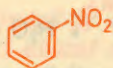
### Nitrometāns $\text{CH}_3\text{NO}_2$

Nitrometāns ir bezkrāsas šķidrums ar viršanas temperatūru 101,2 °C.

Lieto par šķīdinātāju. Izejviela organiskajā sintēzē trihlornitrometāna ( $\text{CCl}_3\text{NO}_2$ ) iegūšanai, kuru lieto dezinfekcijai un cīņai ar lauksaimniecības kaitēkļiem. Nitrometānu izmanto par degvielu reaktīvajos dzinējos.

Nitrometāns ir indīgs savienojums.

### Nitrobenzols



Nitrobenzols ir gaiši dzeltenīgs šķidrums ar rūgto mandeļu smaržu. Viršanas temperatūra 210,9 °C.

Nitrobenzols ir izejviela anilīna, benzidīna, *m*-dinitrobenzola un krāsvielu ražošanai. Lieto par šķīdinātāju un smaržvielu tehniskiem izstrādājumiem.

Nitrobenzols ir indīgs savienojums.

## 4.10.2. Amīni

**Augusts Vilhelms Hofmanis** (1818–1892) bija vācu ķīmiķis organīķis. No akmeņogļu darvas izdalījis anilīnu, hinolīnu (1841) un benzolu (1845). Atklājis toluidīnus (1845) un amīnu iegūšanas reakcijas (1850–1881, *Hofmana reakcijas*). Sintezējis trifenilmetāna katjona krāsvielu fuksīnu (1858) un noskaidrojis tā ķīmisko struktūru (1861). Sintezējis krāsvielu rozanilīnu (1863). Atklājis skābju amīdu noārdīšanas metodi, ko izmanto alkilamīnu, alkilarilamīnu un heterociklisko amīnu iegūšanai (1881).

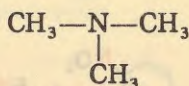
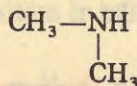
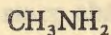
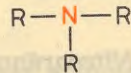
**Amīni ir amonjaka atvasinājumi, kuru molekulās viens vai vairāki ūdeņraža atomi aizvietoti ar ogleņdeņražu atlikumiem.**

Alkilamīnu un arilamīnu iedalījums ir šāds.

*Pirmējie amīni*

*Otrējie amīni*

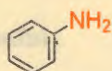
*Trešējie amīni*



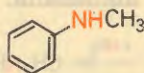
metilamīns  
(metānamīns)

dimetilamīns

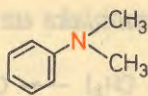
trimetilamīns



anilīns



N-metilaniilīns



N,N-dimetilaniilīns

**Alkilamīni ir bezkrāsas gāzes vai šķidrums ar amonjakam līdzīgu smaržu, labi šķīst ūdenī.**

Palielinoties oglekļa atomu skaitam molekulā ( $> C_6$ ), amīnu šķīdība samazinās.

**Arilamīni ir bezkrāsas šķidrums vai cietas vielas ar savdabīgu smaržu, ūdenī šķīst maz.**

Arilamīnus uzglabājot, tie viegli oksidējas ar gaisa skābekli un kļūst tumši.

Amīna molekulai, tāpat kā amonjakam, ir trijstūra piramīdas konfigurācija. Leņķi starp saitēm amīna molekulā (vidēji  $106^\circ - 108^\circ$ ) ir tuvi saišu  $H-N-H$  leņķiem amonjaka molekulā ( $107^\circ$ ). Slāpekļa atoma nedalītais elektronu pāris atrodas telpiski virzītā orbitālē ( $sp^3$  hibridizācija) un nosaka slāpekļa atoma protonu akceptorās īpašības, kas raksturo amīnu bāziskumu (sk. 4.23. att.).

Arilamīnu molekulā slāpekļa atoma nedalītais elektronu pāris kopā ar benzola gredzena  $\pi$  elektroniem veido kopīgu konjugētu sistēmu (sk. 4.24. att.).

**Iegūšanas metodes.** Alkilamīnu iegūšanai izmanto nitrosavienojumu reducēšanas un amonjaka vai amīnu alkilēšanas reakcijas. Arilamīnu svarīgākā iegūšanas metode ir nitroarēnu reducēšana.

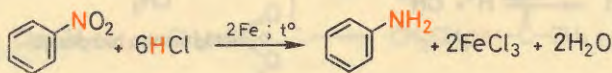
1. **Reducēšanas reakcijas.** Nitroalkānu katalītiskā (Ni, Pt, Pd) reducēšana norisinās  $40-50^\circ C$  temperatūrā un paaugstinātā spiedienā.



2-nitropropāns

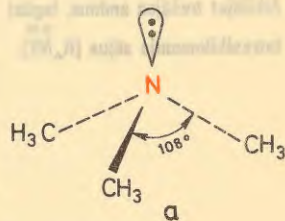
Propānamīns-2  
(izopropilamīns)

Nitroarēnu reducēšanai rūpniecībā izmanto dzelzs skaidiņas. Reducēšana noris sālsskābes klātbūtnē.

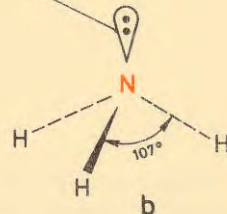


Anilīnu no nitrobenzola pirmo reizi ieguva N. Zīņins (1842).

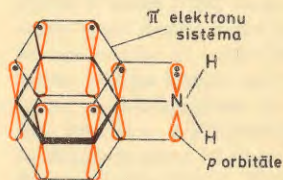
## 4. daļa



Nedalītā elektronu pāra orbitāle



4.23. att. Trimetilamīna (a) un amonjaka (b) molekulas telpiskais attēlojums.

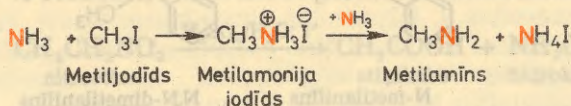


4.24. att.  $p-\pi$  konjugētās sistēmas veidošanās anilīna molekulā.

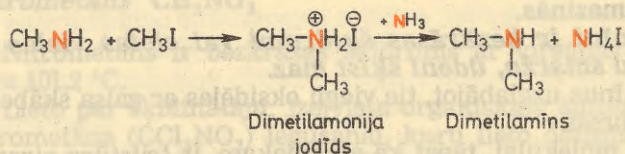
## 4. daļa

Ja uz amonjaku iedarbojas ar halogēnalkāniem, veidojas alkilamīni. Reakcijas starpprodukts ir alkilamonija sāļi (A. V. Hofmanis, 1850). Alkilamīniem atkārtoti reaģējot ar halogēnalkāniem veidojas dialkilamīni ( $R_2NH$ ) un trialkilamīni ( $R_3N$ ). Alkilējot trešajos amīnus, iegūst tetraalkilamonija sāļus ( $R_4NX$ ).

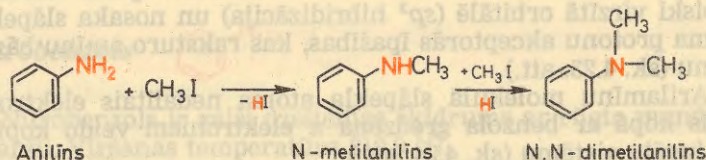
### 2. Amonjaka un amīnu alkilēšana.



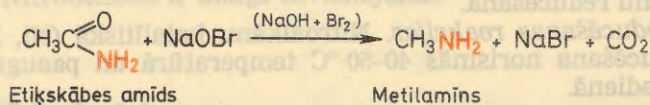
Metilamīns reaģē ar metiljodīdu un veido dimetilamīnu. Var rasties arī trimetilamīns:



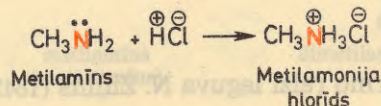
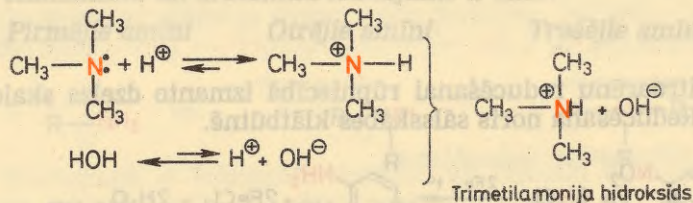
Arilamīnus alkilējot, iegūst otrējos vai trešējos amīnus.



### 3. Skābju amīdu noārdīšana (A. V. Hofmanis, 1881):



**Amīnu reakcijas. 1. Amīnu bāziskums.** Alkilamīni ir bāzes, kas jau ūdens šķīdumā pievieno protonus, veidojot alkilamonija jonus un hidroksīdjonus. Ar skābēm veidojas alkilamonija sāļi.



| Formula  | Nosaukums     | Viršanas temperatūra, °C | pK <sub>A</sub> |
|--|---------------|--------------------------|-----------------|
| NH <sub>3</sub>                                    | Amonjaks      |                          | 9,25            |
| CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>                    | Metilamīns    | 6,5                      | 10,6            |
| (CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> NH                 | Dimetilamīns  | 7,4                      | 10,7            |
| (CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> N                  | Trimetilamīns | 3,5                      | 9,8             |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>    | Etilamīns     | 16,6                     | 10,6            |
| (CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> NH | Dietilamīns   | 55,5                     | 10,9            |
| (CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> N  | Trietilamīns  | 89,5                     | 10,8            |
| C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>      | Anilīns       | 184,4                    | 4,6             |

Alkilamīni salīdzinājumā ar amonjaku ir stiprākas bāzes. Otrējie amīni ir stiprākas bāzes par pirmējiem amīniem. Te izpaužas alkilgrupu elektrodonorais indukcijas efekts (+I efekts). Trešējie amīni sakarā ar solvatācijas īpatnībām ir mazāk bāziski par otrējiem amīniem (sk. 4.16. tab.).

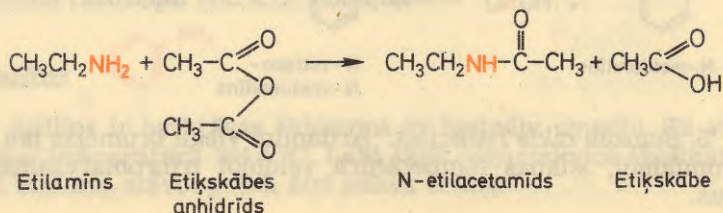
Arilamīni salīdzinājumā ar alkilamīniem ir vājas bāzes (sk. 4.16. tab.). Arilamīni ūdens šķīdumā neuzrāda bāzisku reakciju. Arilamīnu bāziskās īpašības izpaužas, veidojoties arilamonija sāļiem.



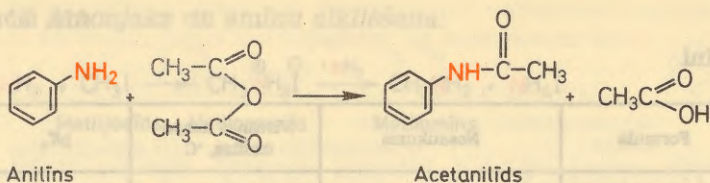
Arilamīnu bāziskuma samazināšanās izskaidrojama ar slāpekļa atoma nedalītā elektronu pāra delokalizāciju (*p*- $\pi$  konjugētas sistēmas veidošanos).

2. *Alkilēšanas reakcijas.* Alkilamīni un arilamīni ar halogēnalkāniem veido otrējos un trešējos amīnus (sk. amīnu iegūšanas metodes).

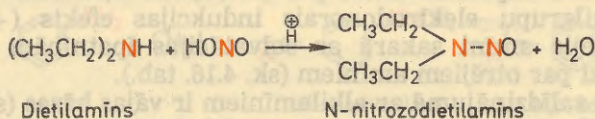
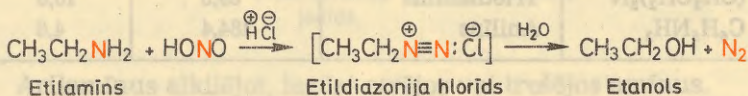
3. *Acilēšanas reakcijas.* Ar karbonskābju atvasinājumiem alkilamīni un arilamīni veido acetilatvasinājumus:



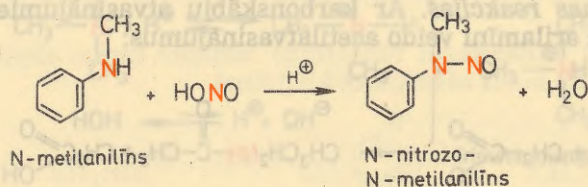
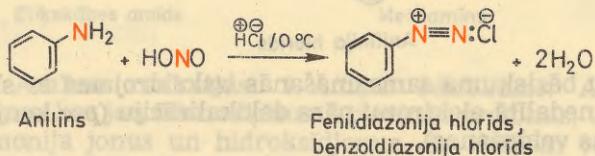
## 4. daļa



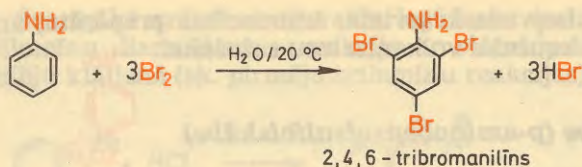
4. *Reakcijas ar slāpekļskābi.* Reakcijas ar slāpekļskābi izmanto, lai atšķirtu pirmējos, otrējos un trešējos alkilamīnus: pirmējie amīni sadalās, veidojot spirtus, otrējie – veido nitrozoamīnus, bet trešējie – neveido izolējamus produktus.



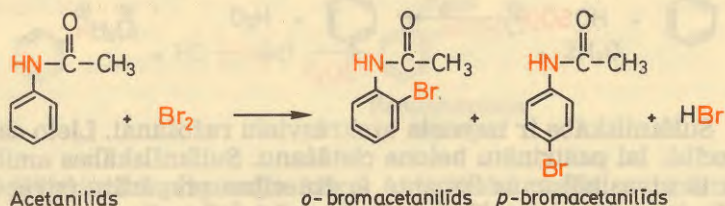
Pirmējie arilamīni ar slāpekļskābi veido šķīdumā stabilus diazonija sāļus, bet otrējie arilamīni – N-nitrozoamīnus.



5. *Benzola cikla reakcijas.* Arilamīni viegli bromējas jau ar bromūdeni, istabas temperatūrā veidojot tribromatvasinājumus.



Acetanilīda reakcijas spēja salīdzinājumā ar anilīnu ir mazāka un halogenējot iegūst monoatvasinājumus.



### Metilamīns $\text{CH}_3\text{NH}_2$

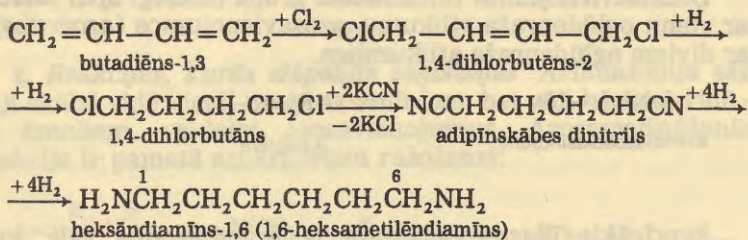
Metilamīns ir bezkrāsas gāze ar asu smaku. Labi šķīst ūdenī (līdz masas daļa sasniedz 40%).

Metilamīnu izmanto organiskajā sintēzē krāsvielu, ārstniecības preparātu un virsmaktīvu vielu ražošanai.

### Heksāndiamīns-1,6 $\text{H}_2\text{N}(\text{CH}_2)_6\text{NH}_2$

Heksāndiamīns-1,6 ir bezkrāsas kristāliska viela, kuras kušanas temperatūra  $42^\circ\text{C}$ , viršanas temperatūra  $205^\circ\text{C}$ .

Rūpniecībā iegūst, reducējot adipīnskābes dinitrīlu, ko savukārt var iegūt no butadiēna:



Heksāndiamīns-1,6 ir svarīga izejviela sintētiskās šķiedras – nailona ražošanai (sk. 4.15. nodaļu).

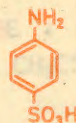
### Anilīns

Anilīns ir bezkrāsas šķidrums ar īpatnēju smaržu. Tā viršanas temperatūra  $184,4^\circ\text{C}$ . Labi šķīst organiskajos šķīdinātājos. Anilīns, stāvot gaisā, ātri paliek brūns.

Anilīnu pirmo reizi ieguvis O. Unferdorbens (1826), karsējot indigo kopā ar  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Iegūtā viela tika nosaukta par kristalīnu. J. Fricše veica to pašu, karsējot indigo kopā ar  $\text{KOH}$  un iegūto vielu nosauca par anilīnu (1840). Anilīnu akmeņogļu darvā atklājis F. Runge (1834) un nosaucis to par kianolu. F. Runge arī noskaidrojis, ka, oksidējot anilīnu, veidojas krāsaini savienojumi, un sintezējis pirmās anilīna krāsvielas. A. V. Hofmanis no akmeņogļu darvas izdala anilīnu un hinolīnu (1841). Divus gadus vēlāk viņš pierādījis, ka kristalīns, kianols, anilīns ir identiski savienojumi.

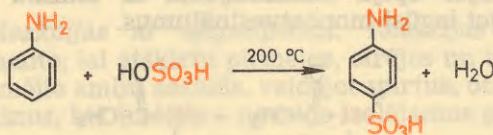
## 4. daļa

Anilīns ir izejviela krāsvielu, ārstniecības preparātu, antioksidantu un kaučuka vulkanizatoru ražošanai.

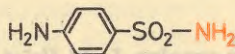


### Sulfanilskābe (*p*-aminobenzolsulfolskābe)

Sulfanilskābe ir bezkrāsas kristāliska viela ar kušanas temperatūru 286 °C. Iegūst, sulfurējot anilīnu ar sērskābi:



Sulfanilskābe ir izejviela azokrāsvielu ražošanai. Lieto celtniecībā, lai paātrinātu betona cietēšanu. Sulfanilskābes amīdu un tā atvasinājumus izmanto ārstniecības preparātu (streptocīda, norsulfazola, sulfadimezīna u. c.) ražošanai.



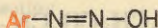
Sulfanilskābes amīds (streptocīds)

### 4.10.3. Arēndiazonija sāļi un azosavienojumi

Johans Griss (1829–1888) bija vācu ķīmiķis organīķis. Viņš pētījis slāpekli saturošus organiskos savienojumus. Atklājis diazosavienojumus (1857) un aromātisko amīnu diazotēšanas reakciju ar  $\text{HNO}_2$  (1858), ieguvis jaunu krāsvielu grupu – azokrāsvielas (1864) un sintezējis azokrāsvielu anilīna dzeltenu (*p*-aminoazobenzolu) (1866).

**Diazosavienojumu un azosavienojumu molekulās ir funkcionālā grupa, kas veidota no diviem slāpekļa atomiem ( $-\text{N}=\text{N}-$ ).**

Diazosavienojumos funkcionālā grupa (*diazogrūpa*) saistīta ar vienu ogļūdeņraža atlikumu, azosavienojumos (*azogrūpa*) – ar diviem ogļūdeņraža atlikumiem.

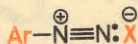


Arēndiazoatvasinājumi



Azoarēni

Svarīgākie diazosavienojumi ir arēndiazonija sāļi, kuri satur grupējumu  $\text{N}^{\oplus} \equiv \text{N}$  (*diazonijgrupu*).

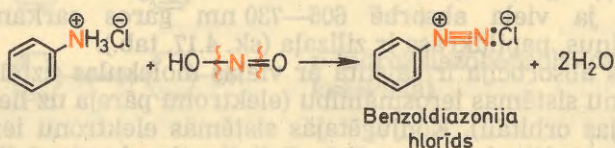


Arēndiazonija sāļi

Arēndiazonija sāļi ir bezkrāsas kristāliskas vielas, kas labi šķīst ūdenī. Sausā stāvoklī tie ir nestabili un ļoti eksplozīvi.

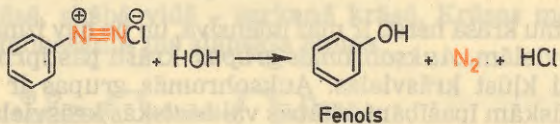
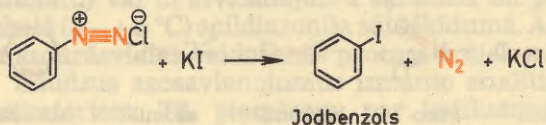
Svarīgākā arēndiazonija sāļu iegūšanas metode ir pirmējo arilamīnu diazotēšana – reakcija ar slāpekļpaskābi minerāl-skābju klātienē (sk. pirmējo arilamīnu reakcijas).

## 4. daļa

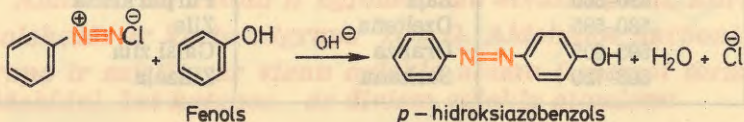
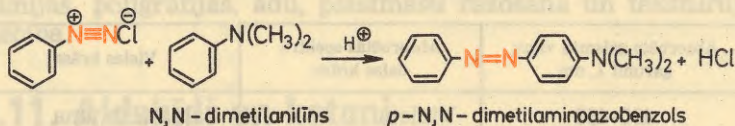


Rūpniecībā diazonija sāļus kristāliskā veidā neizmanto. Iegūst diazonija sāļu ūdens šķīdumus, ko lieto turpmākajām sintēzēm.

**Diazonija sāļu reakcijas. 1. Reakcijas, kurās slāpeklis izdalās.** Arildiazonija sāļi iedarbībā ar jodīdiem veido jodarēnus, un izdalās slāpeklis. Ar ūdeni diazonija sāļi veido fenolus:



**2. Reakcijas, kurās slāpeklis saglabājas.** Arildiazonija sāļi vāji skābā vidē viegli reagē ar amīniem, bet vāji bāziskā vidē – ar fenoliem, veidojot azosavienojumus. Azosametinašanās reakcija ir pamatā azokrāsvielu ražošanai:



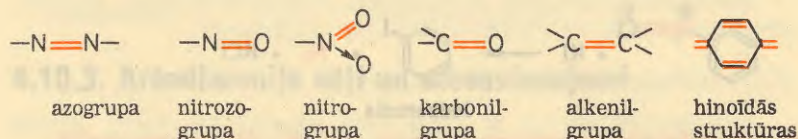
## 4. daļa

### 4.10.4. Azokrāsvielas

Visi azoarēni ir krāsaini savienojumi – dzelteni, oranži, sarkani, zili, zaļi un melni. Azoarēnus ļoti plaši izmanto kā viegli iegūstamas sintētiskās krāsvielas, kurām raksturīga liela nokrāsu dažādība.

Savienojuma krāsainību nosaka to spēja absorbēt noteikta garuma gaismas viļņus (no 400 līdz 800 nm). Krāsas efekts rodas no atstarotās neabsorbētās gaismas, kurā trūkst absorbētās gaismas viļņu garumu, un mēs redzam t.s. papildkrāsu. Tā, piemēram, ja viela absorbē 605–730 nm garos sarkanos gaismas viļņus, papildkrāsa ir zilizaļa (sk. 4.17. tab.).

Gaismas absorbcija ir saistīta ar vielas molekulas uzbūvi, tās elektronu sistēmas ierosināmību (elektronu pāreja uz lielākas enerģijas orbitāli). Konjugētajās sistēmās elektronu ierosināšanas enerģija ir vismazākā. Palielinoties konjugācijai, absorbcija tiek nobīdīta uz garo viļņu pusi, un, sasniedzot spektra redzamo daļu, savienojumi kļūst krāsaini. Vielas spēju absorbēt redzamās gaismas viļņus nosaka nepiesātinātas grupas – *hromofori* (no grieķu valodas vārdiem *chrōma* – krāsa, *phoros* – nesējs), kas satur vienu vai vairākas dubultsaites:



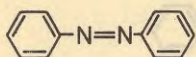
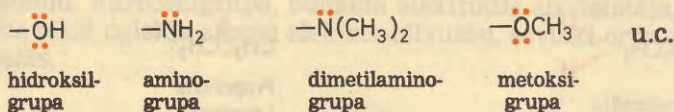
Šo savienojumu krāsa nereti ir maz intensīva, un tie nav izmantojami par krāsvielām. *Auksohromās grupas* krāsu pastiprina, un savienojumi kļūst krāsvielas. Auksohromās grupas ir ar skābām vai bāziskām īpašībām (skābās vai bāziskās krāsvielas) un veicina krāsvielu saistīšanos ar šķiedru. Tās satur atomu ar

4.17. tabula

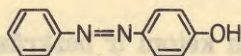
Absorbēto gaismas viļņu garumi un savienojumu krāsa

| Absorbēto gaismas viļņu garumi $\lambda$ , nm | Absorbētās spektra daļas krāsa | Vielas krāsa   |
|---|--------------------------------|----------------|
| 400–450                                       | Violeta                        | Zaļgandzeltena |
| 450–480                                       | Zila                           | Dzeltena       |
| 480–490                                       | Gaiši zila                     | Oranža         |
| 490–560                                       | Zaļa                           | Purpurkrāsa    |
| 580–595                                       | Dzeltena                       | Zila           |
| 595–605                                       | Oranža                         | Gaiši zila     |
| 605–730                                       | Sarkana                        | Zilizaļa       |

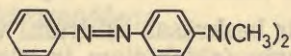
nedalītajiem elektronu pāriem, kas palielina laika vienībā absorbēto fotonu daudzumu:



azobenzols (sarkanā krāsā, nav krāsviela)



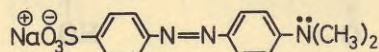
*p*-hidroksiazobenzols (dzeltena krāsviela)



*p*-*N,N*-dimetilaminoazobenzols (dzeltenoranža krāsviela)

Azokrāsvielas var būt ūdenī un taukos šķīstošas. Nešķīstošās azokrāsvielas bieži sintezē tieši uz audumu šķiedras. Krāsojamo materiālu apstrādā ar sārmainu fenolu, naftolu (fenolātu, naftolātu) vai to atvasinājumu šķīdumu un pēc tam iegremdē aukstā (0—+5 °C) acildiazonija sāls šķīdumā. Azosametināšanās un azokrāsvielas veidošanās process notiek uz šķiedras.

Daudzus azosavienojumus izmanto analītiskajā ķīmijā par indikatoriem. Tā, piemēram, par indikatoru izmanto metiloranžo (heliantīnu): bāziskā un neitrālā vidē tas ir dzeltenā krāsā, skābā vidē – sarkanā krāsā. Krāsas maiņa saistīta ar protonēšanos pie slāpekļa atoma.



Metiloranžs

Azokrāsvielu ir sintezēts ļoti daudz. Tā ir viena no svarīgākajām krāsvielu grupām. Tās plaši izmanto laku un krāsu, gumijas, poligrāfijas, ādu, plastmasu ražošanā un tekstilrūpniecībā.

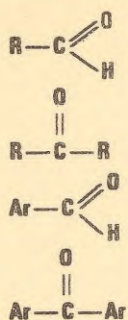
## 4.11. Aldehīdi un ketoni

**Aldehīdi un ketoni ir ogļūdeņražu atvasinājumi, kuru molekūlās ir karbonilgrupa  $\text{>C=O}$ . Aldehīdos karbonilgrupa ir saistīta ar vienu oglekļa atomu (izņemot formāldehīdu), bet ketonos – ar diviem oglekļa atomiem:**

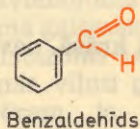
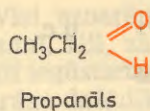
## 4. daļa



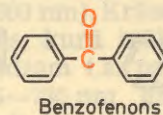
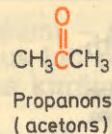
# 4. daļa



## Aldehīdi



## Ketoni

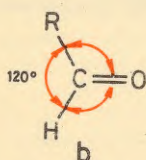
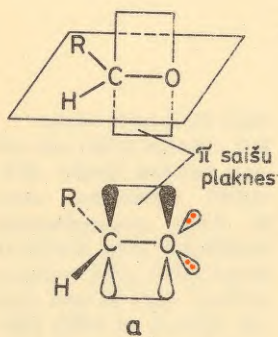


Vienkāršākie piesātinātie aldehīdi un ketoni ir bezkrāsas šķidrums; izņēmums ir formaldehīds – tā ir gāze ar asu smaku (sk. 4.18. tab.).

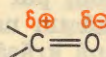
Aromātiskie aldehīdi un ketoni ir bezkrāsas šķidrums vai kristāliskas vielas ar patīkamu smaržu (aldehīdiem ir rūgto mandeļu smarža). Savienojumi ūdenī nešķīst.

Karbonilgrupā oglekļa atoms atrodas  $sp^2$  hibridizācijas stāvoklī, un starp saitēm ir  $120^\circ$  leņķis (sk. 4.25. att.). Saite  $\text{C}=\text{O}$  karbonilgrupā ir īsāka par saiti  $\text{C}-\text{O}$  spirtu molekulā.

Aldehīdi un ketoni ir polāri savienojumi, jo skābekļa atoms ir elektronegatīvāks par oglekļa atomu. Saītes  $\text{C}=\text{O}$  polarizācija,  $\sigma$  un  $\pi$  elektronu līdzdalība saītes veidošanā veicina elektronbīvuma palielināšanos skābekļa atomam karbonilgrupā.

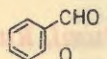
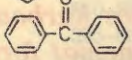


4.25. att.  $\sigma$  un  $\pi$  saišu veidošanās aldehīda molekulā (a) un C atoma hibridizēto orbitāļu leņķi (b).

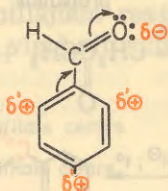


4.18. tabula

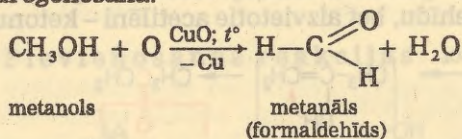
## Daži karbonilsavienojumi

| Formula   | Nosaukums    | Kušanas temperatūra, $^\circ\text{C}$ | Viršanas temperatūra, $^\circ\text{C}$ |
|---|--------------|---------------------------------------|--|
| HCHO  | Formaldehīds | -92,0                                 | -21,0                                  |
| $\text{CH}_3\text{CHO}$   | Acetaldehīds | -123,5                                | 21,0                                   |
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$  | Propanāls    | -81,0                                 | 48,8                                   |
| $\text{CH}_3\text{COCH}_3$  | Acetons      | -95,0                                 | 56,5                                   |
| $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$   | Butanons     | -86,4                                 | 79,6                                   |
|  | Benzaldehīds | -26,0                                 | 179,5                                  |
|  | Benzofenons  | 49,0                                  | 306,0                                  |

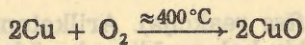
Aromātisko karbonilsavienojumu molekulā arēna cikla  $\pi$  elektroni un karbonilgrupas  $\pi$  elektroni veido konjugētu sistēmu. Karbonilgrupa, būdama elektrofilais aizvietotājs, samazina cikla oglekļa atomu elektronblīvumu, sevišķi *orto* un *para* vietās.



**Iegūšanas metodes. 1. Spirtu oksidēšana vai katalītiska dehidrogenēšana.**

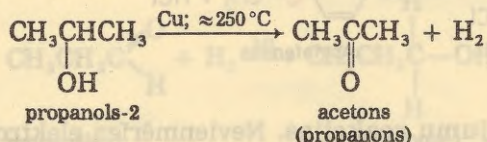


Metālisko varu oksidē ar gaisa skābekli un iegūto vara(II) oksīdu atkārtoti izmanto reakcijā.

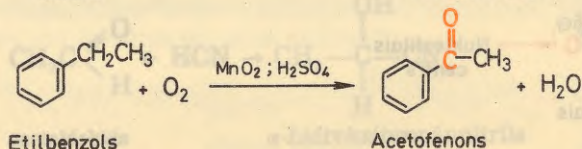
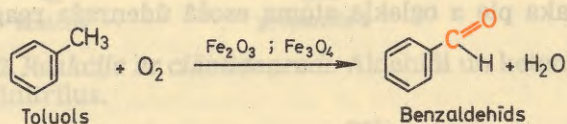


Šo metodi izmanto rūpniecībā formaldehīda ražošanai.

Spirtu dehidrogenēšanu veic, laižot spirta tvaikus pāri sakarsētam katalizatoram:

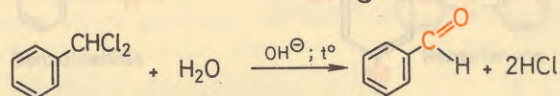
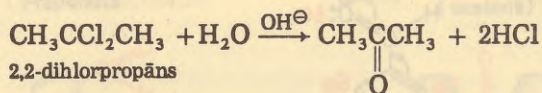
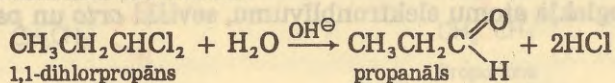


**2. Alkilarēnu oksidēšana.** Toluola un tā atvasinājumu oksidēšana ir ērta metode aromātisko karbonilsavienojumu iegūšanai:



## 4. daļa

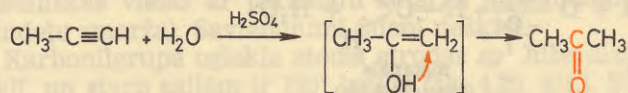
3. *Dihalogēnalkānu un dihalogēnalkilarēnu hidrolīze.* Hidrolizējot dihalogēnatvasinājumus sārmu klātienē, viegli veidojas aldehīdi un ketoni.



Benzāhlorīds

Benzaldehīds

4. *Alkīnu hidratācija* (sk. 4.6.4. iedaļu). Acetilēns, pievienojot ūdeni, veido acetaldehīdu, bet aizvietotie acetilēni – ketonus.

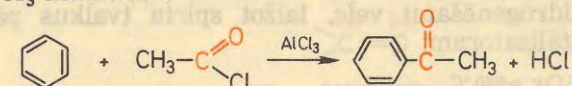


Propīns

Nestabils savienojums

Acetons

5. *Arēnu acilēšana (Fridela–Kraftsa reakcija).* Arilketonus iegūst, acilējot arēnus ar karbonskābju halogēnīdiem bezūdens  $\text{AlCl}_3$  klātbūtnē:

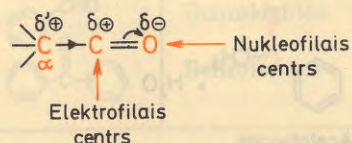


Benzols

Acetilchlorīds

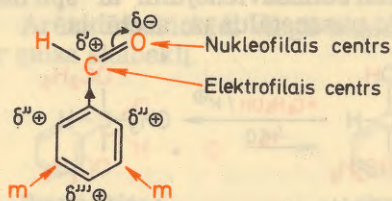
Acetofenons

**Karbonilsavienojumu reakcijas.** Nevienmērīga elektronbūvuma sadalījuma dēļ karbonilgrupā ir divi reakcijas centri: oglekļa atoms – elektrofilais un skābekļa atoms – nukleofila centrs. Šo centru eksistence nosaka raksturīgās reakcijas ar nukleofilajiem un elektrofilajiem reagentiem. Karbonilgrupas polarizācija izraisa daļēju elektronbūvuma nobīdi arī pārējās saitēs un nosaka pie  $\alpha$  oglekļa atoma esošā ūdeņraža reaģētspēju.

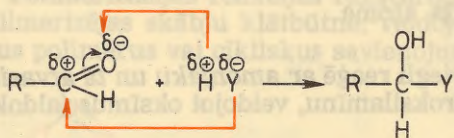


Aromātisko karbonilsavienojumu (aldehīdu un ketonu) ķīmiskās īpašības līdzīgas piesātināto aldehīdu un ketonu īpašībām. Karbonilgrupas un cikla  $\pi$  elektronu sadarbības rezultātā ir samazināta karbonilgrupas oglekļa atoma reaģētspēja ar nukleofiliem reagentiem ( $\text{OH}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NH}_3$ ).

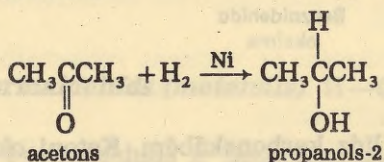
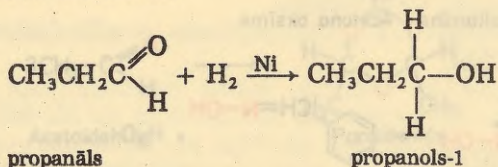
Reakcijās ar elektrofilajiem reagentiem ( $\text{NO}_2^+$ ,  $\text{HSO}_3^+$ ,  $\text{X}^+$ ) aizvietotājs stājas *meta* vietā attiecībā pret karbonilgrupu.



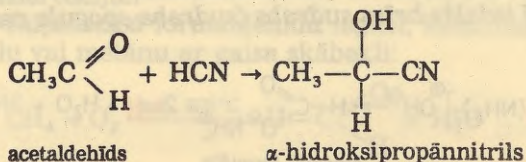
### Pievienošanas reakcijas



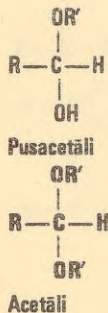
1. *Hydrogenēšanu* var izdarīt ar molekulāro ūdeņradi katalizatoru klātbūtnē:



2. *Reakcija ar ciānūdeņradi*. Aldehīdi un ketoni veido  $\alpha$ -hidroksinitrilus.



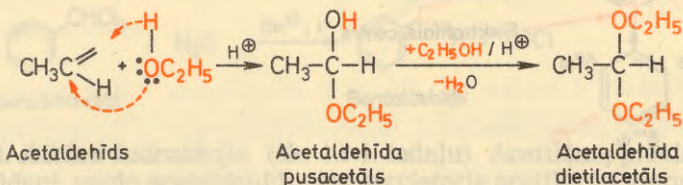
## 4. daļa



Benzaldehīds

$\alpha$ -hidroksifeniletikskābes  
nitrils

3. Reakcija ar spirtiem. Karbonilsavienojumi ar spirtiem minerālskābju klātbūtnē veido pusacetālus un acetālus.



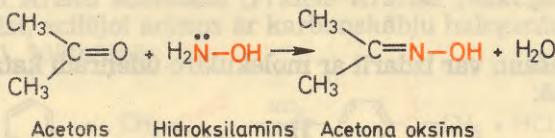
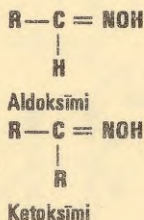
Acetaldehīds

Acetaldehīda  
pusacetāls

Acetaldehīda  
dietilacetāls

Karbonilgrupas skābekļa atoma aizvietošanas reakcijas

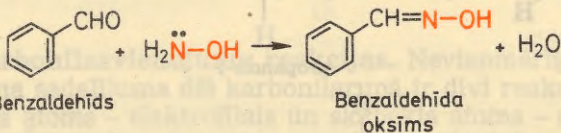
Aldehīdi un ketoni viegli reaģē ar amonjaku un tā atvasinājumiem, piemēram, hidroksilamīnu, veidojot oksīmus (aldoksīmus un ketoksīmus).



Acetons

Hidroksilamīns

Acetona oksīms



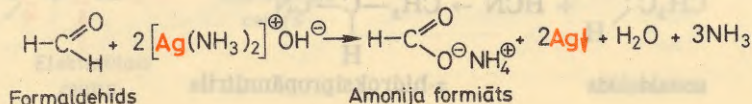
Benzaldehīds

Benzaldehīda  
oksīms

Oksidēšanas reakcijas

Aldehīdi viegli oksidējas līdz karbonskābēm. Ketoni oksidējas tikai ar spēcīgiem oksidētājiem. Reakcijā, pārtrūkstot C-C saitei, veidojas karbonskābju maisījums.

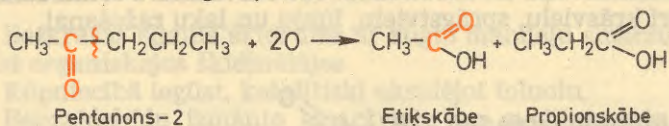
1. Oksidējot formaldehīdu ar diamīnsudraba(I) hidroksīda šķīdumu, reakcijā izdalās brīvs sudrabs (sudraba spoguļa reakcija).



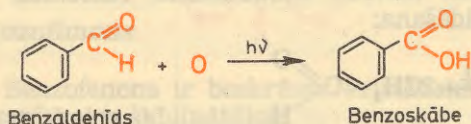
Formaldehīds

Amonija formiāts

2. Oksidējot ketonus, karbonilgrupa saistās ar alkilgrupu, kurā ir mazākais oglekļa atomu skaits.

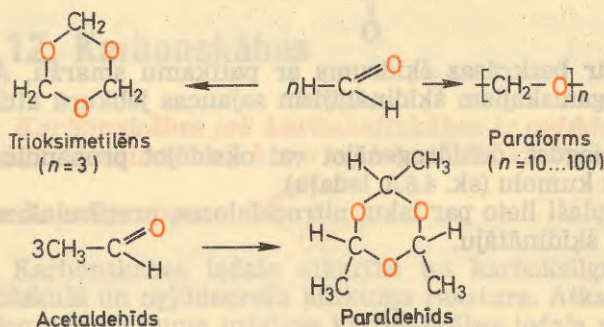


Arēnkarbaldehīdi viegli oksidējas līdz attiecīgai skābei pat ar gaisa skābekli.



### Polimerizācijas reakcijas

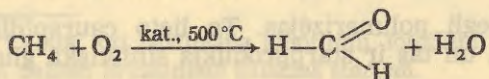
Polimerizācijas reakcijas raksturīgas tikai aldehīdiem. Tie polimerizējas skābju klātbūtnē, veidojot lielmolekulārus lineārus polimērus vai cikliskus savienojumus.



### Formaldehīds (metanāls) $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$

Formaldehīds ir bezkrāsas gāze ar asu smaku. Labi šķīst ūdenī un organiskajos šķīdinātājos. 37% formaldehīda šķīdumu ūdenī sauc par formalīnu un izmanto bioloģisko paraugu konservācijai.

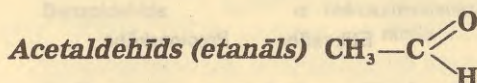
Rūpniecībā formaldehīdu iegūst, katalītiski oksidējot metanolu vai metānu ar gaisa skābekli:



Justuss Lībigs (1803–1873) – vācu ķīmiķis. Viņš ir viens no ķīmiķu organīķu skolas dibinātājiem. J. Lībigs kopā ar vācu ķīmiķi F. Vēleru konstatēja pirmo izomērijas gadījumu (1823) un abi pamatojuši radikāļu teoriju (1832): reakcijā  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CHO} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COCl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COSO}_2\text{Cl}$  benzoilgrupa ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}-$ ) pāriet nemainītā veidā no viena savienojuma otrā. J. Lībigs pirmais ieguvis hloroformu (1831), acetaldehīdu (1834) un ieviesis terminu “aldehīds”. Viņš ieguvis mandeļskābi (1836) un pētījis vairākas organiskās skābes – vīnskābi, ābolskābi, citronskābi, mandeļskābi u.c. (1838), izstrādājis C un H noteikšanas metodes organisko savienojumu analīzē (1831–1833).

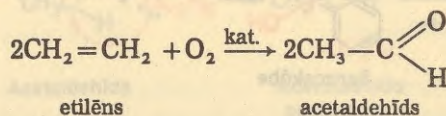
## 4. daļa

Formaldehīds ir svarīga izejviela organiskajā sintēzē fenol-formaldehīdsveķu un karbamīdsveķu ražošanai. Formaldehīdu lieto arī krāsvielu, sprāgstvielu, limžu un laku ražošanai.

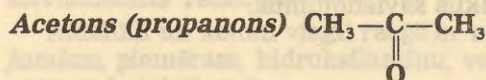


Acetaldehīds ir bezkrāsas šķidrums ar īpatnēju smaku. Tas labi šķīst ūdenī, etanolā un benzolā.

Svarīga rūpnieciska metode acetaldehīda ražošanai ir etilēna katalītiskā oksidēšana:



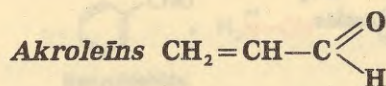
Svarīgs starpprodukts sintētiskā kaučuka, etanola, etiķskābes, aldehīdsveķu, krāsvielu un ārstniecības vielu ražošanai.



Acetons ir bezkrāsas šķidrums ar patīkamu smaržu. Ar ūdeni un organiskajiem šķīdinātājiem sajaucas jebkurā attiecībā.

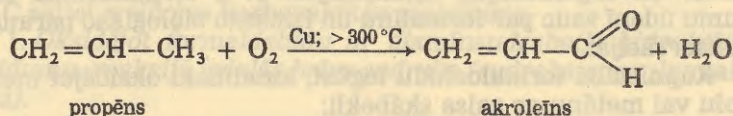
Acetonu iegūst, dehidrogenējot vai oksidējot propanolu-2 vai oksidējot kumolu (sk. 4.8.3. iedaļu).

Acetonu plaši lieto par laku, nitrocelulozes, acetilcelulozes un acetilēna šķīdinātāju.



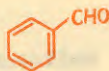
Akroleīns ir bezkrāsas šķidrums ar viršanas temperatūru 52,5 °C. Akroleīnam ir asa smaka, kas izraisa asarošanu. Labi šķīst ūdenī un organiskajos šķīdinātājos.

Rūpniecībā iegūst, katalītiski oksidējot propēnu augstā temperatūrā:



Akroleīns ļoti viegli polimerizējas. To lieto caurspīdīgu plastmasu ražošanai, un tas ir starpprodukts sintētiskā glicerīna ražošanā.

## Benzaldehīds

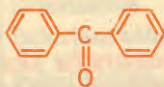


Bezkrāsas eļļains šķidrums ar rūgto mandeļu smaržu. Labi šķīst organiskajos šķīdinātājos.

Rūpniecībā iegūst, katalītiski oksidējot toluolu.

Benzaldehīdu izmanto smaržvielu un medikamentu iegūšanai. Organiskajā sintēzē to lieto trifenilmetāna krāsvielu ražošanai.

## Benzofenons



Benzofenons ir bezkrāsas kristāliska viela, kas labi šķīst organiskajos šķīdinātājos.

Izmanto parfimērijas rūpniecībā un organiskajā sintēzē. Lieto par sensibilizatoru\* fotoķīmiskos procesos.

## 4.12. Karbonskābes

**Karbonskābes jeb karboksilskābes ir ogleņūdeņražu skābekļa atvasinājumi, kuru molekulās ir viena vai vairākas**

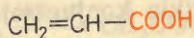
**karboksilgrupas**  $\text{—C} \begin{matrix} \text{=O} \\ \text{OH} \end{matrix}$

Karbonskābes iedala atkarībā no karboksilgrupu skaita molekulā un ogleņūdeņraža atlikuma rakstura. Atkarībā no ogleņūdeņraža atlikuma uzbūves karbonskābes iedala piesātinātās, nepiesātinātās karbonskābēs un arēnkarbonskābēs.

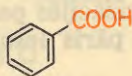
### Monokarbonskābes



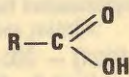
etiķskābe  
(etānskābe)



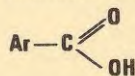
akrīlskābe  
(propēnskābe)



benzoscābe



Piesātinātās  
monokarbonskābes



Arēnmonokarbonskābes

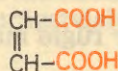
\*Viela, kas pastiprina kinofilmu, fotofilmu un fotoplašu jutīgumu pret dažiem krāsainiem gaismas stariem.

## 4. daļa

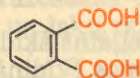
### Dikarbonskābes



skābenkābe  
(etāndiskābe)



maleīnkābe  
(cis-butēndiskābe)

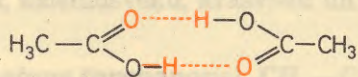


ftalskābe  
(1,2-benzol-  
dikarbonskābe)

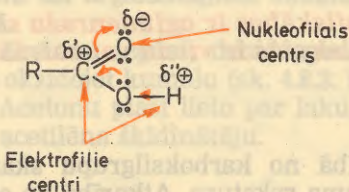
### 4.12.1. Monokarbonskābes

*Monokarbonskābes ir ogļūdeņražu skābekļa atvasinājumi, kuru molekulās karboksilgrupa saistīta ar piesātinātā, nepiesātinātā vai aromātiskā ogļūdeņraža atlikumu.*

Monokarbonskābes ir bezkrāsas šķidrumi vai kristāliskas vielas ar asu smaku un samērā augstām viršanas temperatūrām. Tās norāda, ka starp karbonskābju molekulām veidojas spēcīgas ūdeņraža saites un rodas dimēri:



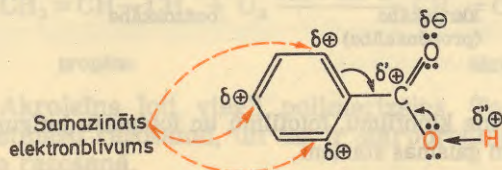
Karboksilgrupā elektronblīvums pārvietots pie karbonilgrupas skābekļa atoma. Šo elektronu mijiedarbību (konjugāciju) shematiski attēlo šādi:



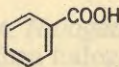
Rezultātā karboksilgrupā veidojas nukleofīlais centrs un elektrofilie centri (sk. 4.11. nodaļu).

Arēnmonokarbonskābes ir bezkrāsas kristāliskas vielas. Grūti šķīst aukstā ūdenī.

Arēnmonokarbonskābes ir nedaudz stiprākas par piesātinātajām skābēm. Tas izskaidrojams ar karboksilgrupas saites O-H polarizācijas palielināšanos, jo skābekļa atoma nedalītais elektronu pāris iesaistās cikla konjugētajā sistēmā (sk. 4.19. tab.).

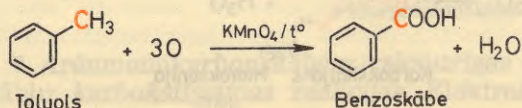
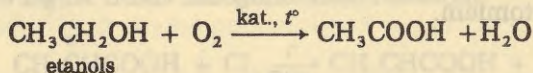
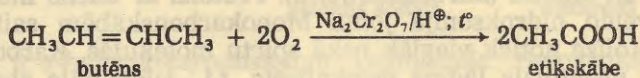


## Dažas monokarbonskābes

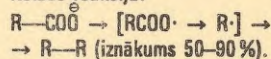
| Formula   | Nosaukums     | Kušanas temperatūra, °C | Viršanas temperatūra, °C | pK <sub>a</sub> , ūdenī 25 °C | Šķīdība g/100 g H <sub>2</sub> O 25 °C |       |
|---|---------------|-------------------------|--------------------------|-------------------------------|--|-------|
| HCOOH   | Skudrskābe    | 8,3                     | 100,7                    | 3,75                          | ∞                                      |       |
| CH <sub>3</sub> COOH  | Etiķskābe     | 16,8                    | 118,1                    | 4,76                          | ∞                                      |       |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH  | Propionskābe  | -20,8                   | 141,1                    | 4,89                          |  |       |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> COOH                              | Sviestskābe   | -5,26                   | 163,5                    | 4,82                          |  |       |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> COOH                              | Baldriānskābe | -33,83                  | 186,05                   | 4,86                          | 3,7                                    |       |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>14</sub> COOH                             | Palmitīnskābe | 63                      | 267                      | -                             | nešķ.                                  |       |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>16</sub> COOH                             | Stearīnskābe  | 71,5                    | 13,3 kPa                 | 291                           | -                                      | nešķ. |
|   |               |                         | 13,3 kPa                 |                               |  |       |
| CH <sub>2</sub> =CH-CHOH  | Akrilskābe    | 13                      | 141,6                    | 4,26                          | -                                      |       |
|  | Benzoskābe    | 122,4                   | 249,0                    | 4,17                          | 0,34                                   |       |

Ja karboksilgrupa ir tieši saistīta ar cikla oglekļa atomu, tad tā darbojas kā elektronakceptora grupa, samazinot elektronbūvumu cikla *orto* un *para* vietās.

**Iegūšanas metodes. 1. Oksidēšanas reakcijas.** Oglūdeņražū, spirtu un aldehīdu oksidēšanai izmanto skābekli (katalizatoru klātbūtnē) vai arī neorganiskos oksidētājus.



Adolfs Vilhelms Hermanis Kolbe (1818–1884) – vācu ķīmiķis organiskās. No neorganiskām vielām viņš sintezējis etiķskābi (1845), salicilskābi (1860), skudrskābi (1861). Atklājis metodi alkānu iegūšanai, elektrolizējot karbonskābju sāļus (1849). Kolbes reakcija:



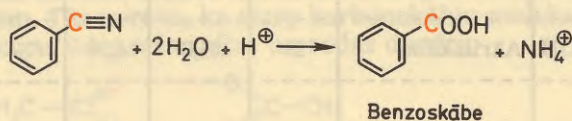
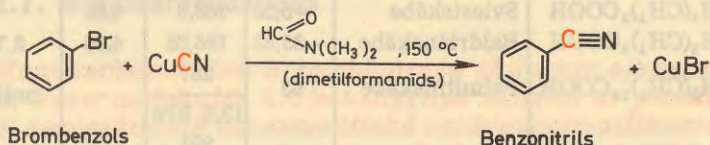
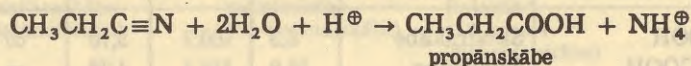
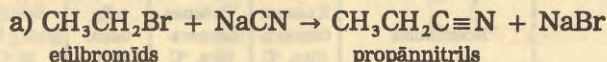
## 4. daļa

Nitrilu hidrolīzes metodi karbonskābju iegūšanai izstrādājis E. Frenklends un A. V. H. Kolbe (1848).

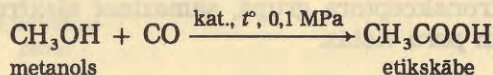
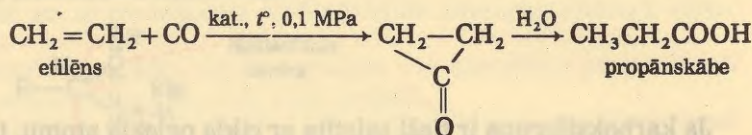
Edvards Frenklends (1825–1899) – angļu ķīmiķis organīķis. Viņš ieguvis propionskābi, hidrolizējot etilnitrilu (1847, kopā ar A. V. H. Kolbi), kā arī alvas un dzīvsudraba alkilatvasinājumus (1852). Ieviesis terminu “metālorganiskie savienojumi”, sintezējis bora un litija organiskos savienojumus (1862), pētījis acetatīlestera reakcijas spēju (1864).

Oksosintēzes metodi pirmais atklājis franču ķīmiķis M. Bertlo, izmantojot to skābes iegūšanai (1862).

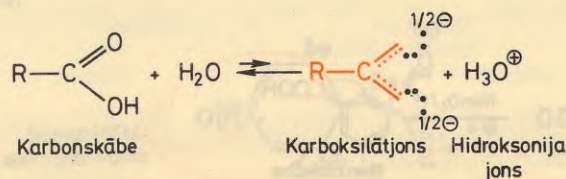
2. **Nitrilu hidrolīze.** Karsējot nitrilus (ciāngrupu  $C\equiv N$  saturoši savienojumi) kopā ar skābju vai sārmu ūdens šķīdumiem, hidrolīzes rezultātā veidojas skābes.



3. **Oksosintēze.** Alkēni un spirti, reģējot ar oglekļa(II) oksīdu, veido monokarbonskābes:

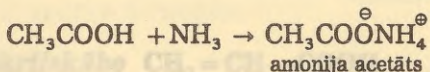
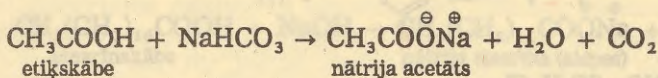


**Monokarbonskābju reakcijas. 1. Karbonskābju disociācija (protolīze).** Ūdens šķīdumos karbonskābes disociē, veidojot protonu un anjonu (karboksilātjonu). Protons ar ūdens molekulām veido hidroksonija jonu. Monokarbonskābēm saites O–H protolīze notiek vieglāk nekā spirtu molekulās. Karboksilātjonā negatīvais lādiņš delokalizēts, t.i., izlīdzināts starp abiem skābekļa atomiem.

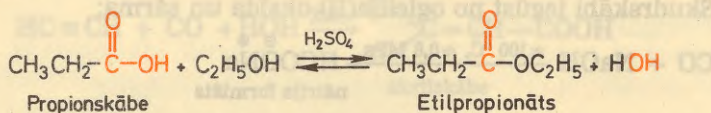


Izlīdzināto karboksilātjona elektronu blīvumu var attēlot arī šādi: R-COO<sup>⊖</sup>.

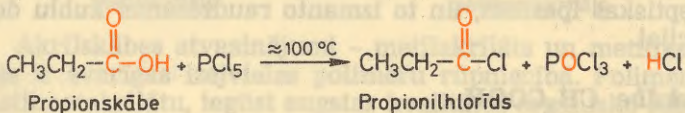
2. *Sāļu veidošanās.* Karbonskābes reaģē ar sāriem, karbonātiem un amonjaku.



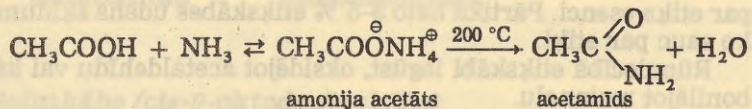
3. *Esteru veidošanās.* Skābēm reaģējot ar spirtiem, veidojas esteri.



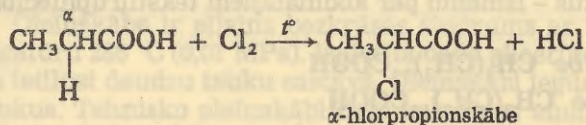
4. *Halogēnanhidrīdu veidošanās.* Karbonskābes reakcijā ar fosfora halogēniem veido halogēnanhidrīdus.



5. *Amīdu veidošanās.* Karsējot karbonskābes ar amonjaku vai amīniem, notiek hidroksilgrupas aizvietošanās ar amino grupu (NH<sub>2</sub>, RNH).



6. *α-halogēnkarbonskābju veidošanās.* Halogēnkarbonskābes iegūst tiešas halogēnēšanas reakcijā.



7. *Arēnmonokarbonskābēm raksturīgas alifātisko karbonskābju karboksilgrupas reakcijas.* Elektrofīlās aizvietošanas

## 4. daļa

reakcijas benzola gredzenā notiek galvenokārt *meta* vietā (sk. arēnu reakcijas 4.6.6. iedaļā).



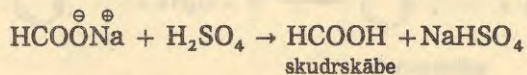
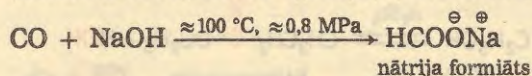
E ir NO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>H, Cl

Y ir AlCl<sub>4</sub><sup>⊖</sup>, HSO<sub>4</sub><sup>⊖</sup>

### Skudrskābe HCOOH

Skudrskābe ir bezkrāsas šķidrums ar asu smaku. Ar ūdeni un etanolu tā sajaucas visās attiecībās.

Skudrskābi iegūst no oglekļa(II) oksīda un sārma:



Skudrskābi izmanto tekstilrūpniecībā par kodinātāju vilnas un kokvilnas audumu krāsošanā, ādu apstrādē. Skudrskābei ir antiseptiskas īpašības, un to izmanto raudzēšanas kublu dezinfekcijai.

### Etīkskābe CH<sub>3</sub>COOH

Etīkskābe ir bezkrāsas šķidrums ar asu smaku un skābu garšu. Ar ūdeni un etanolu sajaucas visās attiecībās. Bezūdens etīkskābi sauc par ledu etīkskābi, jo 16,6 °C temperatūrā tā sasilst. Pārtikas rūpniecības vajadzībām etīkskābi iegūst, raudzējot vīnu vai augļu sulas speciālu baktēriju klātbūtnē.

Ūdens šķīdumu, kurā etīkskābes masas daļa ir 70 %, sauc par etiķa esenci. Pārtikā lieto 3–5 % etīkskābes ūdens šķīdumu, ko sauc par etiķi.

Rūpniecībā etīkskābi iegūst, oksidējot acetaldehīdu vai karbonilējot metanolu.

Etīkskābi plaši lieto par izejvielu mākslīgo šķiedru, laku un krāsu, medikamentu un pārtikas rūpniecībā. Izmanto arī tekstilrūpniecībā audumu krāsošanā un apdrukāšanā. Etīkskābes sāļus – acetātus – izmanto par kodinātājiem tekstilrūpniecībā.

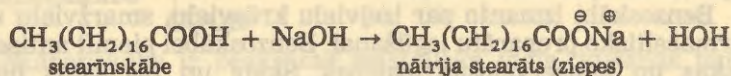
### Palmitīnskābe CH<sub>3</sub>(CH<sub>2</sub>)<sub>14</sub>COOH

### Stearīnskābe CH<sub>3</sub>(CH<sub>2</sub>)<sub>16</sub>COOH

Augstākās monokarbonskābes – palmitīnskābe un stearīnskābe – glicerīna esteru veidā atrodas taukos. Šīs skābes iegūst, taukus hidrolizējot. Palmitīnskābes un stearīnskābes sāļus

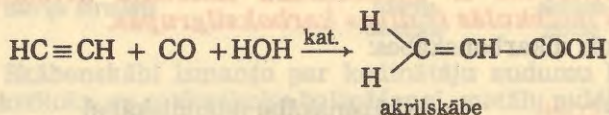
Mišēls Ševrels (1786–1809) – franču ķīmiķis organīķis. Viņa galvenie pētījumi ir par taukvielām. No taukiem M. Ševrels izdalījis stearīnskābi, oleīnskābi un palmitīnskābi (1817).

izmanto par virsmaktīvām vielām un mazgāšanas līdzekļiem. Nātrija sāļi (palmitāts un stearāts) ir cietās ziepes, bet kālija sāļi – šķidrās ziepes. Palmitātu un stearātu veidošanās notiek, skābēm reaģējot ar sārmjiem vai nātrija karbonātu.

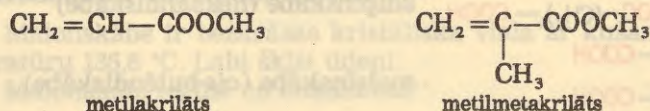


### Akrilskābe $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$

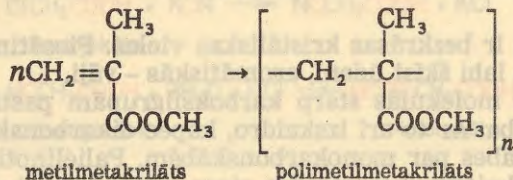
Šķidrums ar asu smaku. Labi šķīst ūdenī un organiskajos šķīdinātājos. Tehnikā iegūst no acetilēna un oglekļa(II) oksīda:



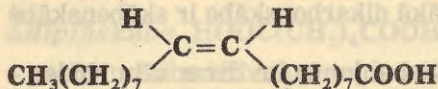
Akrilskābe un tās esteri (it īpaši akrilskābes metilesteris jeb metilmetakrilāts) viegli polimerizējas.



Akrilskābes atvasinājumi – metilakrilāts un metilmetakrilāts ir svarīgas izejvielas polimēru rūpniecībā. Polimerizējot metilmetakrilātu, iegūst augstas kvalitātes organisko stiklu.



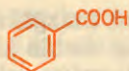
### Oleīnskābe (cis-9-oktadecēnskābe)



Oleīnskābe ir eļļains bezkrāsas šķidrums ar viršanas temperatūru 286 °C (0,01 MPa). Izplatīta dabā glicerīna esteri veidā un ietilpst daudzu tauku sastāvā. Oleīnskābi iegūst, pārziepojot taukus. Tehnisko oleīnskābi lieto kokvilnas audumu apdrukāšanai, ziepju rūpniecībā un kā plastifikatoru (vielas, kas palielina elastību, samazina polimēra viskozitāti un atvieglo tā samaisīšanu ar citiem komponentiem) plastmasu ražošanā.

## 4. daļa

### Benzoskābe



Bezkrāsas kristāliska viela, viegli sublimējas un kristalizējas. Labi šķīst karstā ūdenī.

Benzoskābi izmanto par izejvielu krāsvielu, smaržvielu un farmaceitisko preparātu iegūšanai. Benzoskābei piemīt antiseptiskas un konservējošas īpašības. Skābi un tās sāļus lieto pārtikas produktu konservēšanai.

### 4.12.2. Dikarbonskābes

**Dikarbonskābes ir ogleņdeņražu skābekļa atvasinājumi, kuru molekulās ir divas karboksilgrupas.**

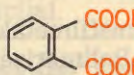
Svarīgākās dikarbonskābes:

$\text{HOOC}-\text{COOH}$  skābeņskābe (etāndiskābe)

$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{COOH}$  malonskābe (propāndiskābe)

$\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$  adipīnskābe (heksāndiskābe)

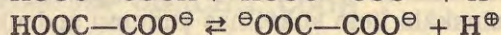
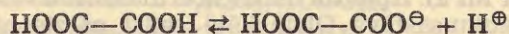
$\begin{array}{l} \text{CH}-\text{COOH} \\ || \\ \text{CH}-\text{COOH} \end{array}$  maleīnskābe (*cis*-butēndiskābe)

 ftalskābe (1,2-benzoldikarbonskābe)

Dikarbonskābes ir bezkrāsas kristāliskas vielas. Piesātinātās dikarbonskābes labi šķīst ūdenī, aromātiskās – vāji.

Dikarbonskābju molekulās starp karboksilgrupām pastāv savstarpēja iedarbība. Ar to arī izskaidro, kāpēc dikarbonskābes ir stiprākas skābes par monokarbonskābēm. Palielinoties to oglekļa atomu skaitam, kas atrodas starp abām karboksilgrupām, skābes disociācija samazinās. Tā, piemēram, adipīnskābes pirmā un otrā disociācijas konstante ( $\text{p}K_{\text{A},1} = 4,41$ ,  $\text{p}K_{\text{A},2} = 5,28$ ) maz atšķiras no etiķskābes disociācijas konstantes ( $\text{p}K = 4,76$ ). Visstiprākā dikarbonskābe ir skābeņskābe ( $\text{p}K_{\text{A},1} = 1,27$ ,  $\text{p}K_{\text{A},2} = 4,27$ ).

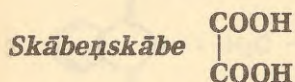
Dikarbonskābes veido divus anjonus un divas sāļu rindas – skābos un neitrālos sāļus. Skābju disociācija noris praktiski momentāni. Līdzsvara stāvoklī eksistē abi joni.



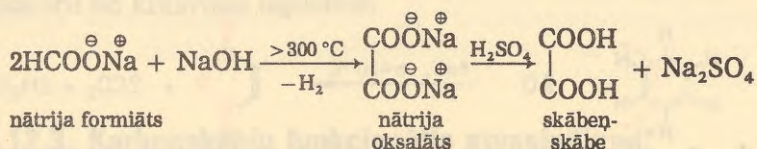
Dikarbonskābēm raksturīgas visas karboksilgrupas reakcijas: tās veido anhidrīdus, halogēnanhidrīdus, esterus, amīdus

un citus savienojumus (sk. monokarbonskābes). Reakcijā var piedalīties viena vai abas karboksilgrupas.

## 4. daļa



Skābeņskābe ir bezkrāsas kristāliska viela, kušanas temperatūra 189,5 °C. Labi šķīst ūdenī. Skābeņskābi iegūst, karšējot nātrija formiātu:



Skābeņskābi izmanto par kodinātāju audumu krāsošanai, riektkoka un sarkankoka balināšanai, metālu pulēšanai, krāsvielu rūpniecībā un ādu izstrādāšanā.

### Malonskābe HOOCCH<sub>2</sub>COOH

Malonskābe ir bezkrāsas kristāliska viela ar kušanas temperatūru 135,6 °C. Labi šķīst ūdenī.

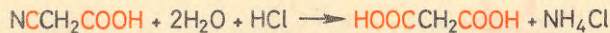
Malonskābi iegūst no etiķskābes:



Etiķskābe



Hloretiķskābe



Ciānetiķskābe

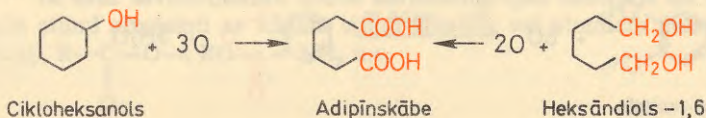
Malonskābe

Malonskābe ir izejviela organiskajā sintēzē ārstniecības vielu un aminoskābju iegūšanai. Organiskajā sintēzē plaši izmanto malonskābes esterus.

### Adipīnskābe HOOC(CH<sub>2</sub>)<sub>4</sub>COOH

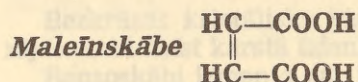
Adipīnskābe ir bezkrāsas kristāliska viela ar kušanas temperatūru 153 °C. Labi šķīst etanolā un karstā ūdenī.

Adipīnskābi iegūst, oksidējot cikloheksanolu vai heksāndiolu-1,4.



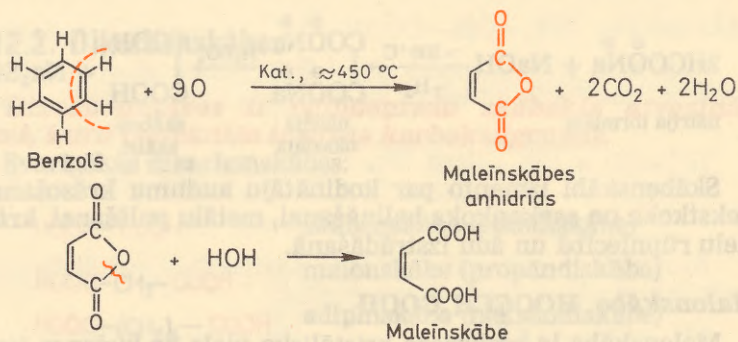
## 4. daļa

Adipīnskābi izmanto poliamīdu un nailona ražošanai, kā arī organiskajā sintēzē.

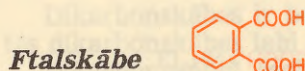


Maleīnskābe ir bezkrāsas kristāliska viela; kušanas temperatūra 130,5 °C. Labi šķīst ūdenī, etanolā, maz – benzolā.

Maleīnskābi rūpniecībā iegūst, oksidējot benzolu.

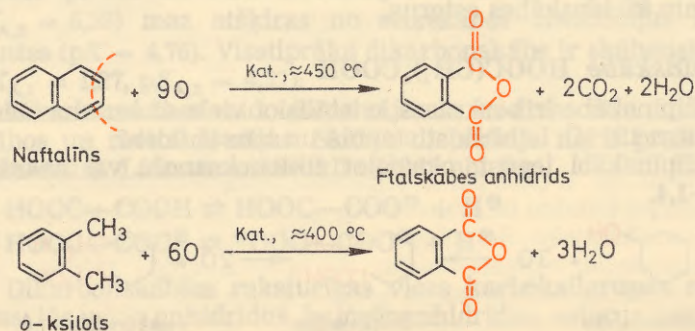


Maleīnskābes anhidrīds ir izejviela organiskajā sintēzē. Izmanto sintētisko sveķu un plastmasu ražošanai (sk. 4.15. nodaļu).

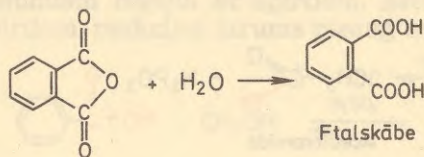


Ftalskābe ir bezkrāsas kristāliska viela; kušanas temperatūra 206 °C.

Ftalskābi iegūst, katalītiski oksidējot naftalīnu vai o-ksilolu.



Ftalskābes anhidrīds viegli veido ftalskābi:

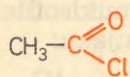


Ftalskābes anhidrīds ir svarīga izejviela poliesteru, plastifikatoru un krāsvielu iegūšanai.

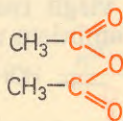
### 4.12.3. Karbonskābju funkcionālie atvasinājumi\*

Svarīgākie karbonskābju funkcionālie atvasinājumi ir šādi:

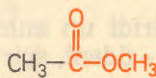
*Halogēn-*    *Karbonskābju*    *Karbonskābju*    *Karbonskābju*  
*anhidrīdi*    *anhidrīdi*    *esteri*    *amīdi*



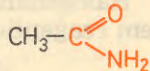
etiķskābes  
hloranhidrīds  
(acetilhlorīds)



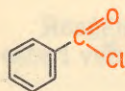
etiķskābes  
anhidrīds  
(acetanhidrīds)



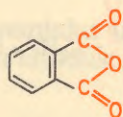
etiķskābes  
metilesteris  
(metilacetāts)



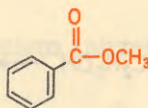
etiķskābes  
amīds  
(acetamīds)



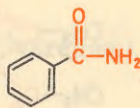
benzoscābes  
hloranhidrīds  
(benzoilhlorīds)



ftalskābes  
anhidrīds



benzoscābes  
metilesteris  
(metilbenzoāts)



benzoscābes  
amīds  
(benzamīds)

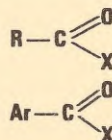
**Halogēnanhidrīdi un anhidrīdi.** Karbonskābju halogēnanhidrīdi un anhidrīdi ir bezkrāsas šķidrums vai kristāliskas vielas. Ūdenī šķīst maz, bet labi ar to reaģē.

\*Tā sauc savienojumus, kuros karboksilgrupas skābekļa un ūdeņraža atomi aizvietoti ar kādām citām grupām vai atomiem (halogēna atomi,  $R-C(=O)-O-$ ,  $RO-$ ,  $-NH_2$  u.c.

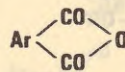
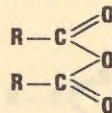


## 4. daļa

**Ogists Lorāns** (1807–1853) – franču ķīmiķis organīķis. Viens no organiskās ķīmijas teorētisko priekšstatu veidotājiem. Pirmo reizi izolējis no akmeņogļu darvas antracēnu (1832, kopā ar Ž. Dimā). Oksidējot antracēnu, ieguvis antrahinonu (1835), atklājis ftalskābes anhidrīdu un ftalskābi (1837).



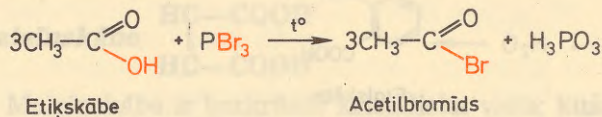
Halogēnanhidrīdi



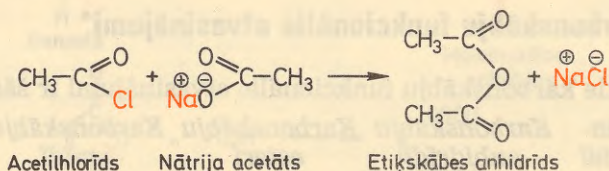
Anhidrīdi

## 4. daļa

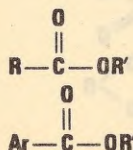
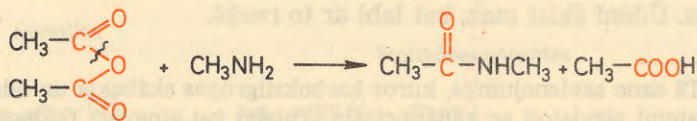
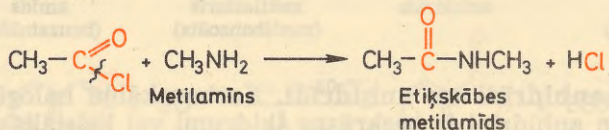
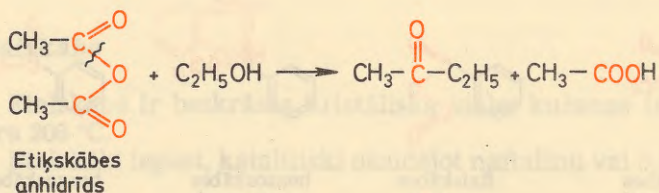
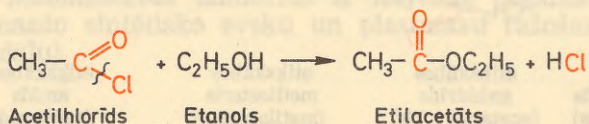
Halogēnanhidrīdus iegūst, iedarbojoties uz karbonskābēm ar fosfora halogenīdiem:



Karbonskābju anhidrīdus iegūst vai nu termiski, vai ar ķīmiskiem reaģentiem atšķeļot ūdeni no karbonskābēm. Anhidrīdus iegūst arī no halogēnanhidrīdiem reakcijā ar karbonskābju sāļiem.



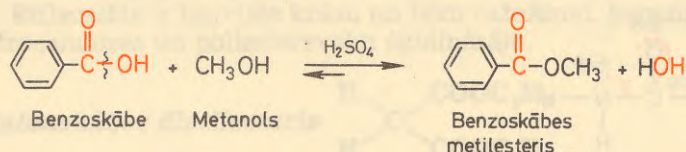
Halogēnanhidrīdi un anhidrīdi viegli reaģē ar nukleofiliem reaģentiem – ūdeni, spirtiem, amīniem un amonjaku:



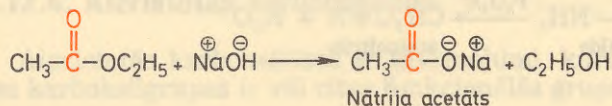
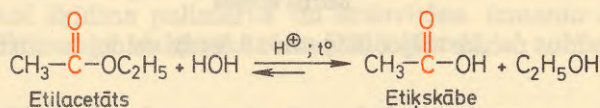
**Karbonskābju esteri.** Karbonskābju esteri ir bezkrāsas šķidrums vai kristālisks vielas ar patīkamu smaržu. Slikti šķīst ūdenī, bet labi – organiskajos šķīdinātājos.

Karbonskābju esterus iegūst, karbonskābēm vai to atvasinājumiem reaģējot ar spirtiem. Esterificējot karbonskābes ar spirtiem, reakcijas ātrums pieaug minerālskābju klātbūtnē.

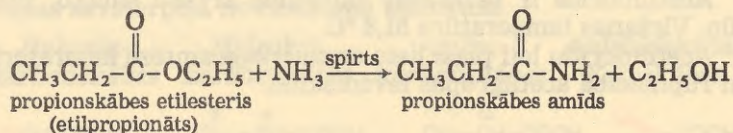
## 4. daļa



Karbonskābju esteriem raksturīgas reakcijas ar nukleofiliem reagentiem. Esteru hidrolīze (pārziemošana) vieglāk noris skābā vai bāziskā vidē. Sārmainā vidē rodas attiecīgās skābes sāls un reakcija ir neapgriezeniska.

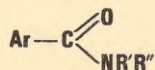
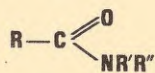
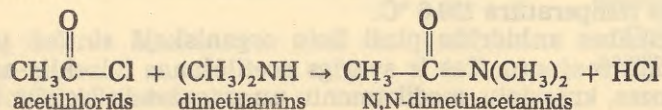


Reaģējot ar amonjaku un amīniem (pirmējiem, otrējiem), esteri veido skābju amīdus:



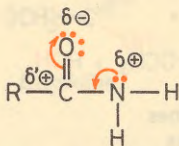
**Karbonskābju amīdi.** Skābju amīdi ir bezkrāsas kristāliskas vielas vai šķīdumi. Šķīst ūdenī un organiskajos šķīdinātājos.

Karbonskābju amīdus iegūst, karbonskābēm, halogēnanhidrīdiem, anhidrīdiem un esteriem reaģējot ar amonjaku vai amīniem.



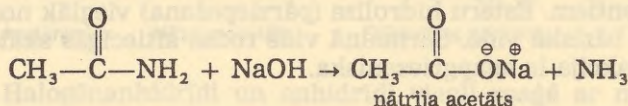
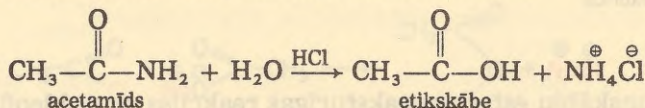
## 4. daļa

Karbonskābju amīdi salīdzinājumā ar pirmējiem alifātiskiem amīniem ir vājas bāzes, jo slāpekļa atoma nedalītais elektronu pāris veido konjugētu sistēmu ar karbonilgrupu.

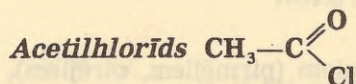
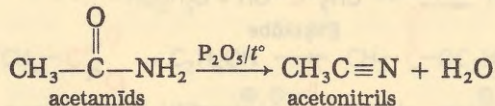


Skābju amīdi ar nukleofilajiem reagentiem reaģē lēnāk nekā esteri un karbonskābes.

Amīdi skābā vai bāziskā vidē hidrolizējas:

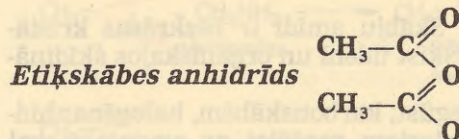


Skābju amīdus dehidratējot (atņemot ūdeni), veidojas nitrili:



Acetilhlorīds ir bezkrāsas šķidrums ar asu smaku, gaisā kūp. Viršanas temperatūra 51,8 °C.

Acetilhlorīdu ļoti plaši lieto organiskajā sintēzē laboratorijā un rūpniecībā acetilgrupas ievadīšanai.



Etiķskābes anhidrīds ir bezkrāsas šķidrums ar asu smaku; viršanas temperatūra 139,6 °C.

Etiķskābes anhidrīdu plaši lieto organiskajā sintēzē par acetilētāju reagentu. Tas ir svarīgs acetilēšanas līdzeklis acetilcelulozes, krāsvielu, medikamentu un smaržvielu iegūšanā.

### Etilacetāts $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$

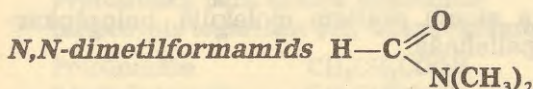
Etilacetāts ir bezkrāsas šķidrums ar patīkamu smaržu; viršanas temperatūra  $77,1^\circ\text{C}$ .

Etilacetāts ir izejviela krāsu un laku ražošanai. Izmanto par nitrocelulozes un poliestersveķu šķīdinātāju.



Malonskābes dietilesteris ir bezkrāsas šķidrums ar patīkamu augļu smaržu. Viršanas temperatūra  $198,9^\circ\text{C}$ .

Malonskābes dietilesteris ir svarīga izejviela karbonskābju un heterociklisko savienojumu sintēzei.



N,N-dimetilformamīds ir bezkrāsas šķidrums ar viršanas temperatūru  $153^\circ\text{C}$ . Labi šķīst ūdenī un organiskajos šķīdinātājos.

Izmanto par šķīdinātāju poliakrilonitrila šķiedras ražošanai. Labi šķīdina polimērus un krāsvielas. Izmanto ādas, papīra, koksnes un viskozes krāsu šķīdināšanai.

## 4.12.4. Aizvietotās karbonskābes

Aizvietotās karbonskābes ir savienojumi, kuru molekulās bez karboksilgrupas ir vēl citas funkcionālās grupas vai atomi (halogēnu atomi,  $-\text{OH}$ ,  $-\text{NH}_2$  un  $>\text{C}=\text{O}$  grupas).

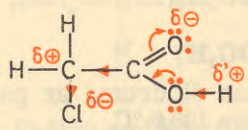
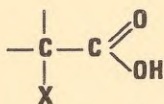
Aizvietotās karbonskābes iedala atkarībā no funkcionālo grupu rakstura, skaita un karboksilgrupas un funkcionālās grupas savstarpējā novietojuma molekulā.

| <i>Halogēn-</i><br><i>karbonskābes</i> | <i>Hidroksi-</i><br><i>karbonskābes</i>  | <i>Amino-</i><br><i>karbonskābes</i>   | <i>Aldehīdskābes</i><br><i>Ketoskābes</i>   |
|--|--|--|---|
| $\text{ClCH}_2\text{COOH}$             | $\begin{array}{c} \beta \quad \alpha \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{COOH} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \alpha \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{COOH} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C}-\text{COOH} \end{array}$   |
| hloretilskābe                          | pienskābe*<br>(2-hidroksi-propān-<br>skābe; $\alpha$ -hidroksi-<br>propionskābe)                         | $\alpha$ -alanīns*<br>(2-aminopropān-<br>skābe; $\alpha$ -amino-<br>propionskābe)              | glioksālskābe*<br>$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{C}-\text{COOH} \end{array}$<br>pirovīnogskābe*<br>(2-okso-<br>propāniskābe) |

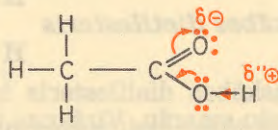
\*Triviālais nosaukums.

## 4. daļa

**Halogēnkarbonskābes.** Halogēnkarbonskābes ir bezkrāsas šķidrums vai kristāliskas vielas. Labi šķīst ūdenī. Tās ir stiprākas skābes nekā neaizvietotās karbonskābes. Palielinātu aciditāti (skābumu) izskaidro ar halogēna izraisīto elektronakceptoru indukcijas efektu, kas veicina elektronu blīvuma nobīdi no karbonilgrupas oglekļa atoma uz halogēna atomu.



Hloretiķskābe



Etiķskābe

$\delta' > \delta''$

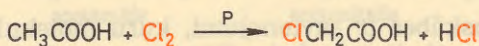
Pieaugot halogēna atomu skaitam molekulā, halogēnkarbonskābju stiprums palielinās.

**Protolītiskā pāra konstantes**

(negatīvais logaritms  $pK_A$  ūdens šķīdumos)

|                  |                            |      |
|------------------|----------------------------|------|
| Etiķskābe        | $\text{CH}_3\text{COOH}$   | 4,76 |
| Hloretiķskābe    | $\text{ClCH}_2\text{COOH}$ | 2,86 |
| Dihloretiķskābe  | $\text{Cl}_2\text{CHCOOH}$ | 1,25 |
| Trihloretiķskābe | $\text{Cl}_3\text{CCOOH}$  | 0,65 |

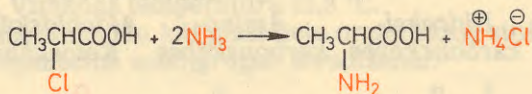
Halogēnkarbonskābes iegūst, tieši halogenējot piesātinātās monokarbonskābes sarkanā fosfora klātbūtnē:



Etiķskābe

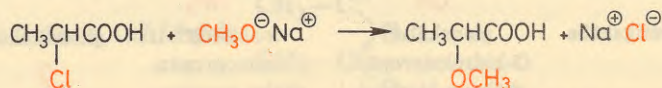
Hloretiķskābe

$\alpha$ -halogēnkarbonskābes viegli reagē ar nukleofilajiem reaģentiem. Tā, piemēram,  $\alpha$ -halogēnkarbonskābes reagē ar amonjaku un alkoholātiem:

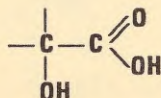


2-hlorpropānskābe

2-aminopropānskābe

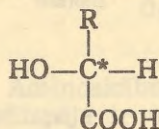


2-metoksipropānskābe



**Hidroksikarbonskābes.** Hidroksikarbonskābes ir bezkrāsas kristāliskas vielas vai šķidrums. Labi šķīst ūdenī un organiskajos šķīdinātājos.

$\alpha$ -hidroksikarbonskābju molekulās ir asimetriskais (*hirālais*) oglekļa atoms C\*, ar kuru saistīti četri dažādi aizvietotāji (sk. 4.2.2. iedaļu).

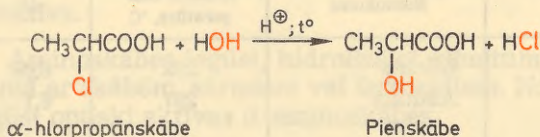


Hidroksikarbonskābes ir stiprākas par atbilstošajām monokarbonskābēm. Jo tuvāk karboksilgrupai atrodas hidroksilgrupa, jo lielāka ir hidroksikarbonskābju aciditāte.

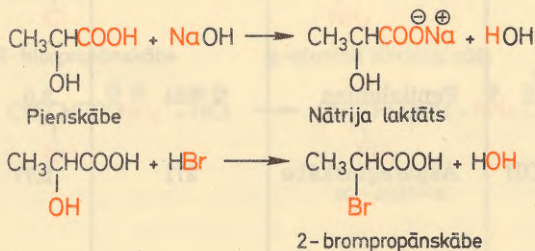
Protolītiskā pāra skābju konstantes (negatīvais logaritms  $pK_a$  ūdens šķīdumos)

|                       |  |      |
|-----------------------|--|------|
| Propānskābe           | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$  | 4,87 |
| 2-hidroksipropānskābe | $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CHCOOH} \\   \\ \text{OH} \end{array}$          | 3,06 |
| 3-hidroksipropānskābe | $\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ | 4,51 |

$\alpha$ -hidroksikarbonskābes iegūst, hidrolizējot  $\alpha$ -halogēnkarbonskābes:

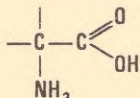
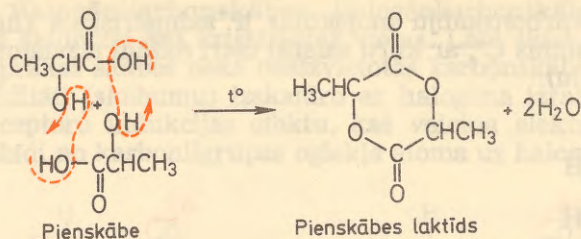


Hidroksikarbonskābēm raksturīgas karboksilgrupas un hidroksilgrupas reakcijas.



$\alpha$ -hidroksiskābes veido laktīdus, no divām skābju molekulām atšķeļot ūdeni.

## 4. daļa



**Aminokarbonskābes.** Aminokarbonskābes ir dabā plaši izplatītas. Tās ietilpst visu augu un dzīvnieku olbaltumvielu molekulās. Aminokābes ir bezkrāsas kristāiskas vielas ar augstu kušanas temperatūru (sk. 4.20. tab.). Kūstot aminoskābes sadalās. Viegli šķīst ūdenī, bet grūti – organiskajos šķīdinātājos.

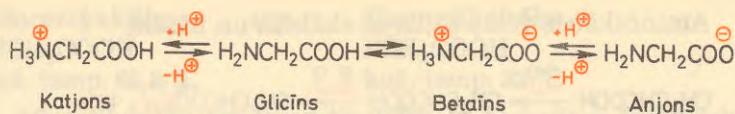
Aminoskābes atkarībā no vides pH pastāv kā katjoni, anjoni vai iekšējie sāļi (dubultjoni) – *betaini*. Tā, piemēram, skābā vidē aminoskābei pievienojot protonu, veidojas katjons. Bāziskā vidē aminoskābes veido anjonu.

4.20. tabula

### Dažas aminoskābes

| Formula   | Nosaukums      | Kušanas temperatūra, °C | pH <sub>i</sub> |
|---|----------------|-------------------------|-----------------|
| $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$   | Glicīns        | 292                     | 6,06            |
| $\text{CH}_3\text{CHCOOH}$<br> <br>NH <sub>2</sub>  | Alanīns        | 297                     | 6,1             |
| $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_2\text{COOH}$   | Valīns         | 315                     | 5,96            |
| $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CHCOOH}$<br>             <br>NH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub> | Leicīns        | 337                     | 6,02            |
| $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$  | Fenilalanīns   | 284                     | 3,0             |
| $\text{HOOCCH}(\text{NH}_2)\text{CH}_2\text{COOH}$  | Asparagīnskābe | 271                     | 2,77            |
| $\text{C}_8\text{H}_7\text{NCH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$   | Triptofāns     | 293                     | 5,89            |

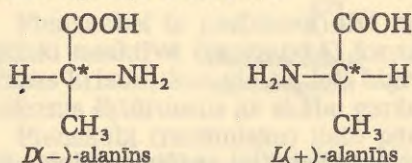
## 4. daļa



Aminoskābes šķīduma pH vērtību, kurai pastāvot elektrovadītspēja ir vismazākā, sauc par izoelektrisko punktu un apzīmē ar  $\text{pH}_i$ . Pie šīs pH vērtības ir vislielākā betaīna koncentrācija.

Izoelektriskajā punktā aminoskābju molekulas ir elektro-neitrālas (nemigrē ne uz katodu, ne uz anodu).

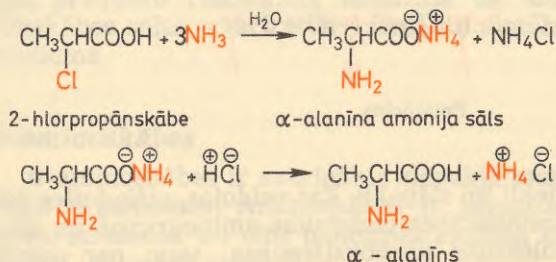
Visu  $\alpha$ -aminoskābju (izņemot glicīnu) molekulās ir asimetriskais oglekļa atoms  $\text{C}^*$ .



Lai raksturotu atomu un grupu telpisko izvietojumu ap hirālo oglekļa atomu,  $\alpha$ -aminoskābes iedala *D* vai *L* rindā. Gaismas polarizācijas plaknes griešanas virzienu norāda (+) vai (-) zīmes. Racēmiskais maisījums *DL*(±) ir optiski neaktīvs.

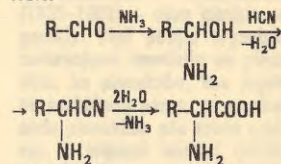
Aminoskābes iegūst, hidrolizējot olbaltumvielas ūdens šķīdumā ar skābēm, sārmieņiem vai fermentiem. No olbaltumvielām iegūst optiski aktīvas  $\alpha$ -aminoskābes.

$\alpha$ -aminoskābes var arī sintezēt no  $\alpha$ -halogēnkarbonskābēm, aizvietojot halogēna atomu ar aminogrupu:



Aminoskābēm raksturīgas karboksilgrupas, aminogrupas un abu funkcionālo grupu reakcijas citai ar citu, kurās veidojas dipeptīdi, tripeptīdi un polipeptīdi.

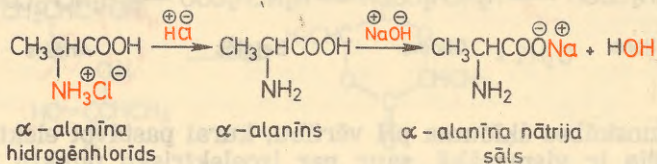
**Heinrihs Limprihts** (1827–1909) – vācu ķīmiķis organīķis. Viņš pētījis alicikliskos un heterocikliskos savienojumus, izstrādājis metodi aminoskābju iegūšanai no aldehīdiem,  $\text{NH}_3$  un  $\text{HCN}$ :



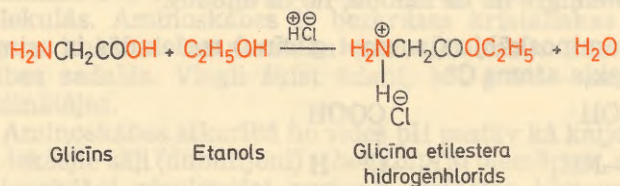
Sintezējis leicīnu  $((\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH})$  no 4-metilpentanāla, amonjaka un zilskābes (1855). Karsējot aizkausētā ampulā benzoilhlorīdu ar ūdeni, viņš ieguvis antracēnu (1866).

## 4. daļa

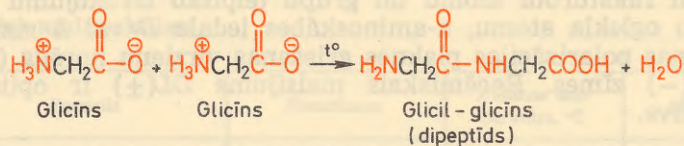
Aminoskābes veido sāļus ar skābēm un bāzēm:



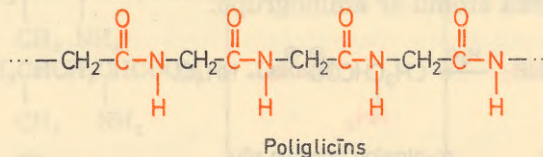
Hlorūdeņraža klātbūtnē aminoskābju karboksilgrupa reaģē ar spirtiem, veidojot esterus:



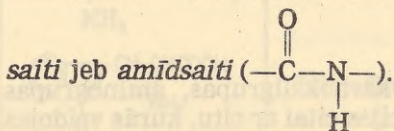
Aminoskābju molekulām reaģējot citai ar citu, veidojas *peptīdi*. Vienkāršotu peptīdu veidošanās shēmu var attēlot šādi:



Līdzīgi veidojas *polipeptīdi*, reaģējot daudzām aminoskābju molekulām (aminoskābju virkne):



Saiti starp oglekli un slāpekli, kas veidojas, atšķeloties ūdenim no vienas aminoskābes molekulas aminogrupas un otras aminoskābes molekulas karboksilgrupas, sauc par *peptīdsaiti* jeb *amīdsaiti* ( $-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}-$ ).





## Olbaltumvielu aminoskābes

| Nosaukums      | Apzīmējums | Nosaukums   | Apzīmējums |
|----------------|------------|-------------|------------|
| Alanīns        | Ala        | Izoleicīns* | Ile        |
| Arginīns*      | Arg        | Leicīns*    | Len        |
| Asparagīns     | Ask        | Lizīns*     | Lys        |
| Asparagīnskābe | Asp        | Metionīns*  | Met        |
| Cisteīns       | Cys        | Prolīns     | Pro        |
| Fenilalanīns*  | Phe        | Serīns      | Ser        |
| Glicīns        | Gly        | Tirozīns    | Tyr        |
| Glutamīns      | Gln        | Treonīns*   | Thr        |
| Glutamīnskābe  | Glu        | Triptofāns* | Try        |
| Histidīns*     | His        | Valīns*     | Val        |

\*Nealztājāmās aminoskābes

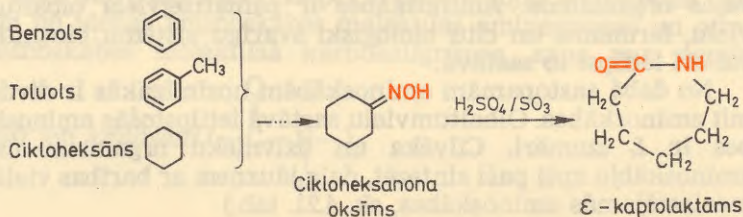
Dažas aminoskābes lieto medicīnā par barības vielām organisma barošanai, apejot kuņģa un zarnu traktu, kā arī apdegumu ārstēšanai. Lizīnu izmanto par piedevu mājlopu un putnu barībai. Glutamīnskābes nātrija sālim ir gaļas garša. To lieto pārtikas rūpniecībā, ražojot pārtikas koncentrātus.

### $\epsilon$ -aminokapronskābe $H_2N(CH_2)_5COOH$

$\epsilon$ -aminokapronskābe ir bezkrāsas kristāliska viela, kuras kušanas temperatūra 202 °C. Viegli šķīst ūdenī, bet organiskos šķīdinātājos nešķīst.

$\epsilon$ -aminokapronskābe ir mazstabila un ļoti viegli ciklizējas par kaprolaktāmu. Tā ir svarīga izejviela sintētiskās šķiedras (kaprona) ražošanai (sk. poliamīdšķiedras 4.15. nodaļā).

Kaprolaktāmu rūpniecībā ražo lielos daudzumos no toluola, benzola vai cikloheksāna, kurus pārvērš par cikloheksanona oksīmu. Oleuma iedarbībā cikloheksanona oksīms pārgrupējas par kaprolaktāmu. Schematiski to var attēlot šādi:



## 4.13. Heterocikliskie savienojumi

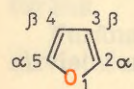
## 4. daļa

Heterociklisko savienojumu ciklu veidošanā piedalās ne tikai oglekļa atomi, bet arī citu elementu atomi (heteroatomu: visbiežāk skābekļa, sēra un slāpekļa atomi).

Heterocikliskiem savienojumiem ir svarīga bioloģiska nozīme organismu dzīvības procesos. Heterocikli ietilpst fermentu, vitamīnu, hlorofila, hemīna, nukleīnskābju, alkaloidu un citu savienojumu sastāvā. Plaši tos lieto medicīnisko preparātu, krāsvielu un sintētisko polimēru ražošanai.

Heterocikliskos savienojumus iedala pēc ciklu lieluma, heteroatomu skaita molekulā un rakstura.

### Pieclocekļu heterocikliskie savienojumi



Furāns



Tiofēns



Pirols



Oksazols

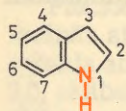


Tiazols



Imidazols

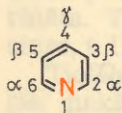
ar vienu un diviem heteroatomiem



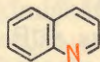
Indols

ar kondensētiem cikliem

### Sešlocekļu heterocikliskie savienojumi



Piridīns



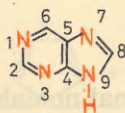
Hinolīns



Pirimidīns

ar vienu un diviem heteroatomiem

### Heterocikliskās kondensētās sistēmas

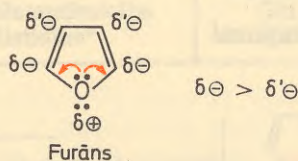


Purīns

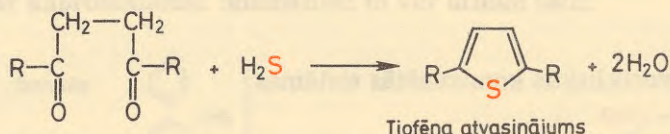
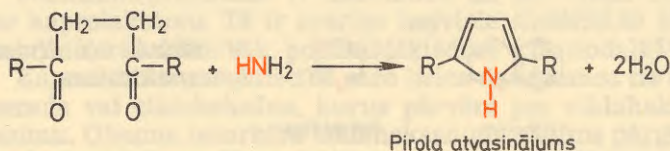
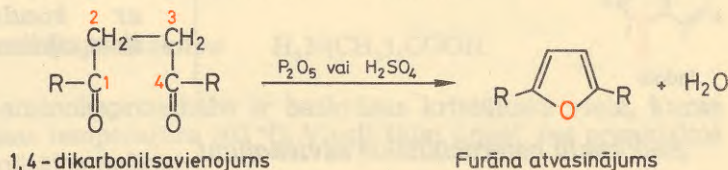
## 4.13.1. Pieclocekļu heterocikliskie savienojumi

Vienkāršākie pieclocekļu heterocikliskie savienojumi ir *furāns*, *tiofēns* un *pirols*. Tie ir bezkrāsas šķidrums ar patīkamu smaržu.

Pieclocekļu heterociklisko savienojumu uzbūve ir līdzīga benzola uzbūvei. Tāpat kā benzolam, tiem pastāv cikliska konjugēta sistēma, ko veido seši  $\pi$  elektroni. Tajā ietilpst četri  $\pi$  elektroni no divām dubultsaitēm un heteroatoma nedalītais elektronu pāris. Tā, piemēram, furāna cikla  $\pi$  elektronu mijiedarbības rezultātā uz oglekļa atomiem izveidojas palielināts, bet uz skābekļa atomiem – samazināts elektronblīvums.



**Iegūšanas metodes.** Pieclocekļu heterociklisko savienojumu iegūšanai plaši izmanto sintētiskās metodes. Vispārīgā metode ir 1,4-dikarbonilsavienojumu ciklizācija. Piemēram, 1,4-dikarbonilsavienojumi, atšķeļot ūdeni dehidratējošu vielu klātbūtnē ( $P_2O_5$ ,  $H_2SO_4$ ), veido furānu. Reakcijā ar amonjaku iegūst pirolu, bet ar sērūdeņradi – tiofēnu.



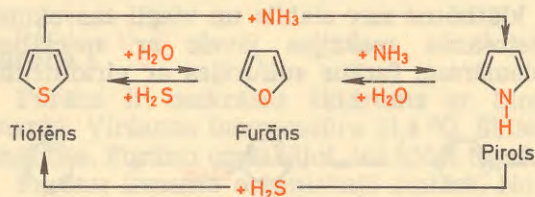
**Ludvigs Knors** (1859–1921) – vācu ķīmiķis organīķis. Viņš pētījis ketoenolo tautomēriju un organisko sintēzi, izmantojot acetatķesteri, kā arī izstrādājis metodi pirola atvasinājumu iegūšanai, ar  $\beta$ -dikarbonilsavienojumiem iedarbojoties uz  $\alpha$ -aminoketoniem (1884).

Pieclocekļu heterociklisko savienojumu iegūšanai no dabas produktiem izmanto akmeņogļu darvu un polisaharīdus.

## 4. daļa

**Pieclocekļu heterociklisko savienojumu reakcijas.** Furāna, tiofēna un pirola savstarpējo saikni noskaidrojis J. Jurjevs (Maskavas Valsts universitāte, 1936). Virs sakarsēta katalizatora ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) furāns amonjaka klātbūtnē veido pirolu, bet sērūdeņraža klātbūtnē – tiofēnu. Iedarbojoties ar ūdens tvaiku, pirolu un tiofēnu savukārt var pārvērst par furānu.

Jurijs Jurjevs (1896–1965) bija krievu ķīmiķis organīķis. Atklājis pieclocekļu heterociklisko savienojumu savstarpējās pārvēršanās reakciju (Jurjeva reakcija).



Reakcijai ir praktiska nozīme tiofēna un pirola iegūšanai no furāna.

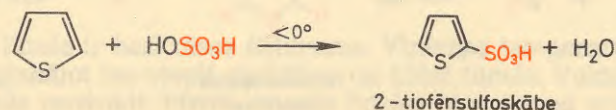
Furānam, tiofēnam un pirolam ir raksturīgas elektrofilās aizvietošanās reakcijas  $\alpha$  vietās.



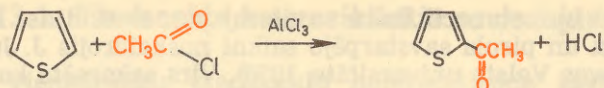
$Y$  ir O, S, NH

Pieclocekļu heterociklisko savienojumu ķīmiskās īpašības mainās atkarībā no heteroatoma elektronegativitātes (sēra un oglekļa atomu elektronegativitātes ir vienādas – 2,5, slāpeklim – 3,0, skābeklim – 3,5). Tā, piemēram, skābekļa atoma nedalītais elektronu pāris vismazāk piedalās cikliskās konjugētās sistēmas izveidošanā. Tādēļ furāna aromātiskais raksturs ir vismazāk izteikts. Turpretī sēra atoma elektronegativitāte ir līdzīga oglekļa atoma elektronegativitātei un heteroatoma elektronu pāra sadarbība ar cikla četriem  $\pi$  elektroniem ir pastiprināta. Tiofēnam tāpēc visvairāk izteikts aromātiskais raksturs, t. i., pēc ķīmiskām īpašībām tas vistuvāks benzolam.

Tiofēna reakcijas ar elektrofilajiem reagentiem noris vieglāk nekā ar benzolu. Tiofēna cikla stabilitāte saglabājas hlorējot, sulfurējot un acilējot.

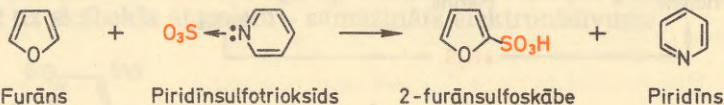


## 4. daļa



2 - acetiltiofēns

Furāns skābju klātbūtnē nav stabils un viegli sasveķojas. Elektrofīlās aizvietošanās reakcijas jāveic ar speciāliem reaģentiem. Tā, piemēram, furāns sulfurējas ar piridīnsulfotrioksīdu:



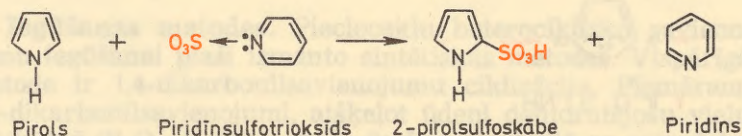
Furāns

Piridīnsulfotrioksīds

2-furānsulfoskābe

Piridīns

Analogi sulfurējas pirols, kurš arī ir nestabils pret skābju iedarbību:



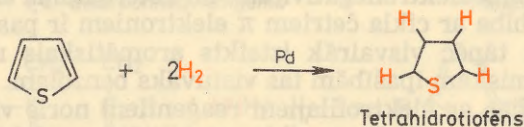
Pirols

Piridīnsulfotrioksīds

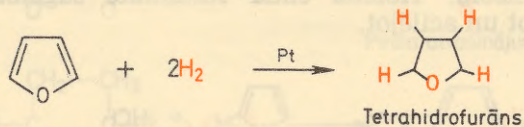
2-pirolsulfoskābe

Piridīns

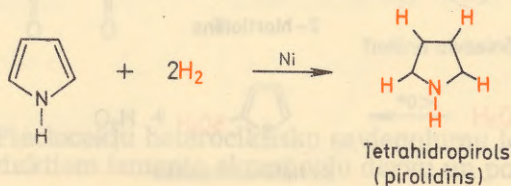
Tiofēnam, furānam un pirolam raksturīgas pievienošanās reakcijas. Katalizatora klātbūtnē savienojumi pievieno ūdeņradi, veidojot tetrahidroatvasinājumus. Visgrūtāk hydrogenējas tiofēns.



Tetrahidrotiofēns



Tetrahidrofurāns



Tetrahidropirols  
(pirolidīns)

## Tiofēns



Tiofēns ir bezkrāsas šķidrums ar benzolam līdzīgu smaržu. Viršanas temperatūra 84,1 °C. Šķīst organiskajos šķīdinātājos.

Tiofēnu lieto organiskajā sintēzē. Tā ir izejviela farmaceitisko preparātu un polimēru ražošanai.

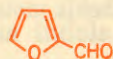
## Furāns



Furāns ir bezkrāsas šķidrums ar hloroformam līdzīgu smaržu. Viršanas temperatūra 31,4 °C. Šķīst organiskajos šķīdinātājos. Furānu uzglabājot, tas kļūst tumšs un sasveķojas.

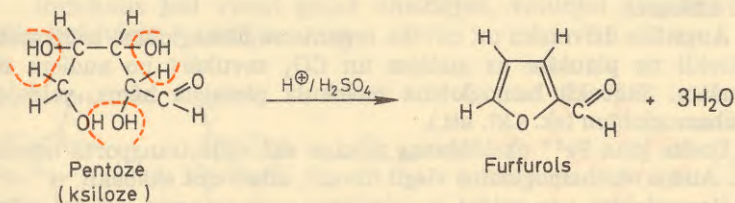
Furānu izmanto organiskajā sintēzē. No tā iegūst maleīnskābes un dzintarskābes dialdehīdus, pirolu un tā atvasinājumus, sintezē tetrahydrofurānu, kuru izmanto Grinjāra reakcijā (sk. 4.7.1. iedaļu).

## Furfuols



Furfuols ir bezkrāsas šķidrums ar svaigas rudzu maizes smaržu. Viršanas temperatūra 162 °C. Furfuolu uzglabājot, tas kļūst tumšs, jo veidojas sveķošanās produkti.

Furfuolu iegūst no salmiem un kukurūzas stiebiem, kuri satur polisaharīdus – pentozānus. Hidrolizējot polisaharīdus, iegūst pentozes. Ja pentozes karsē kopā ar sērskābes ūdens šķīdumu, tās atšķēļ ūdeni un veido furfuolu:



Furfuols ir izejviela laku, krāsu un plastmasu ražošanai. Vērtīga izejviela ārstniecības preparātu iegūšanai. Furfuols kopā ar urīnvielu paaugstina polimērbetona mitrumizturību un mehānisko stiprību.

## Pirols

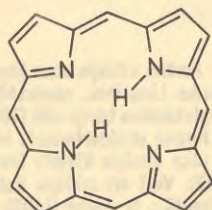


Pirols ir bezkrāsas šķidrums. Viršanas temperatūra 130 °C. Uzglabājot tas viegli oksidējas un kļūst tumšs. Veidojas sveķošanās produkti. Pirola smarža līdzīga hloroforma smaržai.

## 4. daļa

Furānu atklājis vācu ķīmiķis Henrihs Limprihts, pārstilējot piroglotkābes bārija sāli (1870), bet furāna struktūrformulu ieteicis vācu ķīmiķis Viktors Meiers (1883). Viņš arī atklājis tiofēnu un izpētījis tā uzbūvi (1883).

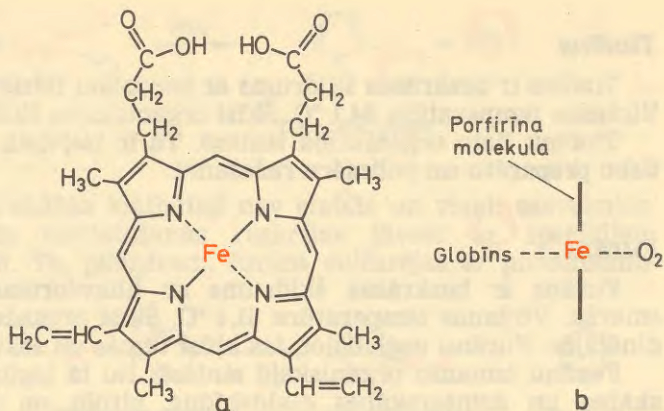
## 4. daļa



4.26. att. Porfīna makrocikls veidots no četriem pirola gredzeniem.

Hemīna (porfīrīna dzelzs kompleksā sāls) – hēma oksidēšanas produkta struktūru noskaidrojis un to sintezējis vācu ķīmiķis organīķis un biokīmiķis Hanss Eigens Fišers (1929).

Hlorofīla struktūru noskaidrojuši vācu ķīmiķi organīķi R. Vilšteters, A. Štolls un H. Fišers. Hlorofīla sintēzi veicis amerikāņu ķīmiķis organīķis R. Vudvords ar līdzstrādniekiem (1960).



4.27. att. Hēms (a). Oksihemoglobīna molekulas shēma (b): divas saites, kas vērstas perpendikulāri porfīrīna molekulai, saista olbaltumvielu un skābekļa molekulu.

Pirolu izmanto organiskajā sintēzē. Daudzu olbaltumvielu, fermentu, alkaloīdu un hormonu struktūrelementi ir pirola atvasinājumi. Pirols veido hemoglobīna un hlorofīla monociklus.

Hemoglobīns sastāv no olbaltumvielas – globīna un krāsvielas – hēma, kas satur porfīrīna ciklu un kompleksi saistītu dzelzs jonu  $Fe^{2+}$ . Dabas krāsvielu – porfīrīnu molekulas pamatā ir porfīna makrocikls (sk. 4.26. att.).

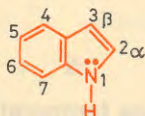
Augstāko dzīvnieku un cilvēka organismā hemoglobīns transportē skābekli no plaušām uz audiem un  $CO_2$  savukārt no audiem uz plaušām. Skābekli hemoglobīna molekulā piesaista hēms, veidojot oksihemoglobīnu (sk. 4.27. att.).

Dzelzs jona  $Fe^{2+}$  oksidēšanas pakāpe skābekļa transportā nemainās. Audos oksihemoglobīns viegli disociē, atbrīvojot skābekli.

Hemoglobīns var veidot molekulārus savienojumus arī ar citām gāzēm. Ļoti enerģiski hemoglobīns saista oglekļa(II) oksīdu, veidojot karboksihemoglobīnu. Tas ir 200 reižu stabilāks par oksihemoglobīnu, un skābekļa piegāde audiem apstājas. Dzīvais organisms noslāpst.

Porfīna makrocikls ir arī augu zaļajā pigmentā hlorofilā, kas ar augu olbaltumvielām veido saliktu olbaltumvielu. Hlorofīla molekula satur magnija jonu  $Mg^{2+}$ . Hlorofīls zaļajos augos piedalās fotosintēzē.

### Indols

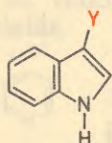


Indols ir bezkrāsas kristāliska viela ar kušanas temperatūru  $52,5\text{ }^{\circ}C$ . Labi šķīst organiskajos šķīdinātājos.

## 4. daļa

Indols atrodams dabā jasmīnu, pomeranču un balto akāciju eļļā. Nelielā koncentrācijā indola smarža līdzīga jasmīna ziedu smaržai. Kristāliskā veidā un koncentrētos šķīdumos vielai ir nepatīkama smaka.

Indola molekulā vislielākais  $\pi$  elektronu blīvums ir uz  $\beta$  oglekļa atoma, un iedarbībā ar elektrofilajiem reagentiem ( $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}\cdot\text{SO}_3$ ,  $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$  u. c.) aizvietošanās notiek pie trešā oglekļa atoma.

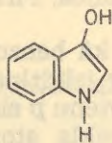


|                       |                   |
|-----------------------|-------------------|
| Y ir Cl               | 3-hlorindols      |
| $\text{SO}_3\text{H}$ | 3-indolsulfoskābe |
| $\text{COCH}_3$       | 3-acetilindols    |

Indolu iegūst no akmeņogļu darvas vai sintētiski.

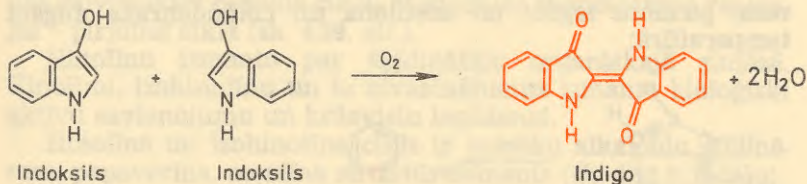
Indolu plaši lieto organiskajā sintēzē un parfimērijas rūpniecībā.

Svarīgākais indola atvasinājums ir *indoksils* (3-hidroksiindols).



Indoksils

Indoksils ļoti viegli gaisā oksidējas, veidojot augstvērtīgu zilu krāsvielu – *indigo*.



Indigo ir kubla krāsviela, t. i., ūdenī nešķīstoša krāsviela, kas ar reducētāju veido šķīstošu savienojumu. Lieto vilnas un kokvilnas audumu krāsošanai. Krāsviela labi saistās ar audumu un neizbalo.

Pieclocekļu heterocikliskie savienojumi ar diviem heteroatomiem. Pieclocekļu heterocikliskos savienojumus ar diviem heteroatomiem molekulā, no kuriem viens ir slāpekļa atoms, sauc par *azolēm* (nosaukuma izskaņa). Tā ir svarīga savienojumu grupa, kurus plaši izmanto organiskajā sintēzē.

## 4. daļa

**Arturs Hančs** (1857—1935) — vācu ķīmiķis organīķis. Viņš pētījis organisko savienojumu stereozomēriju un organisko sintēzi, atklājis reakciju piridīna atvasinājumu iegūšanai, kondensējot  $\beta$ -dikarbonilsavienojumus ar amonjaku un aldehīdiem (1882, Hanča reakcija), sintezējis tiazolu, imidazolu un oksazolu (1890). Noskaidrojis, ka diazosavienojumi var pastāvēt *sin* un *anti* formā (1894).

Svarīga nozīme ir azolu atvasinājumiem. Daudzi no tiem ir ārstniecības vielas, vitamīni un antibiotikas.



$\ddot{Y}$  ir  $\ddot{N}H$

Imidazols

$\ddot{O}$

Oksazols

$\ddot{S}$

Tiazols



$\ddot{Y}$  ir  $\ddot{N}H$

Pirazols

$\ddot{O}$

Izoksazols

$\ddot{S}$

Izotiazols

### 4.13.2. Sešlocekļu heterocikliskie savienojumi

**Piridīns**

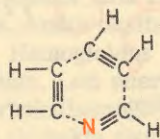


Piridīns ir bezkrāsas šķidrums, kura viršanas temperatūra 115,3 °C. Labi šķīst ūdenī un organiskajos šķīdinātājos. Piridīnam ir nepatīkama smaka, tas ir indīgs.

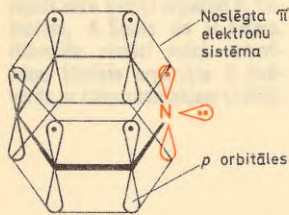
Piridīns pēc uzbūves atgādina benzolu. Tāpat kā benzolā, piridīnā pastāv konjugēta  $\pi$  elektronu sistēma ar izlīdzinātu elektronblīvumu. Katrs no gredzena atomiem dod vienu  $p$  elektronu orbitāli kopīgas sistēmas veidošanai. Slāpekļa atoma elektronu pāris konjugācijā nepiedalās (sk. 4.28. att.).

Tā kā slāpeklim ir lielāka elektronegativitāte nekā ogleklim, elektronu blīvums uz  $\alpha$ ,  $\beta$  un  $\gamma$  oglekļa atomiem samazināts (sevišķi  $\alpha$  un  $\gamma$  vietās).

Piridīnu iegūst no akmeņogļu darvas vai sintētiski. Piemēram, piridīnu iegūst no acetilēna un cianūdeņraža augstā temperatūrā:



Piridīns



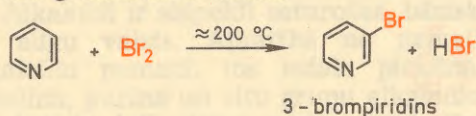
4.28. att. Savstarpēja  $p$  orbitāļu pārklāšanās piridīna molekulā.

Piridīnam piemīt bāziskas īpašības, un ar skābēm tas veido sāļus:

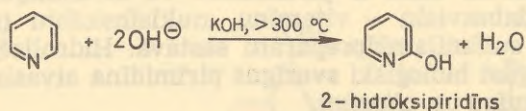


Piridīnija hlorīds

Ar elektrofilajiem reagentiem reakcijas piridīna gredzenā notiek grūtāk kā benzolā.

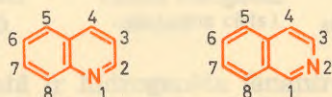


Ar nukleofilajiem reagentiem aizvietošanās notiek  $\alpha$  un  $\gamma$  vietās.



Piridīns ir izejviela ārstniecisko preparātu, krāsvielu, piperidīna un citu savienojumu iegūšanai. Izmanto par šķīdinātāju organiskajā sintēzē.

### Hinolīns un izohinolīns

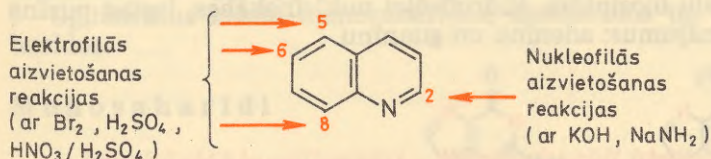


Hinolīns un izohinolīns ir benzola un piridīna kondensētās sistēmas. Šos savienojumus iegūst no akmeņogļu darvas vai sintētiski.

Hinolīnam un izohinolīnam ķīmiskā ziņā piemīt kā benzola, tā piridīna īpašības. Elektrofilās aizvietošanas reakcijas norisinās galvenokārt benzola ciklā, nukleofilās aizvietošanas reakcijas – piridīna ciklā (sk. 4.29. att.).

Hinolīnu izmanto par šķīdinātāju organiskajā sintēzē. Hinolīnu, izohinolīnu un to atvasinājumus izmanto bioloģiski aktīvu savienojumu un krāsvielu iegūšanai.

Hinolīna un izohinolīna cikls ir vairāku alkaloīdu, piemēram, papaverīna, morfīna struktūrelements (sk. 4.13.3. iedaļu).

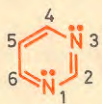


4.29. att. Elektrofilās un nukleofilās aizvietošanas reakcijas hinolīna ciklā.

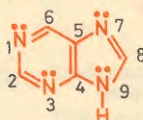
## 4. daļa

## 4. daļa

Sešlocekļu heterocikliskie savienojumi ar vairākiem slāpekļa atomiem.

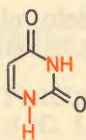


Pirimidīns

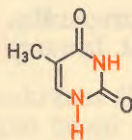


Purīns

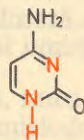
Svarīgākais sešlocekļu heterocikliskais savienojums ar diviem heteroatomiem ciklā ir *pirimidīns*. Tā atvasinājumi ietilpst svarīgu dabasvielu – vitamīnu, nukleīnskābju (sk. 4.14.3. iedaļu) un sulfanilamīdpreparātu sastāvā. Hidrolizējot nukleīnskābes, iegūst bioloģiski svarīgus pirimidīna atvasinājumus: *uracilu*, *timīnu* un *citozīnu*.



Uracils

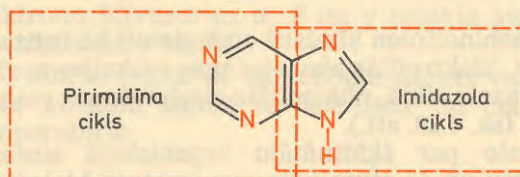


Timīns

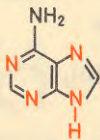


Citozīns

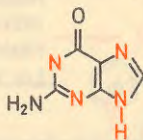
Svarīgākās kondensētās heterocikliskās sistēmas ir *purīna* grupas atvasinājumi, kas veidoti no imidazola un pirimidīna struktūrelementiem.



Purīna atvasinājumi izplatīti dabas vielās. Purīna sistēma ietilpst daudzu alkaloidu, nukleīnskābju, vitamīnu un antibiotiku uzbūves pamatā. Nukleīnskābes ar purīna struktūrelementiem piedalās ģenētiskās informācijas pārveidā olbaltumvielu biosintēzē. Hidrolizējot nukleīnskābes, iegūst purīna atvasinājumus: adenīnu un guanīnu.



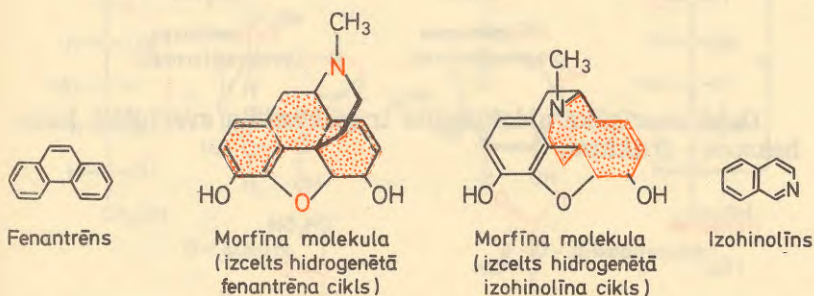
Adenīns



Guanīns

### 4.13.3. Alkaloīdi

Alkaloīdi ir slāpekli saturošas, bāziskas vielas, kuras izolē no augu valsts. Atkarībā no pamatheterocikla, kāds ir alkaloīdu pamatā, tos iedala pīridīna, piperidīna, indola, hinolīna, purīna un citu grupu alkaloīdos. Daudzi alkaloīdi ir fizioloģiski ļoti aktīvi savienojumi. Tos izmanto medicīnas praksē kā ārstnieciskas vielas (sirdsdarbības un centrālās nervu sistēmas stimulatori, vielas ar spazmolītisku darbību, pretmalārijas līdzekļi u. c.). Pazīstamākie alkaloīdi ir morfīns, papaverīns, kodeīns, kofeīns, nikotīns, atropīns u. c.



Morfīna molekulas pamatā ir hidrogenēta fenantrena un hidrogenēta izohinolīna struktūrelementi. Morfīns ir spēcīgs pretsāpju līdzeklis. Ja morfīnu lieto atkārtoti, organisms pie tā ātri pierod: lai sasniegtu vēlamu efektu, nepieciešamas aizvien lielākas devas.

Savu nosaukumu morfīns ieguvis tieši iemidzinošās darbības dēļ – par godu sengrieķu miega un sapņu dievam Morfejam.

## 4.14. Bioorganiskie savienojumi

### 4.14.1. Ogļhidrāti

Ogļhidrāti ir plaši izplatīti augu un dzīvnieku valsts hidroksialdehīdi un hidroksiketoni. Tiem ir izcila nozīme organismu bioloģiskajos procesos (pārtikas produkti).

Ogļhidrātus iedala monosaharīdos, disaharīdos un polisaharīdos.

#### Monosaharīdi

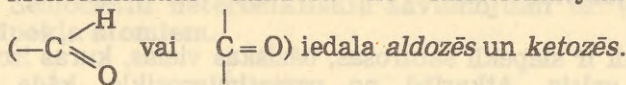
**Vienkāršākie ogļhidrāti – monosaharīdi hidrolīzes procesā nešķeļas. Pēc oglekļa atomu skaita molekulā tos iedala pentozēs, heksozēs utt.**

## 4. daļa

**Alberts Ladenburgs** (1842–1911) – vācu ķīmiķis organīķis. Viņš pētījis alkaloīdu struktūru un sintēzi, kā arī silīcija un alvas organiskos savienojumus un aromātisko ogļūdeņražu struktūru. Sintētiski ieguvis pirmo alkaloīdu – konīnu no  $\alpha$ -propilpīridīna (1886), ieteicis benzola prizmatisko struktūrformulu (1869). Noskaidrojis ozona formulu.

# 4. daļa

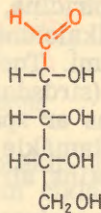
Monosaharīdus atkarībā no funkcionālajām grupām



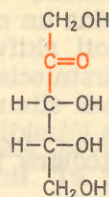
**Pentozes**

(C<sub>5</sub>)

C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>O<sub>5</sub>



**Aldopentozes**  
projekcijformula



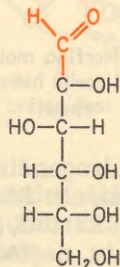
**Ketopentozes**  
projekcijformula

Dabā svarīgākā aldoheksoze ir *glikoze* un svarīgākā ketoheksoze – *fruktoze*.

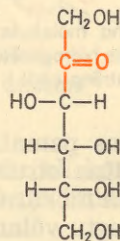
**Heksozes**

(C<sub>6</sub>)

C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>

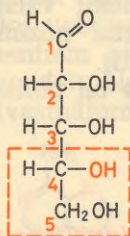
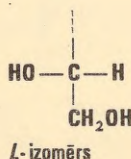
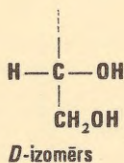


**D-glikoze**  
(**aldoh**eksoze)

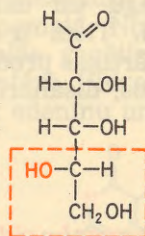


**D-fruktoze**  
(**keto**heksoze)

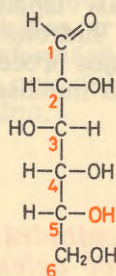
Pentozu piederību *D* vai *L* rindai nosaka ceturtais oglekļa atoms, heksožu piederību *D* vai *L* rindai – piektais oglekļa atoms. *D* rindai pieder tie monosaharīdi, kuriem projekcijformulā pie ceturttā (pentozēm) vai piektā (heksozēm) oglekļa atoma hidroksilgrupa ir molekulas labajā pusē, bet *L* rindai, ja tā ir molekulas kreisajā pusē.



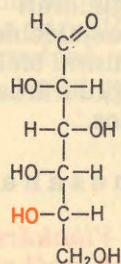
**D-riboze**



**L-riboze**



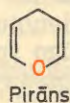
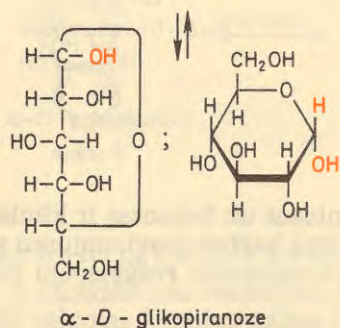
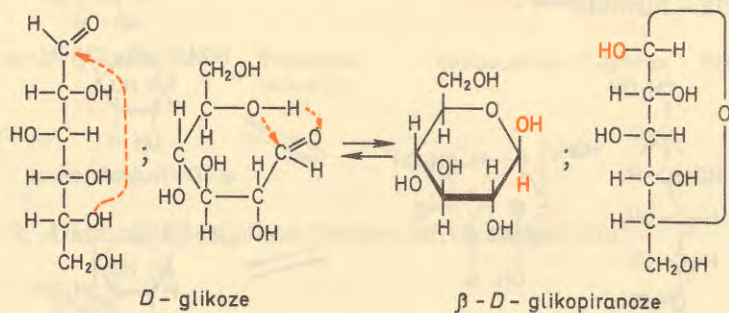
**D-glikoze**



**L-glikoze**

Aldozes un ketozes viegli veido cikliskus pusacetālus (sk. aldehīdu un ketonu pievienošanas reakcijas 4.11. nodaļā). Piemēram, ja glikozes cikliskā forma veidojas, piedaloties piektā oglekļa atoma hidroksilgrupai, rodas sešlocekļu ciklisks savienojums – *piranoze* (nosaukums atvasināts no sešlocekļu heterocikliskā savienojuma – *pirāna*).

Cikliskās aldoses (ketozes) attēlo ar *perspektīvformulām*. Lai izceltu cikla telpisko uzbūvi, pret skatītāju vērstās plaknes malas zīmē ar biezākām līnijām.



Ja projekcijformulā pusacetāla hidroksilgrupa (zīmēta ar sarkanu krāsu) un tā hidroksilgrupa, kas nosaka piederību  $D$  vai  $L$  rindai, ir vienā pusē, tad glikozes ciklisko formu sauc par  $\alpha$ -*anomēru*, ja pretējās pusēs –, tad par  $\beta$ -*anomēru*.

Perspektīvformulām  $\alpha$  un  $\beta$  cikliskās formas nosaka, salīdzinot pusacetāla hidroksilgrupas un  $\text{CH}_2\text{OH}$  grupas telpisko novietojumu. Ja šīs grupas atrodas *trans* stāvoklī, tad ciklisko formu sauc par  $\alpha$ -*anomēru*, ja *cis* stāvoklī –, tad par  $\beta$ -*anomēru*.

Monosaharīdu rentgenstruktūranalīze liecina, ka piranozēm ir "*krēsla*" konformācija (sk. 4.2.2. iedaļu un 4.11. att.), kas ataino piranožu faktisko struktūru.

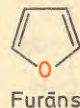
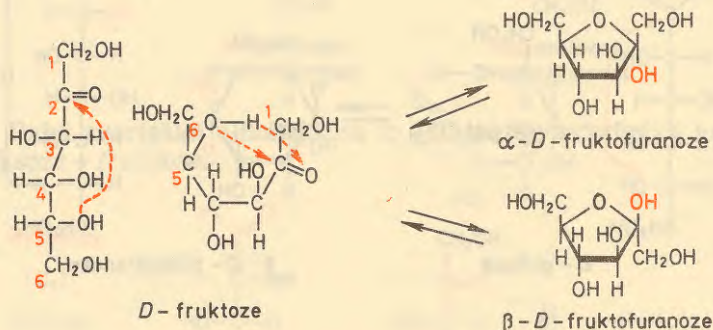
**Emīls Hermanis Fišers** (1852–1919) – vācu ķīmiķis organiskis un biokīmiķis. Viņš pētījis ogļhidrātus, olbaltumvielas un purīna atvasinājumus, sintezējis fenilhidrazīnu  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NHNH}_2$  (1875, kopā ar Oto Fišeru), vairākus purīna atvasinājumus – kofeīnu, teobromīnu, guanīnu, adenīnu (1897), purīnu (1898) un urīnskābi (1899). Sākot ar 1884. gadu, E. H. Fišers sistemātiski pētījis ogļhidrātus. Viņš atklājis ozazonu veidošanos, iedarbojoties uz monosaharīdiem ar arilhidrazīniem (1884), ieteicis ogļhidrātu nomenklatūru, projekcijformulas un klasifikāciju (1890), sintezējis glikozi, mannozi un fruktozi (1890), pirmais sācis lietot organisko savienojumu sintēzē fermentus (1894). Ieteicis metodi aminoskābju analīzei un sadalīšanai (1901) un eksperimentāli pierādījis, ka aminoskābes ir saistītas savā starpā ar peptidsaitēm (Nobela prēmija 1902. gadā).

## 4. daļa

**Voltars Heiverts (1883–1950)** – angļu ķīmiķis organīķis. Galvenie viņa pētījumi ir vēltīti ogļhidrātu ķīmijai. Viņš ieteicis monosaharīdu alkilēšanu ar dimetilsulfātu sārmu klātbūtnē (1915) un pirmais sācis lietot perspektīvformulas ogļhidrātu molekulu telpiskai attēlošanai (Heiverta formulas). Noskaidrojis C vitamīna struktūru (kopā ar E. Hestu) un veicis tā sintēzi (1933, vienlaikus ar Šveices ķīmiķi organīķi T. Reihšteinu). Par šiem darbiem 1937. gadā saņēmis Nobela prēmiju.



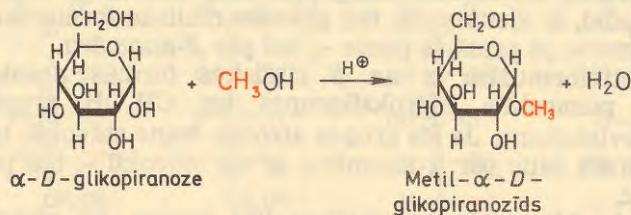
Svarīgākā ketoheksoze – fruktoze viegli veido cikliskas struktūras – piranozes vai furanozes (nosaukums atvasināts no pieclocēkļu heterocikliskā savienojuma ar skābekļa atomu ciklā – furāna).



**Monosaharīdu reakcijas.** Pentozes un heksozes ir ķīmiski aktīvi savienojumi. Tiem raksturīgas karbonilsavienojumu un daudzvērtīgo spirtu reakcijas. Monosaharīdu reaģētspēju raksturo glikozes reakcijas.

### Hidroksilgrupu reakcijas

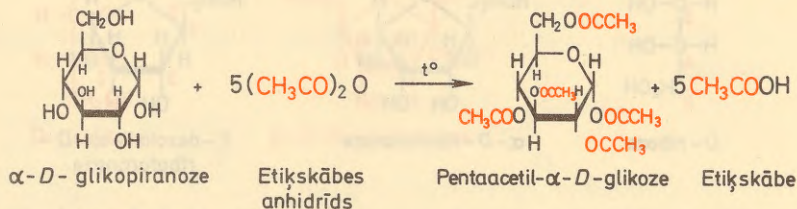
1. **Reakcija ar spirtiem.** Cikliskās formas pusacetāla (glikozīdskā) hidroksilgrupa ir ar paaugstinātu reaģētspēju un viegli reaģē ar spirtiem.



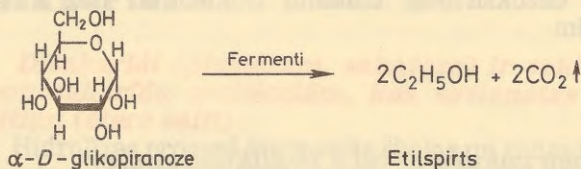
\*Ciklisku molekulu konformācijas maiņa.

Šo savienojumu nosaukumu pamatā ir monosaharīda nosaukums, kam izskaņas -oze vietā pievienota izskaņa -ozīds.

2. **Reakcija ar skābju anhidrīdiem.** Reakcijā ar spēcīgiem acilētājiem reagentiem piedalās visas piecas hidroksilgrupas (viens pusacetāla un četras spirta hidroksilgrupas).

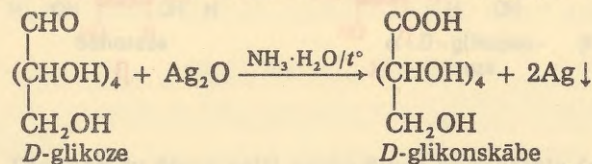


### 3. Alkoholiskā rūgšana (fermentatīvā sašķelšana).

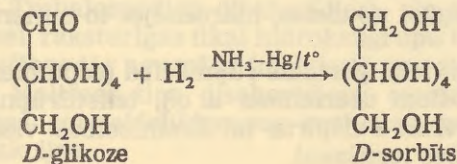


## Karbonilgrupas reakcijas

1. **Oksidēšanas reakcijas.** Ar sudraba(I) oksīdu amonjakālā vidē veidojas D-glikonskābe ("*sudraba spoguļa*" reakcija).

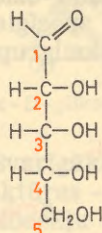


2. **Reducēšanas reakcija.** Reducējoties glikoze veido sešvērtīgo spirtu.

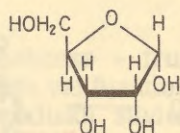


## 4. daļa

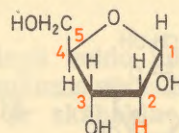
### Riboze un dezoksiriboze



D-riboze



$\alpha$ -D-ribofuranoze

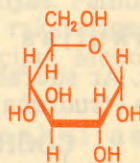
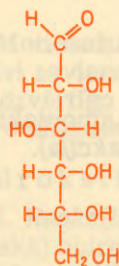


2-dezoksi- $\alpha$ -D-ribofuranoze

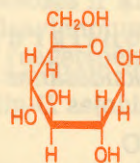
Ribozei un 2-dezoksiribozei ir ļoti svarīga bioloģiska nozīme. Šīs pentozes ietilpst visās dzīvās šūnās ribonukleīnskābju sastāvā (sk. 4.14.3. iedaļu). Nukleīnskābēs riboze un 2-dezoksiriboze ir saistīta ar purīna vai pirimidīna atvasinājumiem un fosforskābi.

Ribozi un dezoksiribozi izmanto nukleotīdu (sk. 4.14.3. iedaļu) sintēzēm.

### Glikoze (vīnogu cukurs, $\alpha$ vai $\beta$ D-glikopiranoze)



$\alpha$



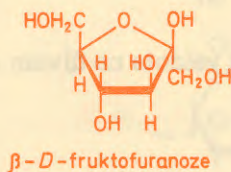
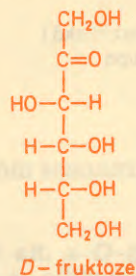
$\beta$

Glikoze ir visizplatītākais monosaharīds. Brīvā veidā sastopama vīnogās, augļos, kā sastāvdaļa – disaharīdos (saharozē) un polisaharīdos (ciete, celulozē).

Rūpniecībā glikozi iegūst no cietes, hidrolizējot to minerālskābju klātbūtnē.

Glikozi lieto kā uzturvielu, pārtikas rūpniecībā (cepumiem, karamelēm, atspirdzinošiem dzērieniem u. c.), tekstilrūpniecībā un medicīnā. Izejviela etilspirta un ārstniecības vielu, piemēram, askorbīnskābes iegūšanai.

## Fruktoze (augļu cukurs)

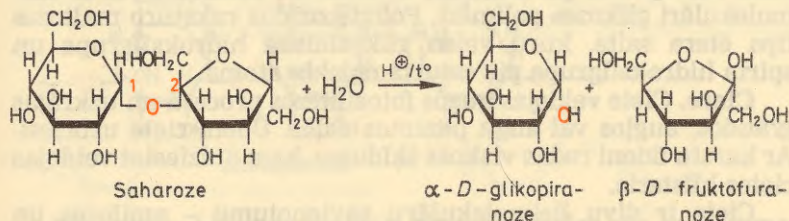


Fruktoze brīvā veidā atrodama augļos un medū. Fruktoze ir saharozes sastāvdaļa un eksistē  $\beta$ -furanozes formā. Fruktoze ir 2,5 reizes saldāka par glikozi. To lieto konditorejas rūpniecībā. Fruktozi iegūst, hidrolizējot saharozi.

## Disaharīdi

**Disaharīdi (piemēram, saharoze) ir veidoti no divām monosaharīdu molekulām, kas savienotas ar skābekļa tiltni (ētera saiti).**

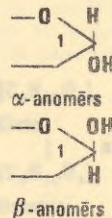
Hidrolīzes procesā ētera saite šķeļas un rodas monosaharīdi. Piemēram, hidrolizējot saharozi, veidojas glikoze un fruktoze.



Disaharīdu ētera saiti veido divas pusacetāla (glikozīdiskās) hidroksilgrupas (*trehalozes tips*) vai viena pusacetāla hidroksilgrupa un spirta hidroksilgrupa pie ceturtnā oglekļa atoma (*maltozes tips*).

Trehalozes tipa disaharīdiem, piemēram, saharozei, trehalozei, raksturīgas tikai hidroksilgrupu reakcijas, bet reducētāju īpašības tās neuzrāda (molekulā nav aldehīdgrupu).

Maltozes tipa disaharīdiem, piemēram, maltozei, raksturīgas gan aldehīdgrupas reakcijas, gan daudzvērtīgo spirtu reakcijas.



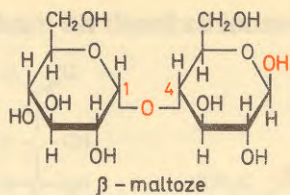
## 4. daļa

glikoze



glikoze

Maltoze



HO – pusacetāla (glikozīdiskā) hidroksilgrupa

Maltozes molekula veidota no divām *D*-glikopiranozes molekulām.

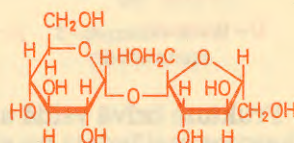
glikoze



fruktoze

Saharoze

**Saharoze (niedru, biešu cukurs)**



Sahrozes molekula veidota no *D*-glikopiranozes un *D*-fruktofuranozes molekulām. Saharoze ir visizplatītākais disaharīds. Rūpniecībā iegūst no cukurniedrēm un cukurbietēm.

Ar skābēm un fermentiem saharoze viegli šķeļas, veidojot glikozes un fruktozes maisījumu (mākslīgais medus). Saharozi izmanto uzturā, konditorejas rūpniecībā, alkoholisko dzērienu iegūšanai.

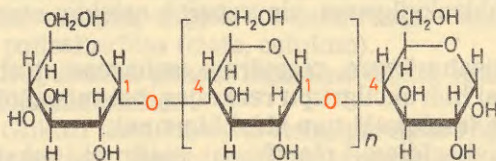
### Polisaharīdi

Polisaharīdi ir lielmolekulārie savienojumi, kas hidrolīzes procesā sašķeļas daudzās monosaharīdu molekulās. Svarīgākie dabā sastopamie polisaharīdi ir ciete un celuloze. Tie ir lielmolekulāri glikozes polimēri. Poliglikozīdus raksturo maltozes tipa ētera saite, kuru veido glikozīdiskā hidroksilgrupa un spirta hidroksilgrupa pie ceturtā oglekļa atoma.

**Ciete.** Ciete veidojas augos fotosintēzes procesā un uzkrājas graudos, augļos vai augu pazemes daļās. Ūdenī ciete uzbriest. Ar karstu ūdeni rodas viskozs šķīdums, kam atdziestot veidojas cietes klīsteris.

Ciete ir divu lielmolekulāru savienojumu – amilozes un amilopektīna maisījums.

*Amilozes molekulas* sastāv no  $\alpha$ -*D*-glikozes atlikumiem, kas savā starpā saistīti ar ētera saitēm (1,4-stāvokļos), veidojot spirālēs savītas makromolekulas (sk. 4.30. att.).

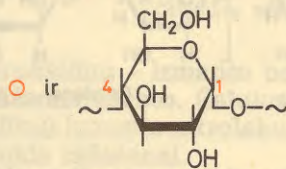


Amiloze

$n = 1000 \dots 6000$

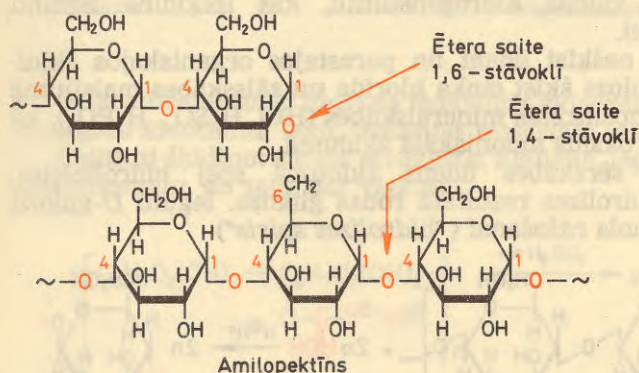


4.30. att.  $\alpha$ -D-glikopiranozes atlikumu telpiskais sakārtojums amilozes molekulā.



$\alpha$ -D-glikopiranozes atlikums

*Amilopektīna molekulas* veido sapārotas virknes, kurās  $\alpha$ -D-glikozes atlikumi saistīti ar ētera saitēm. Galvenajā virknē  $\alpha$ -D-glikozes atlikumi saistīti 1,4-stāvokļos, bet sānvirknēs – 1,6-stāvokļos. Sānvirknes atkārtojas ik pēc 23–27 glikozes atlikumiem.



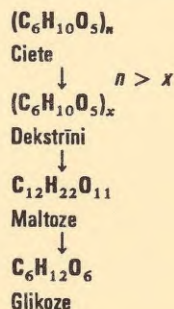
Raksturīga ir cietes reakcija ar jodu – rodas zils krāsojums. Cietes reakciju ar jodu izmanto analītiskajā ķīmijā joda konstatēšanai.

Ciete fermentu un skābju ietekmē hidrolizējas un atkarībā no reakcijas apstākļiem veido dekstrīnus, maltozi un glikozi.

Cietes šķīdumam nav reducējošu īpašību. Rūpniecībā cieti iegūst no kartupeļiem, kukurūzas un rīsiem.

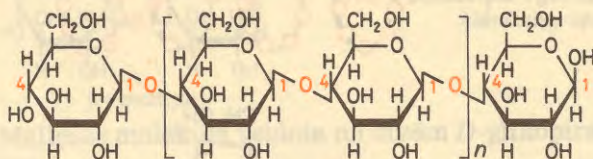
Ciete ir dažādu miltu izstrādājumu galvenā sastāvdaļa. Plaši to lieto dažādās pārtikas rūpniecības nozarēs, tekstilrūpniecībā, medicīnā un etilspirta ražošanai.

Celuloze. Celuloze ir galvenā augu šūnu sastāvdaļa. Dažādās augu šūnās celulozes masas daļa ir no 50 līdz 70 %. Tīra celuloze ir kokvilna, vate un filtrpapīrs.



## 4. daļa

Celulozes molekulas veidotas no  $\beta$ -D-glikozes atlikumiem, kas savā starpā saistīti ar ētera saitēm 1,4-stāvokļos.



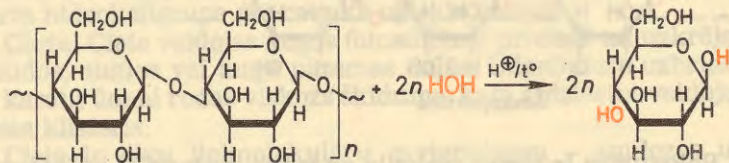
Celuloze

Celuloze veido garas diegveida šķiedras. Polimerizācijas pakāpe  $n = 300-6000$ . Celulozei ir laba ķīmiskā un mehāniskā stiprība. Celulozes mehāniskā stiprība atkarīga no molekulas polimerizācijas pakāpes. Dabiskajām šķiedrām, piemēram, linu šķiedrai, polimerizācijas pakāpe ir lielāka nekā tehniskās celulozes preparātiem, piemēram, viskozes zīdam.

Celulozi iegūst no koksnes, kas satur aptuveni 50 % celulozes, ap 30 % lignīna un cietes savienojumus. Lai atdalītu celulozi no piemaisījumiem, sasmalcinātu koksni apstrādā ar nātrija vai kalcija hidrogēnsulfītu, kas izšķīdina lignīnu (sulfītm metode).

Celuloze nešķīst ūdenī un parastajos organiskajos šķīdinātājos. Celuloze šķīst cinka hlorīda un sāļsskābes maisījumā un dažās koncentrētās minerālskābēs ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), kā arī vara hidroksīda amonjakālā šķīdumā.

Celuloze sērskābes ūdens šķīdumā spēj hidrolizēties. Celulozes hidrolīzes rezultātā rodas glikoze. Iegūto D-glikozi izmanto etanola ražošanai ("hidrolīzes spirts").



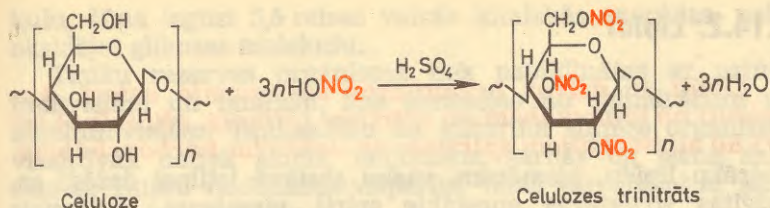
Celuloze

$\beta$ -D-glikopiranoze

Celulozes molekulā katrs glikozes atlikums satur trīs hidroksilgrupas. Tāpēc celulozei ir raksturīgas esterificēšanās reakcijas. Svarīga praktiska nozīme ir celulozes slāpekļskābes un etiķskābes esteriem.

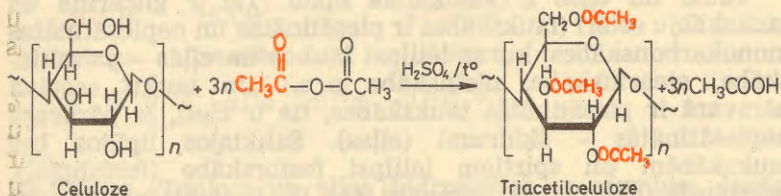
Celulozes slāpekļskābes esterus iegūst, apstrādājot celulozi ar slāpekļskābes un sērskābes maisījumu. Atkarībā no reakcijas apstākļiem iegūst celulozes nitrātu, kurā esterificēta viena, divas vai visas trīs glikozes hidroksilgrupas.

## 4. daļa



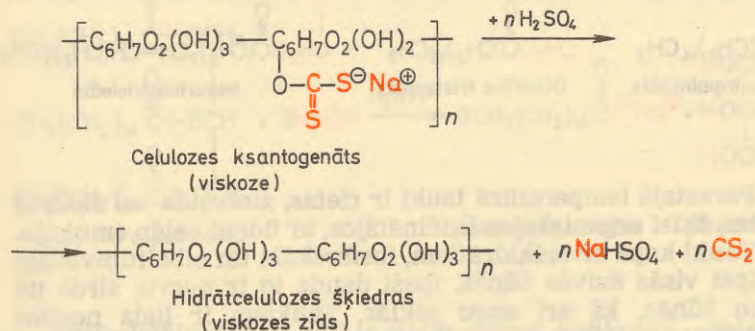
Celulozes trinitrātu – *piroksilīnu* – izmanto bezdūmu pulvera ražošanai un spridzināšanas darbos. Celulozes mononitrātus un dinitrātus (*koloksilīnu*) izmanto nitrolaku, nitokrāsu un caurspīdīgu plēvju, celuloīda ražošanai.

Acetilējot celulozi ar etiķskābes anhidrīdu, iegūst celulozes etiķskābes esteri jeb *acetilcelulozi*.



Triacetilceluloze ir izejviela mākslīgās šķiedras – acetātzīda, nedegošu kinofilmu, laku, izolācijas materiālu ražošanai.

Celulozi šķīdinot sārmā sēroglekļa klātienē, iegūst *celulozes ksantogenātu*, ko sauc par *viskozi*:



Viskozes šķiedras iegūst no celulozes ksantogenāta šķīduma, izspiežot to caur speciālām sprauslām (filjerām) vannā ar atšķaidītu sērskābi. Ksantogenāts sadalās par hidrātcelulozi, kurā veido jēlpavedienus. Ja viskozes masu izspiež caur šaurām spraugām, iegūst caurspīdīgu iesaiņojuma materiālu – celofāna plēvi.

— 1857. g. izstrādāja  
metodi viskozes iegūšanai  
1893. gadā kopā ar E. Bivenu).  
Ieteicis metodi plēvju ražošanai  
no viskozes un acetilcelulozes  
(1894).

**Čarls Kross** (1855–1935)  
bija angļu ķīmiķis. Izstrādājis  
metodi viskozes iegūšanai  
(1893. gadā kopā ar E. Bivenu).  
Ieteicis metodi plēvju ražošanai  
no viskozes un acetilcelulozes  
(1894).

**Edvards Bivens** (1856–  
1921) bija angļu izgudrotājs.  
Viņa galvenie pētījumi saistīti ar  
celulozes rūpniecisko izmanto-  
šanu un papīra ražošanu.  
E. Bivens izstrādājis metodi  
viskozes un viskozes šķiedras  
iegūšanai (kopā ar Č. Krossu).

## 4. daļa

### 4.14.2. Lipīdi

Anri Brakonno (1780–1855) bija franču ķīmiķis. Veicis pētījumus par dabas vielām. Noskaidrojās, ka tauki sastāv no cietas vai šķidrās eļļainas daļas (1817. gadā kopā ar M. Ševrelu). Pētot celulozes hidrolīzi, ieguvis glikozi (1819). Izdalījis aminoskābes leicīnu un glicīnu (1820). Sintezējis celulozes trinitrātu (1833).

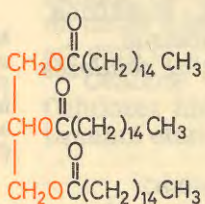
*Lipīdi ir dzīvos organismos sastopamie esteri, kas veidoti no taukskābēm un spirtiem (glikola, glicerīna) vai arī no augstākajiem spirtiem un dažādām karbonskābēm.*

Vairāku lipīdu, piemēram, vasku sastāvā ietilpst dažādi sarežģītas struktūras augstākie spirti, piemēram, cetilspirts  $C_{16}H_{33}OH$ , miricilspirts  $C_{30}H_{61}OH$ . Vienkāršo lipīdu hidrolīzē rodas tikai taukskābes un spirti, bet, šķeloties saliktajiem lipīdiem, rodas vēl arī fosforskābe un citi savienojumi.

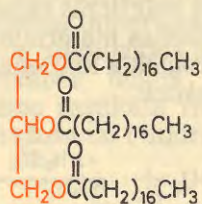
Pie saliktajiem lipīdiem pieskaitāmi, piemēram, fosfatīdi un cerebrōzīdi.

Apskatīsim visbiežāk sastopamos lipīdus – taukus un eļļas. Lipīdi ietilpst šūnu sastāvā, piemēram, šūnu membrānās.

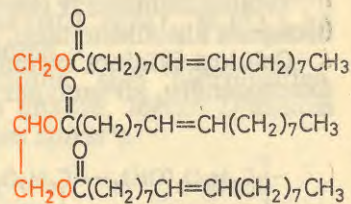
Tauki un eļļas ir vienkāršie lipīdi. Tie ir glicerīna un taukskābju esteri (taukskābes ir piesātinātas un nepiesātinātas monokarbonskābes, kuras ietilpst taukos un eļļās – palmitīnskābe, stearīnskābe, oleīnskābe u. c.). Ja tauku sastāvā pārsvarā ir piesātinātās taukskābes, tie ir cieti, ja pārsvarā nepiesātinātās – šķidrums (eļļas). Saliktajos lipīdos bez taukskābēm un spirtiem ietilpst fosforskābe (fosfolipīdi), ogļhidrāti (glikolipīdi), vitamīni (A, D, E vitamīni) un citi savienojumi.



Glicerīna tripalmitāts



Glicerīna tristearāts



Glicerīna trioleāts

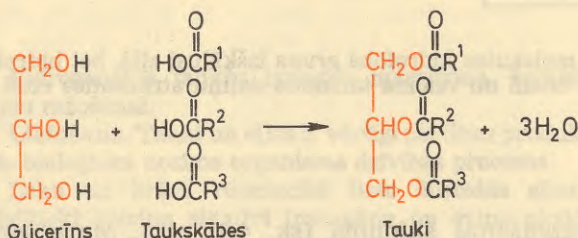
Parastajā temperatūrā tauki ir cietas, ziežveida vai šķidrās vielas, šķīst organiskajos šķīdinātājos, ar ūdeni veido emulsiju.

Tauki kopā ar ogļhidrātiem, fosforskābi un olbaltumvielām ietilpst visās dzīvās šūnās, īpaši daudz to ir nervu, sirds un aknu šūnās, kā arī augu sēklās. Taukiem ir liela nozīme organisma dzīvības procesos, nervu impulsu vadīšanā, muskuļu darbā un aizsargfunkcijās.

Cilvēka un dzīvnieka organisma dzīvības procesiem vajadzīgā enerģija tiek uzņemta galvenokārt ar ogļhidrātiem un taukiem. Organismā fermentu iedarbībā tauki sadalās par glicerīnu un attiecīgajām taukskābēm (karbonskābēm). Tām oksidējoties, izdalās enerģija, kas tiek izmantota organisma dzīvības norisēs. Piemēram, oksidējot palmitīnskābes mole-

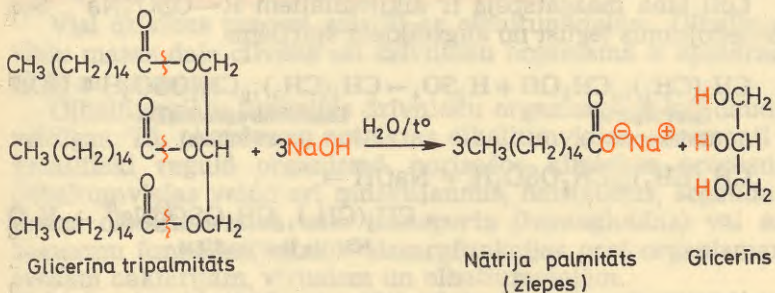
kulu, šūna iegūst 3,5 reizes vairāk ķīmiskās enerģijas, nekā oksidējot glikozes molekulu.

Tauku rezerves organismā tiek papildinātas ar uztura taukvielām un taukiem, kas sintezējas no oglehidrātiem un olbaltumvielām. Taukskābju un glicerīna sintēze organismā visaktīvāk notiek aknās, taukaudos, zarnās un piena dziedzeros. Tauku veidošanos vispārīgā veidā var attēlot ar šādu reakcijas vienādojumu:



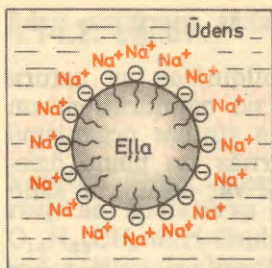
$R^1, R^2, R^3$  ir  $C_{15}H_{31}, C_{17}H_{35}, C_{17}H_{33}$  u.c.

**Ziepes.** Taukus un eļļas hidrolizējot ar sārmiem, iegūst glicerīnu un karbonskābju sāļus – ziepes. Vārot taukus kopā ar nātrija hidroksīdu, iegūst nātrija palmitātu ( $C_{15}H_{31}COONa$ ), nātrija stearātu ( $C_{17}H_{35}COONa$ ) un nātrija oleātu ( $C_{17}H_{33}COONa$ ). Tauku hidrolīzi ar sārmu sauc par *pārziepošanas reakciju*.

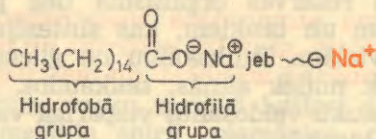


Taukskābju nātrija sāļi ir cietās ziepes, kālija sāļi – šķidrās ziepes. Ziepju ūdens šķīdumiem piemīt mazgātspēja. Ziepes ir *virsmaktīvās vielas*, kas spēj emulgēt eļļas, putot un slapināt hidrofobu virsmu (vāja mijiedarbība ar ūdeni). Šo īpašību izmanto mazgāšanas līdzekļos. Taukskābju kālija sāļi salīdzinājumā ar nātrija sāļiem labāk šķīst ūdenī, un tiem ir labāka mazgājošā darbība, t. i., tie spēj aktīvāk atraut netīrumus no mazgājamās virsmas un saistīt tos. Netīrumu daļiņas emulgējas

## 4. daļa



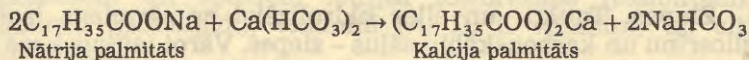
Nātrija palmitāts:



4.31. att. Ziepmu molekulas hidrofobā grupa izšķīdusi eļļā, bet hidrofilā grupa izšķīdusi ūdenī un veicina taukaino daļiņu atraušanos citai no citas.

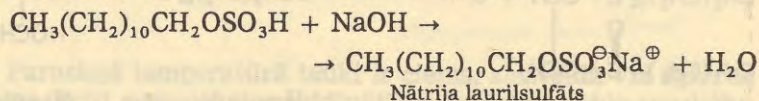
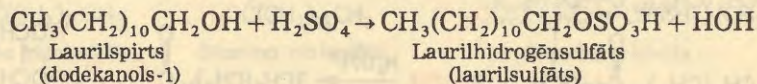
un saistās mazgāšanas šķīdumā (sk. 4.31. att.). Mazgāšanas procesā radušās putas veicina netīrumu nodalīšanu.

Ja ūdens satur kalcija un magnija hidroģēnkarbonātus (ciets ūdens), tad ziepes neputo, jo veidojas nešķīstoši sāļi:



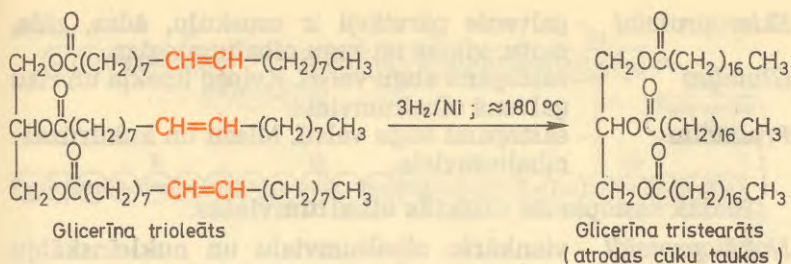
Sintētiskie mazgāšanas līdzekļi – dažādi sulfoskābju sāļi un sērskābes esteri – atšķirībā no parastajām ziepēm, nezaudē mazgātspēju arī cietā ūdenī. Šo mazgāšanas līdzekļu kalcija un magnija sāļi ir ūdenī šķīstoši.

Ļoti laba mazgātspēja ir alkilsulfātiem  $\text{R}-\text{OSO}_3^-\text{Na}^+$ . Šos savienojumus iegūst no augstākiem spirtiem.



Sintētiskajiem mazgāšanas līdzekļiem ir arī būtiski trūkumi. Viens no galvenajiem ir tas, ka tie bioloģiski grūti sadalās un apdraud ūdens augus un dzīvniekus. Sintētiskie mazgāšanas līdzekļi kopā ar notek-ūdeņiem nonākot upēs un ezeros, kavē dūņu baktēriju darbību, tādējādi traucējot ūdeņu bioloģisko attīrīšanas procesu. Ūdens putniem tie šķīdina spalvu taukojumu un apdraud putnu eksistenci.

**Tauku hidrogenēšana.** Hidrogenēšanas reakciju plaši izmanto rūpniecībā, lai šķīdros taukus (eļļas) pārvērstu cietajos taukos. Šai procesā augu eļļu sastāvā ietilpstošās nepiesātinātās taukskābes pievieno ūdeņradī un veido piesātināto taukskābju glicerīna esterus.



Hidrogenētus taukus izmanto margarīna, kombinēto tauku un ziepju ražošanai.

**Lietošana.** Tauki un eļļas ir vērtīgi pārtikas produkti, kā arī tiem ir liela bioloģiska nozīme organisma dzīvības procesos.

Laku un krāsu rūpniecībā lieto žūstošās eļļas. Eļļas žūšanu katalītiski veicina sīkatīvi (mangāna un svina oksīdi). Ar sīkatīvu termiski apstrādājot eļļu, iegūst pernicu, kuru izmanto laku, krāsu un linoleja ražošanā.

Tauki un eļļas ir izejviela ziepju, glicerīna, kosmētisko un farmaceitisko preparātu ražošanai.

#### 4.14.3. Olbaltumvielas

**Olbaltumvielas ir  $\alpha$ -aminoskābju biopolimēri. Olbaltumvielu molekulās  $\alpha$ -aminoskābes saistītas savā starpā ar amīdsaiti, un to kopējais skaits, aminoskābēm atkārtoties, var sasniegt vairākus tūkstošus.**

Visi dzīvības procesi saistīti ar olbaltumvielām. Olbaltumvielu masas daļa cilvēka un dzīvnieku organismā ir apmēram 45 % no sauses.

Olbaltumvielu funkcijas dzīvnieku organismā ir ļoti daudzveidīgas. Tā, piemēram, noteiktas olbaltumvielas – fermenti – katalītiski regulē organismā norisošos ķīmiskos procesus. Olbaltumvielas veido arī muskuļaudus, balstaudus, segaudus. Dažas olbaltumvielas veic transporta (hemoglobīns) vai arī hormonu funkcijas, citas – aizsargfunkcijas pret organismam svešām baktērijām, vīrusiem un olbaltumvielām.

Izšķir vienkāršās un saliktās olbaltumvielas. Vienkāršās olbaltumvielas – *proteīni* – veidotas tikai no  $\alpha$ -aminoskābēm. Saliktās olbaltumvielas – *proteīdi* – bez aminoskābēm satur vēl citas neorganiskas vai organiskas vielas (prostētiskās grupas).

Biežāk sastopamās vienkāršās olbaltumvielas.

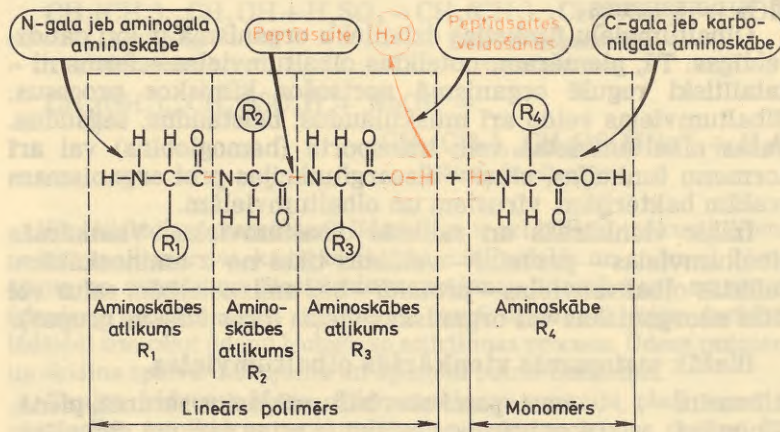
- Albumīni* – sastopami olas baltumā, asins serumā, pienā.
- Globulīni* – galvenie pārstāvji ir asins seruma globulīni ( $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ ), olas dzeltenuma, piena un muskuļu globulīni.

## 4. daļa

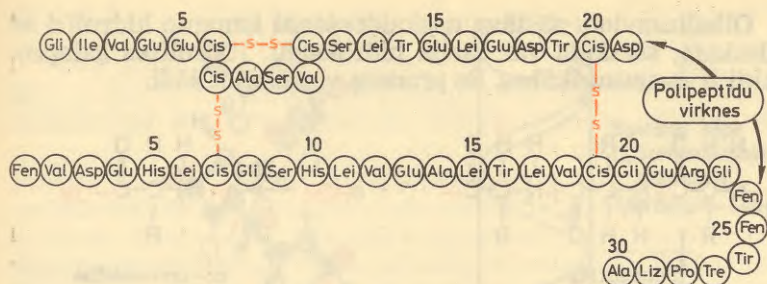
- Skleroproteīni** – galvenie pārstāvji ir muskuļu, ādas, zīda, matu, vilnas un ragu olbaltumvielas.
- Glutelīni** – sastopami augu valstī. Kviešu lipekļa un rīsu galvenā olbaltumviela.
- Prolamīni** – sastopami augu valstī. Miežu un kukurūzas olbaltumviela.

Biezāk sastopamās saliktās olbaltumvielas.

- Nukleoproteīdi** – vienkāršo olbaltumvielu un nukleīnskābju savienojumi (sk. purīna un pirimidīna atvasinājumus 4.13.2. iedaļā). Liela nozīme iedzimtībā un olbaltumvielu biosintēzē.
- Glikoproteīdi** – saliktas olbaltumvielas, kas satur ogļhidrātus. Balstaudu, saistaudu un gļotvielu sastāvdaļas.
- Hromoproteīdi** – vienkāršo olbaltumvielu un krāsvielu savienojumi. Galvenie pārstāvji ir hemoglobīns (asins olbaltumviela) un mioglobīns (muskuļu olbaltumviela).
- Lipoproteīdi** – ar lipīdiem saistītas olbaltumvielas. Atrodas asins plazmā, olas dzeltenumā, pienā, nervu audos u. c.
- Fosfoproteīdi** – saliktas olbaltumvielas, kuru izveidošanā ir piedalījušās fosforskābes molekulas. Piena, olas dzeltenuma un galvas smadzeņu audu olbaltumvielas.

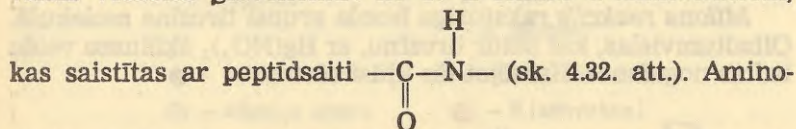


4.32. att. Polipeptīda virknes veidošanās.



4.33. att. Insulīna molekulā polipeptīdu virknes saista disulfīdsaites. Aminokābju secība norādīta, izmantojot nosaukumu saīsinātos apzīmējumus.

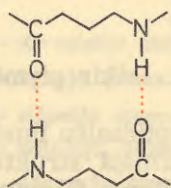
**Olbaltumvielu uzbūve un telpiskā struktūra.** Olbaltumvielas veidotas galvenokārt no 20 L rindas  $\alpha$ -aminoskābēm,



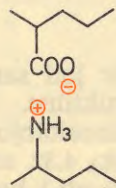
skābju sastāvs un secība polipeptīdvirknē var mainīties praktiski neierobežoti. Polipeptīda molekula, kas būvēta no 20 dažādām  $\alpha$ -aminoskābēm, ja katra aminoskābe atkārtojas molekulā tikai vienu reizi, var pastāvēt vairāk nekā  $2 \cdot 10^{18}$  kombināciju (izomēru) veidā.

$\alpha$ -aminoskābju secība polipeptīda virknē ir ļoti svarīgs faktors, kas nosaka olbaltumvielu specifiskās funkcijas dzīvā organismā.

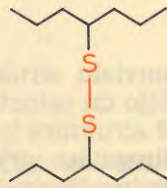
Olbaltumvielu molekula sastāv no vienas vai vairākām polipeptīdu virknēm (sk. 4.33. att.), kas savienotas savā starpā ar jonu saitēm ( $-\text{NH}_3^+ \text{OOC}^-$ ), ūdeņraža saitēm ( $\text{>C=O} \dots \text{H-N}<$ ) vai disulfīdsaitēm ( $-\text{S}-\text{S}-$ ).



Ūdeņraža saite



Jonu saite

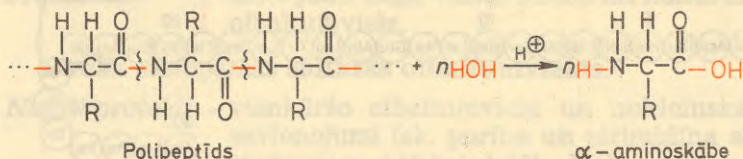


Disulfīdsaites

**Roberts Merifilds (1921)** – amerikāņu ķīmiķis biorganiķis. Viņa galvenie pētījumi saistīti ar peptīdu sintēzi cietā fāzē. Šī metode pamatojas uz peptīdvirknes piesaistīšanu polimēra makromolekulai. Peptīdu molekula paliek saistīta ar polimēru, līdz sasniegts vēlamais peptīdvirknes garums (1963). R. Merifilds sintezējis vairākus peptīdus: ribonukleāzi, angiotenzīnu u. c. 1984. gadā saņēmis Nobela prēmiju.

## 4. daļa

Olbaltumvielu sastāva noskaidrošanai izmanto hidrolīzi ar sālsskābi, sērskābi vai bārija hidroksīdu. Hidrolīzes galaprodukti ir  $\alpha$ -aminoskābes. Šo procesu var attēlot šādi:

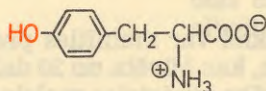


Olbaltumvielām ir raksturīgas dažas krāsu reakcijas, kuras izmanto olbaltumvielu identificēšanai.

**Biureta reakcija** raksturīga olbaltumvielu peptīdsaitēm. Olbaltumvielas šķīdumam pielejot sārmu un pievienojot dažus pilienus vara(II) sulfāta šķīduma, rodas violets krāsojums.

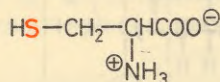
**Ksantoproteīna reakcija** raksturīga olbaltumvielām, kas satur benzola gredzenu. Ar koncentrētu slāpekļskābi olbaltumviela veido dzeltenu krāsojumu.

**Milona reakcija** raksturīga fenola grupai tirozīna molekulā. Olbaltumvielas, kas satur tirozīnu, ar  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  šķīdumu veido baltas nogulsnes. Karsējot tās kļūst sārtas.



Tirozīns

**Cistenīna reakcija** raksturīga sēru saturošām aminoskābēm. Olbaltumvielas šķīdumu karsējot kopā ar svina(II) acetātu un nātrija sārmu, rodas melns svina(II) sulfīds. No sēru saturošām aminoskābēm daudzās olbaltumvielās sastopams cisteīns:

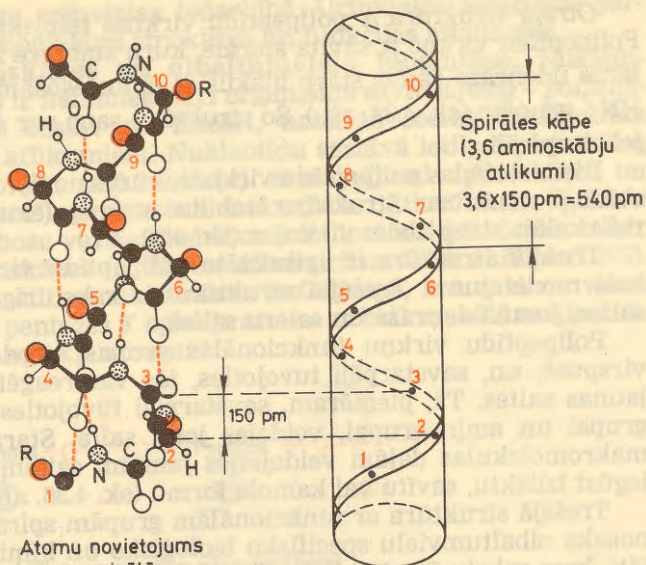


Cisteīns

Olbaltumvielu struktūra ir ļoti sarežģīta. Izšķir pirmējo, otrējo, trešējo un ceturtējo struktūru.

**Pirmējā struktūra** ir  $\alpha$ -aminoskābju un peptīdsaišu lineārā secība polipeptīdu virknē (sk. 4.32. att.). Pirmējā struktūra noskaidrota insulīnam (sk. 4.33. att.), hemoglobīnam, fibroīnam (dabiskā zīda olbaltumviela) u. c.

## 4. daļa

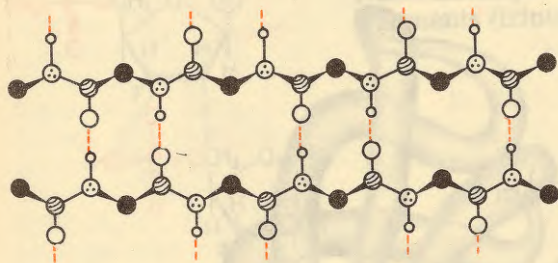


Atomu novietojums  
 $\alpha$  spirālē

$\alpha$  spirāle

- — oglekļa atoms
- ⊙ — slāpekļa atoms
- — skābekļa atoms
- — ūdeņraža atoms
- — R (sānvirkne)
- — ūdeņraža saite

4.34. att. Olbaltumvielas molekulas otrējās struktūras shēma ( $\alpha$ -struktūra).



- —  $\alpha$ -oglekļa atoms
- ⊙ — oglekļa atoms
- ⊙ — slāpekļa atoms
- — skābekļa atoms
- — ūdeņraža atoms
- — ūdeņraža saite

4.35. att. Olbaltumvielas molekulas polipeptīdu virknes struktūra plaknē ( $\beta$ -struktūra).

## 4. daļa

**Lainuss Kārls Polings** (1901) ir amerikāņu ķīmiķis un fiziķis. Kopā ar amerikāņu fiziķāļķīmiķi Dž. Sleiteru 1931.–1934. gadā veicis pētījumus par ķīmisko saiti un molekulu struktūras kvantu ķīmiju. Izstrādājis rezonanses teoriju (1931–1933) un ieviesis elektronegativitātes jēdzienu (1932). Kopā ar angļu fiziķiem Dž. Bernalu un U. Bregu izstrādājis vispārīgos olbaltumvielu struktūranalīzes principus (1946–1950). Izvirzījis teoriju par olbaltumvielu otrējo struktūru –  $\alpha$ -spirāli (1951, kopā ar amerikāņu biokīmiķi R. Kori). Nobela prēmija ķīmijā (1954). Nobela miera prēmija (1952).

*Otrējā struktūra* ir polipeptīdu virknes telpiskā struktūra. Polipeptīdu virkne ir savīta spirālē, kuru stabilizē iekšmolekulārās ūdeņraža saites starp blakus vijumos esošām  $>C=O$  un  $HN<$  grupām (sk. 4.34. att.). Šo struktūru sauc par  $\alpha$ -struktūru jeb  $\alpha$ -spirāli.

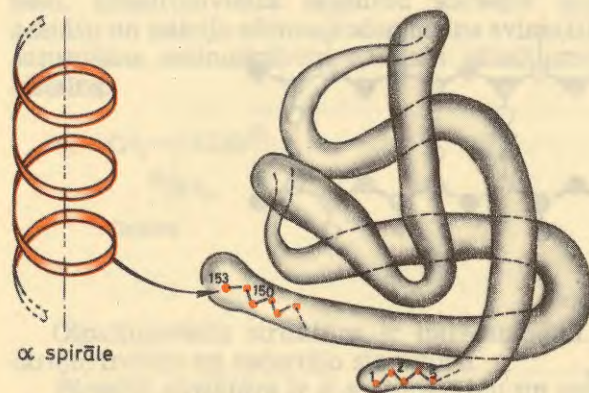
Divas dažādas polipeptīdu virknes, kuras novietotas plaknē, veido  $\beta$ -struktūru. Struktūru stabilizē starpmolekulārās ūdeņraža saites starp abām virknēm (sk. 4.35. att.)

*Trešējā struktūra* ir spiralizēto polipeptīdu virkņu telpiskais novietojums. Trešējai struktūrai ir raksturīgas disulfīd-saites, jonu, ūdeņraža un esteru saites.

Polipeptīdu virkņu funkcionālās grupas atrodas spirāles virspusē, un, savstarpēji tuvojoties, tās var reaģēt un veidot jaunas saites. Tā, piemēram, savstarpēji tuvojoties karboksilgrupai un aminogrupai, veidojas jonu saite. Starp dažādām makromolekulas daļām veidojoties jaunām saitēm, molekula iegūst izliektu, savītu vai kamola formu (sk. 4.36. att.).

Trešējā struktūra ar funkcionālām grupām spirāles ārpusē nosaka olbaltumvielu specifisko bioloģisko un ķīmisko aktivitāti, kam raksturīga ļoti liela reakciju selektivitāte.

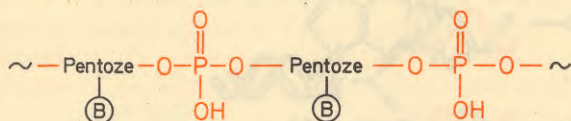
*Ceturrtējā struktūra* veidojas, savstarpēji saistoties olbaltumvielu makromolekulām. Ceturrtējās struktūras agregāti veido bioloģiski aktīvas konformācijas. Šāda struktūra raksturīga fermentiem, hemoglobīnam, muskuļu olbaltumvielai – miozīnam u. c. Hemoglobīnā ietilpst četri makromolekulu agregāti, kas spēj pievienot un organismā transportēt skābekli. Saites, kas veido hemoglobīna ceturrtējo struktūru, viegli var



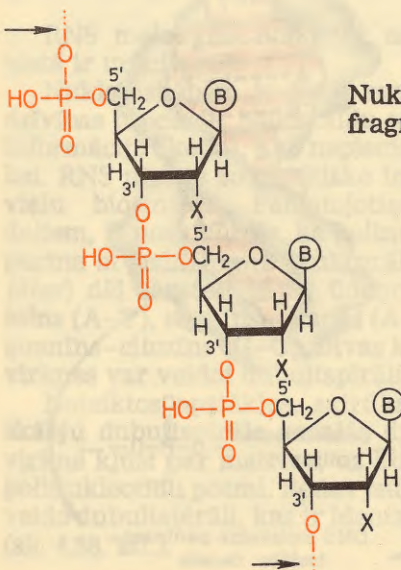
4.36. att. Mioglobīna molekulas polipeptīdu virkne (trešējā struktūra), kura satur 153 dažādu aminoskābju atlikumu.

tikt sarautas urīnvielas iedarbībā. Urīnvielas iedarbību pārtraucot, hemoglobīna struktūra un funkcijas atjaunojas.

**Nukleīnskābes un olbaltumvielu biosintēze.** Nukleīnskābes (NS) ir lielmolekulāri organiskie savienojumi – *polinukleotīdi*, kas sastāv no lineāri, noteiktā secībā sakārtotiem *nukleotīdu* atlikumiem. Nukleotīdu sastāvā ietilpst pirimidīna un purīna (sk. 4.13.2. iedaļu) atvasinājumi (pirimidīna un purīna "bāzes"), pentoze un fosforskābe. Atkarībā no tā, kāda pentoze (riboze vai dezoksiriboze) ietilpst nukleīnskābē, izšķir ribonukleīnskābes (RNS) un dezoksiribonukleīnskābes (DNS). Nukleotīdu atlikumus sasaista fosfātgrupa, kas savieno viena nukleotīda pentozes 3' oglekļa atomu ar blakusesošā nukleotīda pentozes 5' oglekļa atomu:



B – pirimidīna un purīna atvasinājumi



Nukleīnskābju makromolekulas fragments (trinukleotīds)

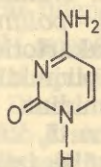
X ir OH ribonukleīnskābē

X ir H dezoksiribonukleīnskābē

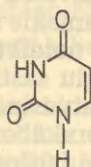
## 4. daļa

# 4. daļa

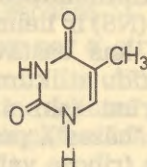
Pirimidīna (citozīns, uracils un timīns) un purīna (adenīns un guanīns) atvasinājumi, kas ietilpst nukleīnskābju sastāvā:



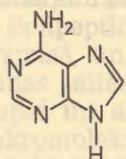
Citozīns (C)



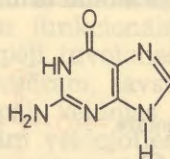
Uracils (U)



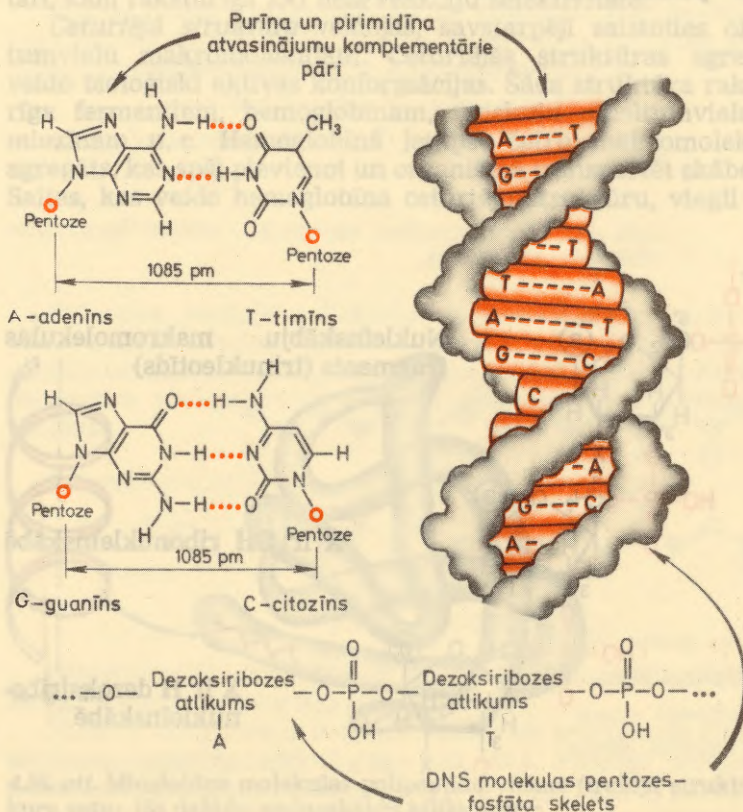
Timīns (T)



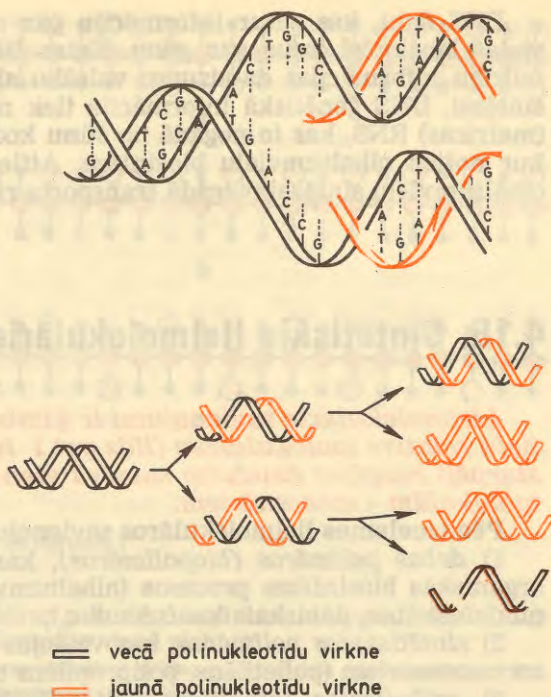
Adenīns (A)



Guanīns (G)



4.37. att. Dezoksiribonukleīnskābes (DNS) molekulu dubultspirāles shēma.



4.38. att. DNS dubultspirāles dubultošanās (replikācija).

RNS molekulās atšķirībā no DNS molekulām timīna (T) vietā ir uracils (U).

Nukleīnskābēm ir īpaši svarīga nozīme dzīvo organismu dzīvības procesos. Nukleotīdu secība DNS nodrošina ģenētisko informāciju (kodu), kas nepieciešama nākamo paaudžu attīstībai. RNS pārnes šo ģenētisko informāciju specifisko olbaltumvielu biosintēzē. Pamatojoties uz rentgenstruktūranalīžu datiem, ir noskaidrots, ka polinukleotīdu virknē pirimidīna un purīna atvasinājumu strukturālās atbilstības (*komplementaritātes*) dēļ savstarpēji ar ūdeņraža saitēm saistās adenīns–timīns (A–T), adenīns–uracils (A–U), uracils–guanīns (U–G) un guanīns–citozīns (G–C). Divas komplementāras polinukleotīdu virknes var veidot dubultspirāli (sk. 4.37. att.).

Noteiktos apstākļos, satrūkstot ūdeņraža saitēm, nukleīnskābju dubultspirāle sadalās divās atsevišķās virknēs. Katra virkne kļūst par matricu, uz kuras sintezējas komplementārie polinukleotīdu posmi. Rodas jauna nukleīnskābe, kura ar esošo veido dubultspirāli, kas ir identa sākumā ņemtai nukleīnskābei (sk. 4.38. att.).

**Džeims Votsons** (1928) ir ievērojams amerikāņu bioķīmiķis. Kopā ar F. Kriku un M. Vilkinsu 1953. gadā noskaidrojis DNS telpisko struktūru un radījis teoriju par dubultspirāli, kurā saistītas divas komplementāras polinukleotīdu virknes. Kriks un Votsons izteica hipotēzi par DNS molekulas reduplikācijas mehānismu, kāds noris, daloties šūnai. Šis darbs kļuva par pamatu molekulārajai ģenētikai un uzskatāms par vienu no izcilākajiem 20. gadsimta atklājumiem. Nobela prēmija (1962, kopā ar F. Kriku un M. Vilkinsu).

**Frānsiss Kriks** (1916) ir izcils angļu biofizikālis un ģenētiķis. Viens no molekulārās ģenētikas pamatlicējiem. Nobela prēmija (1962).

**Moriss Hjū Vilkins** (1916) ir ievērojams angļu biofizikālis. Izmantojot rentgenstruktūranalīzi, viņš apstiprināja Dž. Votsona un F. Krika hipotēzi par DNS struktūru. Nobela prēmija (1962).

DNS daļu, kas satur informāciju par noteiktas olbaltumvielas biosintēzi, sauc par *gēnu*. Katra DNS molekula satur milzīgu informācijas daudzumu vairāku simtu olbaltumvielu sintēzei. DNS ģenētiskā informācija tiek nodota informācijas (matricas) RNS, kas to nogādā no šūnu kodola uz citoplazmu, kur notiek olbaltumvielu biosintēze. Attiecīgās aminoskābes olbaltumvielu sintēzei piegādā transporta ribonukleīnskābes.

### 4.15. Sintētiskie lielmolekulārie savienojumi

*Lielmolekulārie savienojumi ir ķīmiski savienojumi ar lielu relatīvo molekulmasu (līdz pat  $1 \cdot 10^6$ ). Tie rodas, savstarpēji reaģējot daudzām samērā vienkāršas struktūras molekulām – monomēriem.*

Pēc izcelsmes lielmolekulāros savienojumus iedala

1) *dabas polimēros (biopolimēros)*, kas veidojas dzīvajos organiskās biosintēzes procesos (olbaltumvielas, polisaharīdi, nukleīnskābes, dabiskais kaučuks u. c.);

2) *sintētiskajos polimēros*, kas veidojas ķīmiskos procesos no monomēriem (polietilēns, polipropilēns u. c.);

3) *mākslīgajos (modificētajos) polimēros*, kurus iegūst, ķīmiski apstrādājot biopolimērus (vulkanizējot kaučuku, iegūst gumiju).

Pēc ķīmiskā sastāva lielmolekulāros savienojumus iedala

1) *organiskajos polimēros*, kuru galveno virkni molekulā veido C, H, O, N, S un P atomi (polisaharīdi, polipeptīdi);

2) *elementorganiskajos polimēros*, kas bez minētajiem atomiem satur arī Si, Al, B, Ti un Ge (polisiloksāni, polialumoksāni u. c.).

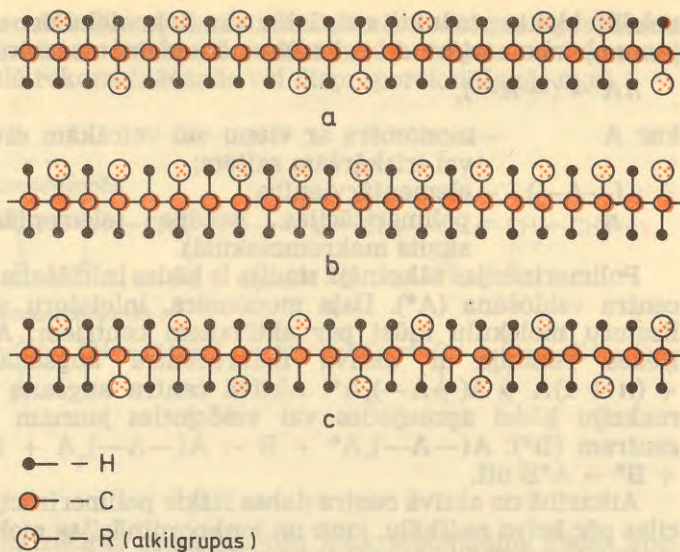
Lielmolekulāros savienojumus, kuru makromolekulā ietilpst vienādi atomu grupējumi, sauc par *homopolimēriem*. Makromolekulas, kuru sastāvā ir dažādi atomu grupējumi, sauc par *kopolimēriem*.

Lielmolekulāru savienojumu makromolekulās atomi var būt saistīti lineārās virknēs, virknēs ar atzarojumiem vai arī telpisku režģu veidā. Ja virknē pastāv noteikts pievienošanās veids, kas periodiski atkārtojas, virknes sauc par *regulārām*. Ja elementārvienības (monomēri) virknējas dažādā sakārtojumā, virknes sauc par *neregulārām*.

Atkarībā no aizvietotāju telpiskās orientācijas virknē iespējami trīs dažādi virkņu telpiskās uzbūves veidi:

1) *ataktiskas* (stereoneregulāras) virknes – aizvietotāju sakārtojums makromolekulā periodiski neatkārtojas;

2) *izotaktiskas* virknes – visi aizvietotāji atrodas makromolekulas virknes vienā pusē;



4.39. att. Lineāru polimēru telpiskās uzbūves veidi (C—C virknes atomi atrodas vienā plaknē):

a - ataktiska (stereoneregulāra) virkne; b - izotaktiska (stereoregulāra) virkne; c - sindiotaktiska (stereoregulāra) virkne.

3) *sindiotaktiskas* virknes – aizvietotāji periodiski atkārtojas makromolekulas virknes abās pusēs (sk. 4.39. att.)

Stereoregulāras uzbūves polimēriem ir labas fizikālās īpašības. Tā, piemēram, polipropilēnam ar stereoregulāru uzbūvi piemīt liela mehāniskā stiprība un laba siltumizturība. To lieto par konstrukciju materiālu. Polipropilēns ar stereoneregulāru virkni ir mīksts materiāls, to praktiski neizmanto.

Polimērus, kuri paaugstinātā temperatūrā sašķidrīnīties saglabā makromolekulas ķīmisko uzbūvi, sauc par *termoplastiskiem polimēriem*. Pāreju no cietas vielas šķidrā termoplastiskiem polimēriem iespējams atkārtot. Polimērus, kuri kausējumā veido telpisku struktūru un neatgriezeniski sacietē, sauc par *termoreaktīviem polimēriem*.

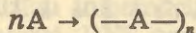
#### 4.15.1. Lielmolekulāro savienojumu sintēzes metodes

Lielmolekulāros savienojumus iegūst, polimerizējot un polikondensējot mazmolekulārus savienojumus – monomērus.

Polimerizācija ir polimēru sintēzes paveids, kurā monomēru molekulas piesaistās aktīvajam centram un virknes augšana noris kā ātra *ķēdes reakcija*. Polimerizācijas reakcijā

## 4. daļa

nekādi blakusprodukti neizdalās un lielmolekulāro savienojumu elementsastāvs atbilst monomēra elementsastāvam:



kur A – monomērs ar vienu vai vairākām divkārsām vai trīskārsām saitēm;

$(-A-)$  – elementārviensība;

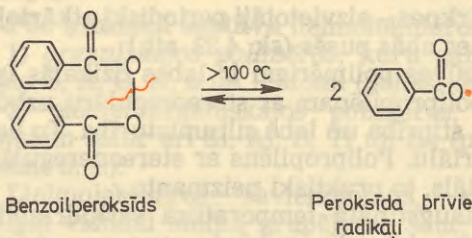
$n$  – polimerizācijas pakāpe (elementārviensību skaits makromolekulā).

Polimerizācijas sākotnējā stadija ir ķēdes iniciēšana – aktīvā centra veidošana ( $A^*$ ). Daļa monomēra, iniciatoru vai katalizatoru molekulu kļūst par aktīvajiem centriem:  $A \rightarrow A^*$ . Ķēdes reakcija ir aktīvā makrocentra augšana:  $A^* + (n + 1)A \rightarrow A(-A-)_n A^*$ . Aktīvā centra augšana beidzas, reakciju ķēdei apraujoties vai veidojoties jaunam aktīvam centram ( $B^*$ ):  $A(-A-)_n A^* + B \rightarrow A(-A-)_n A + B^*$ ;  $A + B^* \rightarrow A^*B$  utt.

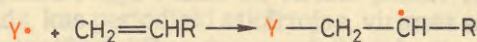
Atkarībā no aktīvā centra dabas izšķir polimerizācijas reakcijas pēc brīvo radikāļu, jonu un jonkoordinācijas mehānisma.

Pēc *brīvo radikāļu mehānisma* polimerizējas nepiesātinātie monomēri, piemēram, etilēns un vinilgrupu saturoši monomēri. Reakcijas iniciatori ir organiskie peroksīdi, kuri sadalās par brīvajiem radikāļiem – ļoti aktīvām un nestabilām daļiņām. Polimēra virknes augšana noris kā ļoti ātra ķēdes reakcija. Izzūdot brīvajam radikālim, ķēdes reakcija apraujas.

Iniciēšanas reakcija:



Brīvais radikālis (reakciju shēmā Y.) pievienojas monomēram:



Ķēdes reakcija – polimēra virknes augšana:



**Kēdes reakcijas apraušanās.** Polimēru virknes apraušanās notiek, izzūdot brīvajam radikālim (brīvajam elektronam) ķēdes galā rekombinēšanās vai disproporcionēšanās aktā.

Rekombinēšanās :



Disproporcionēšanās :

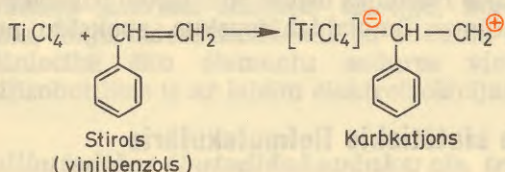


Polimerizācijas reakcijās pēc *jonu mehānisma* ķēdes augšanas procesu nodrošina joni. Izšķir polimerizāciju pēc karbkatjonu un karbanjonu mehānisma. Katjonu polimerizācijā par katalizatoriem lieto stipras skābes, anjonu polimerizācijā – bāzes.

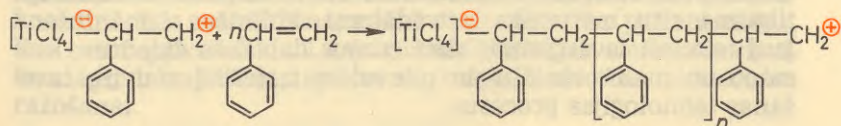
Jonu polimerizācijas paveidu, kurā lieto metālorganisko katalizatoru kompleksu, sauc par jonkoordinācijas polimerizāciju (K. Ciglers, D. Nata, 1953–1955). Kompleksā katalizatora iegūšanai izmanto trietilalumīniju un  $TiCl_4$ . Polimerizācijas process notiek uz katalizatora virsmas.

Tā, piemēram, stirola polimerizācijas procesu pēc jonkoordinācijas mehānisma vienkāršotā veidā var attēlot šādi:

1) aktīvā centra veidošanās:

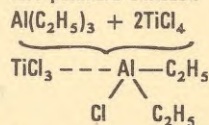


2) ķēdes reakcija – polimēra virknes augšana:



## 4. daļa

**Karls Ciglers (1898–1973)** bija ievērojams vācu ķīmiķis organīķis. 1953. gadā viņš atklāja trietilalumīnija un titāna halogenīda komplekso katalizatoru etilēna polimerizācijai zemā temperatūrā un spiedienā, tādējādi liekot pamatus stereoregulāro polimēru sintēzei.

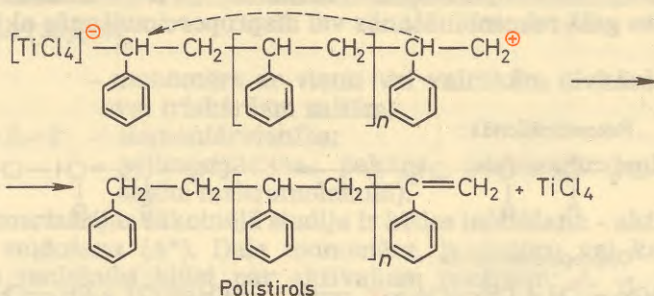


Uz šo atklājumu balstās sintētiskā kaučuka ražošana (1953–1954). Nobela prēmija (1963, kopā ar Dž. Natu).

**Džulio Nata (1903–1979)** bija ievērojams itāliešu ķīmiķis. Izstrādājis stereoregulāro polimēru iegūšanas teorētiskos pamatus (1953–1955). Modificējis K. Ciglera atklāto *trietilalumīnija-titāna halogenīda* katalizatoru. Atklājis nepiesātināto ogļūdeņražu stereospecifisko polimerizāciju (1954). Ieguvis izotaktisko polipropilēnu, tādējādi liekot pamatu sintētiskā kaučuka ražošanai. Nobela prēmija (1963, kopā ar K. Cigleru).

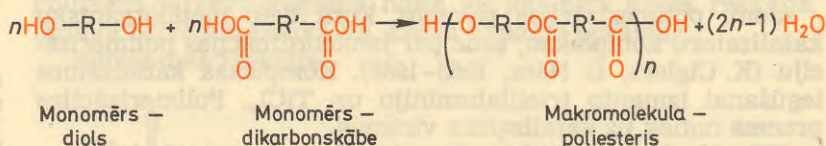
## 4. daļa

3) ķēdes reakcijas apraušanās:



**Polikondensācija.** Polikondensācija ir polimēru sintēzes process, kurā, monomēru funkcionālām grupām savstarpēji reaģējot, izdalās mazmolekulāri savienojumi (ūdens, spirts, amonjaks, hlorūdeņradis u. c.) un monomēra molekulas savienojas makromolekulās. Kondensācijas polimēra elementsastāvs atšķiras no monomēra elementsastāva.

Pie polikondensācijas pieder, piemēram, poliesteru sintēze no monomēriem – divvērtīgā spirta un dikarbonskābes. Reakcijā atšķēlas ūdens.



Polikondensācijas procesu realizē monomēru kausējumā vai to šķīdumā. Reakcija kausējumā noris 200–400 °C temperatūrā. Polikondensācijas reakcijās iegūst poliēterus, poliesterus, poliamīdus, poliuretānus, fenolaldehīdsveķus, epoksīdu polimērus u. c.

### 4.15.2. Svarīgākie sintētiskie lielmolekulārie savienojumi

Lielmolekulāro savienojumu specifisko īpašību komplekss nosaka to daudzveidīgo izmantošanu rūpniecībā un tehnikā. Polimēri ir ļoti labi dielektriķi, labi siltumu izolējoši materiāli, tiem piemīt liela ķīmiskā izturība. Tie ir vieglāki nekā līdzīga tilpuma citu materiālu izstrādājumi. Polimēru izmantošana ļauj ietaupīt ievērojamus daudzumus dabiskās šķiedras, krāsaino un melno metālu un pilnveidot izstrādājumu izgatavošanas tehnoloģijas procesus.

**Polietilēns**  $[-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$

Polietilēnu iegūst no etilēna  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$  polimerizācijas procesā pēc jonkoordinācijas mehānisma. Polietilēns ir termoplastisks, ciets, bezkrāsains materiāls ar labām elektroizolācijas īpašībām, lielu ķīmisko izturību un elastību. Izmanto celtniecībā, gatavojot profilētus izstrādājumus, caurules, santehnikās ierīces, plēves un loksnes.

**Polipropilēns**  $\left[ \begin{array}{c} -\text{CH}-\text{CH}_2- \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array} \right]_n$

Polipropilēns ir propilēna  $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$  polimerizācijas produkts, kuru iegūst pēc jonkoordinācijas mehānisma. Polipropilēns ir termoplastisks polimērs ar stereoregulāru iztotaktisku virkni (sk. 4.39. att. b). Propilēnam piemīt laba mehāniskā stiprība, nodilumizturība un labas dielektriskās īpašības. Izmanto celtniecībā par hidroizolācijas materiālu un gatavojot stiegotu betonu. Izejviela mašīnu detaļu, plēvju, cauruļu un sadzīves priekšmetu ražošanai.

**Polizobutilēns**  $\left[ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ -\text{C}-\text{CH}_2- \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array} \right]_n$

Polizobutilēnu iegūst izobutilēna (2-metilpropēna-1)  $\text{CH}_3-\text{C}=\text{CH}_2$  polimerizācijas procesā (pēc katjonu mehā-



nisma). Polizobutilēns ir elastīgs, kaučukveida produkts ar nelielu mehānisko stiprību. Polimēram piemīt laba ķīmiskā un termiskā izturība. Izmanto elastīgu, korozijizturīgu pārklājumu, līmju, ūdensnecaurlaidīgu audumu izgatavošanai. Lieto celtniecībā ēku elementu sadures vietu hermetizēšanai. Polizobutilēns ir ar labām elektroizolācijas īpašībām.

**Polibutadiēns (butadiēnkaučuks; cis, trans konfigurācija)**

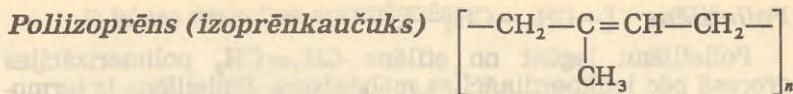
$[-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-]_n$

Polibutadiēnu iegūst butadiēna-1,3  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$  polimerizācijas procesā (pēc brīvo radikāļu mehānisma vai jonkoordinācijas mehānisma). Radikālpolimerizācijas procesā rodas stereoneregulāri polimēri. Polimerizāciju veicot pēc jonkoordinācijas mehānisma, rodas stereoregulārs polibutadiēns, kas satur galvenokārt 1,4 (cis) konfigurācijas elementārviņības. Izejviela kabeļu, apavu un māsasaimniecības piederumu ražošanai.

## 4. daļa

Franču ķīmiķis Gustavs Bušards (1842–1918), termiski apstrādājot izoprēnu (1875) vai iedarbojoties uz to ar sālsskābi, (1879) ieguva kaučukam līdzīgu savienojumu. Izoprēnu Bušards ieguva, termiski sadalot kaučuku (1875).

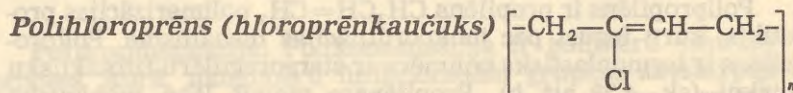
Angļu ķīmiķis Viljams Tildens (1842–1926) pirmais izteica domu, ka izoprēna spēju polimerizēties var izmantot sintētiskā kaučuka iegūšanai (1882). Izoprēnu Tildens ieguva, pirolizējot terpentīnu (1879).



Iegūst izoprēna (2-metilbutadiēna-1,3)  $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$

polimerizācijas procesā (pēc jonkoordinācijas mehānisma). Rodas stereoregulāras makromolekulas ar 1,4-*cis* konfigurāciju.

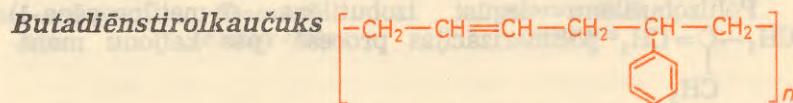
Izoprēnkaučuku izmanto riepu un citu augstvērtīgu gumijas izstrādājumu ražošanai.



Polihloroprēnu iegūst hloroprēna (2-hlorbutadiēna-1,3)  $\text{CH}_2=\text{C}(\text{Cl})-\text{CH}=\text{CH}_2$  polimerizācijas procesā (pēc brīvo radikāļu mehānisma).

kāļu mehānisma).

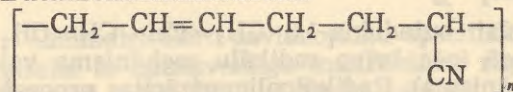
Polihloroprēns ir izejviela kabeļu, degvielu pārsūkņēšanas cauruļu, eļļas izturīgu gumiju un transportieru lenšu ražošanai. Polimēram liela gaismizturība.



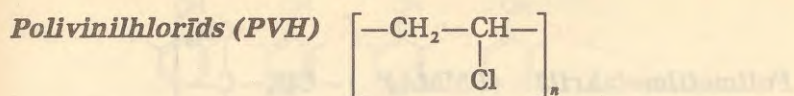
Butadiēnstirolkaučuks ir butadiēna-1,3  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$  un stirola  $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}_2$  kopolimērs. Iegūst polimerizācijas procesā pēc brīvo radikāļu mehānisma.

Ļoti plaši izmanto riepu, riepu kameru un transportieru lenšu ražošanai. Polimēram liela nodilumizturība.

### Butadiēnnitrilkaučuks

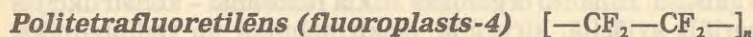


Butadiēnnitrilkaučuks ir butadiēna-1,3  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$  un akrilnitrila  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CN}$  kopolimērs. Izmanto gumijas maisījumu iegūšanai. Gumijai ir liela cietība, mehāniskā un ķīmiskā izturība. Izmanto eļļas un benzīna izturīgu gumiju ražošanai.

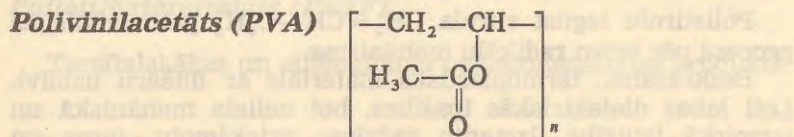


Polivinilhlorīdu iegūst vinilhlorīda  $\text{CH}_2=\text{CHCl}$  polimerizācijas procesā (pēc brīvo radikāļu mehānisma).

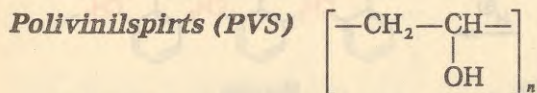
Polivinilhlorīds ir izturīgs pret benzīna, tauku un spirtu iedarbību. Labas mehāniskās un elektroizolējošās īpašības, nedegošs. Izmanto vadu un kabeļu izolēšanai, korozijizturīgu materiālu – cauruļu, ventiļu, apdares detaļu, grīdu segumu un polivinilhlorīdšķiedras ražošanai.



Termoplastisks tetrafluoretilēna  $\text{CF}_2-\text{CF}_2$  polimerizācijas produkts. Politetrafluoretilēnam raksturīga ļoti liela ķīmiskā un termiskā izturība. Stipras skābes, sārmu un oksidētāju uz to neiedarbojas. Tam ir labas dielektriskās un mehāniskās īpašības, neliels berzes koeficients. Politetrafluoretilēna izstrādājumus izmanto aviācijā, elektrotehniskajā, radiotehniskajā un ķīmiskajā rūpniecībā. Izstrādājumus var izmantot temperatūras intervālā no  $-70\text{ }^\circ\text{C}$  līdz  $+260\text{ }^\circ\text{C}$ .



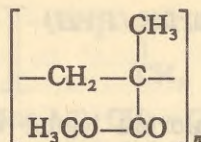
Polivinilacetātu iegūst vinilacetāta  $\text{CH}_2=\text{CHOCCH}_3$  polimerizācijas procesā, kas noris pēc brīvo radikāļu mehānisma. Termoplastisks, amorfas struktūras, caurspīdīgs un bezkrāsains polimērs. Izejviela plēvi veidojošu emulsiju, līmju, košļājamās gumijas ražošanai. Skābju un sārmu klātbūtnē hidrolizējas par polivinilspirtu. Reakciju izmanto polivinilspirta sintēzei.



Polivinilspirtu iegūst no polivinilacetāta, to katalītiski hidrolizējot. Termoplastisks, ciets polimērs ar labu mehānisko stiprību. Izturīgs atšķaidītās skābēs un sārmos. Izmanto ūdenī šķīstošu plēvju, iespiesto elektrisko shēmu, tipogrāfijas klišeju un līmēto stiklu – tripleksa ražošanai.

## 4. daļa

### Polimetilmetakrilāts (PMMA)

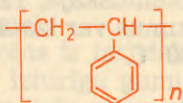


Polimetilmetakrilātu iegūst metakrilskābes metilestera (metilmetakrilāta)  $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{COOCH}_3$  polimerizācijas procesā (pēc



brīvo radikāļu mehānisma). PMMA ir caurspīdīgs, bezkrāsains termoplastisks materiāls. Labi laiž cauri redzamo un ultravioleto gaismu. Izmanto organiskā stikla ražošanai – konstrukcijas materiāls aviācijā, ķirurģijā, elektrotehnikā un radiotehnikā. Izejviela līmes ražošanai.

### Polistirols

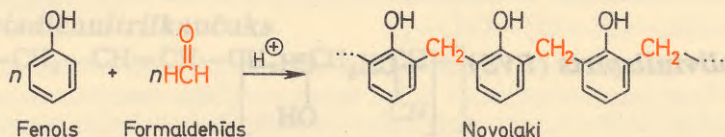


Polistirolu iegūst stirola  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}_6\text{H}_5$  polimerizācijas procesā pēc brīvo radikāļu mehānisma.

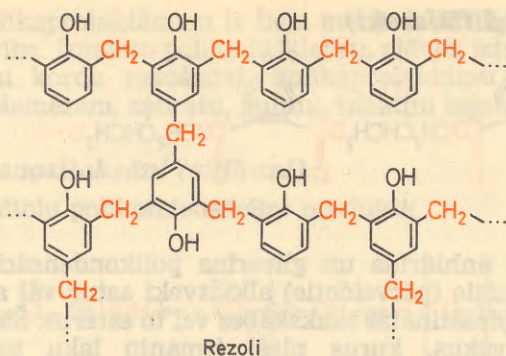
Bezkrāsains, termoplastisks materiāls ar lineāru uzbūvi. Ļoti labas dielektriskās īpašības, bet neliela mehāniskā un termiskā izturība. Izmanto sadzīves priekšmetu, taras un izolācijas materiālu ražošanai.

### Fenolformaldehīdsveķi

Fenolu un formaldehīda polikondensācijas produkti. Veicot reakciju fenola pārākumā, skābā vidē, veidojas lineāras virknes termoplastiskie fenolformaldehīdsveķi – *novolaki*.



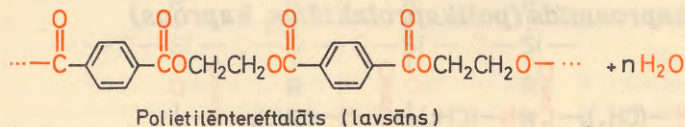
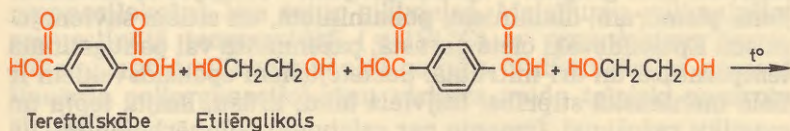
Formaldehīda pārākumā, bāzisku katalizatoru klātbūtnē, rodas termoreaktīvie fenolformaldehīdsveķi – *rezoli*.



Novolaki un rezoli cietē, veidojot trauslu telpiskas struktūras polimēru. Fenolformaldehīdsveķiem ir labas mehāniskās un elektroizolācijas īpašības. Izmanto sintētisko sveķu, laku, līmju, tepju, presēto plastmasas izstrādājumu ražošanai, finiera un koksnes plastu (ar plastmasu saistīts veidojums) izgatavošanai.

### Polietilēntereftalāts (PETF)

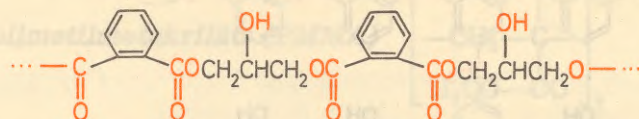
Tereftalskābes un etilēnglikola polikondensācijas produkts.



Polimēram liela mehāniskā izturība un nodilumizturība. Izmanto šķiedru un plēvju ražošanai un par konstrukcijas materiālu radiotehnikā, aparātu būvē un plaša patēriņa priekšmetu izgatavošanai. Lavsāna šķiedrai ir liela elastība, termiskā un atmosfēras izturība.

## 4. daļa

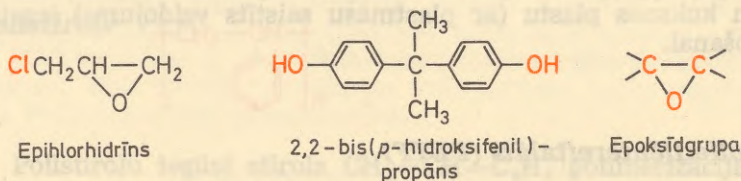
### Alkīdsveķi (gliftālsveķi)



Ētalskābes anhidrīda un glicerīna polikondensācijas produkts. Modificētie (pārveidotie) alkīdsveķi satur vēl arī epoksīdsveķus, nepiesātinātas taukskābes vai to esterus. Šādā veidā iegūst alkīdsveķus, kurus plaši izmanto laku un krāsu ražošanai, kā arī līmju un mastiku izgatavošanai.

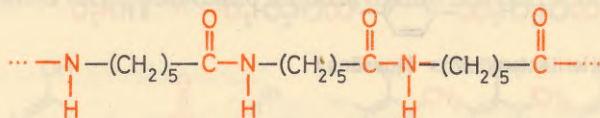
### Epoksīdsveķi

Epihlorhidrīna un 2,2-bis-(*p*-hidroksifenil)-propāna kondensācijas produkts.



Epoksīdsveķu telpiskā struktūra veidojas, molekulas divām aktīvām gala grupām – epoksīdgrupām – reaģējot ar cietinātājiem, piemēram, diamīniem, poliamīniem, un citiem savienojumiem. Epoksīdsveķi cietē parastā, pazeminātā vai paaugstinātā temperatūrā un arī mitrumā. Sacietējušiem epoksīdsveķiem ir liela mehāniskā stiprība. Izejviela laku, krāsu, līmju, tepju un mastiku ražošanai. Izmanto par saistvielu polimērbetonam.

### Poli-ε-kaproamīds (polikaprolaktāms, kaprons)

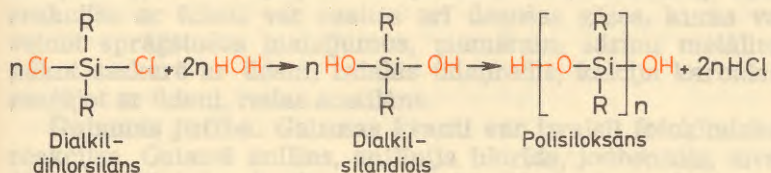


Iegūst kaprolaktāmu (sk. 4.12.4. iedaļā) polimerizācijā. Termoplastisks polimērs ar amīdgrupām  $\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C—N—}$  makromole-

kulā. Polikaprolaktāmam ir liela mehāniskā izturība un nodilumizturība. Izmanto poliamīdšķiedru, plēvju, izturīgu audumu un riepu kordu ražošanai. Polikaprolaktāmu lieto mašīnu detaļu, piemēram, zobratu, gultņu, ieliktnu izgatavošanai.

### Poliorganosiloksāni (silikoni)

Silāndiolu polikondensācijas produkti:

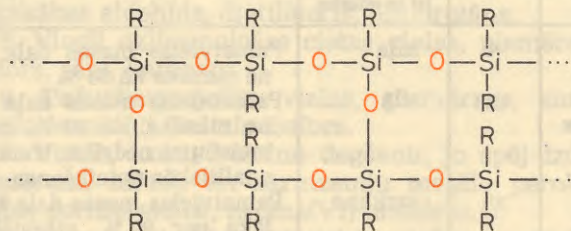


Poliorganosiloksāni var būt lineāras, sazarotas, kā arī telpiskas uzbūves polimēri ar lielu termisko izturību un labām dielektriskām īpašībām.

Poliorganosiloksānus izmanto par ziežēļām, kaučukiem un būvķermeņu hidrofobizēšanai (aizsargā no ūdens iesūkšanās). Iestrādājot silikonus apmetumu javā, ķermeņa virsma ilgstoši kļūst hidrofoba. Pieliekot silikonus kaļķu krāsām un minerālkrāsām, arī tās iegūst hidrofobas īpašības.

Poliorganosiloksānus izmanto laku, krāsu, līmju un hermetizējošu sastāvu ražošanai. Lieto par termiski izturīgu izolācijas materiālu elektrotehnikā, aviācijā, medicīnā un raķešu tehnikā.

Silīcijorganiskie kaučuki (silikona kaučuki) ir lineāri poliorganosiloksāni, kas satur pildvielas. Maisījumu vulkanizējot paaugstinātā temperatūrā ( $\approx 150^\circ\text{C}$ ) ar organiskiem peroksīdiem, iegūst silikonkaučuku gumiju. Vulkanizācijas procesā lineārās poliorganosiloksānu virknes veido telpiski sazarotu struktūru.



Silikona gumijai ir liela termiskā izturība, labas mehāniskās īpašības un ķīmiskā stabilitāte. Izmanto elektrotehnikā, aviācijā starplikū un blīvju izgatavošanai, medicīnā – sirds vārstuļu protezēšanai.



Šī ir kopējā silikona gumijas struktūra. Silikona gumija ir polimeriska viela, kas veidota no silikona oksīda un organiskiem silīcijiem. Tā ir ļoti izturīga un elastīga, un to lieto dažādās tehniskajās jomās.

Silikona gumijas veidošana ir sarežģīts process, kas ietver silikona oksīda un organiskos silīcijus. Šis process notiek augstā temperatūrā, lai radītu telpiski sazarotu struktūru. Silikona gumija ir ļoti izturīga un elastīga, un to lieto dažādās tehniskajās jomās.

## 5. daļa



# Eksperimentālā ķīmija

## 5.1. Vielas

**Tīrība.** Atkarībā no pamatvielas un piemaisījumu satura ir noteiktas vairākas vielu tīrības pakāpes. Bijušajā Padomju Savienībā lietotās tīrības pakāpes ir raksturotas 5.1. tabulā.

**Higroskopiskums.** Vielas, kuras spēj pievienot gaisā esošos ūdens tvaikus, sauc par higroskopiskām vielām. Tādas vielas ir bezūdens alumīnija oksīds, alumīnija hlorīds, dimetilamonija hlorīds, kālija formiāts u. c. Dažas vielas spēj no gaisa

5.1.tabula

### Ķīmisko vielu tīrības pakāpes

| Pakāpes nosaukums                  | Apzīmējums | Etiķetes krāsa vai krāsa joslai uz etiķetes | Tīrības raksturojums  |
|------------------------------------|------------|---|---|
| Tīra (ЧИСТЫЙ)                      | ч          | zaļa  | Pamatvielas masas daļa ir ne mazāka kā 98 %   |
| Tīra analīzei (ЧИСТЫЙ ДЛЯ АНАЛИЗА) | чда        | zila  | Pamatvielas masas daļa ir ne mazāka kā 99 %, piemaisījumi nedrīkst traucēt analītiskās noteikšanas                |
| Ķīmiski tīra (ХИМИЧЕСКИ ЧИСТЫЙ)    | хч         | sarkana                                     | Pamatvielas masas daļa lielāka par 99 %, atsevišķu piemaisījumu masas daļas robežās no $10^{-3}$ līdz $10^{-5}$ % |
| Sevišķi tīra (ОСОБО ЧИСТЫЙ)        | оч         | dzeltena                                    | Atsevišķu piemaisījumu masas daļas ir robežās no $10^{-5}$ līdz $10^{-10}$ %                                      |

Ar vielām un to īpašībām var iepazīties, veicot eksperimentus laboratorijā. Lai nekaitētu savai veselībai un lai, vielas glabājot, nenotiktu nekas neparedzēts, ir stingri jāievēro darba drošības un vielu glabāšanas noteikumi. Šajā nodaļā īsumā ir apskatītas arī parastākās darba metodes ķīmijas laboratorijās, vielu pazīšana un pirmā palīdzība nelaimes gadījumos. Atsevišķu laboratorijas darbu apraksti ir meklējami citos literatūras avotos.

pievienot tik daudz ūdens, ka izveidojas šo vielu šķīdumi. Mēdz teikt, ka šīs vielas izplūst. Tāds, piemēram, ir nātrijs un kālija hidroksīds, cieta ortofosforskābe,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 \times \times 2\text{H}_2\text{O}$ , dimetilamonija sulfāts, trimetilamonija hlorīds, amonija formiāts, nātrijs acetāts.

Daudzas higroskopiskas vielas ar ūdeni reagē ķīmiski, piemēram, sārmu un sārmzemju metālu sulfīdi (izdalās sērūdeņradis), bismuta(III) nitrāts (rodas bāziskais nitrāts). Vielu reakcijās ar ūdeni var rasties arī degošas gāzes, kuras var veidot sprāgstošus maisījumus, piemēram, sārmu metāliem nākot saskarē ar ūdeni, izdalās ūdeņradis, kalcija karbīdam reaģējot ar ūdeni, rodas acetilēns.

**Gaismas jutība.** Gaismas kvanti var izraisīt fotoķīmiskas reakcijas. Gaismā anilīns, anilīnija hlorīds, jodbenzols, alvas dijodīds kļūst tumšs, bet vara(I) hlorīds iegūst zaļu krāsu. Gaisma var ierosināt nātrijs un kālija jodīdu oksidēšanos ar gaisa skābekli, un radies jods krāso šīs vielas un to šķīdumus dzeltenus. Sudraba hlorīds un bromīds gaismā sadalās par sudraba atomiem un halogēna molekulām, tā rezultātā šīs vielas iegūst violetu nokrāsu.

**Ugunsdrošība.** Daudzas vielas ir ugunsnedrošas, jo tās spēj aizdegties vai pat sprāgt. Šīs vielas var iedalīt vairākās grupās.

1. Vielas, kuras satricinājuma, sildīšanas vai elektriskās dzirksteles ietekmē spēj sprāgt, piemēram, amonija perhlorāts, daudzi peroksīdi, azīdi.

2. Ugunsnedrošas saspīestas vai sašķidrinātas gāzes, piemēram, ūdeņradis, metāns, acetilēns, amonjaks, sērūdeņradis. Šo vielu degšanai ir nepieciešams skābeklis.

3. Vielas, kuras ar ūdeni izveido viegli uzliesmojošas gāzes, piemēram, Na, K, Ca,  $\text{CaC}_2$  u. c.

4. Viegli uzliesmojoši šķīdumi, kuru uzliesmošanas temperatūra ir zem  $61^\circ\text{C}$ . Šīs vielas spēj uzliesmot no elektriskās dzirksteles, aizdedzinot sērkokociņu, u. tml. Pie viegli uzliesmojošiem šķīdumiem pieder, piemēram, acetons, benzols, hlorbenzols, brombenzols, metanols, etanols, etiķskābe, etiķskābes aldehīds, dietilēteris, dihloretāns.

5. Viegli uzliesmojošas cietas vielas, piemēram, sarkanais fosfors, sērs, kampars.

6. Pašuzliesmojošas vielas, piemēram, smalki dispersi piroforie metāli, baltais fosfors.

7. Vielas, kuras veicina degšanu, jo spēj izdalīt skābekli, piemēram, sārmu un sārmzemju metālu peroksīdi, slāpekļskābe, perhlorskābe, hroma(VI) oksīds u. c.

**Indīgums.** Daudzas ķīmiskās vielas ir vairāk vai mazāk indīgas. Tās var nokļūt organismā caur plaušām, ādu vai arī caur barības traktu.

Caur plaušām organismā iekļūst gaisā esošās kaitīgās vielas. Lai tas nenotiktu, laboratorijā ir jābūt labai ventilācijai, kura nodrošina kaitīgo vielu izvadīšanu. Tādējādi var panākt,

Vienu higroskopiskās īpašības ir jāņem vērā, šīs vielas glabājot. Stipri higroskopiskas vielas un arī tādās vielas, kuras ar ūdeni reaģē ķīmiski, jāglabā iesaiņojumā, kas neļauj piekļūt gaisam.

Gaismjūtīgas vielas iesaiņo melna papīra iesaiņojumā vai tumša stikla pudelēs. Tās nedrīkst atrasties tiešā saules apgaismojumā.

Ugunsnedrošās vielas glabājot un ar tām strādājot, ir jāievēro maksimālā piesardzība. Laboratorijā drīkst atrasties tikai dienas patēriņam paredzēti šādu vielu daudzumi. Noliktavai, kurā glabājas ugunsnedrošās vielas, pilnībā jāatbilst visām ugunsdrošības prasībām.

Strādājot ar ķīmiskajām vielām, vienmēr ir jāievēro vajadzīgā piesardzība, lai nepieļautu šo vielu iekļūšanu organismā.

## 5. daļa



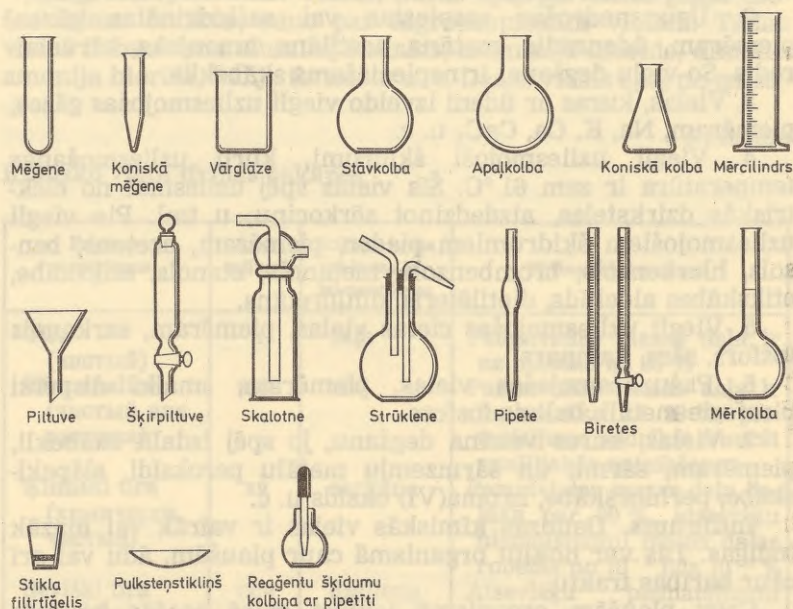
ka kaitīgo vielu koncentrācija nepārsniedz pieļaujamo robežkoncentrāciju.

Barības traktā kaitīgās vielas var nokļūt, ja pirms ēšanas pietiekami rūpīgi netiek nomazgātas rokas. Caur ādu šīs vielas uzsūcas tad, ja darba gaitā tās neuzmanības vai kļūmes dēļ nokļūst uz rokām vai uz sejas.

Pie indīgām vielām ir pieskaitāmas halogēnūdeņražskābes un to sāļi, slāpekļa savienojumi, fosfors un daudzi tā savienojumi, oglekļa(II) oksīds, dzīvsudrabs un tā savienojumi, svins un tā savienojumi, hroma(VI) savienojumi, mangāna savienojumi, bārija savienojumi (izņemot mazšķīstošo  $BaSO_4$ ), ogļūdeņraži un to halogēnatvasinājumi, spirti un fenoli, ēteri, aldehīdi, ketoni, organiskās skābes, esteri, organiskie nitrosavienojumi un amīni.

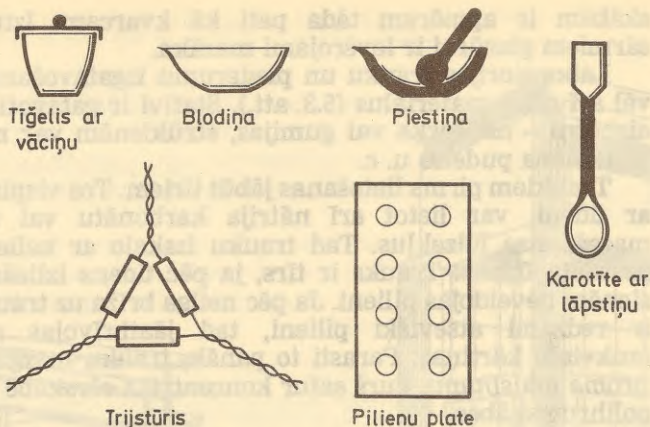
### 5.2. Trauki

Daudzi ķīmijas laboratorijā lietojamie trauki ir izgatavoti no stikla (sk. 5.1. att.). Termiskā un ķīmiskā izturība dažādām

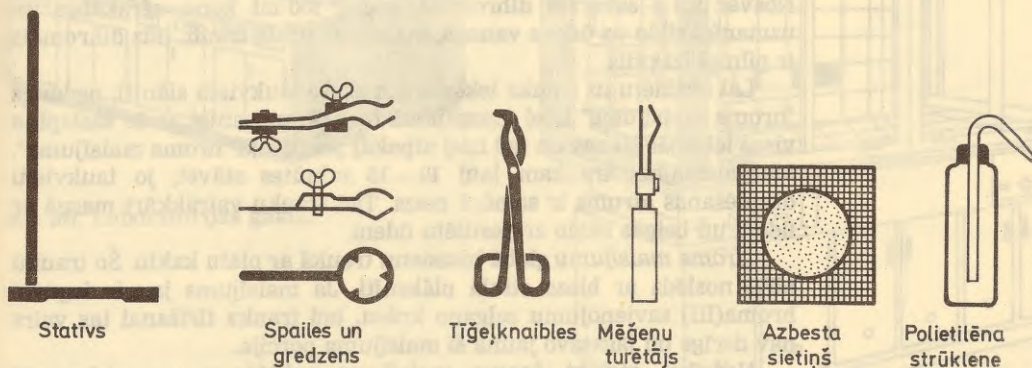


5.1. att. Laboratorijas stikla trauki.

## 5. daļa



5.2 att. Laboratorijas porcelāna trauki un citi piederumi.



5.3 att. Metāla un citu materiālu laboratorijas piederumi.

stikla šķirņēm ir visai atšķirīga. Termisko izturību raksturo maksimālā temperatūru diference, kuru trauks spēj izturēt bez plaisāšanas. Šī diference ir atkarīga gan no stikla sastāva, gan arī no trauka sienīņu biezuma. Augsta termiskā izturība piemīt boru saturošiem stikliem (bora masas daļa līdz 3,9%). Plānsienu trauki ir termiski izturīgāki nekā biezsieni trauki. Laba termoizturība piemīt kvarca stiklam, kas sastāv tikai no silīcija dioksīda.

Stikla ķīmiskā izturība ir tā spēja pretoties ūdens, skābju, bāzu un citu ķīmisku vielu iedarbībai. Jo mazāk šīs vielas stiklu spēj šķīdināt, jo lielāka ir tā ķīmiskā izturība.

Laboratorijā lietojamie trauki ir izgatavoti arī no porcelāna (5.2 att.). Tas ir mazāk trausls nekā stikls. Arī termiskā izturība porcelānam ir lielāka. Porcelāna traukus pārklāj ar glazūru, kuras ķīmiskā izturība attiecībā pret

## 5. daļa

skābēm ir apmēram tāda pati kā kvarcam. Izturība pret sārmiem glazūrai ir ievērojami mazāka.

Laboratorijas trauku un piederumu izgatavošanai izmanto vēl arī citus materiālus (5.3. att.). Statīvi ir gatavoti no dzelzs, aizbāžņi – no korķa vai gumijas, strūklienēm var noderēt arī polietilēna pudeles u. c.

Traukiem pirms lietošanas jābūt tīriem. Tos vispirms mazgā ar ūdeni, var lietot arī nātrija karbonātu vai sintētiskos mazgāšanas līdzekļus. Tad trauku izskalo ar nelielu porciju destilēta ūdens. Trauks ir tīrs, ja pēc ūdens izliešanas uz tā sienām neveidojas pilieni. Ja pēc neilga brīža uz trauka sienām ir redzami atsevišķi pilieni, tad jāatbrivojas no plānās taukvielu kārtiņas. Parasti to panāk, trauku mazgājot ar t. s. *hroma maisījumu*, kurš satur koncentrētā sērskābē izšķīdušas polihromskābes.

*Hroma maisījumu* gatavo šādi. Piestipnā saberž kālija dihromātu. Nosver 9,9 g saberztā dihromāta, pielej 100 ml konc. sērskābes un uzmanīgi silda uz ūdens vannas, maisot ar stikla irbuli, līdz dihromāts ir pilnīgi izšķīdis.

Lai oksidētu uz trauka iekšsienām esošo taukvielu slānīti, nedaudz "hroma maisījuma" ielej mazgājamā traukā, uzmanīgi ar to saslāpina visas iekšējās sienas un tad izlej atpakaļ pie pārējā "hroma maisījuma". Mazgājamajam traukam ļauj 10...15 minūtes stāvēt, jo taukvielu oksidēšanas ātrums ir samērā mazs. Tad trauku vairākkārt mazgā ar ūdeni un beigās skalo ar destilētu ūdeni.

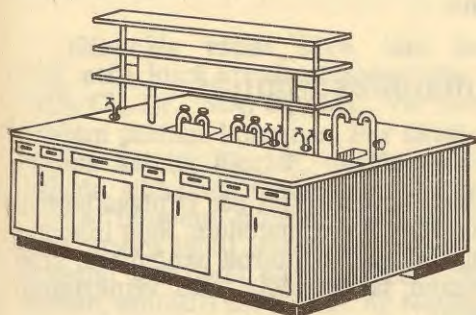
*Hroma maisījumu* glabā biezsienu traukā ar platu kaklu. Šo trauku blīvi noslēdz ar biezu stikla plāksnīti. Ja maisījums jau ir ieguvis hroma(III) savienojumu zaļgano krāsu, tad trauka tīrīšanai tas vairs nav derīgs un jāgatavo jauna šī maisījuma porcija.

Nedrīkst pieļaut *hroma maisījuma* nokļūšanu uz rokām vai apģērba. Ja tas tomēr ir noticis, tad attiecīgā vieta tūlīt jāmazgā ar lielu daudzumu ūdens, tad ar 5 %  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  vai  $\text{NH}_3$  šķīdumu un pēc tam atkal ar ūdeni.

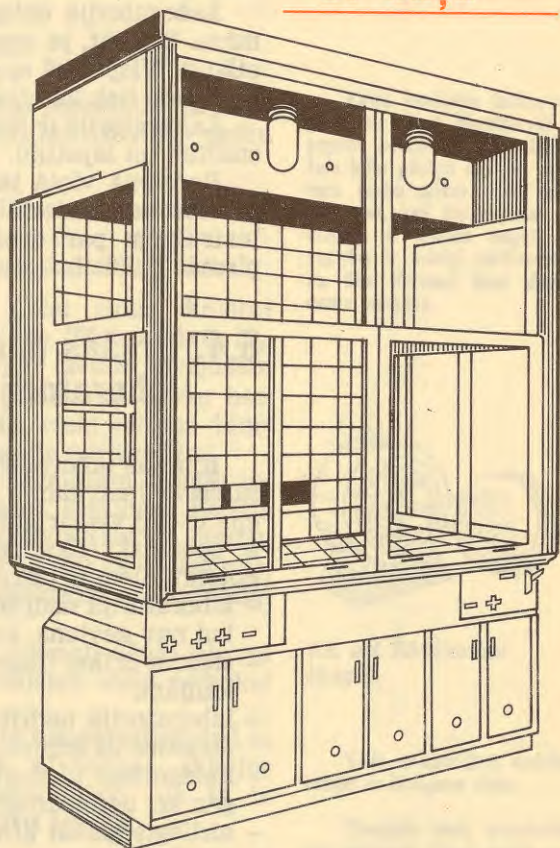
### 5.3. Ķīmijas laboratorija

Ķīmijas laboratorijās atstatumam no grīdas līdz griestiem ir jābūt vismaz 3,2 metri. Telpas durvīm ir jāveras uz āru, lai eksploziju, ugunsgrēku gadījumos tās varētu bez traucējumiem atvērt. Grīdai ir jābūt no materiāla, uz kuru ķīmiskās vielas maz iedarbojas. Veicot laboratorijas darbus, katra strādājošā rīcībā ir jābūt ne mazāk kā 4,5 m<sup>2</sup> lielai laboratorijas platībai.

Laboratorijās darbus veic vai nu uz speciāliem galdiem (5.4. att.), vai arī velkmes skapjos (5.5. att.). Galdiem un velkmes skapjiem ir pievadīts ūdens, kanalizācija, elektrības tīkls, var



5.4. att. Laboratorijas galds.



5.5. att. Velkmes skapis.

būt arī gāzes vads, siltā ūdens vads, saspīstā gaisa vads. Velkmes skapjos veic tādus darbus, kuri ir saistīti ar veselībai kaitīgu gāzu vai tvaiku izdalīšanos, kā arī darbus ar viegli uzliesmojošām un sprāgtspējīgām (brizantām) vielām, kodīgām un indīgām vielām. Katram strādājošajam atkarībā no lietojamās aparatūras sarežģītības jāparedz 1,8–3,6 m galda garuma un 0,8–1,5 m velkmes skapja garuma.

Laboratorijās ir jānodrošina vajadzīgais mikroklimats, ko nosaka temperatūra, gaisa mitrums un gaisa kustības ātrums. Temperatūrai ir jābūt 15...20 °C, relatīvajam gaisa mitrumam ne lielākam kā 75 % un gaisa kustības ātrumam ne lielākam kā 0,4 m/s. Strādājot velkmes skapī, tā logus drīkst atvērt (pacelt) tikai daļēji un spraugas lielumam nevajag pārsniegt 200...300 mm. Atvērumā gaisa ātrumam ir jābūt ne mazākam kā 0,7...1,5 m/s. Pēc darba beigšanas velkmes skapja logi ir jāaizver. Laboratorijā jābūt pietiekami efektīvai ventilācijai, lai

## 5. daļa

kaitīgo vielu koncentrācija gaisā nepārsniegtu pieļaujamās robežkoncentrācijas.

Laboratorijā obligāti ir jābūt arī vispārējam apgaismojumam. Strādāt, ja apgaismota tikai atsevišķa darba vieta, nav atļauts. Vispārējā apgaismojuma norma ir 300 luksi neatkarīgi no tā, vai tiek lietotas luminiscentās spuldzes vai kvēlspuldzes.

Laboratorijā ir jābūt ugunsdzēsšanas aparātiem un kastei ar smiltīm un lāpstiņu.

Redzamā vietā jānovieto aptieciņa ar medikamentiem un pārsiešanas materiāliem pirmās palīdzības sniegšanai, kā arī instrukcija par drošām darba metodēm, ugunsdzēsšanu un pirmās palīdzības sniegšanu.

### 5.4. Drošas darba metodes ķīmijas laboratorijā

Ķīmijas laboratorijā drīkst strādāt tikai pēc rūpīgas iepazīšanās ar instrukciju par drošām darba metodēm. Šajā instrukcijā ir gan vispārīgi norādījumi, gan arī darba paņēmieni, kuri ir specifiski tikai konkrētajai laboratorijai. No vispārīgiem noteikumiem ir jāatzīmē šādi:

- laboratorijā nedrīkst strādāt vienatnē, jo nelaiemes gadījumā tad nav neviena, kurš varētu palīdzēt;
- strādāt drīkst tikai virsvalkos, lai aizsargātu drēbes no ķimikālijām;
- laboratorijā nedrīkst ēst, kā arī glabāt pārtikas produktus; dodoties uz ēdnīcu, rūpīgi jāmazgā rokas;
- kategoriski aizliegta smēķēšana gan veselības aizsardzības, gan arī ugunsdrošības dēļ;
- aizliegts glabāt ķīmiskas vielas un to šķīdumus traukos bez uzrakstiem;
- pieejām pie ugunsdzēsšanas aparātiem un elektrības slēdžiem, ar kuriem var izslēgt spriegumu laboratorijā, vienmēr ir jābūt brīvām; tajās nedrīkst novietot taburetes, kastes vai arī kaut kā citādi šīs pieejas aizsprostot;
- viegli uzliesmojoši šķidrums drīkst atrasties tikai bieza stikla traukos ar pieslīpētiem stikla aizbāžņiem;
- strādājot ar koncentrētiem skābju un sārmu šķīdumiem, ir jālieto aizsargacenes un cimdi;
- koncentrēti slāpekļskābes, sērskābes un sālsskābes šķīdumi drīkst atrasties velkmes skapī un tikai bieza stikla traukos, kuru tilpums nepārsniedz 2 litrus;
- sērskābi atšķaidot, tā jālej ūdenī, nevis otrādi;
- koncentrētu skābju un sārmu šķīdumus nedrīkst liet kanalizācijā;
- elektriskajām ierīcēm ir jābūt iezemētām vai ienullētām (nullēšana ir pievienošana trīsfāzu tīkla nulles vadam).

## 5.5 Laboratorijas darbu metodes

### 5.5.1. Smalcināšana

Vielas sasmalcina piestiņā. Parasti lieto porcelāna piestiņu (5.2. att.). Ja jāsmalcina ļoti cietas vielas, tad izmanto ahāta piestiņu.

### 5.5.2. Žāvēšana

*Gāzveida vielas* žāvē, tām ļaujot plūst caur skalotni (5.1. att.), kurā atrodas koncentrēta sērskābe. Tā var žāvēt  $N_2$ ,  $HCl$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $SO_2$ ,  $CO$ ,  $CH_4$ . Var lietot arī ar cietām žāvējošām vielām pildītas kolonnas. Par žāvējošām vielām tad noder bezūdens kalcija hlorīds, oksīds vai sulfāts, ciets nātrijs hidr-oksīds, silikagels, fosfora pentoksīds, magnija perhlorāts.

Lai izžāvētu *šķidrās vielas*, tās uzlej žāvējošām vielām un ļauj ilgāku laiku stāvēt, periodiski sakratot. Bezūdens kalcija hlorīdu var lietot ogļūdeņražu, ēteru, acetona (bet ne spirtu, fenolu, amīnu!) žāvēšanai. Ar  $NaOH$  un  $KOH$  var žāvēt amīnus, ēterus, ogļūdeņražus. Esteru, ēteru un ogļūdeņražu žāvēšanai var izmantot  $Na_2SO_4$ ,  $CaSO_4$ ,  $MgSO_4$ .

*Cietas vielas*, kuras gaisā ir stabilas, parasti žāvē, izberot plānā slānītī uz filtrpapīra. Protams, žāvējamā viela nedrīkst būt higroskopiska.

Ja cietā viela ir stabila arī paaugstinātā temperatūrā, tad to ievieto žāvēšanas skapī. Elektriskajos žāvēšanas skapjos (5.6. att.) temperatūra tiek regulēta automātiski. Ja tā ir 105...110 °C, mitrumu veidojošais ūdens ātri izgaist.

### 5.5.3. Svēršana

Vielas, kas paredzētas parastajiem ķīmijas eksperimentiem, sver uz tehniskajiem laboratorijas svariem. Ar šiem svariem var mērīt masu, nepārsniedzot  $\pm 0,01$  g ( $\pm 10$  mg) lielu kļūdu. Veicot kvantitatīvo analīzi, svēršanu izdara uz analītiskajiem svariem un tad kļūda nepārsniedz  $\pm 0,0001$  g ( $\pm 0,1$  mg).

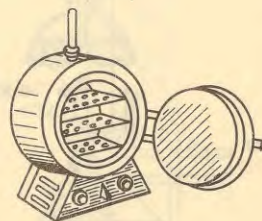
Gan tehniskie, gan arī analītiskie svāri gandrīz vienmēr ir vienādplecu sviras svāri. Šādu svaru shēma ir parādīta 5.7. attēlā.

Svēršanu beidz tad, kad šautras smaile atrodas pret to pašu skalas iedaļu, pret kuru tā atradās nenoslogotiem svariem. Tad spēks  $G_1$ , ar kuru Zeme pievelk sveramo priekšmetu, ir vienāds ar spēku  $G_2$ , ar kuru Zeme pievelk atsvarus, un

$$m_1 g = m_2 g \quad \text{jeb} \quad m_1 = m_2$$

## 5. daļa

Katru konkrētu laboratorijas darbu veicot, jāievēro vēl arī papildu noteikumi, lai strādājošais būtu pilnībā drošībā. Jebkuru darbu drīkst atļaut sākt tikai tad, kad šie papildu noteikumi ir pilnībā apgūti un vadītājs ir pilnīgi pārliecināts, ka tiks lietotas tikai drošas darba metodes.



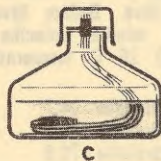
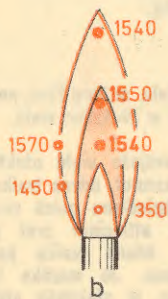
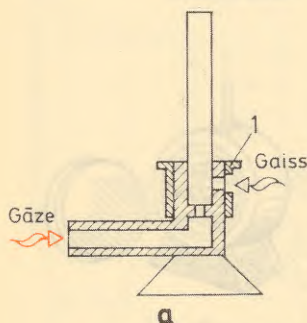
5.6. att. Žāvēšanas skapis.

Vielas, ar kuru žāvē, nedrīkst reaģēt ar žāvējamo vielu.

Žāvējošo vielu efektivitāti var raksturot, ūdens tvaika daļiņu spiedienu gaisā virs šīm vielām attiecīn pret piesātināto ūdens tvaika daļiņu spiedienu. Jo mazāks ir šis rādītājs, jo efektīvāk attiecīgā viela žāvē. Dažām žāvējošām vielām minētā attiecība (procentos) 20 °C temperatūrā ir šāda:

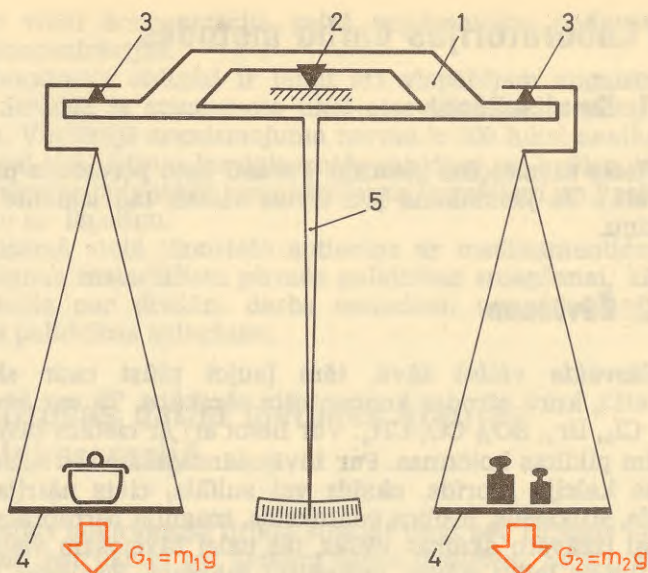
|                           |       |
|---------------------------|-------|
| 10 % sērskābe             | 94,7  |
| 20 % sērskābe             | 86,2  |
| 30 % sērskābe             | 72,6  |
| 40 % sērskābe             | 54,2  |
| 50 % sērskābe             | 33,9  |
| konc. sērskābe            | 0,3   |
| silikagels                | 0,3   |
| $CaSO_4$                  | 0,2   |
| $Mg(ClO_4)_2 \cdot 3H_2O$ | 0,1   |
| $Mg(ClO_4)_2$             | 0,03  |
| $P_2O_5$                  | 0,001 |

## 5. daļa



5.8. att. Gāzes un spirta (etanola) deglis:

*a* – gāzes degļa šķērsriezums (1 – caurumots gredzens gaisa pieplūdes regulēšanai); *b* – gāzes degļa liesmas aptuvenā temperatūra, °C; *c* – spirta deglis.



5.7. att. Svaru shēma:

1 – svira; 2 – sviras atbalsta prizma; 3 – prizmas kausu piekāršanai; 4 – kausi; 5 – šautra;  $G_1$  un  $G_2$  – spēks, ar ko Zeme pievelk sveramo priekšmetu, resp., atsvarus;  $g$  – Zemes pievilkšanas spēka paātrinājums.

Tātad šādos apstākļos sveramā priekšmeta masa ir vienāda ar atsvaru masu.

### 5.5.4. Sildīšana

Sildīšanai izmanto elektriskās plītiņas un gāzes vai spirta (etanola) degļus.

Elektriskajai plītiņai ir jāatrodas uz nedegoša materiāla pamatnes. Šai nolūkā var izmantot azbesta plāksnes vai keramikas flīzes. Drošības dēļ drīkst lietot tikai tādas plītiņas, kurām ir slēgti sildelementi. Diemžēl tām ir samērā liela sildinerce un pēc plītiņas jaudas izmaiņām temperatūra mainās ar lielu novēlojumu. Biezāka stikla traukus sildot, uz plītiņas vēlams novietot azbesta sietiņu.

Gāzes degļus var izmantot tad, ja laboratorijā ir gāzes pievade. Var lietot arī balonu gāzi. Degļa konstrukcijas princips ir parādīts 5.8. attēlā *a*. Deglī izveidojas gāzes un gaisa maisījums, kurš, izplūstot no degļa, sadeg. Ja maisījumā gaisa ir par maz, tad liesma ir spīdoša, pat kūpoša. Pēc pareizas gaisa pieplūdes noregulēšanas (grozot caurumoto gredzenu 1) liesmā

var izšķirt 3 konusus (sk. 5.8. att. *a* un *b*). Iekšējā konusā degšana vēl nav sākusies, tāpēc temperatūra tajā ir zema; šis konuss ir zilganā krāsā. Vidējā konusā jau noris degšana, bet vide te vēl ir reducējoša. Degšana turpinās ārējā konusā, kurā vide ir oksidējoša. Sildot stikla traukus ar gāzes degļiem, šie trauki ir jānovieto uz azbesta sietiņa. Ja sietiņu nelieto, tad lielās temperatūras diferences dēļ trauks var saplīst.

Spirta (etanola) degļa šķērsgriezums ir parādīts 5.8. attēlā *c*. Deglī var iepildīt ap 100 ml etanola. Daktij ir jābūt izgatavotai no kokvilnas diegiem; marle vai vate šai nolūkā neder. Degli noslēdzošajam stikla vai fenoplasta vāciņam ir jābūt ļoti pieslīpētam, lai etanols nevarētu caur neblīvumiem iztvaikot.

### 5.5.5. Gāzu iegūšana

Gāzu iegūšanai var izmantot cietu vielu reakcijas ar skābju šķīdumiem. Lielākiem daudzumiem lieto Kipa aparātu (5.9. att. *a*), mazākiem – aparatūru, kura ir parādīta 5.9. attēlā *b*. Šajā aparatūrā spiediens kolbā ir tikpat liels kā pilināmā piltuvē un tādējādi ir novērsta iespēja gāzei izspiest piltuves krānu un izplūst pa to.

Šādā veidā var iegūt vairākas gāzes:

$H_2S$  no dzelzs sulfīda un 25 % sērskābes vai 20 % sālsskābes;

$CO_2$  no marmora un atšķaidītas (1:1) sālsskābes;

$H_2$  no cinka granulām un atšķaidītas sālsskābes (1:1) vai sērskābes (1:8).

### 5.5.6. Ķīmiskās reakcijas mēģenēs

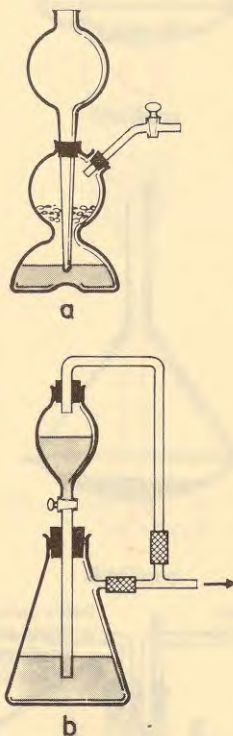
Ķīmiskās reakcijas bieži izdara mēģenēs vai koniskajās (centrifūgu) mēģenēs (5.1. att.). Mēģenēm tilpums ir 15...20 ml, koniskajām mēģenēm – 2...4 ml.

Mēģenē vai koniskā mēģenē ievieto reaģējošo vielu saturošu šķīdumu. Tad ar pipeti no reagenta šķīduma kolbiņas (5.1. att.) pieliek reagenta šķīdumu vai arī gāzveida reagentam ļauj plūst šķīdumā caur tajā ievadītu caurulīti. Ja izveidojas krāsains savienojums, novēro krāsas rašanos, ja mazšķīstošs savienojums, – nogulšņu veidošanos.

### 5.5.7. Reakcijas uz pilienu plates

Pilienu plates (5.2. att.) iedobumā ievieto pilienu reaģējošās vielas šķīduma un ar pipeti piepilina reagenta šķīdumu. Uz pilienu plates, kura ir pārklāta ar baltu glazūru, labi var

## 5. daļa



5.9. att. Aparāti gāzu iegūšanai.

Nogulšņu atdalīšanai no šķīduma koniskās mēģenes ievieto centrifūgā un centrifugē. Centrifugālā spēka paātrinājums laboratorijas centrifūgās vairākus tūkstošus reizu pārsniedz Zemes pievilkšanas spēka paātrinājumu, un tādēļ nogulšnes ātri izveido blīvu kārtu mēģenes dibenā. Pēc centrifugēšanas šķīdumu no nogulsnēm atdala ar pipeti.

## 5. daļa

novērot krāsainu savienojumu (gan labi šķīstošu, gan mazšķīstošu) rašanos. Baltas nogulsnes ir labi redzamas, ja pilienu plātes iedobums ir pārklāts ar melnu glazūru. Šādas nogulsnes labi redzamas arī tad, ja reakciju izdara uz nelielas stikla plāksnītes.

### 5.5.8. Kristalizēšana

Kristalizēšana noris pārsātinātā šķīdumā. Ja kristalizējamās vielas šķīdība ir mazāka nekā piemaisījumu vielu šķīdība, tad kristalizēšanās procesā noris arī attīrīšana. Piemaisījumu vielas paliek galvenokārt šķīdumā, un kristālos to ir maz.

Kristalizēšanu var izdarīt porcelāna bļodiņās (5.2. att.). Pārsātinājumu panāk, šķīdumu ietvaicējot. Pēc atdzišanas tad noris kristalizēšanās. Ja vielas šķīdība ir stipri atkarīga no temperatūras, pagatavo paaugstinātā temperatūrā piesātinātu šķīdumu, kuram atdziestot viela kristalizējas.

### 5.5.9. Filtrēšana

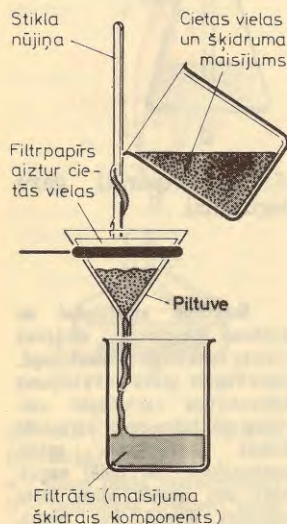
Filtrēšana ir cietu vielu daļiņu atdalīšana no šķīduma, ļaujot šķīdumam izsūkties caur porainu materiālu, kuru sauc par filtru. Laboratorijā visbiežāk lieto papīra filtrus. Tos ievieto piltuvēs un tad saslapina ar destilētu ūdeni. Filtra virsējai daļai ir jābūt 5...10 mm zem piltuves malas. Piltuves kājiņa jāpiepilda ar ūdeni, un filtrēšanas laikā tajā nedrīkst parādīties gaisa burbuliši. Kājiņā esošais šķīduma stabs tad rada hidrostatisko spēku, kurš paātrina filtrēšanu. Šķīduma līmenim jābūt vismaz 5...10 mm zem filtra augšējās malas, jo citādi kapilāro spēku ietekmē tas var sasniegt filtra augšējo malu, līdzīgi ņemot cietās vielas daļiņas. Filtrēšana parādīta 5.10. attēlā.

Bez parastā filtrpapīra lieto arī bezpelnu filtrpapīrus, kuri ir paredzēti kvantitatīvo analīžu veikšanai. Pelnvielas no tiem ir izšķīdinātas, apstrādājot ar HCl + HF maisījumu. Bezpelnu filtri ir iesaiņoti paciņās, kuru lentes krāsa rāda to blīvumu:

balta lente – lielākās poras, rupji kristālisku vielu filtrēšanai;

sarkana lente – vidēji lielas poras;

zila lente – mazākās poras, sīkkristālisku vielu filtrēšanai.

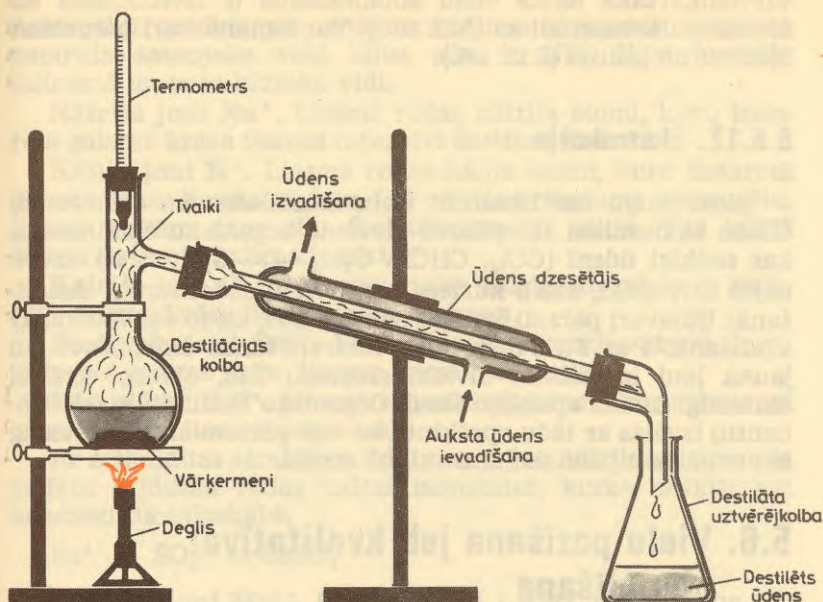


5.10. att. Filtrēšana.

### 5.5.10. Destilēšana

Destilēšanā var atdalīt vielas ar zemāku viršanas temperatūru no vielām, kurām ir augstāka viršanas temperatūra. Sildot destilācijas kolbā ielieto šķīdumu, iztvaiko tā sastāvdaļa,

## 5. daļa



5.11. att. Destilēšana:

1 - destilācijas kolba; 2 - azbesta sietinš; 3 - termometrs; 4 - ūdens dzesētājs; 5 - ievadule; 6 - destilāta uztvērējkolba.

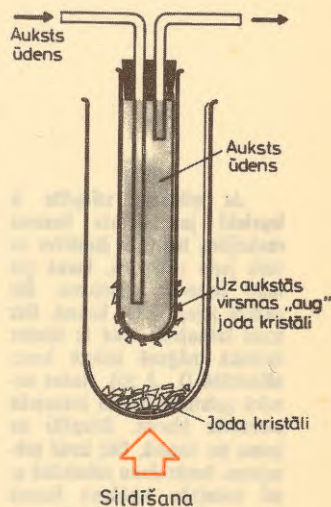
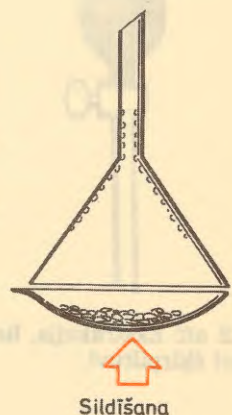
kurai ir zemāka viršanas temperatūra. Tvaiki nokļūst dzesētājā, kur tie atkal pārvēršas par šķidrumu. Destilācijas kolbā paliek grūti gaistošie un negaistošie piemaisījumi.

Destilācijas kolbā drīkst iepildīt tik daudz destilējamā šķidruma, lai tas aizņemtu ne vairāk kā 2/3 no kolbas tilpuma. Tajā ievieto arī dažus stikla kapilārus vai stikla lauskas un tādējādi nodrošina šķidruma vienmērīgu viršanu. Kolbu karsē caur azbesta sietiņu. Kad tajā ir palicis 10...15% no sākotnējā šķidruma daudzuma, destilēšana ir jābeidz, lai kolba nepārsprāgtu.

### 5.5.11. Sublimēšana

Sildot dažas kristāliskas vielas, piemēram, jodu, tās nekūst un neveido šķidrumus, bet pāriet tvaikveida stāvoklī. Tvaikus atdzesējot, tie atkal pārvēršas par kristālisku vielu. To sauc par sublimēšanu.

Sublimēšanu izmanto, lai vielu attīrītu no piemaisījumiem, kuri nesublimējas. Tā attīra, piemēram,  $I_2$ ,  $NH_4Cl$ ,  $As_2O_3$ .



5.12. att. Sublimēšana.

## 5. daļa

Visvienkāršākā ierīce vielu sublimēšanai ir izveidojama no diviem pulkstenstikliem (5.12. att.). Var izmantot arī porcelāna bļodiņu un piltuvi (5.12. att.).



5.13. att. Ekstrakcija, lietojot šķirpiltuvi.

Ja nihroma stieplīte ir iepriekš jau lietota liesmas reakcijām, tad tā ir jāatbrīvo no tādu jonu paliekām, kuras var radīt liesmas krāsojumu. Šai nolūkā stieplīti tur liesmā, līdz izzūd krāsojums. Tad to iemērc koniskā mēģenē ielietā konc. sālsskābē (1...2 ml). Rodas samērā gaistošie liesmu krāsojošie elementi hlorīdi. Stieplīti no jauna tur liesmā, līdz izzūd krāsojums. Iemērķšanu sālsskābē ar tai sekojošu turēšanu liesmā atkārtoti tik ilgi, līdz liesmas krāsojums vairs neparādās.

### 5.5.12. Ekstrakcija

Ekstrakciju var izmantot vielu atdalīšanai un attīrīšanai. Ūdens šķīdumiem šķirpiltuvē pievieno organisku šķīdinātāju, kas nešķīst ūdenī ( $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{—O—C}_2\text{H}_5$  u. c.). Izveidojas divi slāņi, starp kuriem noris vielu sadalīšanās. Sadalīšanās līdzsvāri parasti iestājas samērā ātri, un to vēl veicina ar kratīšanu. Pēc 2...5 min ilgas ekstrahēšanas šķirpiltuvē no jauna ļauj izveidoties diviem slāņiem. Tad, atverot krānu, uzmanīgi izvada apakšējo slāni. Organisko šķīdinātāju (ekstrahentu) izvēlas ar tādu aprēķinu, lai tajā pārietu attīrāmā viela, bet nepārietu piemaisījumi vai arī otrādi.

## 5.6. Vielu pazīšana jeb kvalitatīva pierādīšana

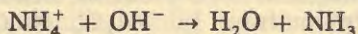
### 5.6.1. Liesmas krāsošana

Dažu neorganisku katjonu pazīšanai var izmantot pareizi noregulētu gāzes degļa liesmu (5.8. att. b). Ar nihroma stieplīti, kura ir iekausēta stikla caurulītē, liesmā ievada analizējamo šķīdumu. Augstajā temperatūrā izveidojas elementu atomi. Temperatūra ierosina šos atomus, t. i., izraisa elektronu pāreju uz augstākiem enerģijas līmeņiem. Taču jau pēc  $10^{-8}$ ... $10^{-9}$  sekundēm elektroni atkal pāriet atpakaļ zemākos līmeņos un tiek izstaroti gaismas kvanti (fotoni). Šo kvantu enerģija ir vienāda ar enerģijas līmeņu diferenci. Šī diference katrā elementa atomiem ir citāda. Redzamajā spektra daļā novērojami šādi liesmas krāsojumi:

| Atomi         | Na       | K       | Ca            | Sr            | Ba          | Cu         |
|---------------|----------|---------|---------------|---------------|-------------|------------|
| Liesmas krāsa | dzeltēna | violeta | ķieģeļsarkana | karmīnsarkana | dzeltenzaļa | zilganzaļa |

### 5.6.2. Neorganiskie katjoni

**Amonija joni  $\text{NH}_4^+$ .** Pieliekot nātrija hidroksīda šķīdumu, izdalās amonjaks:



Amonjaku pazīst pēc smakas. Mitrš sarkanais lakmusa papīrītis amonjaka vidē kļūst zils, jo  $\text{NH}_3$  šķīst papīrīša mitrumā un rada bāzisku vidi.

**Nātrijs joni  $\text{Na}^+$ .** Liesmā rodas nātrijs atomi, kuru izstarotā gaisma krāso liesmu intensīvi dzeltenā krāsā.

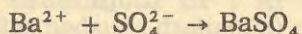
**Kālijs joni  $\text{K}^+$ .** Liesmā rodas kālijs atomi, kuru izstarotā gaisma krāso liesmu violetu. Lai nātrijs krāsojums netraucētu, liesmu novēro caur zilu (kobaltsaturošu) stiklu. Tad kālijs atomu izstarotā gaisma ir sārta.

**Kalcija joni  $\text{Ca}^{2+}$ .** Liesmā rodas kalcija atomi, kuru izstarotā gaisma krāso liesmu ķieģeļsarkanu.

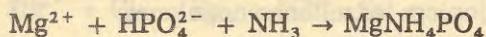
**Stroncija joni  $\text{Sr}^{2+}$ .** Liesmā rodas stroncija atomi, kuru izstarotā gaisma krāso liesmu karmīnsarkanu.

**Bārijs joni  $\text{Ba}^{2+}$ .** Liesmā rodas bārijs atomi, kuru izstarotā gaisma krāso liesmu dzeltenzaļu.

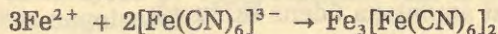
Ar atšķaidītas sērskābes šķīdumu, arī ar nātrijs vai amonija sulfāta šķīdumu rodas baltas nogulsnes, kuras nešķīst pat koncentrētā sālsskābē:



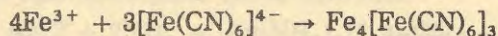
**Magnijs joni  $\text{Mg}^{2+}$ .** Pieliekot  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  šķīdumu un pēc tam amonija hidroksīda šķīdumu līdz bāziskai reakcijai, rodas sīkkristāliskas baltas nogulsnes:



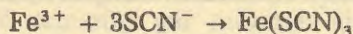
**Dzelzs(II) joni  $\text{Fe}^{2+}$ .** Ar kālijs heksaciānoferātu(III)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  rodas zilās nogulsnes (*Turnbula zilais*):



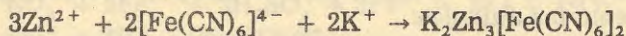
**Dzelzs(III) joni  $\text{Fe}^{3+}$ .** Ar kālijs heksaciānoferātu(II) sālsskābē vidē rodas zilās nogulsnes (*Berlīnes zilais*):



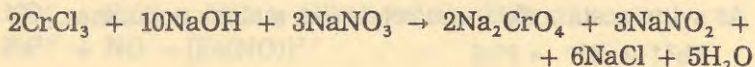
Ar rodanīdjoniem (tiocianātjoniem) slāpekļskābē šķīdumā rodas sarkans krāsojums:



**Cinka joni  $\text{Zn}^{2+}$ .** Ar kālijs heksaciānoferāta(II) šķīdumu rodas baltas nogulsnes:



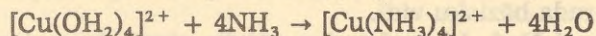
**Hroma joni  $\text{Cr}^{3+}$ .** Uz porcelāna lauskas iztvaicē pāris pilienu analizējamā šķīduma. Sauso atlikumu pēc tam sakausē ar nātrijs peroksīdu vai arī ar nātrijs hidroksīda un nātrijs nitrāta maisījumu. Hroma klātbūtnē iegūst dzeltenas krāsas sakausējumu:



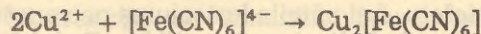
## 5. daļa



**Vara joni  $\text{Cu}^{2+}$ .** Hidratētiem vara joniem ir zila krāsa. Krāsas intensitāte palielinās, ja pieliek amonjaka šķīdumu:

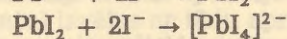
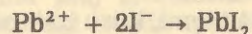


Ar kālija heksaciānoferātu(II) sāļsskābā šķīdumā rodas sarkanbrūnas nogulsnes:

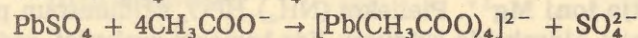
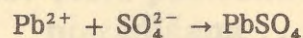


Liesmā no vara joniem rodas vara atomi, kuru izstarotā gaisma rada zilganzaļu krāsojumu.

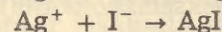
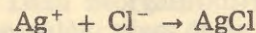
**Svina joni  $\text{Pb}^{2+}$ .** Ar kālija jodīda šķīdumu rodas dzeltenas svina jodīda nogulsnes, kuras šķīst koncentrētā kālija jodīda šķīdumā:



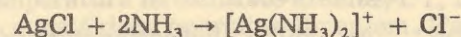
Ar atšķaidītu sērskābi rodas baltas svina sulfāta nogulsnes, kuras izšķīst, ja tās silda kopā ar 30 % amonija acetāta šķīdumu:



**Sudraba joni  $\text{Ag}^+$ .** Ar hlorīdjoniem slāpekļskābā vidē rodas baltas, ar jodīdjoniem iedzeltenas nogulsnes:

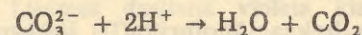


Sudraba hlorīds šķīst amonjaka ūdens šķīdumā:

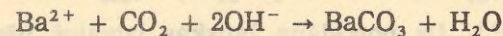


### 5.6.3. Neorganiskie anjoni

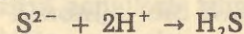
**Karbonātjoni  $\text{CO}_3^{2-}$ .** Pieliekot sāļsskābi, izdalās oglekļa dioksīds:



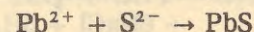
Ja gāzes atmosfērā tur stikla nūjiņu ar bārija hidroksīda šķīduma pilienu, tas duļķojas:



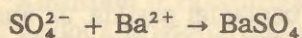
**Sulfīdjoni  $\text{S}^{2-}$ .** Ar atšķaidītu sāļsskābi vai sērskābi rodas  $\text{H}_2\text{S}$ , un šķīdums sāk smirdēt pēc sapuvušām olām:



Ar svina acetāta šķīdumu izveidojas melnas nogulsnes:

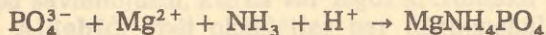


**Sulfātjoni**  $\text{SO}_4^{2-}$ . Ar bārija hlorīda šķīdumu rodas baltas nogulsnes:

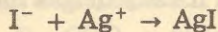


Nogulsnes skābēs nešķīst.

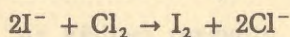
**Fosfātjoni**  $\text{PO}_4^{3-}$ . Ar amonjakālu magnija jonu šķīdumu rodas baltas sīkkristālisks nogulsnes:



**Jodīdjoni**  $\text{I}^-$ . Ar sudraba joniem slāpekļskābā vidē rodas iedzeltenas nogulsnes:

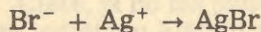


Ar hlorūdeni rodas jods:

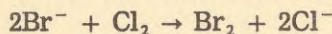


Jodu ieteicams ekstrahēt nelielā  $\text{CCl}_4$  vai  $\text{CHCl}_3$  daudzumā; ekstrakts ir violetā krāsā.

**Bromīdjoni**  $\text{Br}^-$ . Ar sudraba joniem slāpekļskābā vidē rodas nedaudz dzeltenīgu nogulšņu:

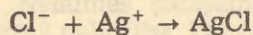


Ar hlorūdeni rodas broms:

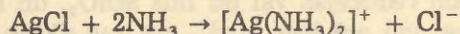


Bromu ekstrahējot ar tetrahloroglekli vai hloroformu, iegūst dzeltenbrūnu ekstraktu.

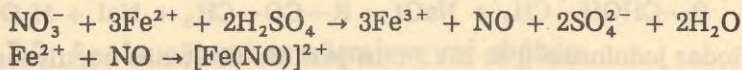
**Hlorīdjoni**  $\text{Cl}^-$ . Slāpekļskābā vidē ar sudraba joniem rodas baltas nogulsnes:



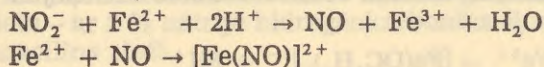
Tās šķīst amonjaka ūdens šķīdumā:



**Nitrātjoni**  $\text{NO}_3^-$ . Mēģenē ielej nedaudz koncentrētas sērskābes un pieliek dažus pilienus nitrātjonu saturoša šķīduma. Tad uzmanīgi gar mēģenes sienīņu pielej piesātinātu  $\text{FeSO}_4$  šķīdumu. Abu slāņu saskares vietā ir redzams brūns  $\text{Fe}(\text{NO})^{2+}$  riņķis:

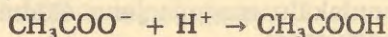


**Nitrītjoni**  $\text{NO}_2^-$ . Mēģenē ielej nedaudz sērskābes (3 mol/l) šķīduma, pieliek svaigi pagatavotu piesātinātu  $\text{FeSO}_4$  šķīdumu un dažus pilienus analizējamā šķīduma. Nitrītjonu klātbūtnē rodas brūns krāsojums:



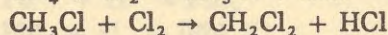
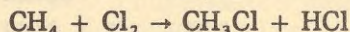
## 5. daļa

**Acetātjoni**  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Porcelāna tīģelītī dažiem pilieniem analizējamā šķīduma pieliek pāris pilienu koncentrētas sērskābes. Pēc dažām minūtēm tīģelītī uzmanīgi pasilda. Ja analizējamais šķīdums satur acetātjonus, tad ir jūtama raksturīgā etiķskābes smaka:

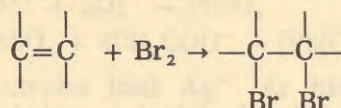


### 5.6.4. Organiskās vielas

**Alkāni** ir ķīmiski inertas vielas, kurām ir raksturīgas halogēšanas reakcijas, piemēram:

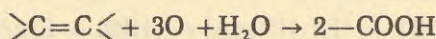


**Alkēniem un alkīniem** ir raksturīga broma pievienošana. Šīs vielas šķīdina oglekļa tetrahlorīdā un šim šķīdumam pa pilienam pieliek broma šķīdumu oglekļa tetrahlorīdā. Broma dzeltenā krāsa zūd:



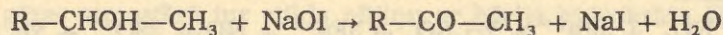
Alkīni pievieno bromu lēnāk nekā alkēni.

Kālija permanganāts neitrālā vai vāji bāziskā vidē oksidē nepiesātinātos savienojumus un rodas karbonskābes:

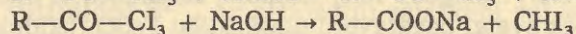
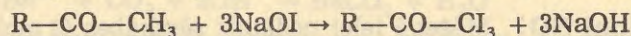


Permanganātjoni pie tam reducējas vai nu līdz  $\text{MnO}_2$ , un tad rodas brūnas nogulsnes, vai arī līdz  $\text{Mn}^{2+}$ , un tad šķīdums atkrāsojas.

**Alkanoliem (spirtiem)** ir raksturīga reakcija, kuras rezultātā izveidojas jodoforms. Reagenta šķīdumu gatavo, 1 g joda un 5 g NaI šķīdinot 15 ml ūdens. Nātrija hidroksīda klātbūtnē rodas hipojodīts NaOI, kurš oksidē spirtu, piemēram:

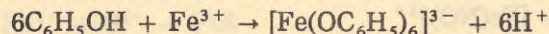


Rodas jodoforms (pēc 2...3 min parādās dzeltenas nogulsnes):



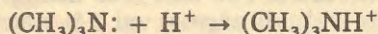
Metanols jodoformu neveido.

**Fenoli** ar dzelzs(III) hlorīdu veido krāsainus savienojumus, piemēram:



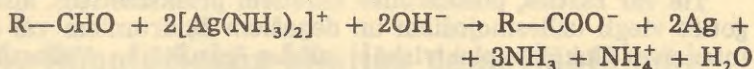
Parādās violets krāsojums. Ar citiem fenoliem krāsojums var būt gan violets, gan zils vai zaļš un pat sarkans.

Amīniem ir raksturīga spēja skābā vidē pievienot protonus un veidot aizvietotus amonija jonus, piemēram:

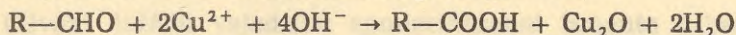


Ar hlorīdjoniem vai sulfātjoniem kā pretjoniem izveidojas sāļu tipa savienojumi, kurus var iegūt kristāliskā veidā.

Aldehīdi spēj oksidēties par karbonskābēm, tāpēc tie ir reducētāji. Ar amonjakālu sudraba sāļu šķīdumiem veidojas melnas sudraba nogulsnes un uz tīrām trauka sienām pat sudraba spogulis:



Ar Fēlinga reagentu, kurā vara(II) joni ir saistīti ar vīnskābes anjoniem (tartrātjoniem), bāziskā vidē noris analogiska reakcija un rodas sarkanbrūnas  $\text{Cu}_2\text{O}$  nogulsnes:



Ciete, ja no tās pagatavo šķīdumu (klīsteri), ar joda molekulām jodīdjonu klātbūtnē veido raksturīgu zilu krāsojumu.

Olbaltumvielu reakcijas sk. 4.14.3. iedaļā.

## 5.7. Pirmā palīdzība

Nelaiemes gadījumos laboratorijā cietušajam ir jāsniedz pirmā palīdzība. Pēc tam jāgriežas pie ārsta.

### 5.7.1. Ievainojumi ar stiklu

Ar etanolā dezinficētu pinceti izņem visas redzamās stikla šķembas. Brūces apkārtni apstrādā ar 3 % joda šķīdumu etanolā (joda tinktūru) un apsien ar marli.

### 5.7.2. Applaucējumi ar sārmiem vai skābēm

Nekavējoties jānovelk apģērba gabals, kas ir piemircis ar sārmiem vai skābi. Cietušais ādas apvidus jāmazgā ar lielu ūdens daudzumu. Pēc tam ar sārmiem applaucēto vietu apmazgā ar 2 % etiķskābes vai borskābes šķīdumu, ar skābēm applaucēto vietu – ar 2 % nātrija hidrogēnkarbonāta šķīdumu un ieziež ar furacilīna ziedi.

## 5. daļa

### 5.7.3. Sārmi vai skābes acīs

Cietušo nogulda uz muguras un acis mazgā ar lielu ūdens daudzumu, palīdzot tās turēt atvērtas. Pēc tam acis mazgā ar 2 % borskābes šķīdumu (ja acis iekļuvusi sārms) vai 2 % nātrija hidrogēnkarbonāta šķīdumu (ja acis iekļuvusi skābe). Nekavējoties jādodas pie acu ārsta.

### 5.7.4. Termiski apdegumi

Tie var rasties, pieskaroties karstiem priekšmetiem, aizdegoties viegli uzliesmojošiem un degošiem šķidrumiem vai arī intensīvas lokālas elektriskās izlādes rezultātā. Apdeguma vietai vispirms pieliek 2 %  $\text{KMnO}_4$  šķīdumā vai etanolā samērcētu vati. Pēc tam šo vietu ieziež ar furacilīna ziedi vai glicerīnu.

### 5.7.5. Saindēšanās ar gāzēm

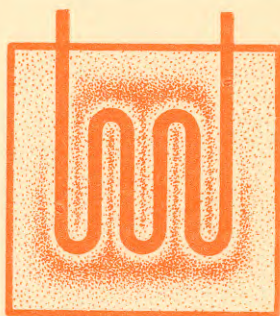
Ja ir ieelpotas indīgas gāzes ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{CO}$ , fogsēns  $\text{COCl}_2$ ,  $\text{HCN}$ ), tad cietušais jānovieto svaigā gaisā. Jārūpējas, lai viņam būtu silti. Ja ir iespējams, tad jādod ieelpot skābekli. Nedrīkst lietot elpināšanu no mutes mutē. Nekavējoties jāizsauc ātrā palīdzība.

### 5.7.6. Elektriskā sprieguma iedarbe

Cietušais ir jāatbrīvo no sprieguma avota, vai nu izslēdzot spriegumu laboratorijas elektriskajā tīklā, vai arī uzvelkot gumijas cimdus un atraujot viņu aiz apģērba no sprieguma avota. Ja pēc tam cietušais ir nesamaņā, jālieto mākslīgā elpināšana un sirds masāža. Nekavējoties jāizsauc ātrā palīdzība.

# Rūpnieciskā ķīmija

## 6. daļa



### 6.1. Rūpnieciskās ķīmijas pamatjautājumi

#### 6.1.1. Rūpnieciskās ķīmijas nozīme

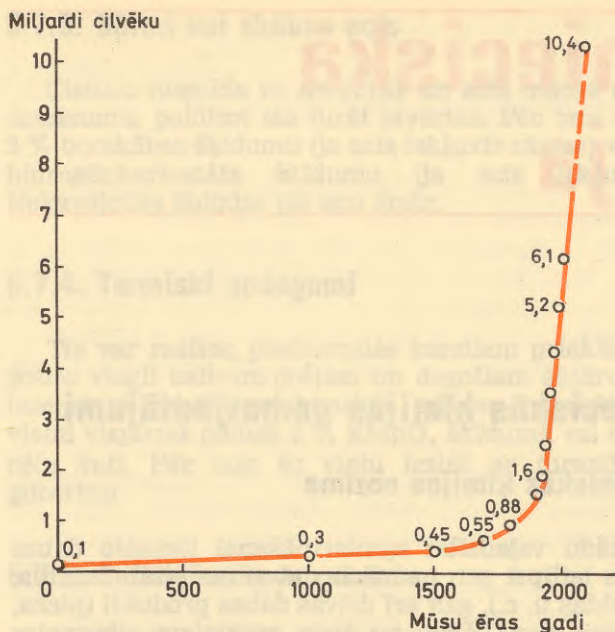
Cilvēki dažādu vajadzību apmierināšanai izmanto dabas resursus. Tajos ietilpst gan nedzīvās dabas materiāli (smiltis, kaļķakmens, rūdas u. c.), gan arī dzīvās dabas produkti (piens, gaļa, cukurbietes u. c.). Daļa no šiem resursiem atjaunojas (katru gadu iegūst jaunu cukurbiešu ražu, pēc izsūknēšanas gruntsūdens zemes dziļēs papildinās ar jaunām ūdens porcijām, nocirstu koku vietā izaug jauni koki u. tml.). Taču liela daļa no dabas resursiem, piemēram, rūdas, akmeņogles, nafta, dabasgāze, nav atjaunojama.

Gandrīz neviens dabas materiāls mūsdienās netiek lietots bez pārveidošanas. Dažos gadījumos pārveidošana ir tikai fizikāla, piemēram, piena atšķaidīšana līdz noteiktam taukvielu saturam, naftas destilācija benzīna un smēreļļu iegūšanai. Tomēr vairumā gadījumu noris arī vielu ķīmiskas pārvērtības, piemēram, naftas krekīngā ogļūdeņraži tiek sašķelti, kefīra un siera ražošanā noris biokīmiskas pārvērtības. Ķīmiskās pārvērtības noris arī, ražojot būvmateriālus (cementu, kaļķus, ķieģeļus u. c.), fosfora un slāpekļa mākslīgos mēsļus, šķiedrvielas audumiem, dažādas krāsvielas un medikamentus, no rūdām iegūstot metālus utt. Visas šīs ķīmiskās pārvērtības realizē dažādas rūpnieciskās ķīmijas nozares. Tāpēc var teikt, ka mūsdienu civilizācija bez rūpnieciskās ķīmijas vispār pastāvēt nevar.

#### 6.1.2. Rūpnieciskās ķīmijas uzdevumi

Rūpnieciskās ķīmijas uzdevumus nosaka mūsu planētas iedzīvotāju skaits un vajadzības, kā arī izmantošanai pieejamie dabas resursi.

## 6. daļa



6.1. att. Zemes iedzīvotāju skaita izmaiņas.

Iedzīvotāju skaita izmaiņas parādītas 6.1. attēlā. Straujais cilvēku skaita pieaugums ir saistīts arī ar viņu vajadzību pieaugumu gan kopumā, gan arī attiecībā uz katru atsevišķu cilvēku. Mūsdienās Eiropā neviens nebūtu ar mieru dzīvot tā kā pirms 100 gadiem. Taču jaunattīstības valstīs cilvēki vēl aizvien dzīvo pat sliktākos apstākļos, nekā tas bijis Eiropā pirms 100 gadiem. Rūpnieciskajai ķīmijai tāpēc ne tikai jānodrošina dzīves līmeņa paaugstināšanās industriāli attīstītajās valstīs, bet arī pamazām jāceļ jaunattīstības valstu iedzīvotāju dzīves līmenis. Pirmais uzdevums tiek veikts vairāk vai mazāk apmierinoši, turpretim otrā uzdevuma risināšana noris ļoti vāji. Daudziem iedzīvotājiem netiek nodrošināta pat pārtika un pietiekamas kvalitātes dzeramais ūdens. Tas nākotnē var izraisīt nepieredzētu apmēru konfliktus starp industriāli attīstītajām valstīm un jaunattīstības valstīm.

Taču pasaulē kopumā rūpnieciskās ķīmijas attīstības tempi ir augsti (sk. 6.1. tab.).

Tādus dabas resursus kā naftu, akmeņogles, dabasgāzi galvenokārt izmanto enerģijas iegūšanai. Daļu no šiem izrakteņiem izlieto arī par izejvielām medikamentu, krāsvielu, polimēru un citu materiālu ražošanā. Ieguves apjomu pieaugums parādīts 6.2. tabulā.

Energijas iegūšanai izmanto arī urānu. Tā, piemēram, 1970. gadā ieguva ap 27 000 tonnu un 1984. gadā ap 63 000 tonnu urāna.

## 6. daļa

6.1. tabula

### Dažu rūpnieciskās ķīmijas produktu ražošanas apjomi pasaulē

| Nosaukums                                      | Gada produkcija, miljonus tonnu |          |
|--|---------------------------------|----------|
|  | 1950. g.                        | 1980. g. |
| Čuguns   | 134                             | 530      |
| Tērauds  | 190                             | 760      |
| Cements  | 134                             | 710      |
| Sērskābe                                       | 27                              | 118      |
| Nātrija karbonāts                              | 7                               | 18       |
| Nātrija hidroksīds                             | 4                               | 29       |
| Hlors  | 3                               | 28       |
| Kālija minerālmēsli<br>(rēķinot uz $K_2O$ )    | 4                               | 28       |
| Slāpekļa minerālmēsli<br>(rēķinot uz N)        | 4                               | 55       |
| Fosfora minerālmēsli<br>(rēķinot uz $P_2O_5$ ) | 6                               | 33       |

6.2. tabula

### Energijas nesēju ieguve pasaulē

| Nosaukums                           | Gada ieguve, miljardos tonnu |          |          |
|-------------------------------------|------------------------------|----------|----------|
|                                     | 1950. g.                     | 1978. g. | 1983. g. |
| Nafta                               | 0,52                         | 2,99     | 2,62     |
| Akmeņogles                          | 1,46                         | 2,60     | 2,92     |
| Brūnogles                           | 0,12                         | 0,91     | 1,08     |
| Dabaszāze<br>(miljardos kubikmetru) | 200                          | 1430     | 1550     |

### 6.1.3. Izejvielu ieguves problēmas

Rūpnieciskās ķīmijas izejvielas atrodas galvenokārt Zemes garozā, taču tās tiek iegūtas arī no biosfēras. Par ķīmisko elementu vidējo saturu Zemes garozā pastāstīts 3.1. nodaļā.

Rūpnieciskai pārstrādei paredzētajās izejvielās attiecīgo elementu saturam ir jābūt ievērojami lielākam par vidējo (6.3. tabula).

Dažu metālisko elementu vidējais saturs Zemes garozā un minimālais saturs rūpnieciski izmantojamās rūdās

| Elements    | Masas daļa, %       |  |
|-------------|---------------------|--|
|             | vidēji Zemes garozā | minimālā, rūpnieciski izmantojamās rūdās |
| Dzelzs      | 4,70                | 20                                       |
| Alumīnijs   | 7,57                | 10                                       |
| Titāns      | 0,41                | 25                                       |
| Hroms       | 0,019               | 14                                       |
| Niķelis     | 0,015               | 1  |
| Kobalts     | 0,0037              | 2  |
| Varš        | 0,01                | 0,4                                      |
| Cinks       | 0,012               | 5  |
| Dzīvsudrabs | $8 \cdot 10^{-6}$   | 0,3                                      |
| Urāns       | $3 \cdot 10^{-4}$   | 0,2                                      |

Tātad, lai iegūtu rūpnieciskās ķīmijas izejvielas, Zemes garozā ir jāatrod tādas vietas, kurās attiecīgā elementa saturs ir ievērojami lielāks par vidējo saturu. Tās sauc par *derīgo izrakteņu atradnēm*. Izrakteņi parasti sastāv no minerāliem un to veidotiem iežiem. Taču rūpniecībā izmanto arī gaisu un ūdeni.

Par *minerālu* sauc ķīmiski un fizikāli vienvēidīgu Zemes garozas sastāvdaļu. Visvairāk Zemes garozā ir laukšpatu (ap 58 %), piroksēnu, amfibolu un olivīnu (ap 16,5 %), kvarca (ap 12,5 %), vizlu un māla (ap 4,5 %). Dabā parasti sastopami vairāku minerālu kopīgi veidoti *ieži*, piemēram, granīts, gneiss, bazalts, smilšakmens.

Izejvielas rūpnieciskajai ķīmijai tiek meklētas gan cietzemē, gan arī jūras daļā, ko sauc par *kontinentālo šelfu*. Cietzemē izejvielu atradnes izmanto galvenokārt teritorijās, kas nepārsniedz 1 km augstumu virs jūras līmeņa, bet šelfā – dziļumā līdz 200 m. Šie apgabali aptver tikai ap 1/4 no zemeslodes virsmas. Okeānu dziļumos (4000–5000 m) atrodas 300–350 miljardi tonnu minerālu, kuros ir 23–28 % mangāna, 2 % vara, 1 % niķeļa un vēl arī citi metāliskie elementi. Diemžēl šos resursus pagaidām vēl izmantot nav iespējams.

Sauszemē izejvielu ieguve noris divējādi. Ja atradnes klāj samērā plāns zemes slānis, tad to vispirms novāc. Pēc tam atklātā dzelzsrūda, akmeņogles vai citi derīgie izrakteņi ir ērti iegūstami. Taču dziļāk zemē atradnes šādā veidā izmantot nevar. Tām pieklūst, ierīkojot šahtas, kurās derīgos izrakteņus drupina un transportē uz virszemi. Dziļākās šahtas 1985. gadā bija Dienvidāfrikā (3900 m).

## 6.1.4. Izejvielu sagatavošana

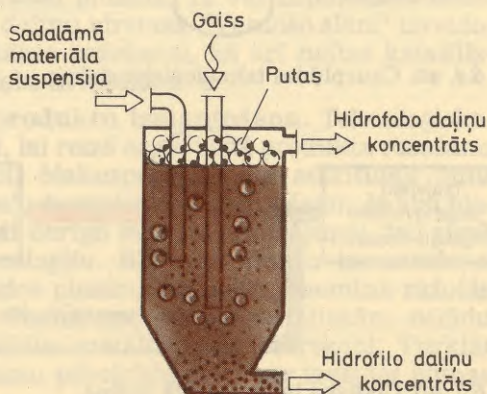
Cietās izejvielas vispirms smalcina. Tā tiek palielināta daļiņu kopējā virsma un līdz ar to tiek veicināta reakciju norise pārvērtību procesos. Turklāt, iežus smalcinot, iegūst daļiņas, kurās pārsvarā ir kādi noteikti minerāli. Pēc tam vajadzīgās sastāvdaļas saturu izejvielā var palielināt, atdalot nevajadzīgās (vai pat kaitīgās) sastāvdaļas. To sauc par bagātināšanu. Pārskats par bagātināšanas metodēm sniegts 6.4. tabulā.

6.4. tabula

### Bagātināšanas metodes

| Izmantojamās īpašības                    | Bagātināšanas metode   |
|--|--|
| Daļiņu krāsa un spīdums<br>Daļiņu izmēri | Atlasīšana ar rokām<br>Šķirošana ar sietiem vai gravitācijas separatoriem            |
| Daļiņu blīvums                           | Šķirošana gravitācijas un centrālās bēdzes separatoros vai šķidumos ar lielu blīvumu |
| Daļiņu forma                             | Šķirošana pēc formas   |
| Daļiņu berzes īpašības                   | Šķirošana berzes separatoros   |
| Daļiņu magnētiskās īpašības              | Elektromagnētiskā šķirošana  |
| Daļiņu elektrovadītspēja                 | Elektrostatiskā šķirošana  |
| Daļiņu virsmas slapināmība               | Flotācija  |

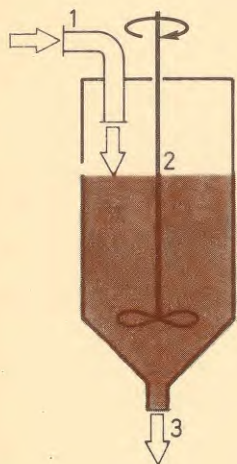
Ja izejviela ir sīki sasmalcināta, tad bagātināšanai visbiežāk lieto flotāciju. Tās gaitā labi slapināmās (hidrofilās) daļiņas nogrimst, bet neslapināmās (hidrofobās) daļiņas nokļūst putās, ko rada cauri pūstais gaiss (6.2. att.). Lai palielinātu vienu minerālu daļiņu hidrofobitāti un citu daļiņu hidrofilītāti, lieto



6.2. att. Flotācijas shēma.



## 6. daļa



6.3. att. Periodiskas darbības reaktora shēma:

1 - izejmateriālu ievadīšana;  
2 - maisītājs; 3 - produkta izvadīšana pēc tam, kad ķīmiskā pārvērtība ir notikusi.

flotācijas reagentus. Šo vielu molekulas parasti satur liela izmēra jonus. Tie sastāv no nepolāra ogļūdeņraža atlikuma R, ar kuru ir saistīta polāra grupa. Polārā grupa adsorbējas uz minerāla daļiņas virsmas, un nepolārie ogļūdeņraža atlikumi padara minerāla daļiņu hidrofobu. Piemēram, karboksilāti  $R-\text{COONa}$  noder apatīta, mangāna rūdu bagātināšanai, alkilamonija sāļi  $[R-\text{NH}_3]\text{Cl}$  - laukspatu, vizlu, cinka rūdu bagātināšanai.

### 6.1.5. Ķīmiskā pārvēšana

*Ietaises, kurās noris izejvielu ķīmiskā pārvēšana, sauc par reaktoriem.*

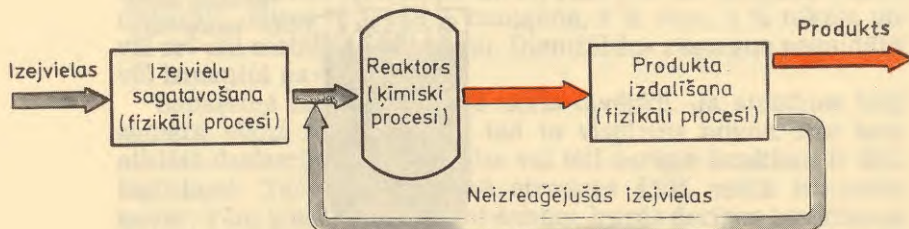
Tie var darboties periodiski vai arī nepārtraukti. Periodiskas darbības reaktora shēma ir parādīta 6.3. attēlā.

Nepārtrauktas darbības reaktoru izveidojums atkarībā no konkrētām reaģējošām vielām un temperatūras ir ļoti dažāds: rotējošās krāsnis cementa ražošanā, šahtu krāsnis kaļķu ražošanā un dzelzs kausēšanā, kontaktaparāti sērskābes ražošanā, elektrolīzeri.

Izejvielu pārstrādes secīgie procesi, kuru rezultātā izejvielas tiek pārvērstas par vajadzīgajiem produktiem, veido *tehnoloģisko shēmu*. Ja reaktorā vielu pārvēšanās pakāpe ir augsta, tad tiek veidota caurplūdes tehnoloģiskā shēma (6.4. att.). Taču, ja šī pakāpe ir zema, parasti lieto ciklisku tehnoloģisko shēmu (6.5. att.).



6.4. att. Caurplūdes tehnoloģiskā shēma.



6.5. att. Cikliska tehnoloģiskā shēma.

Izveidojot tehnoloģiskās shēmas, rūpnieciskajā ķīmijā tiek ievēroti vairāki vispārīgi principi. No tiem var minēt pretplūsmas principu, enerģijas racionālu izmantošanu, "verdošā slāņa" izveidošanu un blakusproduktu izmantošanu.

**Pretplūsmas princips.** Izveido divas vielu plūsmas ar pretējiem virzieniem. Tā var optimāli izmantot siltuma enerģiju, racionāli veikt vielu šķīdināšanu, gāzu absorbēšanu, ķīmisko reakciju norisi, izejvielu uzsildīšanu un iegūto produktu atdzesēšanu.

**Enerģijas racionāla izmantošana.** Rūpnieciskajā ķīmijā izmanto dažādus enerģijas veidus. Siltuma enerģija ir vajadzīga sildīšanai, ietvaicēšanai, žāvēšanai, destilēšanai, mehāniskā enerģija – izejvielu smalcināšanai, transportēšanai, maisīšanai, elektriskā enerģija – elektrolīzes procesiem, gaismas enerģija – fotoķīmisko reakciju ierosināšanai.

Lai enerģiju izlietotu racionāli, reagējošo vielu maisījuma siltums tiek izmantots izejvielu sasildīšanai. Saspiesto gāzu un šķidrums enerģiju izmanto turbīnās un tādējādi atgūst 50 ... 70 % no saspiešanai patērētās enerģijas.

Daudzu produktu ražošanā vielu ķīmiskās pārvērtības ir eksotermiskas. Turklāt izdalītais siltuma daudzums var būt pat lielāks par izejvielu transportam, maisīšanai un uzsildīšanai patērējamo enerģiju. Piemēram, modernajos sērskābes, amonjaka, slāpekļskābes un citu ķīmisko produktu ražošanas uzņēmumos ķīmiskajās reakcijās izdalīto siltumu izmanto gan sildīšanai, gan arī tvaika un gāzu turbīnu darbināšanai. Turbīnas griež kompresorus, sūkņus un arī elektroģeneratorus, kuri ražo elektrisko strāvu. Šādi rūpnieciskās ķīmijas uzņēmumi var pārvērties no enerģijas patērētājiem par enerģijas ražotājiem.

**"Verdošais slānis" (pseudosašķīdināšana).** Reaktorā atrodas sasmalcinātas cietas izejvielas. No apakšas caur reaktoru pūš gāzveida reaģentus. Cietvielas daļiņas atrodas suspendētā stāvoklī, tās it kā peld gāzu plūsmā. Tā var intensificēt reakcijas, kuras noris uz šo daļiņu virsmas. "Verdošo slāni" izveido, apdedzinot pirītu sērskābes ražošanai, kā arī naftas katalītiskajā krekīngā, mītru vielu žāvēšanā u. c.

**Ražošanas blakusproduktu izmantošana.** Tehnoloģiskajai shēmai ir jābūt tādai, lai reizē ar galvenā produkta ražošanu maksimāli tiktu izlietoti blakusprodukti un atkritumu būtu maz. To dēvē par *izejvielu kompleksu izmantošanu*. Ja visi blakusprodukti tiek izlietoti derīgu materiālu ražošanai, tad runā par *bezatkritumu tehnoloģiju*. Blakusproduktu izmantošana samazina apkārtējās vides piesārņošanu un pazemina ražotās produkcijas izmaksas. Piemēram, no polimetāliskām sulfīdu rūdām var iegūt krāsainos metālus, sēru, sērskābi. Turklāt vienas rūpnīcas atkritumu pārstrādāšanai var izveidot jaunas rūpnīcas.

## 6.2. Metalurģija

Metālu ieguves apjomus pasaules mērogā raksturo 6.5. tabulas dati.

6.5. tabula

Metālu ieguve no rūdām (bez ieguves no otrreizējām izejvielām), miljonos tonnu

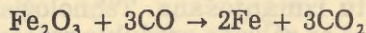
| Metāls    | 1970. gadā | 1980. gadā | 1984. gadā |
|-----------|------------|------------|------------|
| Dzelzs    | 419,9      | 501,7      | 462,6      |
| Alumīnijs | 57,5       | 91,1       | 92,5       |
| Mangāns   | 7,4        | 11,2       | 23,2       |
| Magnijs   | 8,8        | 11,2       | 11,4       |
| Hroms     | 2,7        | 9,5        | 9,3        |
| Varš      | 6,5        | 7,8        | 8,3        |
| Cinks     | 5,5        | 6,2        | 6,8        |
| Svins     | 3,4        | 3,6        | 3,4        |
| Niķelis   | 0,65       | 0,75       | 0,74       |
| Alva      | 0,19       | 0,24       | 0,21       |
| Molibdēns | 0,082      | 0,18       | 0,062      |
| Antimons  | 0,069      | 0,065      | 0,052      |
| Kadmijijs | 0,012      | 0,019      | 0,019      |
| Sudrabs   | 0,009      | 0,010      | 0,019      |
| Zelts     | 0,001      | 0,001      | 0,002      |

## 6.2.1. Čuguns (ķets)

**Izejviela.** Dzelzsrūda. Tā satur dzelzs oksīdus. Dzelzs masas daļa rūdā parasti ir 55...65 %.

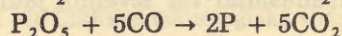
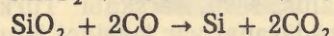
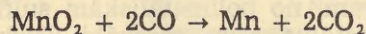
**Palīgmateriāli.** Kokss vai dabasgāze, ar skābekli bagātināts gaiss, kaļķakmens vai dolomīts.

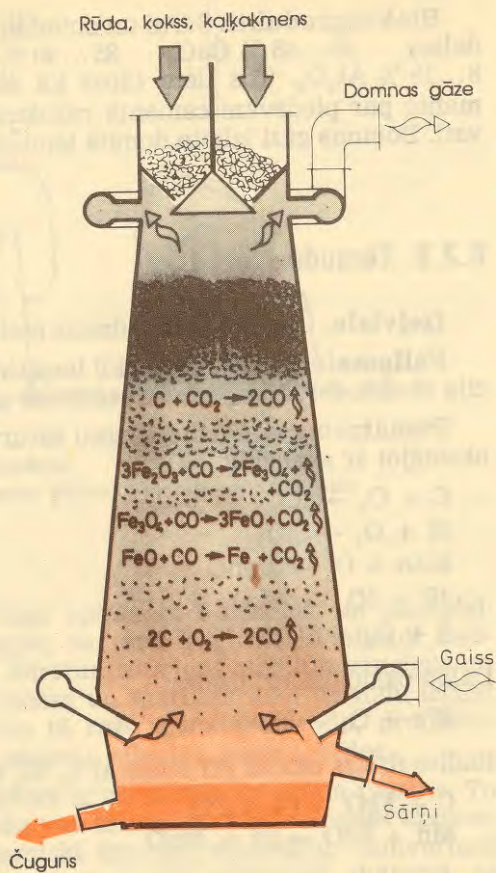
**Pamatprocess.** Dzelzs oksīdus reducē oglekļa monoksīds CO, kas rodas no koksa (dabasgāzes), piemēram,



Process notiek šahtas krāsnī, ko sauc par domnu (6.6. att.). Tās augstums ir 20...35 m, diametrs 10...14 m, produkcija 4000...10 000 t čuguna diennaktī.

**Blakusprocesi.** Reducējas arī citi dzelzsrūdā esošie elementi:



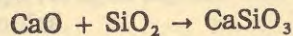


6.6. att. Domnas shēma.

Kaļķakmens termiski sadalās:



Rūdas piemaisījumos esošais silīcija(IV) oksīds ar CaO veido sārņus:



**Pamatprodukts. Čuguns (ķets).** Tas satur (masas daļās) 3,2...4,3 % C, 0,3...3 % Si, 0,5...6 % Mn, 0,1...1,5 % P, ap 0,05 % S. Baltais čuguns oglekli satur dzelzs karbīda (cemen-tīta)  $Fe_3C$  veidā. To parasti pārstrādā par tēraudu. Pelēkais čuguns satur oglekli grafīta veidā. To lieto čuguna lējumu izga-tavošanai. Papildinot izejmateriālus ar mangāna, hroma rūdām vai kvarcu, iegūst feromangānu (ap 70 % Mn), ferohromu (60...65 % Cr), ferosilīciju (9...13 % Si).

## 6. daļa

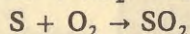
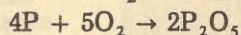
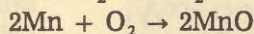
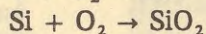
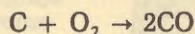
**Blakusprodukti.** Sārņi un domnas gāze. Sārņi satur (masas daļās) 38...45 % CaO, 35...40 % SiO<sub>2</sub>, 5...12 % MgO, 8...19 % Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Tos lieto tāpat kā akmeņus, granulē un izmanto par piedevām cementa ražošanā, no tiem iegūst sārņu vati. Domnas gāzi izlieto domnā iepūšamā gaisa sakarsēšanai.

### 6.2.2. Tērauds

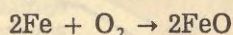
**Izejviela.** Čuguns (ķets), dzelzs metāllūžņi vai dzelzsrūda.

**Palīgmateriāli.** Ar skābekli bagātināts gaiss, piedevas (kalcijs oksīds, feromangāns un legējošas piedevas).

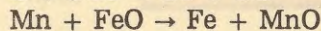
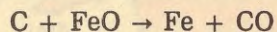
**Pamatprocess.** Piemaisījumu saturu čugunā samazina, tos oksidējot ar skābekli:



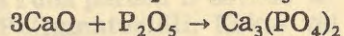
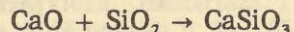
Daļēji oksidējas arī dzelzs:



Radies dzelzs oksīds arī reagē ar C, Si, Mn, P, piemēram:



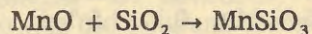
**Blakusprocesi.** Silīcija un fosfora oksīdi ar kalcija oksīdu veido sārņus:



Lai dzelzs oksīdu, kas rodas pamatprocesā, pārvērstu par dzelzi, pieliek dezoksidantu, par kuru parasti noder feromangāns:

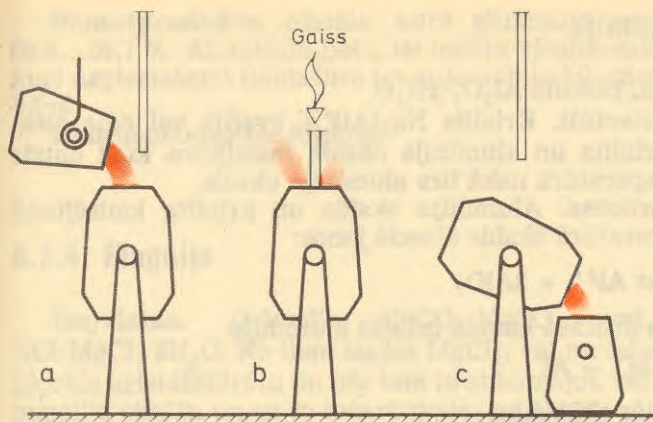


Mangāna oksīds pāriet sārņos:



**Sīmensa krāsnis un martenkrāsnis.** Ķetu un dzelzs lūžņus (vai rūdu) ievieto 0,5...0,7 m dziļā vannā, kas ir izveidota no dolomīta vai magnezīta. No virsas karsē ar liesmu, ko iegūst, sadedzinot dabasgāzi vai koksēšanas krāšņu gāzi. Sadedzināšanai vajadzīgo gaisu iepriekš uzkaršē ar krāsns atgāzēm.

Krāsni augstu temperatūru iegūšanai 1856. gadā konstruēja F. Sīmense (1826–1904). Šādā krāsnī 1864. gadā P. Martens (1824–1915) ieguva tēraudu.



6.7. att. Konvertorprocesa shēma:

a – čuguna (ķeta) ieliešana; b – gaisa (skābekļa) caurpūšana; c – tērauda izliešana.

Process ir periodisks, ilgst apmēram 6 stundas, un piemaisījumu samazināšanos tāpēc var ērti kontrolēt. Pieliekot legētājus, iegūst nerūsošus, karstumizturīgus, nodilumizturīgus un cita veida tēraudus. Sīmensa un martenkrāsnī tēraudu iegūst "Liepājas metalurgā". No tā ražo armatūrtēraudu, profilētos tērauda izstrādājumus, skārdu, stieples, naglas, ķēdes.

**Konvertori.** Konvertors ir no metāla izveidota tvertne. To pagriežot, iegūto tēraudu var ērti izliet. No iekšpuses konvertors ir izoderēts ar termiski izturīgu materiālu. Konvertorā ieļej šķidru čugunu un caur to pūš gaisu vai skābekli, tā oksidējot čuguna piemaisījumus. Sākotnēji gaisu konvertorā ievadīja caur atverēm konvertora dibenā, bet šo atveru materiāls tad ātri korodēja. Pēc tam izveidoja konvertorus, kuros gaisu iepūš no augšas (6.7. att.). Konvertorā ietilpst ap 400 t ķeta, gaisa caurpūšana ilgst apmēram 20 minūtes.

**Elektriskās krāsnis.** Tērauda iegūšanai no ķeta šajās krāsnīs izmanto elektrisko loku. Elektriskajās krāsnīs var iegūt augstvērtīgus legētos tēraudus. Tā tēraudu iegūst Rīgas vagonu rūpnīcā.

**Pamatprodukts.** Tērauds, kas satur mazāk nekā 2 % C, 0,35 % Si, 0,6 % Mn, 0,06 % S, 0,07 % P. Legētos tēraudos vēl ir Cr, Mn, Ni, Co, W un citi legējoši piemaisījumi. No tērauda izgatavo caurules, mašīnu detaļas, aparātus, veido dažādas konstrukcijas.

**Blakusprodukti.** Sārņi un atgāzes. Sārņus, kuri satur kalcijs fosfātu, lieto par minerālmēslojumu (tomasmilti).

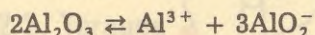
Nosaukums "legēt" cēlies no vācu vārda *legieren* – sakausēt. Vācu valodā šis nosaukums savukārt ir cēlies no latīņu valodas vārda *ligare* – saistīt, savienot. Legēšana ir tādu elementu ievadīšana metālā, kuri uzlabo metāla īpašības, piemēram, padara to nerūsošu, triecienuizturīgu.

## 6.2.3. Alumīnijs

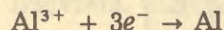
Izejviela. Boksīts  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$

Palīgmateriāli. Kriolīts  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ , grafiņš vai ogle elektrodziem. Kriolīta un alumīnija oksīda maisījums kūst daudz zemākā temperatūrā nekā tīrs alumīnija oksīds.

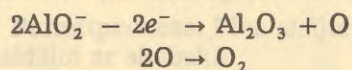
Pamatprocess. Alumīnija oksīda un kriolīta kausējumā 950 °C temperatūrā oksīds disociē jonos:



Elektrolīzes procesā katodā izdalās alumīnijs:



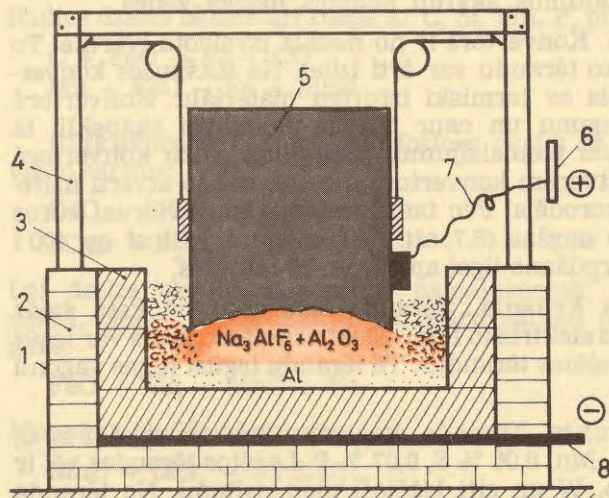
Anodā izdalās skābeklis:



Tā kā anoda grafiņu skābeklis oksidē par CO un  $\text{CO}_2$ , anodu pakāpeniski virza uz leju.

Šķidrā alumīnijs uzkrājas zem alumīnija oksīda un kriolīta kausējuma. To periodiski, reizi 1–4 dienās, izvada, iesūcot vakuumam pieslēgtā kausā.

Elektrolīze noris pie potenciālu diferences starp anodu un katodu 4...5 V. Lai iegūtu 1 t alumīnija, jāizlieto ap 15 000 kW·h elektroenerģijas.



6.8. att. Alumīnija iegūšanas iekārtas shēma:

1 – apvalks; 2 – ugunsizturīgi ķieģeļi; 3 – oglekļa bloki; 4 – anoda balstiekārta; 5 – anodgrafiņš; 6 – strāvas pievads anodgrafiņam; 7 – lokans vads; 8 – strāvas pievads katodmetālam.

**Pamatprodukts.** Metāls, kurā alumīnija masas daļa ir 99,5... 99,7 %. Alumīniju lieto, lai iegūtu vieglos sakausējumus, kuri nepieciešami lidmašīnu un automobiļu būvniecībā, mašīnbūvē.

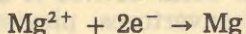
**Blakusprodukts.** Atgāzes.

### 6.2.4. Magnijs

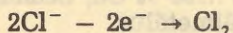
**Izejvielas.** Dolomīts  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  vai karnalīts  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . No tiem iegūst  $\text{MgCl}_2$ , vai nu izdalot magnija hlorīda kristālhidrātu un pēc tam to atūdeņojot, vai arī iegūstot magnija oksīdu un uz to iedarbojoties ar hloru.

**Palīgmateriāli.**  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$  kausējuma temperatūras pazemināšanai, grafiņš un dzelzs elektrodiem.

**Pamatprocess.** Elektrolizē  $700^\circ\text{C}$  temperatūrā izkausētu maisījumu, kas sastāv no  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$  un  $\text{CaCl}_2$ . Maisījums atrodas no iekšpuses apmūrētā dzelzs tvertnē, kurā ir iegremdēti vertikāli grafiņa anodi un dzelzs katodi. Katodā izdalās magnijs, kas uzpeld virs kausējuma:



Anodā rodas hlors:

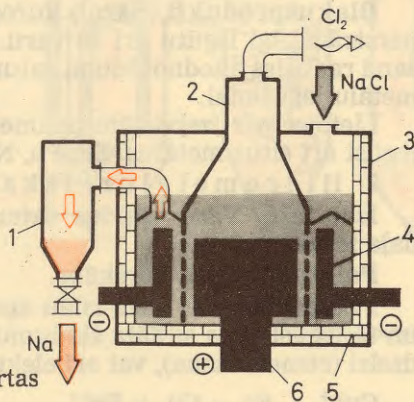


**Pamatprodukts.** Magnijs. To lieto vieglo sakausējumu iegūšanai un par reducētāju  $\text{Ti}$ ,  $\text{U}$ ,  $\text{Zr}$  iegūšanā.

**Blakusprodukts.** Hlors. To lieto sāļsskābes, hlorkaļķu, organisku savienojumu hloratvasinājumu iegūšanai.

### 6.2.5. Nātrijs

**Izejviela.**  $\text{NaCl}$ .



6.9. att. Nātrija iegūšanas iekārtas shēma:

1 - nātrija uztvērējs; 2 - zvanveida hlora uztvērējs; 3 - cilindrisks tērauda apvalks; 4 - gredzenveida vara vai dzelzs katods; 5 - ugunsizturīgu ķieģeļu mūrējums; 6 - anodgrafiņš.

## 6. daļa

**Palīgmateriāli.**  $\text{CaCl}_2$  kušanas temperatūras pazemināšanai, grafiits un dzelzs (vai varš) elektrodiem.

**Pamatprocess.** Elektrolizē  $600\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā izkausētu  $\text{NaCl}$  un  $\text{CaCl}_2$  maisījumu. Katodā izdalās nātrijs, kas uzpeld virs kausējuma un nokļūst uztvērējā. Anodā rodas hlors (6.9. att.).

**Pamatprodukts.** Nātrijs.

**Blakusprodukts.** Hlors.

### 6.2.6. Varš

#### 1. Pirometalurģiska iegūšana

**Izejviela.** Vara sulfīdu saturoša rūda, kurā vara masas daļa ir 1...5 %.

**Palīgmateriāli.** Gaiss oksidēšanai, kvarcs sārņu veidošanai.

**Pamatprocess.** Rūdu vispirms apdedzina "verdošā slāņa" vai cita tipa krāsnī, tad kausē šahtas krāsnī vai elektrokrāsnī. Tā iegūst t. s. vara akmeni, kas satur 38...50 % Cu, 22...33 % Fe, 24...26 % S. To pārvielo konvertoros, pievieno smiltis un, pūšot cauri gaisu, iegūst jēlvaru jeb melno varu.

**Pamatprodukts.** Jēlvarš, kas satur 97...99 % Cu, nedaudz  $\text{Cu}_2\text{S}$  un  $\text{Cu}_2\text{O}$ , arī As, Pb, Fe, Ni, Sb un cēlmetālus.

Jēlvaru tīra pirometalurģiski, to sakausējot ar smiltīm un piemaisījumus oksidējot ar gaisa skābekli, vai elektrolītiski, tīrāmo metālu lietojot par anodu. Katodā nogulsnetais metāls satur 99,95 % Cu.

Varu lieto galvenokārt elektrotehnikā.

**Blakusprodukti.** Sārņi, kuros var būt līdz 5 % vara. Tos pārstrādā, lai iegūtu arī šo varu. Vara elektrolītiskajā rafinēšanā radušies anodnosēdumi satur Ag un Au, un tos izmanto šo metālu iegūšanai.

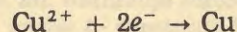
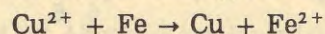
Lietojot par izejvielām polimetāliskas rūdas, reizē ar varu iegūst arī citus metālus: Zn, Pb, Ni, Mo, Tl.

#### 2. Hidrometalurģiska iegūšana

**Izejviela.** Vara oksīdus saturoša rūda, kurā vara masas daļa ir 0,4...1,5 %.

**Palīgmateriāli.** Sērskābe.

**Pamatprocess.** Vara rūdu apstrādā ar sērskābes šķīdumu un tā iegūst vara sulfāta šķīdumu. No tā varu izdala vai nu ar dzelzi (cementēšana), vai arī elektrolizējot:



**Pamatprodukts.** Varš.

## 6.3. Neorganisko skābju ražošana

## 6. daļa

### 6.3.1. Sērskābe

Sērskābes ražošanas apjomi pasaules mērogā ir parādīti 6.1. tabulā. Tas ir viens no rūpnieciskās ķīmijas pamatproduktiem, kuru lieto ļoti plaši.

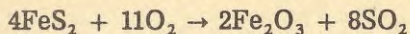
Pirmais posms sērskābes ražošanā ir SO<sub>2</sub> ieguve. Sēra dioksīdu saturošu gāzu maisījumu pēc tam izmanto sērskābes iegūšanai vai nu pēc kontaktmetodes, vai arī pēc nitrozes metodes. Tagad sērskābi ražo galvenokārt pēc kontaktmetodes. Pēc nitrozes metodes iegūst tikai ap 5 % no visas sērskābes produkcijas.

#### SO<sub>2</sub> iegūšana

Izejvielas. Pirīts FeS<sub>2</sub>, sērs S vai SO<sub>2</sub> saturošas rūpnieciskās atgāzes.

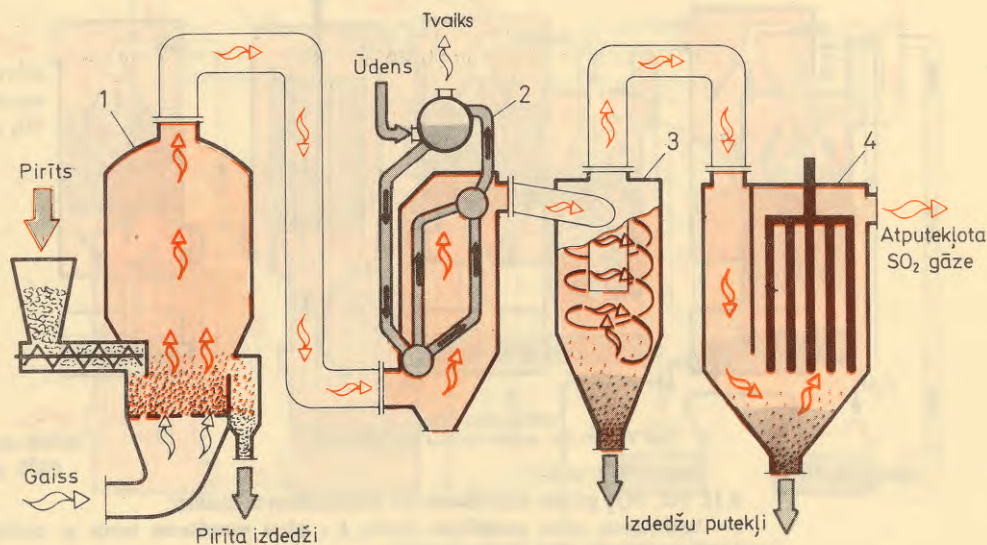
Palīgmateriāli. Gaiss.

Pamatprocess. Pirītu sasmalcina un apdedzina "verdošā slāņa" krāsnīs (6.10. att.) vai arī putekļveida kurināmā krāsnīs:



SO<sub>2</sub> oksidēšanas reakcija ir apgriezeniska un eksotermiska. Lai pilnīgāk pārvērstu SO<sub>2</sub> par SO<sub>3</sub>, saskaņā ar Lešateljē principu oksidēšana jābeidz pēc iespējas zemākā temperatūrā. Taču procesa gaitā reakcijas maisījuma temperatūra palielinās, kas virza reakciju pretējā virzienā. Tāpēc SO<sub>2</sub> oksidē vairākās pakāpēs (no 3 līdz 5), reakcijas maisījumu starp katalizatora slāņiem atdzesējot.

Procesa gaitā SO<sub>2</sub> koncentrācija gāzu maisījumā samazinās. Tādējādi saskaņā ar aktīvo masu likumu reakcijas ātrums nākamajā katalizatora slānī ir mazāks un vajadzīgs lielāks kontaktēšanās laiks. Tāpēc palielina katalizatora slāņa augstumu vai tilpumu.



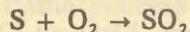
6.10. att. SO<sub>2</sub> saturošas gāzes iegūšana no pirīta:

1 - krāsnis pirta apdedzināšanai «verdošā slānī»; 2 - siltuma izmantošanas katls; 3 - ciklons;  
4 - elektrofiltrs.

## 6. daļa

legaumēšanai  
98,3% sērskābei ir mazākais parciālais tvaika spiediens. Izsmidzinot šādu skābi SO<sub>3</sub> absorbācijas tornī, samazina sērskābes zudumus.

Sēru izkausē un sadedzina kamerveida vai rotējošās krāsnīs:



**Pamatprodukts.** Gāzu maisījums, kas satur SO<sub>2</sub>.

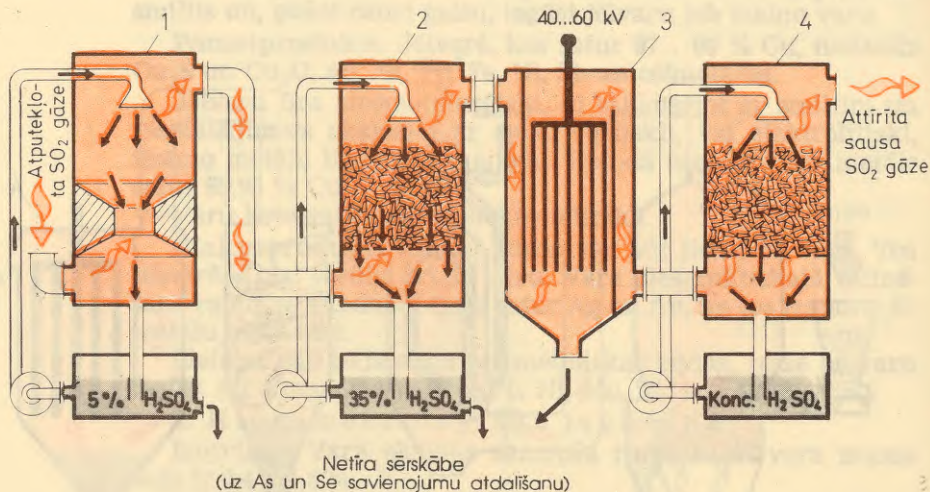
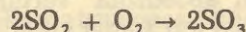
**Blakusprodukts.** Apdedzinot pīrītu, rodas pīrīta izdedži, kuri sastāv galvenokārt no Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Tā kā izdedžos vēl ir palicis arī sērs, tad to lietošana dzelzs ieguvei ir aprūtināta, jo sērs ir kaitīgs piemaisījums.

**Kontaktmetode**

**Izejviela.** Gāzu maisījums, kas satur 10...12% SO<sub>2</sub> un 9...11% O<sub>2</sub>. Šo komponentu saturs nedrīkst daudz svārstīties. Maisījums ir rūpīgi jāattīra no putekļiem un katalizatora indēm (arsēna un selēna piemaisījumiem).

**Palīgmateriāli.** Katalizators, kas satur 4...12% V<sub>2</sub>O<sub>5</sub> un promotoru\* (10% K<sub>2</sub>O), 98% sērskābe SO<sub>3</sub> absorbēšanai.

**Pamatprocesi.** Gāzēm 450 °C temperatūrā plūstot caur katalizatora slāni, noris oksidēšana:

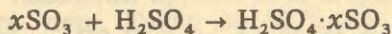


### 6.11. att. SO<sub>2</sub> gāzes attīrīšana no katalizatoru indēm:

1 - bezpildījuma gāzes mazgāšanas tornis; 2 - gāzes mazgāšanas tornis ar pildījumu; 3 - elektrofiltrs; 4 - gāzes žāvēšanas tornis.

\*No latīņu valodas vārda *promovere* - virzīt uz priekšu. Tās ir vielas, ko nelielā daudzumā pievieno katalizatoram, lai to ievērojami aktivētu.

Sēra trioksīdu ar keramiku pildītos torņos pēc pretplūsmas principa absorbējot ar 18 % oleumu un 98 % sērskābi, iegūst oleumu:

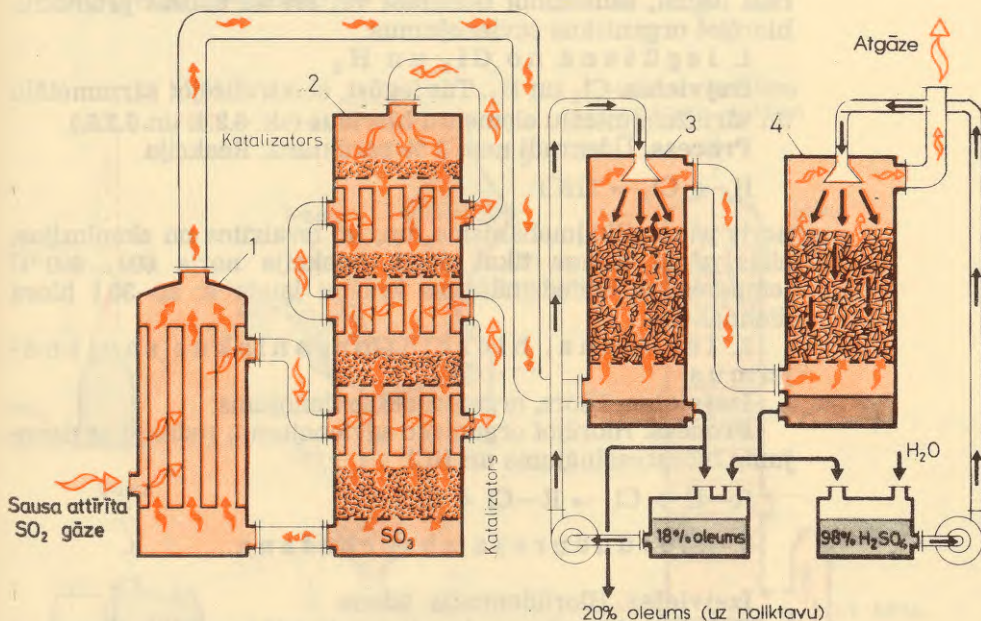
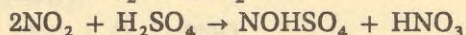
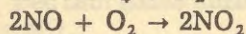
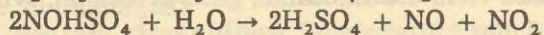
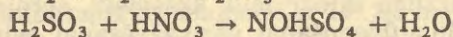
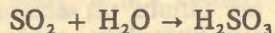


**Pamatprodukts.** Oleums, t. i., sērskābe  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ar 20 ... 24 %  $\text{SO}_3$  vai 92...94 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Nitrozes metode**

**Izejvielas.** Gāzu maisījums, kurā  $\text{SO}_2$  drīkst būt pat mazāk par 3 % un tā saturs var stipri svārstīties. Maisījums nav jāatfīra, kā tas ir nepieciešams, izmantojot kontaktmetodi.

**Pamatprocess.** Sēra dioksīdu oksidē skābeklis, kuru katalītiski pārnes t. s. nitrozes gāzes:



6.12. att.  $\text{SO}_2$  katalītiskas oksidēšanas un  $\text{SO}_3$  absorbcijas iekārtas shēma:

1 - siltuma apmainītājs; 2 - kontaktparāts ar iebūvētiem siltumapmainītājiem; 3 - oleuma absorbers; 4 - monohidrāta absorbers.

## 6. daļa

Visi šie procesi noris tornī, kas ir pildīts ar keramikas gredzeniem. Tornī no augšas aprasina ar ūdeni, nitrozilsērskābi  $\text{NOHSO}_4$  saturošu sērskābi un zudumu kompensēšanai ievada slāpekļskābi.

**Pamatprodukts.** Sērskābes šķīdums, kurā  $\text{H}_2\text{SO}_4$  masas daļa ir 75...80 %.

Latvijā ražoja sērskābi pēc nitrozes metodes bijušajā Rīgas superfosfāta rūpnīcā Milgrāvī. Rūpnīcu slēdza 1967. gadā, jo tās izmeši postoši iedarbojās uz apkārtējo vidi.

**Sērskābes lietošana.** Sērskābi lieto minerālmēsļu ražošanā (superfosfāts, amonija sulfāts), skābju iegūšanā ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ), hidrometalurģijā ( $\text{Ni}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{U}$  ieguve), par katalizatoru, glikozi iegūstot no celulozes, arī fenolu un acetonu iegūstot no kumola, mākslīgo šķiedrvielu, krāsvielu, sprāgstvielu ieguvē, dažādu vielu atūdeņošanai, gāzu žāvēšanai, svina akumulatoros.

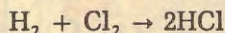
### 6.3.2. Sālsskābe

Sālsskābe ir hlorūdeņraža  $\text{HCl}$  šķīdums ūdenī. Hlorūdeņradi iegūst, sadedzinot ūdeņradi vai arī kā blakus produktu, hlorējot organiskus savienojumus.

1. Iegūšana no  $\text{Cl}_2$  un  $\text{H}_2$

**Izejvielas.**  $\text{Cl}_2$  un  $\text{H}_2$ . Tās iegūst, elektrolizējot sārmmetālu un sārmzemjmetālu elementu hlorīdus (sk. 6.2.4. un 6.2.5.).

**Process.** Ūdeņradi ņem 2 % pārākumā. Reakcija

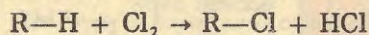


noris pēc radikālmehānisma, un, lai izvairītos no eksplozijas, abas gāzes sajauc tikai deglī. Reakcija noris 600...800 °C temperatūrā. Sadedzināšanas krāšņu jauda ir ap 30 t hlora diennaktī.

2. Iegūšana, hlorējot organiskus savienojumus

**Izejvielas.** Hlors, organiskais savienojums.

**Process.** Hlorējot organisko savienojumu, rodas šī savienojuma hloratvasinājums un  $\text{HCl}$ :



3. Hlorūdeņraža absorbēšana

**Izejvielas.** Hlorūdeņradis, ūdens.

**Process.** Absorberos, kas ir izgatavoti no skābju izturīgas keramikas vai impregnēta grafīta, hlorūdeņradi šķīdina ūdenī.

**Produkts.** Sālsskābe, kas satur 30...32 %  $\text{HCl}$ .

**Lietošana.** Dažādu rūdu šķīdināšanai, metāla virsmu tīrīšanai, krāsvielu ražošanai un tekstilrūpniecībā.

### 6.3.3. Slāpekļskābe

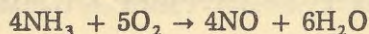
## 6. daļa

Ražošanas apjoma ziņā slāpekļskābe pēc sērskābes ieņem otro vietu. Tagad ap 98 % no visas slāpekļskābes pasaulē iegūst, oksidējot amonjaku.

Izejvielas. Amonjaks, gaiss.

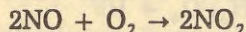
Palīgmateriāli. Katalizators, ūdens. Par katalizatoru lieto platīnu, kas satur 5...7 % rodija. No šī kausējuma izveido 0,05...0,09 mm tievu stieplu sietus.

Pamatprocess. Amonjaka un gaisa maisījumam plūstot caur katalizatoru, ap 850 °C temperatūrā noris amonjaka oksidēšana līdz NO:

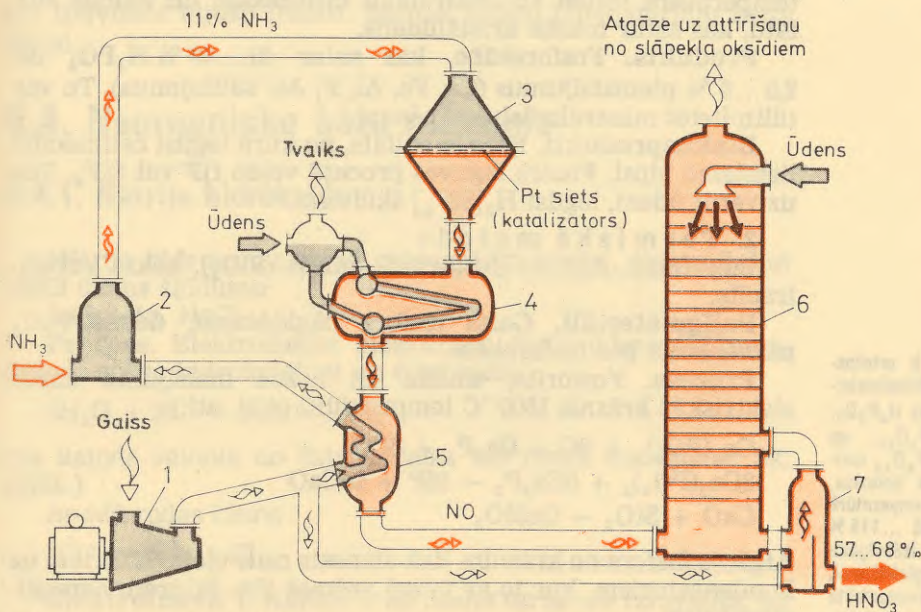


Kontaktaparāta diametrs ir 1...2,8 m, un diennaktī tajā oksidē 6...20 t amonjaka.

Pēc tam gāzes atdziest. Temperatūrā zem 50 °C NO oksidējas par NO<sub>2</sub>:



Slāpekļa dioksīdu absorbē ūdenī:



6.13. att. Shēma slāpekļskābes ražošanai paaugstinātā spiedienā:

1 - kompresors; 2 - amonjaka un gaisa sajaucējs; 3 - kontaktaparāts; 4 - siltuma izmantošanas katls; 5 - siltumapmainītājs; 6 - absorbcijas kolonna; 7 - slāpekļa oksīdu atdalītājs.

## 6. daļa

**Produkts.** Slāpekļskābe. Ja strādā parastajā spiedienā, tā satur 48...50 %  $\text{HNO}_3$ . Ja iekārtā spiediens ir paaugstināts, tad  $\text{HNO}_3$  masas daļa ir 58...60 %.

**Lietošana.** Slāpekļskābi lieto organisku vielu nitrēšanai, minerālmēsli, sprāgstvielu, krāsvielu un medikamentu ražošanai.

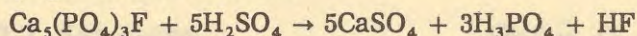
### 6.3.4. Fosforskābe

Fosforskābi iegūst no apatītiem vai fosforītiem pēc divām metodēm.

#### 1. Sērskābes metode

**Izejvielas.** Apatīts vai fosforīts, sērskābe.

**Process.** Ar maisītāju apgādātos reaktoros apatītu (fosforītu) apstrādā ar sērskābi:



Ja sērskābes masas daļa ir 60...80 % un process noris 80...90 °C temperatūrā, tad iegūst fosforskābes šķīdumu, kurā  $\text{H}_3\text{PO}_4$  masas daļa ir 40...44 % un kalcija sulfāts veido dihidrātu (ģipsi)  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Lietojot 98 % sērskābi, 135 °C temperatūrā iegūst koncentrētāku fosforskābi un kalcija sulfātu, kas satur mazāk kristālūdens.

**Produkts.** Fosforskābe, kas satur 40...50 %  $\text{H}_3\text{PO}_4$  un 2,5...5 % piemaisījumus (Ca, Fe, Al, F, As, sulfātjonus). To var tūlīt lietot minerālmēsli ražošanai.

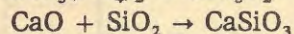
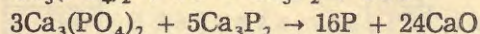
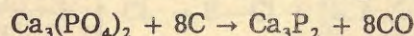
**Blakusprodukti.** Kalcija sulfāts, no kura iegūst celtniecībā lietojamo ģipsi. Fluors ieguves procesā veido HF vai  $\text{SiF}_4$ . Tos uztverot ūdenī, iegūst  $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$  šķīdumu.

#### 2. Termiskā metode

**Izejvielas.** Apatīts (fosforīts), smiltis ( $\text{SiO}_2$ ), kokss vai antracīts.

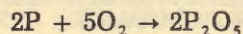
**Palīgmateriāli.** Gaiss fosfora oksidēšanai, ūdens  $\text{P}_2\text{O}_5$  pārvēršanai par fosforskābi.

**Process.** Fosforīta, smilšu un koka maisījumu karsē elektriskās krāsnīs 1500 °C temperatūrā (6.14. att.):

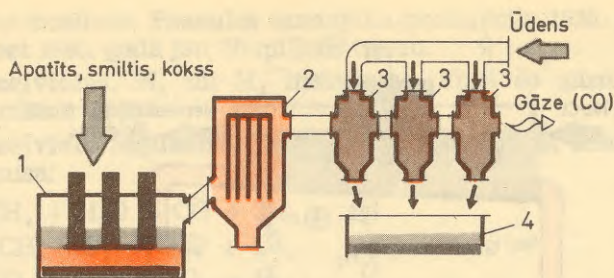


Atgāzēs fosfors no krāsnīm tiek aizvests caur elektrofiltriem uz kondensatoriem, kur to ar ūdeni atdzesē līdz šķidram agregātsāvoklim.

Pēc tam šķidro fosforu izsmidzina sadedzināšanas tornī:



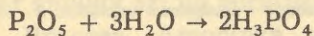
Polifosforskābe ir ortofosforskābes  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , difosforskābes (pirofosforskābes)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ , trifosforskābes  $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$  un tetrafosforskābes  $\text{H}_6\text{P}_4\text{O}_{13}$  maisījums. Tā ir mazāk korozīva, sastingst zemākā temperatūrā un koncentrētāka (105...115 %  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ). Tāpēc tā ir izdevīgāka transportēšanai un uzglabāšanai. Polifosforskābi lieto koncentrētu minerālmēslojumu pagatavošanai. Tās nātrija sāļus lieto sintētisko mazgāšanas līdzekļu ražošanai.



6.14. att. Fosfora iegūšanas shēma:

1 – elektriskā loka krāsns; 2 – elektrofiltris; 3 – kondensatori; 4 – fosfora savācējvertne.

Fosfora pentoksīdu absorbē ar fosforskābes šķīdumu:



**Produkts.** Fosforskābe, kurā  $\text{H}_3\text{PO}_4$  masas daļa ir 80...85 %. Šādi iegūtā fosforskābe ir tīra. Var būt arī polifosforskābe, kurā  $\text{P}_2\text{O}_5$  masas daļa ir 76...82 %.

**Blakusprodukti.** Fosfora iegūšanas procesā radušies sārņi, kas sastāv galvenokārt no kalcija metasilikāta  $\text{CaSiO}_3$  un satur arī izejvielās bijušo fluoru. Sārņus izlieto būvmateriālu ražošanai.

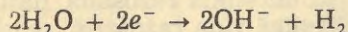
## 6.4. Neorganisko bāzu ražošana

### 6.4.1. Nātrija hidroksīds

Nātrija hidroksīdu tagad galvenokārt iegūst, elektrolizējot  $\text{NaCl}$  ūdens šķīdumu.

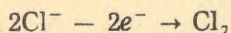
**Izejviela.**  $\text{NaCl}$ .

**Process.** Elektrolizējot piesātinātu  $\text{NaCl}$  ūdens šķīdumu, katodā rodas hidroksidjoni un ūdeņradis:



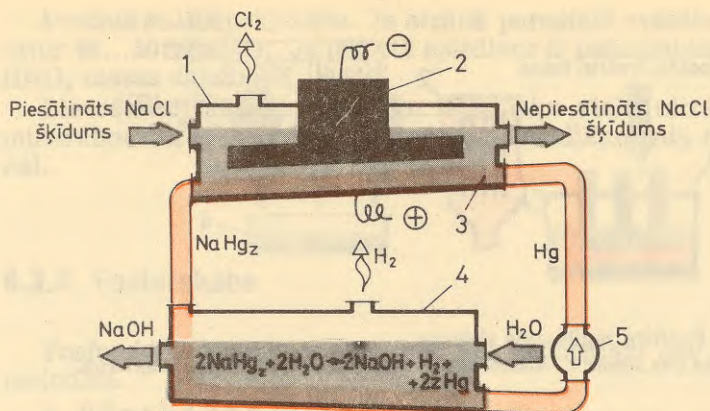
(Ja katods veidots no dzīvsudraba, tad rodas amalgama. Sk. tālāk.)

Anodā rodas hlors:



**Elektrolīzers.** 1. Katods ir no dzelzs un anods no grafiņa, un tie ir atdalīti viens no otra ar porainu diafragmu, lai katodšķīdums nesajauktos ar anodšķīdumu. Diafragmu izveido no azbesta, keramikas, cementa. No elektrolīzera izvadāmais

## 6. daļa

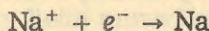


6.15. att. Nātrija hlorīda ūdens šķīduma elektrolīzes iekārta, kurā katods ir dzīvsudrabs:

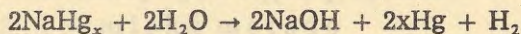
1 - elektrolīzers; 2 - anodgrāfīts; 3 - katoddzīvsudrabs; 4 - amalgamas sadalītājs; 5 - dzīvsudraba sūkņis.

katodšķīdums satur 110...130 g/l NaOH un 180...195 g/l NaCl. To ietvaicējot, nātrija hlorīds izkristalizējas un iegūst šķīdumu, kurā NaOH masas daļa ir 44...50 %.

2. Elektrolīzera katodu veido dzīvsudrabs, anodu - grafiīts (6.15. att.). Uz katoddzīvsudraba izdalās nātrijs:



Tas izšķīst dzīvsudrabā, veidojot amalgamu  $\text{NaHg}_x$ . To pār-sūknē uz sadalītāju, kur noris reakcija ar ūdeni:



Iegūtais NaOH šķīdums hlorīdus nesatur, bet enerģijas patē-riņš ir lielāks nekā tad, ja lieto 1. metodi.

**Produkts.** NaOH.

**Blakusprodukti.**  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ .

**Lietošana.** Mazgāšanas līdzekļu un stikla ražošanā, naftas rafinēšanā,  $\text{CO}_2$  absorbēšanai, mākslīgā zīda ražošanā, celulozes un papīra ražošanā.

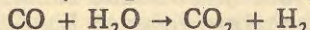
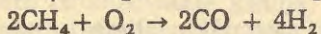
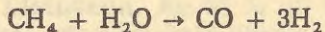
### 6.4.2. Amonjaks

Aptuveni 95 % no pasaulē ražotā amonjaka iegūst pēc Habera un Boša metodes. Pārējām metodēm (kalcijs cianamīda metodei, iegūšanai no koksēšanas gāzēm) tagad vairs nav

īpašas nozīmes. Pasaules amonjaka produkcija 1950. gadā bija 4,2, bet 1980. gadā jau 70 miljoni tonnu.

**Izejvielas.**  $N_2$  un  $H_2$  maisījums, kurā šo gāzu tilpumu attiecība ir 1:3.

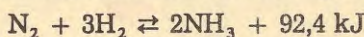
**Izejvielu iegūšana.** No dabasgāzes (metāna), ūdens tvaika un gaisa:



Procesi noris 800...1200 °C temperatūrā niķeļa katalizatora klātbūtnē. Oglekļa dioksīdu pēc tam atdala, gāzes zem spiediena mazgājot ar kālija karbonāta šķīdumu.

**Palīgmateriāli.** Katalizators, ko gatavo no dzelzs oksīdiem ( $Fe_2O_3$ ,  $Fe_3O_4$  kopā ar promotoru  $K_2O$ ), tos reducējot ar ūdenradi sintēzes kolonnā iekārtas palaišanas laikā. Katalizatoru var gatavot arī no porainas dzelzs.

**Process.** Amonjaka sintēzes reakcija ir apgriezeniska, eksotermiska un noris ar tilpuma samazināšanos:

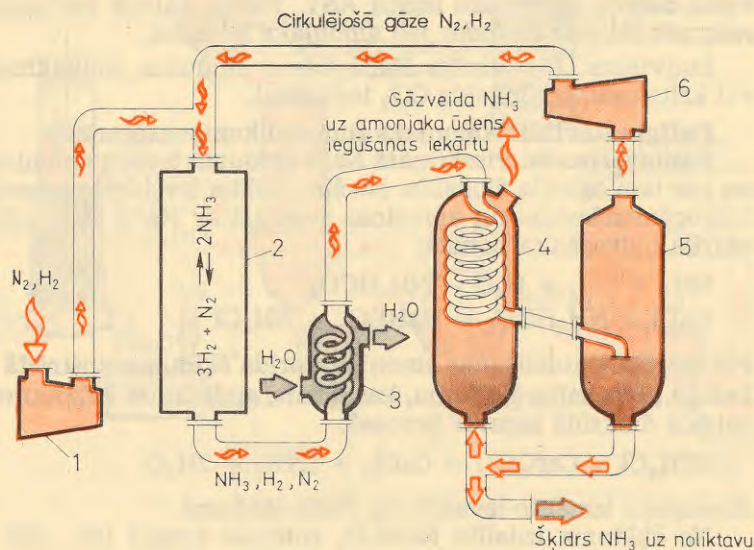


Katalizatora darbībai optimālā temperatūra ir ap 500 °C. Iznākumu palielina, paaugstinot spiedienu. Ja tas ir 25...35 MPa,

## 6. daļa

**F. Habers (1868–1934)** bija vācu fizikālkīmiķis. No 1898. gada profesors Karlsrūes Tehniskajā augstskolā, no 1911. gada Fizikālās ķīmijas un elektroķīmijas institūta direktors Berlīnē, 1933. gadā emigrējis uz Angliju. Pētījis līdzsvarus liesmā, elektrolītisku nitrobenzola reducēšanu, no 1907. gada – amonjaka rašanās līdzsvaru, 1915.–1918. gadā – ķīmiskās kaujas vielas, divdesmitajos gados – iespēju iegūt zeltu no jūras ūdens, pēc tam ķēdes reakcijas.

**K. Bošs (1874–1940)** bija vācu ķīmiķis un uzņēmējs. No 1899. gada strādājis Bavārijas anilīna un sodas fabrikā (BASF). 1909.–1913. gadā izveidojis rūpniecisko amonjaka sintēzes modeli. Nodarbojies ar metanola rūpniecisko sintēzi un akmeņogļu hidrogenēšanu.



6.16. att. Amonjaka sintēzes iekārtas shēma (vidējā spiedienā):

1 – kompresors; 2 – sintēzes kolonna; 3 – dzesinātājs; 4 – iztvaikotājs; 5 – separators; 6 – cirkulācijas kompresors.

## 6. daļa

tad sintēzes gāzē amonjaka tilpumdaļa ir 15...20 %. Rūpniecības iekārtas darbojas arī, pastāvot 100 MPa spiedienam, un tad  $\text{NH}_3$  tilpumdaļa var sasniegt 50 %. Gāzu maisījumu pēc tam atdziest līdz  $-10 \dots 0 \text{ }^\circ\text{C}$ , un amonjaks sašķidrinās. To atdala, bet neizreagējošo  $\text{N}_2$  un  $3\text{H}_2$  maisījumu no jauna vada uz sintēzes kolonnu (6.16. att.). Lielākās sintēzes iekārtas diennaktī ražo 1000...1500 t amonjaka.

**Produkts.** Šķidrums amonjaks.

**Lietošana.** Ap 80 % no ražotā amonjaka izlieto minerālmēsli ražošanai, kā arī nātrija karbonāta ražošanai. Lieto arī karbamīda (urīnvielas) sintēzei, aukstuma iekārtās un slāpekļskābes ražošanai.

**Blakusprodukts.**  $\text{CO}_2$ , kas rodas izejvielu maisījuma iegūšanas procesā. To lieto karbamīda sintēzē, par ugunsdzēsšanas līdzekli.

Latvijā amonjaku neražo, bet Ventspilī atrodas liela šķidrā amonjaka noliktava un tankkuģu papildīšanas iekārtas.

### 6.5. Nātrija karbonāts

**E. Solvejs** (1838–1922) bija beļģu konstruktors, ķīmiķis un uzņēmējs. Pirmo rūpnieciskā nātrija karbonāta ražošanai viņš iekārtoja 1861. gadā Beļģijā. Apdāvināts inženieris. Konstruējis nepārtrauktas darbības rotācijas filtrus, racionālu pretplūsmas absorbcijas torni.

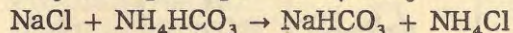
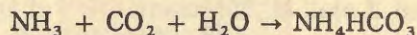
Soda (no itāļu *soda* – ciets, stingrs) ir vēsturiski radies nātrija karbonāta  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  nosaukums. Kristālhidrātu  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}$  sauc arī par kristālisko sodu vai veļas sodu, bezūdens  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – par kalcinēto sodu (no latīņu *calcinare* – pārvērst par kaļķiem, t.i., karsēt krītu). Nātrija hidroģenkarbonātu  $\text{NaHCO}_3$  sauc arī par dzeramo sodu. Par kaustisko sodu (no grieķu *kaustikos* – dedzinošs, kodīgs) sauc nātrija hidroksīdu  $\text{NaOH}$ .

Nātrija karbonāts atrodas dažu ezeru ūdenī. Ap 30 % no pasaules produkcijas iegūst no šiem ezeriem. Visvairāk šādā veidā nātrija karbonātu iegūst ASV. Pārējo nātrija karbonātu ražo pēc *Solveja metodes* jeb *amonjaka metodes*.

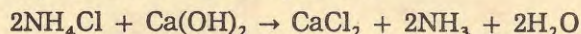
**Izejvielas.** Piesātināts  $\text{NaCl}$  ūdens šķīdums, kaļķakmens vai krīts oglekļa dioksīda  $\text{CO}_2$  iegūšanai.

**Palīgmateriāli.** Amonjaks zudumu kompensēšanai.

**Pamatprocess.** Piesātinātā  $\text{NaCl}$  šķīdumā ievada amonjaku un pēc tam oglekļa dioksīdu. No šīm vielām izveidojas amonija hidroģenkarbonāts un apmaiņas reakcijā ar  $\text{NaCl}$  izgulsnējas nātrija hidroģenkarbonāts:

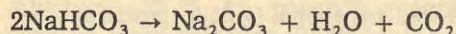


Pēc  $\text{NaHCO}_3$  atdalīšanas amonija hlorīda šķīdumu apstrādā ar kalcija hidroksīda šķīdumu, kas iegūts, apdedzinot kaļķakmeni oglekļa dioksīda ieguves procesā:



Amonjaku izmanto ievadīšanai  $\text{NaCl}$  šķīdumā.

No šķīduma izdalīto  $\text{NaHCO}_3$  rotējošā krāsnī  $180 \dots 200 \text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā sadala (kalcinē):



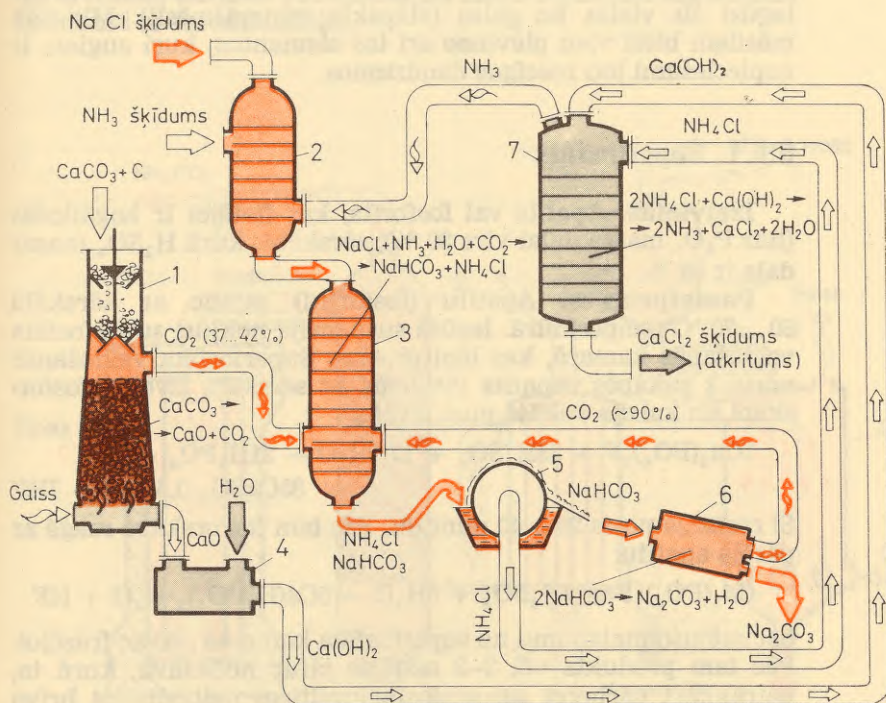
Arī oglekļa dioksīdu izmanto ievadīšanai  $\text{NaCl}$  šķīdumā.

## 6. daļa

**Pamatprodukts**  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Daļu no tā pārstrādā par monohidrātu  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , kas transportējot nerada putekļus. Daļu pārvērš par dekahidrātu  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , kas viegli šķīst ūdenī un tāpēc ir visvairāk piemērots lietošanai mājāsaimniecībā.

**Blakusprodukts.**  $\text{CaCl}_2$  šķīdums. Tas ir grūti izmantojams un uzskatāms par ražošanas atkritumu.

**Lietošana.** Ap 85 % no pasaulē ražotā nātrija karbonāta izlieto rūpnieciskajā ķīmijā, galvenokārt stikla ražošanai. Tas ir nepieciešams arī farmācijas rūpniecībā un tekstilrūpniecībā, celulozes un papīra ražošanā, pārtikas rūpniecībā, ūdens mīkstināšanai, mazgāšanas un tīrīšanas līdzekļu ražošanai.



6.17. att. Tehnoloģiskā shēma nātrija karbonāta ražošanai pēc Solveja metodes (amonjaka metodes): 1 - kalkakmens apdedzināšanas krāsns; 2 -  $\text{NH}_3$  absorbcijas kolonna; 3 - kolonna piesātināšanai ar  $\text{CO}_2$ ; 4 - kalku veldzēšanas iekārta; 5 - vakuumsfiltrs; 6 - kalcinēšanas krāsns; 7 -  $\text{NH}_3$  reģenerēšanas kolonna.

## 6. daļa

Jau antīkajā Romā vīnkoku ražības palielināšanai lietoja pelnus. Viduslaikos auglības uzlabošanai izmantoja salpetri, glaubersāli, kaulu miltus, taču skaidri nezinot, kas īsti augiem ir nepieciešams. Zinātnisku pieeju šiem jautājumiem izstrādāja J. Libigs, 1840. gadā publicējot rakstu "Organiskās ķīmijas lietošana lauksaimniecībā un fizioloģijā".

### 6.6. Minerālmēsļu ražošana

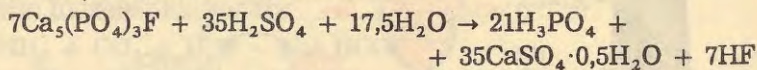
Augiem fotosintēzei ir nepieciešams ūdens, oglekļa dioksīds un saules gaisma. Taču, lai izveidotu visas augos esošās vielas, arī olbaltumvielas, ir nepieciešami vēl vairāki citi elementi. Galvenie no tiem ir slāpeklis, fosfors un kālijs. Turklāt mikro- daudzumos ir jāuzņem arī Fe, Mn, Al, B, Cu, Mo un vēl citi elementi.

Zemeslodes iedzīvotāju skaitam strauji augot (6.1. att.), sevišķu nozīmi iegūst jautājums par to nodrošināšanu ar pārtiku. Ar kultūraugu ražu katru gadu no lauksaimniecībā izmantojamās zemes tiek iznesti milzīgi slāpekļa, fosfora un kālija daudzumi. Atjaunot šo elementu saturu augsnē vienīgi ar organisko mēslojumu nav iespējams. Tikai papildus lietojot lielus daudzumus minerālmēsļu, var nodrošināt lauku vajadzīgo auglību. Tāpēc strauji palielinās minerālmēsļu ražošana (6.1. tabula). Tā pārstrādā dabā esošos minerālus par augiem izmantojamām vielām (kālija un fosfora minerālmēsli) vai arī iegūst šīs vielas no gaisa (slāpekļa minerālmēsli). Minerālmēsliem bieži vien pievieno arī tos elementus, kuri augiem ir nepieciešami ļoti nēcīgos daudzumos.

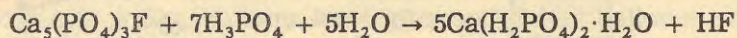
#### 6.6.1. Superfosfāts

**Izejvielas.** Apatīts vai fosforīts, kas flotējot ir bagātināts (līdz  $P_2O_5$  masas daļai virs 30 %); sērskābe, kurā  $H_2SO_4$  masas daļa ir 68 %.

**Pamatprocess.** Apatītu (fosforītu) sajauc ar sērskābi 50...70 °C temperatūrā. Iegūtā suspensija nokļūst superfosfāta veidošanās kamerā, kas lēni griežas. Superfosfāta veidošanās noris 2 pakāpēs. Apatīts vispirms ar sērskābi izveido fosforskābi un kalcija sulfāta pushidrātu:



Šī reakcija noris 20...40 minūtēs. Pēc tam fosforskābe reaģē ar pārējo apatītu:



Sacietējušo maisījumu no superfosfāta kameras aizvāc frēzējot. Pēc tam produkts vēl 2-3 nedēļas jātur noliktavā, kurā to, vairākkārt pārberot un ar fosforītmiltiem neitralizējot brīvo fosforskābi, galīgi nogatavina.

**Produkts.** Superfosfāts, kas satur 14...21 %  $P_2O_5$ .

**Blakusprodukti.** HF un  $SiF_4$ , no kuriem iegūst  $H_2[SiF_6]$ .

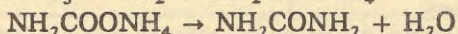
**Lietošana.** Superfosfāts ir visplašāk lietotais fosfora minerālmēslojums.

## 6.6.2. Karbamīds (urīnviela)

## 6. daļa

Izejvielas. Oglekļa dioksīds  $\text{CO}_2$  un šķidrā amonjaks  $\text{NH}_3$ .

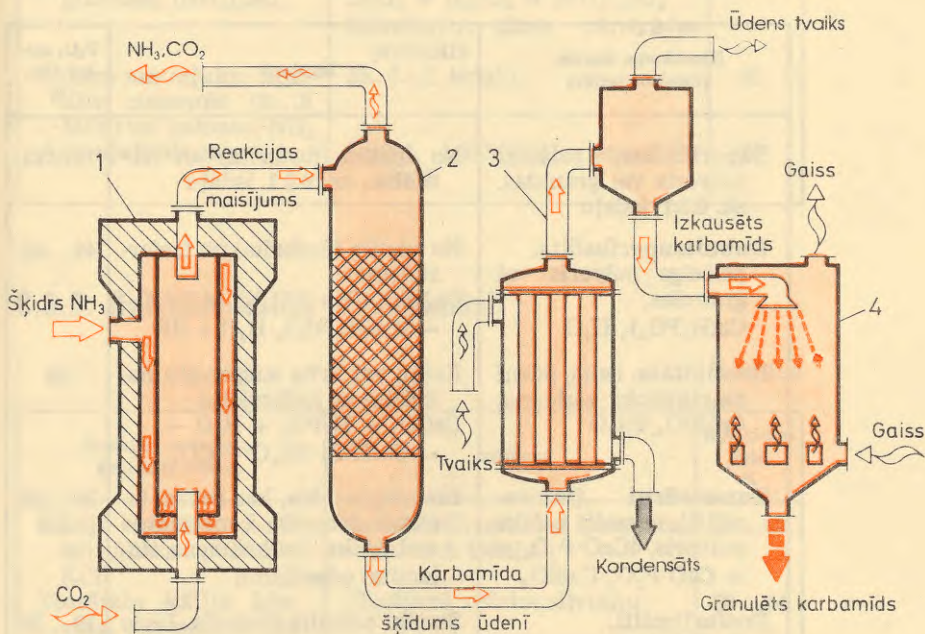
Process. Sintēzes kolonnā ievada  $\text{CO}_2$  un  $\text{NH}_3$ . Noris 2 reakcijas:



Pirmās reakcijas ātrums ir proporcionāls spiediena kvadrātam. Otrās reakcijas ātrums ir pietiekami liels tad, ja temperatūra ir virs  $160^\circ\text{C}$ . Parasti sintēzes kolonnā spiediens ir  $10 \dots 20 \text{ MPa}$  un temperatūra  $180 \dots 200^\circ\text{C}$ . Tādos apstākļos karbamīda iznākums sasniedz  $60 \dots 70 \%$  no teorētiski iespējamā.

Produkts. Granulētais karbamīds.

Lietošana. Karbamīdu lieto par slāpekļa minerālmēsliem. No visiem slāpekļa cietajiem minerālmēsliem karbamīds satur visvairāk slāpekļa (46%). To lieto arī par piedevu atgremotājdzīvnieku barībai. Plastmasu un līmju iegūšanai karbamīdu kondensē ar formaldehīdu.



6.18. att. Karbamīda sintēzes tehnoloģiskā shēma:

1 – sintēzes kolonna; 2 – reakcijas maisījuma sadalīšanas kolonna; 3 – vakuuētvaices iekārta; 4 – granulēšanas tornis.

## 6. daļa

### 6.6.3. Kālija hlorīds

Kālija hlorīdu iegūst no KCl saturošiem minerāliem: silvīna KCl, silvinīta KCl·NaCl, karnalīta KCl·MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O, kainīta KCl·MgSO<sub>4</sub>·3H<sub>2</sub>O u. c. Tālāk īsi apskatīta iegūšana no silvinīta.

**Izejviela.** Silvinīts NaCl·KCl.

**Palīgmateriāls.** Ūdens.

**Process.** Silvinītu šķīdina ūdenī paaugstinātā temperatūrā (70...90 °C). Kālija hlorīda šķīdība ir lielāka nekā nātrija hlorīda šķīdība, tāpēc iegūtajā šķīdumā ir vairāk KCl. Šķīdumu atdzesējot, rodas gandrīz tīra KCl kristāli. Tos atdala, palikušo šķīdumu uzsilda un tajā šķīdina jaunas silvinīta porcijas.

**Produkts.** Kālija hlorīds, kas satur 60...62 % K<sub>2</sub>O. Tas ir visvairāk lietotais kālija mēslojums.

### 6.6.4. Galvenie fosfora minerālmēsli

6.6. tabula

| Nosaukums, izskats, ķīmiskais sastāvs   | Iegūšana  | P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> masas daļa, % |
|---|---|---|
| Superfosfāts, pelēcīgs pulveris vai granulas, sk. 6.6.1. iedaļu   | No apatīta (fosforīta) un sērskābes, sk. 6.6.1. iedaļu  | 14...21                                     |
| Dubultsuperfosfāts, pelēcīgs pulveris vai granulas, Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ·H <sub>2</sub> O                      | No apatīta (fosforīta) un fosforskābes:<br>$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F} + 7\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 5\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HF}$ | 42...50                                     |
| Precipitāts, balts, ūdenī mazšķīstošs pulveris, CaHPO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O   | Kaļķu vai krīta suspensiju neitralizē ar fosforskābi:<br>$\text{CaCO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$                            | 38  |
| Tomassārņi (tomas-milti), tumši pelēks pulveris, 4CaO·P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> + CaO·P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ·CaSiO <sub>3</sub> | Blakusprodukts, kas rodas, iegūstot tēraudu konvertoros ar bāzisku (kaļķakmens, dolomīta) oderējumu   | 10...15                                     |
| Fosforītmilti, Ca <sub>5</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> F  | Smalki samalts fosforīts. Lieto skābām augsnēm  | 19...30                                     |
| Kaulu milti, Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>  | Kaulu pārstrādes atkritumi  | 24...30                                     |

## 6.6.5. Galvenie slāpekļa minerālmēsli

## 6. daļa

6.7. tabula

| Nosaukums, izskats, ķīmiskais sastāvs   | Iegūšana  | N masas daļa, % |
|---|---|-----------------|
| <b>Karbamīds, baltas granulas, sk. 6.6.2. iedaļu</b>  | Sk. 6.6.2. iedaļu   | 46              |
| <b>Amonija nitrāts, baltas granulas, <math>\text{NH}_4\text{NO}_3</math></b>                          | No slāpekļskābes un amonjaka:<br>$\text{HNO}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$  | 34...35         |
| <b>Nātrija nitrāts, <math>\text{NaNO}_3</math></b>  | Mīnerāls, kas lielos daudzumos atrodas Čīlē. Blakusprodukts, kas rodas, attīrot izplūdes gāzes no slāpekļa oksīdiem sērskābes ražošanā pēc nitrozes metodes | 14...15         |
| <b>Kalcija nitrāts, gaiši pelēkas plāksnītes, <math>\text{Ca}(\text{NO}_3)_2</math></b>               | Blakusprodukts, kas rodas, attīrot izplūdes gāzes no slāpekļa oksīdiem ar kaļķu suspensiju  | 15...17         |
| <b>Amonija sulfāts, pelēcīgi balts pulveris vai granulas, <math>(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4</math></b> | Neitralizējot sērskābi ar amonjaku:<br>$2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$<br>Koksētavu gāzes pārstrādes produkts | 19...25         |
| <b>Šķidrums amonjaks, iepildīts cisternās (2...3 MPa) vai balonos, <math>\text{NH}_3</math></b>       | Sk. 6.4.2. iedaļu   | 82              |
| <b>Amonjakūdens</b>   | Iegūst, šķīdinot amonjaku ūdenī   | 20              |

Nitrātus agrāk sauca par salpetriem (no latīņu *sal* – sāls, grieķu *petra* – klints).

## 6.6.6. Galvenie kālija minerālmēsli

6.8. tabula

| Nosaukums, izskats, ķīmiskais sastāvs   | Iegūšana   | $\text{K}_2\text{O}$ masas daļa, % |
|---|--|------------------------------------|
| <b>Kālija hlorīds, balts kristālisks pulveris, KCl</b>  | Sadalot silvinītu vai karnalītu, sk. 6.6.3. iedaļu | 60...62                            |
| <b>Flotētais kālija hlorīds, iedzeltens līdz sarkans rupjkristālisks pulveris vai granulas, KCl</b> | Flotēšanā sadalot silvinītu                        | 53...54                            |

| Nosaukums, izskats, ķīmiskais sastāvs   | Iegūšana  | K <sub>2</sub> O masas daļa, % |
|---|---|--------------------------------|
| <b>Kālija sulfāts, balti, nedaudz iekrāsoti kristāli, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> | No kālija hlorīda un sērskābes:<br>$2\text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$<br>Rodas arī kā blakusprodukts, ražojot alumīniju no nefelīna, alunīta | 48...52                        |

## 6.6.7. Kompleksie minerālmēsli

6.9. tabula

| Nosaukums, izskats  | Iegūšana  | Masas daļa, % |                               |                  |
|---|---|---------------|-------------------------------|------------------|
|   |   | N             | P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | K <sub>2</sub> O |
| <b>Amofoss, slāpekļa un fosfora attiecība nav līdzsvarota</b> | Neitralizējot fosforskābi ar amonjaku:<br>$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$      | 9...13        | 44...52                       | 0                |
| <b>Diamofoss, balts vai pelēks kristālisks pulveris</b>       | Neitralizējot termisko fosforskābi ar amonjaku:<br>$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ | 19            | 48                            | 0                |
| <b>Karboamofoska, gaiši pelēkas vai sārta granulas</b>        | Sajaucot karbamīdu, amonija fosfātu, kālija hlorīdu un granulējot   | 17            | 17                            | 17               |
| <b>Nitroamofoss, baltas vai pelēkas granulas</b>              | Neitralizējot fosforskābes un slāpekļskābes maisījumu ar amonjaku   | 16...25       | 20...24                       | 0                |
| <b>Nitroamofoska, pelēkas vai gaišsārtas granulas</b>         | Pievienojot ar amonjaku neitralizētam fosforskābes un slāpekļskābes maisījumam kālija hlorīdu                                     | 13...17       | 17                            | 17...19          |
| <b>Nitrofoss, pelēkas granulas</b>                            | Apstrādājot apatīta koncentrātu ar sērskābes un slāpekļskābes maisījumu   | 22            | 22                            | 0                |

| Nosaukums,<br>izskats                 | Iegūšana   | Masas daļa, % |                               |                  |
|---------------------------------------|--|---------------|-------------------------------|------------------|
|                                       |  | N             | P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | K <sub>2</sub> O |
| Nitrofoska,<br>gaišsārtas<br>granulas | Apstrādājot apatīta koncentrātu ar sērskābes un slāpekļskābes maisījumu. Iegūto produktu neutralizē ar amonjaku, pievieno KCl un granulē | 11            | 10                            | 11               |
| Kālija nitrāts                        | Apmaiņas reakcijā:<br>KCl + NaNO <sub>3</sub> →<br>→ KNO <sub>3</sub> + NaCl   | 13            | 0                             | 46               |

Bez tabulā minētajiem cietajiem kompleksajiem minerālmēsliem ražo arī kompleksus šķīdros minerālmēslus. Izejvielas ir fosforskābe, amonjaks, karbamīds, kālija hlorīds u. c. Galvenā problēma šādu minerālmēslu ražošanā ir stabilu šķīdumu iegūšana, kas glabājot un transportējot nenoslāpojas un nekrystalizējas.

Latvijā šķīdros minerālmēslus ražo Ventspils ostas rūpnīca. Latvijas ķīmisko tautas patēriņa preču ražošanas apvienība no ievestiem materiāliem ražo neliela fasējuma cieto minerālmēslu maisījumus ar mikroelementu piedevām, kā arī šķīdros minerālmēslus istabas puķēm.

## 6.7. Keramikas izstrādājumu ražošana

**Izejviela.** Māls ir nogulumiezis, kas sastāv no alumosilikātiem (hidrovizlas, kaolinīta u. c.). Porcelāna un fajansa ražošanai ir nepieciešams baltais jeb kaolīns, kura galvenā sastāvdaļa ir kaolinīts Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·2SiO<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O un kurš nesatur dzelzs oksīdus un citus krāsainus piemaisījumus.

**Palīgmateriāli.** *Liesinātāji*, kas samazina izstrādājumu žāvēšanas un apdedzināšanas sarukumu. Tās ir smiltis SiO<sub>2</sub>, samaltas keramikas lauskas, šamots, t. i., samalta ugunsizturīga keramika. *Kušņi*, kuri apdedzināšanas procesā rada šķidro fāzi temperatūrā, kas zemāka par mālu kušanas temperatūru. Par kušņiem izmanto laukšpatu, kas sastāv galvenokārt no ortoklaza K<sub>2</sub>O·Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·6SiO<sub>2</sub>, albīta Na<sub>2</sub>O·Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·6SiO<sub>2</sub> un anortīta CaO·Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·2SiO<sub>2</sub>, kā arī kaļķakmeni, dolomītu. *Ūdens*.

Minerālmēsli ir pareizi jālieto. Pārāk lielas dozas augiem var būt kaitīgas vai arī izraisīt tādu vielu satura palielināšanos augos, kuras pārtikā nav vēlamas. Taču to pašu var teikt arī par organisko mēslojumu. Tā, piemēram, ja augsnei tiek ievadīts pārāk liels slāpekļa minerālmēslu vai organiskā mēslojuma daudzums apstākļos, kad saules apgaismojums ir vājš (pavasara un rudens periodos), augos uzkrājas palielināts nitrātjonu daudzums. Tas ir kaitīgi cilvēka veselībai.

Par keramiku (no grieķu *keramos* – māls, *keramikē* – podnieku māksla) sauc no māliem veidotus un pēc tam apdedzinātus izstrādājumus. Smalkkeramika ir trauki, flīzes, santehniekie un elektrotehniekie izstrādājumi, krāsns podiņi, mākslinieciski izstrādājumi. Rupjkeramika ir ķieģeļi, jumta dakstiņi (kārniņi), drenu caurules, kanalizācijas caurules.

## 6. daļa

**Keramikas masa.** No izejvielas un palīgmateriāliem izveido keramikas masu. Smalkkeramikas izstrādājumu gatavošanai izejvielas un palīgmateriālus saslapina, pēc tam samalā ložu dzirnavās, filtrpresē atūdeņo un mīca vakuumā.

**Veidošana.** No keramikas masas veido izstrādājumus. Plastiskajā veidošanas paņēmienā izmanto masu, kurā ūdens masas daļa ir 16...24 %. Veido ar rokām, lieto podnieka ripu vai masu izspiež caur formēšanas veidni un iegūst lenti vai cauruli. Pirms apdedzināšanas žāvē.

Dobtus vai nesimetriskus izstrādājumus veido ar liešanas paņēmieni no keramikas masas, kurā ūdens masas daļa ir 25...40 % un kurai ir krējuma konsistence. Šādu masu ielej saliekamās gīpša veidnēs. Pēc žāvēšanas veidni izjauc un iegūto priekšmetu apdedzina.

**Apdedzināšana.** Apdedzināšanu izdara nepārtrauktas darbības tunelkrāsnīs vai periodiskas darbības klona krāsnīs. Sastāvdaļas, kas kūst vieglāk, izejmateriālus saķepina par akmenim līdzīgu masu. Tās galvenā sastāvdaļa ir alumīnija silikāts  $3Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ .

Poraina keramika izveidojas tad, kad apdedzināšanas temperatūra ir 900...1200 °C. Šādai keramikai sūcas cauri ūdens. Tāpēc to pārklāj ar glazūru.

Ja apdedzināšanas temperatūra ir 1200...1500 °C, tad poras aizķep un rodas blīvs, ūdens necaurlaidīgs materiāls. Šim materiālam cietība ir tik liela, ka tērauds to gandrīz vairs neskrāpē.

Lai izstrādājumi neplaisātu un nedeformētos, ir jāievēro noteikts temperatūras maiņu režīms, gan tos uzkaršējot līdz apdedzināšanas temperatūrai, gan apdedzinot, gan arī pēc tam atdzesējot.

**Glazūra.** Keramikas izstrādājumus pārklāj ar glazūru, lai tie kļūtu gāzu un ūdens necaurlaidīgi. Porcelānu ražojot, to izdara šādi. Vispirms izstrādājumus apdedzina  $\approx 900$  °C temperatūrā. Tad tos atdzesē un iemērc porcelāna masas suspensijā, kurā ir lielāks kušņu (kaļķakmens, laukšpatu) saturs. Pēc žāvēšanas izstrādājumus atkal apdedzina, bet jau 1400 °C temperatūrā. Glazūra sakūst ar iepriekš apdedzinātā izstrādājuma masu, un tiek iegūts izstrādājums ar blīvu, plānu, caurspīdīgu virskārtu.

**Produkcija.** Rupjās keramikas ražojumi ir ķieģeļi, drenu caurules, grīdas flīzes, māla trauki (parasti glazēti). Tie lielākoties ir sarkanīgā krāsā, kas rodas no  $Fe_2O_3$  piemaisījumiem. No izejvielām, kas nesatur krāsojošus piemaisījumus, ražo balto keramiku – fajansu un porcelānu. Fajansam poras nav pilnīgi saķepušas, un plānā kārtā tas nav caurspīdīgs. Ražo fajansa un porcelāna traukus, mākslas izstrādājumus, elektrotehniskos un sanitārtehniskos izstrādājumus.

Latvijā būvkeramiku ražo Lodē, Kupravā, Tūjā, Kalnciemā, Jelgavas apkārtnē (rūpnīca "Spartaks"), Ugālē (rūpnīca "Usma")

Vecākie smalkkeramikas izstrādājumi ir atrasti Mezopotāmijā starp Eifratas un Tigras upēm (6. gadu tūkstoši p.m.ē.). Ēģiptē 4. gadu tūkstoši p.m.ē. jau lietoja podnieka ripu. Porcelāna (no itāļu *porcellana* – balts jūras gliemežvāks) izstrādājumu ražošana Ķīnā sākās ap 7. gs. Eiropā porcelāna ražošanas mākslu 1708. gadā aizsāka alķīmiķis J. F. Betgers, mēģinādams iegūt zeltu. Pirmo porcelāna manufaktūru Betgers nodibināja Meisenē 1710. gadā.

No rupjkeramikas izstrādājumiem vispirms parādījās ķieģeļi (Mezopotāmija, 4. gadu tūkstoši p.m.ē.). Latvijā ķieģeļu ražošana sākās ar vācu ordenpīļu celtniecību 13. gs. Ekas, kas bija celtas tikai no ķieģeļiem, parādījās 15. gs.

un Jēkabpilī. Pamatprodukcija ir dažādi ķieģeļi, drenu caurules, keramikas grīdas plāksnes lopu kūtīm, jumta dakstiņi (kārniņi) Lodē, keramzīti Kupravā un Jēkabpilī. Keramikas flīžu ražošana ir apgūta Brocēnu cementa un šifera kombinātā. Keramikas kanalizācijas caurules un krāsns podiņus ražo Rīgas Būvmateriālu ražošanas apvienība.

Porcelāna traukus un citus porcelāna izstrādājumus ražo Rīgas porcelāna rūpnīca.

Māla sadzīves priekšmetus izgatavo ražošanas apvienības "Latvijas keramika" ražotnēs Jelgavā, Rēzeknē, Liepājā, Jēkabpilī.

Nelieli sadzīves izstrādājumu cehi ir arī vairākos republikas apriņķos.

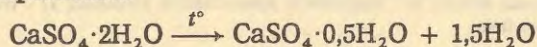
## 6.8. Celtniecības javu saistvielas

### 6.8.1. Ģipsis

**Izejviela.** Ģipšakmens, kas sastāv no kalcija sulfāta dihidrāta  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

**Palīgmateriāls.** Kurināmais.

**Process.** Ģipšakmeni smalki samaļ un karsē 140...190 °C temperatūrā:



Dehidratācijas laikā ģipšakmens pulveris ir ļoti kustīgs un šķiet, ka tas vārītos. Tāpēc šo procesu sauc arī par ģipša vārīšanu.

**Produkts.** Pushidrāts  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ . To sauc par celtniecības ģipsi.

**Lietošana.** Ja pushidrātu sajauc ar ūdeni, izveidojas dihidrāts  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  un java 10...20 minūtēs sacietē. Ģipsi lieto iekštelpu apdarei, sausā apmetuma ražošanai, skulpturālu figūru izgatavošanai. Kriminālistiskā to lieto pēdu nospiedumu fiksēšanai, medicīnā – lauztu locekļu iegipsēšanai.

Latvijā celtniecības ģipsi ražo Sauriešu būvmateriālu kombinātā. Lielas ģipšakmens atradnes ir pie Skaistkalnes.

### 6.8.2. Kaļķi

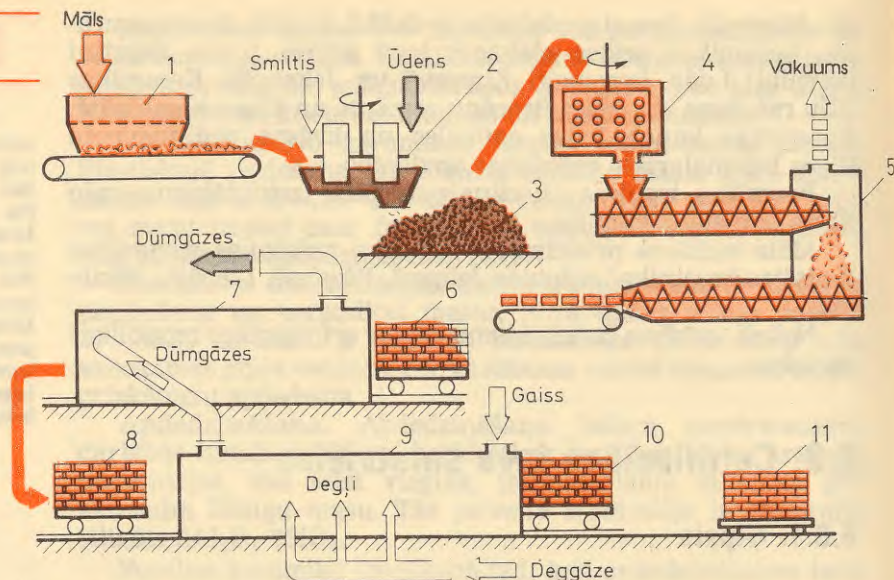
**Izejviela.** Kaļķakmens  $\text{CaCO}_3$  vai dolomīts  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ . Latvijā kaļķakmens lielākās atradnes ir Saldus, Nīgrandes, Auces, Cieceres, Sātiņu apkaimē. Dolomīti ir atsegti un viegli pieejami Daugavas, Ventas, Lielupes, Abavas, Ogres, Juglas, Pērses, Aiviekstes un citu upju krastos.

## 6. daļa

Fajansa izstrādājumus arī apdedzina divas reizes: pirmo reizi 1250...1280 °C temperatūrā, t.i., līdz masas saķepšanai. Pēc glazūras suspensijas uzklāšanas un žāvēšanas apdedzina otrreiz 1050...1150 °C temperatūrā. Glazūra kūst un pārklāj izstrādājumu ar plānu stiklveida kārtiņu. Tā kā fajansa izstrādājuma masai un glazūrai ir dažādi termiskās izplešanās koeficienti, fajansa izstrādājumu glazūra ar laiku saplaisā.

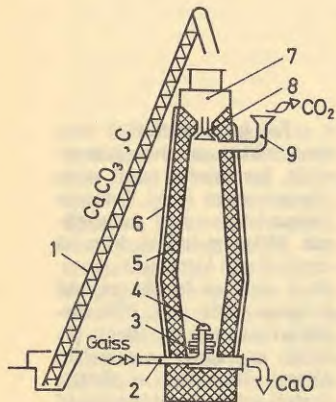
Par javu saistvielām sauc neorganiskus pulverveida materiālus, kas, iejaukti ūdenī, veido plastisku masu (javu), kura pēc zināma laika sacietē par akmeņim līdzīgu materiālu. Ir gaisā cietējošas un hidrauliskās javas. Gaisā cietē un izturību saglabā kaļķu un ģipša java. Hidrauliskās javas gatavo no cementa (no latīņu *caementum* – saskaldīti akmeņi). Tās sacietē un pēc tam ilgstoši saglabā savu izturību arī ūdenī. Javu gatavojot, cementam pievieno granti, šķembas, oļus vai citu rupjgraudainu materiālu (keramzītu, izdedžus, zāģu skaidas). Pēc sacietēšanas iegūst betonu, kuram ir liela spiedes izturība. Lai palielinātu lieces izturību, pirms sacietēšanas javā iestrādā dzelzs karkasu, ko sauc par armatūru. Tā iegūst dzelzsbetonu.

## 6. daļa



6.19. att. Ķieģeļu ražošanas principiālā shēma:

1 - māla drupinātājs un transportieris; 2 - skrejdzirnavas; 3 - masas krātuve; 4 - masas homogenizēšanas un smalcināšanas ierīce; 5 - masas mīcīšanas un formēšanas agregāts; 6 - vagonete ar nežāvētiem ķieģeļiem; 7 - tunelveida žāvētava; 8 - vagonete ar izžāvētiem ķieģeļiem; 9 - tunelveida apdedzināšanas krāsnis; 10 - vagonete ar apdedzinātiem ķieģeļiem; 11 - transportēšanas paliktnis ar ķieģeļiem.

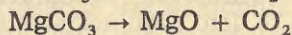
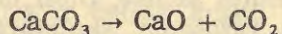


6.20. att. Kaļķakmens apdedzināšanas stāvceplja shēma:

1 - izejvielu transportieris; 2 - gaisa pievads; 3 - rotējoši ārds; 4 - gaisa pievada aizsargzvans; 5 - ugunsizturīgs oderējums; 6 - stāvceplja korpus; 7 - iekraušanas piltuve; 8 - sadalītājkonus; 9 - gāzes izvads.

**Palīgmateriāli.** Kurināmais (akmeņogles, antracīts, dabasgāze vai šķidrās kurināmais). Gaisa kurināmā sadedzināšanai.

**Process.** Kalcija un magnija karbonātus sadala paaugstinātā temperatūrā:



Kaļķakmeni, kurā magnija ir maz, apdedzina 1100...1200 °C temperatūrā. Dolomītus apdedzina 750...900 °C temperatūrā, jo augstākā temperatūrā radies MgO veldzēšanas procesā ļoti lēni reaģē ar ūdeni. Taču 750...900 °C temperatūrā viss kalcija karbonāts nesadalās, un tāpēc pirms javas gatavošanas apdedzinātais dolomīts ir jāsamal.

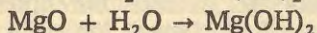
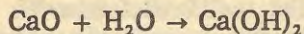
Process noris šahtas krāsnīs, ko sauc par stāvcepliem (6.19. att.). Kaļķakmeni (ap 90 %) un cieta kurināmo (ap 10 %) ceplī ieber no augšas, bet gaisu ievada no apakšas. Lietojot šķidro vai gāzveida kurināmo, to ievada tieši degšanas zonā.

**Produkts.** Kaļķi CaO. Atkarībā no izejvielu sastāva tie var būt kalcija kaļķi (MgO masas daļa nepārsniedz 5 %), magnezi-

ālie kaļķi (MgO masas daļa 5...20 %) vai dolomītkaļķi (MgO masas daļa 20...40 %).

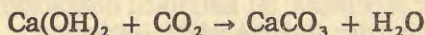
**Blakusprodukts.** Oglekļa dioksīds  $\text{CO}_2$ . To lieto karbamīda un nātrija karbonāta ražošanā. Izmanto arī cieta  $\text{CO}_2$  ("sausā ledus") iegūšanai.

**Lietošana.** Pirms javas gatavošanas no kalcija un magnija oksīdiem ir jāiegūst hidroksīdi. To sauc par kaļķu veldzēšanu:



Veldzēšanai uz 1 kg kaļķu patērē ap 2...2,5 kg ūdens. Veldzēšanas procesā izdalās liels siltuma daudzums.

No veldzētiem kaļķiem gatavo celtniecības javu. Cietējot tā saista  $\text{CO}_2$  no gaisa un pārvēršas par kalcija karbonātu:



Veldzētos kaļķus lieto arī cukurrūpniecībā, hlorkaļķu ražošanā, lauksaimniecībā un citās tautsaimniecības nozarēs kā lētu bāzisku vielu. Neveldzētos kaļķus lieto metalurģijā, kalcija karbīda ražošanā.

Latvijā lielākās būvkaļķu ražotnes ir Bolderājā, Sātiņos, Nigrandē un Saulkalnē. Saražotos kaļķus lieto galvenokārt silikātkieģeļu, putubetona, gāzbetona ražošanai. Kaļķus tehnoloģiskām vajadzībām iegūst arī Jelgavas, Jēkabpils un Liepājas cukurfabrikas, kā arī "Liepājas metalurģis".

### 6.8.3. Cements

No visiem cementa veidiem visvairāk ražo portlandcementu. Šis nosaukums ir cēlies no Portlendas pussalas Anglijā.

**Izejvielas.** Māli  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  un kaļķakmens  $\text{CaCO}_3$ .

**Palīgmateriāli.** Kurināmais (ogļu putekļi vai dabasgāze) apdedzināšanai.

**Process.** Sasmalcinātus izejmateriālus sajauc un pēc tam apdedzina. Ir sausais un slapjais portlandcimenta ražošanas paņēmiens. Pēc sausā paņēmiena izžāvētus izejmateriālus samal un iegūto maisījumu apdedzina. Pēc slapjā paņēmiena māla duļķi kopā ar kaļķakmeni maļ ložu dzirnavās. Iegūto krējuma konsistences suspensiju rotējošā krāsnī izžāvē un apdedzina (6.21. att.). Apdedzināšanas temperatūra ir ap 1450 °C. Rodas graudains materiāls, ko sauc par cementa klinkeru. Tā galvenās sastāvdaļas ir šādas:

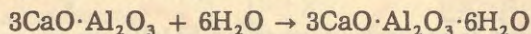
- 1) trikalcijsilikāts jeb alīts  $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ , ap 45 %;
- 2) dikalcija silikāts jeb belīts  $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ , ap 27 %;
- 3) trikalcijsilicāts jeb alumināts  $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ , ap 11 %;
- 4) tetralcijijsilicāts jeb celīts  $4\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ , ap 8 %.

## 6. daļa

Klinkeru samaļot, iegūst cementu.

**Produkts.** Portlandcements.

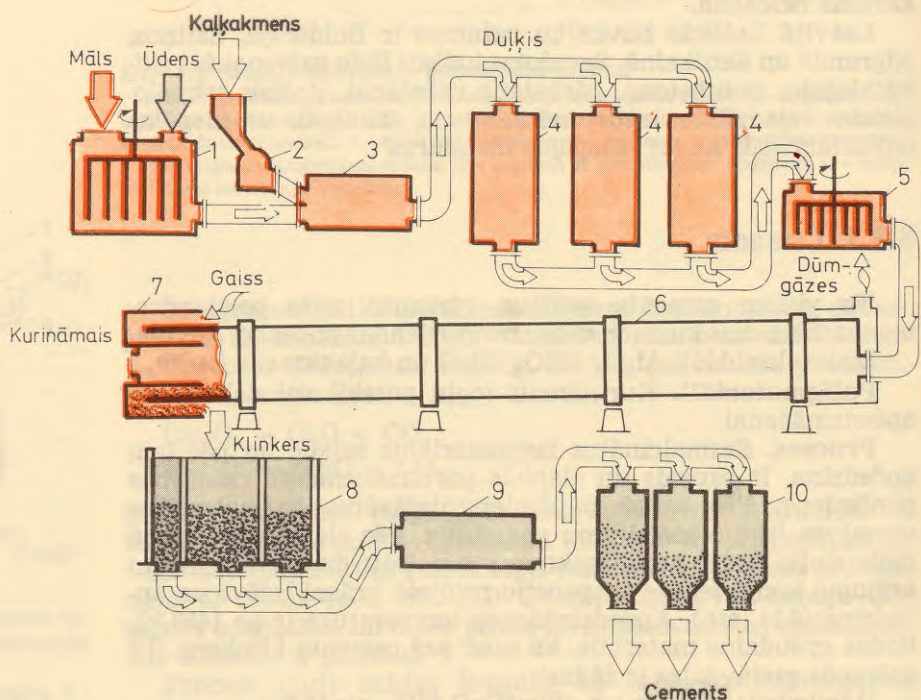
**Lietošana.** Ar ūdeni cementa sastāvdaļas veido akmeņim līdzīgus hidrātus, piemēram:



Trikalcija silikāts (alīts) cietē ātri, bet dikalcija silikāts (belīts) – lēni. Līdz ar to tā hidrātam ir lielāka mehāniskā izturība un korozijizturība. Trikalcijs alumināts ātri sacietē, bet hidrāta izturība ir maza. Tetrakalcija alumināts cietē lēni. No šo cementa sastāvdaļu attiecības ir atkarīgs tas, cik ātri cements sacietē un cik liela ir iegūtā akmeņveida produkta izturība.

Visām cementa šķirnēm cietēšanas process noris samērā lēni. Tāpēc valsts standarts paredz izturību pārbaudīt pēc 28 dienām. Cietēšanas laikā ir jābūt ūdens hidratācijas procesam, un, ja vajadzīgs, betons ir jāmitrina.

Latvijā portlandcimentu ražo pēc slapjā paņēmiena Brocēnu būvmateriālu kombinātā un Rīgas cementa rūpnīcā.



6.21. att. Portlandcimenta ražošana pēc slapjā paņēmiena:

1 - mālu uzduļķotājs; 2 - vēsēšanas dzirnavas; 3 - ložu dzirnavas; 4 - duļķa baseini; 5 - horizontālie duļķa baseini; 6 - rotējošā krāsns; 7 - klinkera dzesēšanas siltumapmaiņtājs; 8 - klinkera noliktava; 9 - cementa maļšanas ložu dzirnavas; 10 - cementa glabāšanas tvertnes (silosi).

## 6.9. Silikātķieģeļu un putubetona ražošana

## 6. daļa

### 6.9.1. Silikātķieģeļi

**Izejvielas.** Neveltzēti kaļķi CaO un smiltis SiO<sub>2</sub>.

**Palīgmateriāli.** Ūdens tvaiks.

**Process.** Smiltīm piejauc 4...12 % kaļķu un ūdeni. Kad kaļķu veldzēšana ir beigusies, tad no šīs masas presē ķieģeļus. Tos ievieto autoklāvā. Autoklāvu noslēdz un tajā ievada ūdens tvaiku (0,8...1,2 MPa, 175...200 °C). Starp smilšu graudiņiem izveidojas kalcija silikātu gels, kas pēc tam daļēji kristalizējas, saistot smilšu graudiņus savā starpā. Tas piešķir silikātķieģeļiem apmēram tādu pašu izturību, kāda piemīt keramikas ķieģeļiem.

**Produkts.** Silikātķieģeļi.

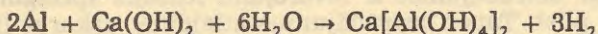
Latvijā silikātķieģeļus ražo Bolderājā.

### 6.9.2. Gāzbetons

**Izejvielas.** Neveltzēti kaļķi CaO un smiltis SiO<sub>2</sub>.

**Palīgmateriāls.** Ūdens tvaiks.

**Process.** Izejmateriālus atšķirībā no silikātķieģeļu ražošanas samal un tad tiem pievieno ūdeni. Bāziskajā masā iejauc arī alumīnija pulveri, kas reaģē ar kalcija hidroksīdu:



Pēc tam masu ievieto autoklāvā un tajā ievada ūdens tvaiku tāpat, kā to dara, ražojot silikātķieģeļus. Ūdenradis izveido poras, kuras materiālā paliek pēc sacietēšanas.

**Produkts.** Gāzbetona bloki, kurus lieto vienkārši vai divstāvu ēku celtniecībā, kā arī par siltumizolācijas materiālu. Gāzbetonā poru var būt tik daudz, ka tā blīvums sasniedz līdz 0,3 g/cm<sup>3</sup>.

Latvijā gāzbetonu ražo Vangažos.

## 6.10. Stikla ražošana

**Izejvielas.** Smiltis SiO<sub>2</sub>, kaļķakmens CaCO<sub>3</sub>, nātrijs karbonāts (kalcinētā soda) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> un nātrijs sulfāts Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**Palīgmateriāli.**

1) dzidrinātāji (amonija nitrāts, sulfāts vai hlorīds, arī As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>);

2) atkrāsotāji (NaNO<sub>3</sub> vai As<sub>2</sub>O<sub>3</sub> oksidē dzelzi(II) par dzelzi(III), kas stiklu iekrāso 10 reizes vājāk; selēna savienojumi,

## 6. daļa

Stikla iegūšanas pirmsākumi ir meklējami 5.—4. gadu tūkstoši p.m.ē. Mezopotāmijā, Ēģiptē, Irānā, Sirijā. Stikla traukus sāka gatavot Mezopotāmijā un Ēģiptē 2. gadu tūkstoši p.m.ē. Stikla kausēšanas krāsnīs tika sasniegta ap 1100 °C temperatūra. Stikla pūšanu izgudroja fenīcieši (1. gadu tūkstoša p.m.ē. beigās). Rūpnieciski stiklu sāka ražot 17. gs. (Bohēmijas stikls). Taču līdz 19. gs. vidum tas tomēr bija luksa prece.

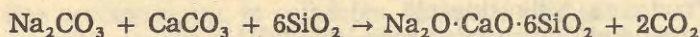
mangāna, kobalta, niķeļa oksīdi, kuri stikla krāsu papildina līdz baltai);

3) krāsotāji (krāsaini oksīdi kā molekulāras stikla krāsvielas un smalki dispersi metāli kā koloidālas stikla krāsvielas); lieto šādus krāsotājus: CoO (rada zilu vai violetu krāsu), MnO (bāli dzeltenu krāsu), Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (violetu krāsu), Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (zaļgandzeltenu krāsu), CdS (dzeltenu krāsu), CdS·3CdSe (sarkanu krāsu), Cu (sarkanu krāsu), Ag (dzeltenu krāsu), Au (sarkanu krāsu);

4) blāvētāji blāvēstikla un pienstikla iegūšanai (CaF<sub>2</sub>, Na<sub>3</sub>[AlF<sub>6</sub>], Na<sub>2</sub>[AuF<sub>6</sub>]);

5) kurināmais vai elektroenerģija augstas temperatūras radīšanai stikla kausēšanas krāsnīs.

**Process.** Stikla kausēšanas krāsnīs jau 900 °C temperatūrā no izejvielām sāk veidoties silikāti:



Temperatūrai paaugstinoties līdz 1200 °C, silīcija dioksīda pārkums izšķīst šajos silikātos. Taču stikla masa šādos apstākļos satur vēl daudz ieslēgtas gāzes. Tāpēc masu uzsilda līdz 1400...1500 °C. Masas viskozitāte stipri samazinās, un no tās izdalās gāzes. Kad masa ir kļuvusi dzidra, tās temperatūru pazemina līdz ≈ 1200 °C, jo augstākā temperatūrā tā ir pārāk šķidra izstrādājumu veidošanai.

Izstrādājumus veido ar vilkšanas, pūšanas, presēšanas vai liešanas paņēmieniem.

Atdzesētos izstrādājumos ir ievērojami iekšējie spriegumi, un tie viegli plīst. Tāpēc izstrādājumus atlaidina: uzkarsē līdz

6.10. tabula

### Dažu stiklu sastāvs

| Nosaukums                   | Masas daļa, %    |                               |                                |     |      |      |                   |                  |                                |                 |
|-----------------------------|------------------|-------------------------------|--------------------------------|-----|------|------|-------------------|------------------|--------------------------------|-----------------|
|                             | SiO <sub>2</sub> | B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | MgO | CaO  | PbO  | Na <sub>2</sub> O | K <sub>2</sub> O | Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | SO <sub>3</sub> |
| Logu stikls                 | 71,8             | —                             | 2,0                            | 4,1 | 6,7  | —    | 14,8              | —                | 0,1                            | 0,5             |
| Taras stikls                | 71,5             | —                             | 3,3                            | 3,2 | 5,2  | —    | 16,0              | —                | 0,6                            | 0,2             |
| Trauku stikls               | 74,0             | —                             | 0,5                            | —   | 7,45 | —    | 16,0              | —                | 0,05                           | —               |
| Kristālstikls               | 57,5             | 1,0                           | 0,5                            | —   | 1,0  | 24   | —                 | 15,5             | —                              | 0,5             |
| Laboratorijas trauku stikls | 68,4             | 2,7                           | 3,9                            | —   | 8,5  | —    | 9,4               | 7,1              | —                              | —               |
| Optiskais stikls            | 41,4             | —                             | —                              | —   | —    | 53,2 | —                 | 5,4              | —                              | —               |
| Termiski izturīgs stikls    | 80,5             | 12,0                          | 2,0                            | —   | 0,5  | —    | 4,0               | 1,0              | —                              | —               |
| Medicīniskais stikls        | 73,0             | 4,0                           | 4,5                            | 1,0 | 7,0  | —    | 8,5               | 2,0              | —                              | —               |
| Stikla šķiedra              | 54,0             | 10,0                          | 14,5                           | 4,0 | 16,0 | —    | 0,5...0,7         | —                | —                              | —               |

apmēram 630 °C, zināmu laiku tur šajā temperatūrā un tad lēni atdzesē.

**Produkts.** Stikls un tā izstrādājumi. Ja ražošanas procesā stikla sastāvā ir ievadīts svina oksīds PbO, tad produktu sauc par kristālstiklu. Tam ir palielināta gaismas laušanas spēja.

Mainot stikla sastāvdaļu attiecības un ievadot tajā vēl dažus citus elementus, stikla īpašības var mainīt diezgan plašās robežās. Tāpēc katrai lietošanas jomai ir paredzēti noteikta sastāva stikli (6.10. tabula).

Stikla ražošanas procesā var veicināt kristāldīgļu rašanos stikla masā, ievadot tajā TiO<sub>2</sub>, CuO, ZrO<sub>2</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Au, Ag. Tādējādi izveidojas ļoti daudz sīku kristāliņu un amorfā stikla masas daļa vairs ir tikai ap 5 %. Šādiem stikla izstrādājumiem piemīt liela mehāniskā un termiskā izturība, arī labas elektrotehniskās īpašības. Šos materiālus sauc par *sitāliem*, ārvalstīs par stiklkeramiku, pirokeramiku, stiklporcelānu.

Latvijā logu stiklu, mozaikas apdares plāksnītes un "ledus stiklu" ražo Rīgas Sarkandaugavas stikla fabrikā. Stikla un kristāla traukus izgatavo apvienība "Latvijas stikls" Rīgā un Līvānos. Līvānu stikla fabrika tagad apgūst stikla gaismvadu ražošanu efektīvai informācijas pārraidei. Stiklu kausē arī Rīgas elektrisko spuldžu rūpnīcā.

Valmieras stikla šķiedras rūpnīca ražo šķiedru un no tās izgatavo tehniskos un dekoratīvos audumus.

## 6. daļa

Stikls ir ciets, dzidrs, viendabīgs, bet trausls materiāls. Tas ir amorfs un atšķirībā no kristāliskām vielām karsējot kļūst mīksts un tikai pakāpeniski pāriet šķidrā stāvoklī. Societējis stikls ir nelīdzsvarota un nestabila sistēma, kurā noteiktos apstākļos var norisēt kristalizēšanās. Vecos stiklos tas ir noticis, tāpēc griežot tie parasti saplīst.

## 6.11. Kurināmā pārstrāde

### 6.11.1. Akmeņogļu koksēšana

**Izejviela.** Akmeņogles.

**Palīgmateriāls.** Gaiss gāzes sadedzināšanai.

**Koksēšanas iekārta.** Akmeņogles sasmalcina un ievieto 0,4 m platās, 4...7 m augstās un 13...16 m garās kamerās. Katrā kamerā ietilpst 30...40 t ogļu. Starp kamerām ir kanāli, kuros sadedzina gāzi (šai nolūkam izmanto daļu no koksēšanas procesā iegūtās gāzes). Kameras apvieno koksēšanas baterijās, kas sastāv no 60...75 blakus novietotām kamerām.

**Process.** Koksēšana ilgst 13...14 stundas. Temperatūrā līdz 200 °C izdalās mitrums un adsorbētās gāzes (CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>). Paaugstinot temperatūru, noris akmeņogļu sadalīšanās un 300...450 °C temperatūrā izdalās darvas vielas. Tās 500...600 °C temperatūrā šķēļas, veidojot nepiesātinātus un aromātiskus ogļūdeņražus, kā arī H<sub>2</sub>. Ja pēc 600 °C temperatūras sasniegšanas procesu pārtrauc, tad cieto produktu sauc par puskoksu.

Ogļekļa masas daļa akmeņogļēs ir 75...91,5%. Taču ap 9/10 no šī elementa akmeņogļēs ir dažādu, galvenokārt ciklisku organisku savienojumu veidā. Šie savienojumi satur arī H, O, N, S. Neorganisko piemaisījumu (pelnu) masas daļa ir vairāki procenti. Mitrums parasti ir 2...3%.

## 6. daļa

Akmeņogļu koksēšanas mērķis ir iegūt augstvērtīgu koksu metalurģijas vajadzībām. Tādu koksu var iegūt tikai no noteiktas kvalitātes bagātinātām ogļēm.

Puskoksēšanas mērķis ir iegūt pēc iespējas vairāk ogļu primārās destrukcijas produkta – darvas, kas ir izejviela medikamentu, krāsvielu un citu organisko vielu sintēzei. Puskoksēšana ir arī kurināmā racionālas izmantošanas piemērs, jo tiek sadedzināts citur neizmantojamais atlikums – puskokss.

Lai iegūtu koksu, temperatūru paaugstina līdz 1000 °C. Tādējādi turpinās organisko vielu sadalīšanās un gāzu veidošanās.

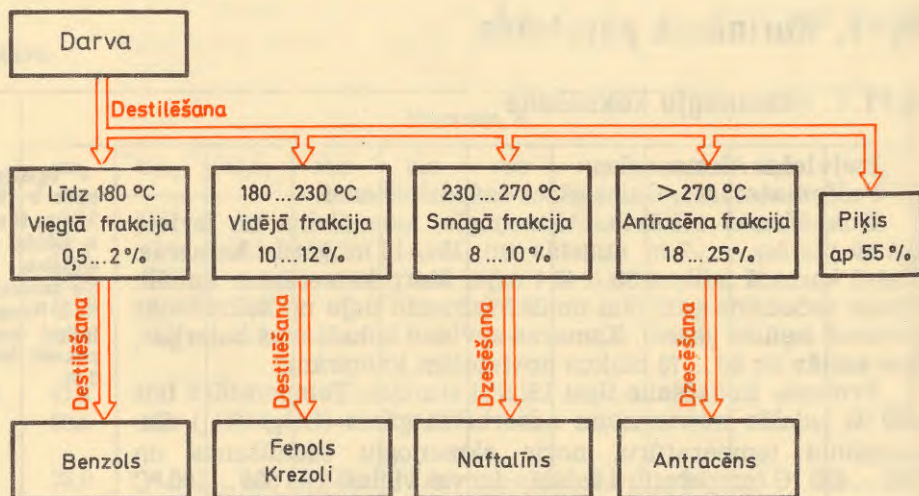
Kad koksēšanas process ir beidzies, tad kvēlojošo koksu ar speciālu mehānismu no kameras izbīda vagonā un aizved uz dzēšanas torni. Tur to aplej ar ūdeni. Kamerā tūlīt iekrauj jaunu akmeņogļu porciju.

**Produkts.** Kokss vai puskokss. Koksu galvenokārt izlieto metalurģijā, tas noder arī par kurināmo. Koksa elementsastāvs masas daļās ir šāds: C 97 %, H 0,4 %, O 0,6 %, S 1 %, N 1 %. Puskokss metalurģijai nav derīgs, to lieto kalcija karbīda ražošanā vai par kurināmo.

**Blakusprodukti.** No koksēšanas kameras izplūst gaistošas vielas, kas satur 85...130 g/m<sup>3</sup> darvas vielu, 20...40 g/m<sup>3</sup> benzola, ap 10 g/m<sup>3</sup> amonjaka, 200...300 g/m<sup>3</sup> ūdens tvaika, 6...30 g/m<sup>3</sup> sērūdeņraža. Pāri palikušās gāzes sastāvs tilpuma daļās vidēji ir šāds: 53 % H<sub>2</sub>, 23 % CH<sub>4</sub>, 12 % N<sub>2</sub>, 7 % CO, 2,5 % CO<sub>2</sub>, 2 % C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, 0,5 % O<sub>2</sub>. To daļēji sadedzina koksēšanas baterijā kanālos starp kamerām. No šīs gāzes iegūst arī ūdeņradi amonjaka ražošanai. Tā noder arī citām sintezēm.

No darvas ūdens ar kaļķu suspensiju iegūst amonjaku. Parasti to ievada sērskābē, un tā tiek ražots amonija sulfāts, ko lieto par minerālmēslojumu.

Darva satur ļoti vērtīgus organiskos savienojumus. Tos lieto krāsvielu, smaržvielu, sprāgstvielu, medikamentu ražošanā. Darvas sākotnējā pārstrāde shematiski ir parādīta 6.22. attēlā.



6.22. att. Akmeņogļu darvas pārstrādes shēma.

## 6.11.2. Naftas destilēšana

**Izejviela.** Nafta, no kuras ir izdalītas gāzes ( $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) un petrolēteris, kas satur ogleņūdeņražus ar 5 un 6 oglekļa atomiem.

**Process.** Naftu uzkaršē cauruļkrāsnī un ievada destilācijas jeb rektifikācijas kolonnā (6.23. att.), kurā tā sadalās frakcijās. No dažādām kolonnas vietām izvada benzīna, ligroīna, petrolejas, solāreļļas frakcijas. Pāri paliek mazuts.

Mazutu uzkaršē cauruļkrāsnī un ievada citā destilācijas (rektifikācijas) kolonnā, kurā spiediens ir tikai 8...10,5 kPa (ap 0,1 atm). No šīs kolonnas izvada dažādas smēreļļas, un pāri paliek gudrons.

**Produkti un to lietošana.** Galvenās naftas destilācijas frakcijas ir šādas:

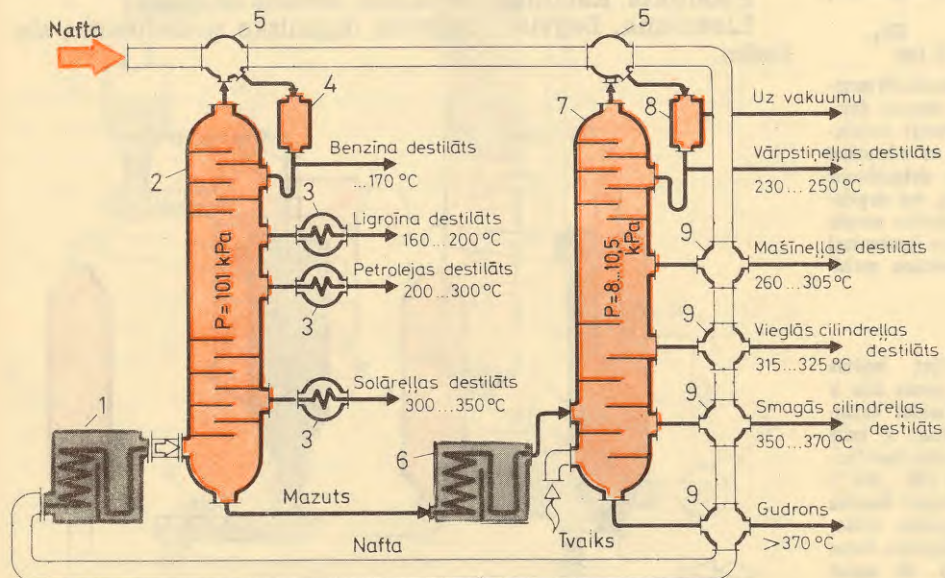
1) **benzīns** (vieglais benzīns – virš. temp. 40...100 °C un smagais benzīns – virš. temp. 100...180 °C). Tas sastāv no ogleņūdeņražiem, kuru molekulās ir 6–11 oglekļa atomi. Lieto par degvielu, bet oktānskaitlis ir tikai 30–45. Tāpēc lielu daļu šī benzīna pārstrādā krekinga vai riforminga procesā;

## 6. daļa

Nafta ir eļļains šķidrums deg-izraktenis. Tā sastāv no dažādiem ogleņūdeņražiem (piemaisījumu veidā tajā ir arī dažādi citi organiski savienojumi). Nafta parasti ir tumši zaļganbrūnā krāsā, bet tā var būt arī gaiši brūna, sarkana vai pat bezkrāsaina. Gaismā nafta fluorescē.

Naftas elementsastāvs ir šāds: C – 80...88%, H – 10...14%, O – 0,1...0,7%, S – 0,01...5%.

Ja naftā pārākumā ir alkāni, tad to sauc par metāna naftu vai parafīnnaftu. Tāda nafta ir Pensilvānijā (ASV). Bet, ja tajā pārākumā ir cikloalkāni, tad to sauc par naftēnu naftu. Tāda nafta ir, piemēram, Azerbaidžānā.

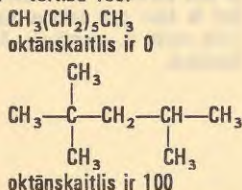


6.23. att. Naftas destilācijas iekārtas shēma:

1, 6 – cauruļkrāsnis; 2 – kolonna destilācijai atmosfēras spiedienā; 3, 5, 9 – dzesinātāji; 4, 8 – kondensatori; 7 – kolonna destilācijai vakuumā.

Nafta ir bijusi pazīstama jau sirmā senatnē. Sumērā, Asīrijā, Bābelē to lietoja gaismekļos, par konservēšanas līdzekli un līmvielu. Apmēram no 400. gada destilētu naftu, t.s. "balto naftu" (benzīnu, petroleju) lietoja degbultās. Viduslaikos naftu sāka saukt par petroleju (no grieķu *petra* – klints un latīņu *oleum* – eļļa). Tagad tā sauc vienu no naftas destilācijas frakcijām.

Iekšdedzes dzinēju degvielai ļoti svarīgs raksturojums ir oktānskaitlis. Jo lielāks ir šis skaitlis, jo mazāka tieksme ir degvielai motora cilindrā detonēt. Oktānskaitļa skalu sastāda, normālam heptānam dodot šī skaitļa nulles vērtību un izooktānam – vērtību 100:



Degvielai oktānskaitli nosaka, salīdzinot tās tieksmi detonēt ar tieksmi detonēt maisījumam, kurš sastāv no *n*-heptāna un izooktāna. Ja detonēšanas tieksme ir vienāda, tad degvielas oktānskaitļa vērtību norāda izooktāna tilpumdaja (procentos) *n*-heptāna un izooktāna maisījumā.

Naftu destilējot, iegūtas benzīna frakcijas masas daļa ir tikai 5...20%. Turklāt oktānskaitlis šim benzīnam ir mazs (34...45). Tāpēc naftas destilācijas frakcijas krekē 500...600 °C temperatūrā. Tā iegūst benzīnu ar ievērojami augstāku oktānskaitli. Savukārt degvielu, kuras oktānskaitlis ir 85...95, iegūst riformingā. Tā sauc benzīna frakcijas apstrādi ar ūdeņradi 500 °C temperatūrā un 1...5 MPa spiedienā katalizatora (Pt + Re vai arī MoO<sub>3</sub>, CoO un Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> maisījums) klātbūtnē.

2) *petroleja* (virš. temp. 180...240 °C). Tā sastāv no ogļūdeņražiem, kuru molekulās ir 10–14 oglekļa atomi. Lieto apgaismošanai, par degvielu un izejvielu krekīngam;

3) *solāreļļa* (virš. temp. 240...360 °C). Tā sastāv no ogļūdeņražiem, kuru molekulās ir 11–20 oglekļa atomi. Lieto par dīzeļdegvielu vai pārstrādā krekīngā;

4) *smēreļļas*. To īpašības (viskozitāti paaugstinātā temperatūrā u. c.) uzlabo, pievienojot dažādas piedevas.

### 6.11.3. Katalītiskais krekīngs

**Izejviela.** Petroleja, solāreļļa.

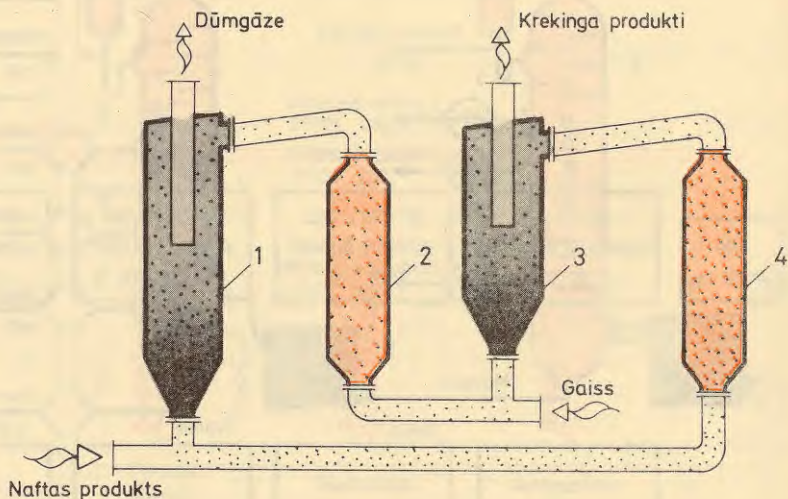
**Palīgmateriāls.** Katalizators. Par katalizatoru lieto sasmalcinātus alumosilikātus  $m\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{SiO}_2$ .

**Process.** Naftas produktu sajauc ar katalizatoru. Šajā maisījumā lielās ogļūdeņražu molekulas 500...600 °C temperatūrā un 0,5...0,8 MPa (5...8 atm) spiedienā šķeļas. Tādā veidā līdz 65...70% no izejvielām pārvēršas par benzīnu.

Katalizators diezgan ātri pārklājas ar oglekli un līdz ar to kļūst neaktīvs. Tāpēc to pārvieto pa noslēgtu ciklu, kurā ietilpst arī reģenerators. Tajā oglekli ar karstu gaisu izdedzina (6.24. att.). Krekīnga produktus vada uz rektifikācijas kolonnā.

**Produkts.** Katalītiskā krekīnga benzīns un gāzes.

**Lietošana.** Degviela, izejviela organisko savienojumu sintēzēm.



6.24. att. Shēma katalītiskā krekīnga iekārtai ar katalizatora pneimotransportu:

1, 3 – separatori; 2 – reģenerators; 4 – reaktors.

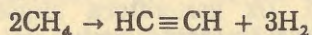
## 6.12. Organisko vielu ražošana

## 6. daļa

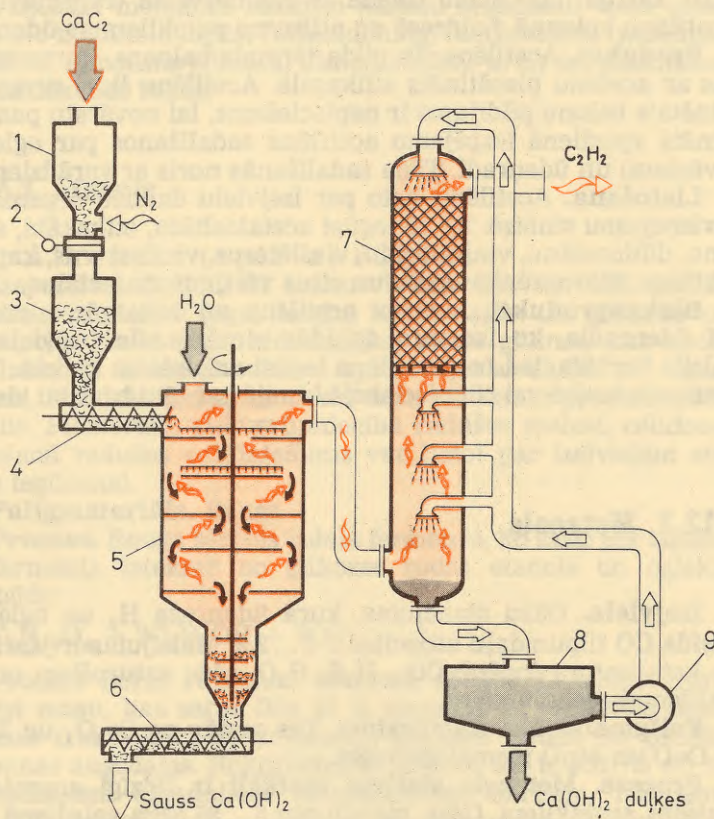
### 6.12.1. Acetilēns

1. Metāna pirolīze elektriskajā lokā  
Izejviela. Dabasgāze. Tā sastāv gandrīz tikai no metāna  $\text{CH}_4$ .

Process. Dabasgāzei plūstot caur elektrisko loku  $\approx 1500\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūrā, rodas acetilēns un ūdenradis:



Plūsmas ātrumam ir jābūt tādām, lai gāze atrastos augst-temperatūras zonā ne ilgāk kā 3...13 milisekundes. Ja to



6.25. att. Acetilēna iegūšana no kalcija karbīda:

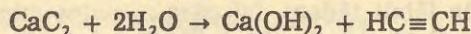
1 - karbīda tvertne; 2 - automātiskais slēgs; 3 - karbīda startvertne; 4, 6 - gliemežveida transportieris; 5 - acetilēna ģenerators; 7 - dzesētājkolonna; 8 - nostādinātājs; 9 - sūknis.

## 6. daļa

neievēro, acetilēna iznākums samazinās. Tūlīt pēc atrašanās augsttemperatūras zonā gāzu maisījumu strauji atdzesē līdz 80...90 °C, iesmidzinot tajā ūdeni. Ja atdzesēšana nenotiek pietiekami ātri, tad acetilēns sāk sadalīties un rodas kvēpi. No gāzu maisījuma ap 1,8 MPa (18 atm) spiedienā acetilēnu izdala, to izšķīdinot ūdenī. Spiedienu pēc tam samazinot, no šķīduma izdalās gāze, kurā acetilēna tilpumdaļa ir 98 %.

2. Kalcija karbīda reakcija ar ūdeni  
Izejvielas. Kalcija karbīds  $\text{CaC}_2$ , ūdens  $\text{H}_2\text{O}$ .

Process. Kalcija karbīdu slāpekļa atmosfērā transportē uz acetilēna ģeneratoru 5 (6.25. att.). Uz ģeneratora augšējā plaukta to aprasina ar nelielā pārākumā ņemtu ūdeni:



Rotējošā maisītāja lāpstīņas reakcijas maisījumu pārbīda uz ģeneratora zemākiem plauktiem. No ģeneratora apakšējās daļas kalcija hidroksīdu izvada ar gliemežveida transportieri. Acetilēnu kolonnā 7 atdzesē un attīra no putekļiem ar ūdeni.

Produkts. Acetilēns. To pilda tērauda balonos, kuros atrodas ar acetonu piesātināts silikagēls. Acetilēns šķīst acetona. Minētais balonu pildījums ir nepieciešams, lai novērstu paaugstinātā spiedienā iespējamo acetilēna sadalīšanos par oglekli (kvēpiem) un ūdeņradi. Tāda sadalīšanās noris ar sprādzienu.

Lietošana. Acetilēnu lieto par izejvielu daudzu organisku savienojumu sintēzē. No tā iegūst acetaldehīdu, etiķskābi, acetonu, dihlorētānu, vinilhlorīdu, vinilēterus, vinilesterus, kaprolaktāmu, hloroprēnkaučuku un citus vērtīgus materiālus.

Blakusprodukti. Iegūstot acetilēnu no dabasgāzes, rodas arī ūdeņradis, ko izmanto dažādās sintēzēs. Ja izejviela ir kalcija karbīds, tad bez acetilēna iegūst arī dzēstos kaļķus. Tos lieto celtniecībā vai rūpnieciskajā ķīmijā par lētu bāzisku vielu.

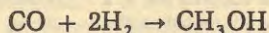
### 6.12.2. Metanols

Līdz 20. gs. trīsdesmitajiem gadiem metanolu ieguva galvenokārt no darvas ūdens, kas radās koksnēs sausajā pārtaicē. Tāpēc to sauc arī par koka spirtu.

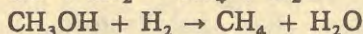
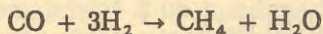
Izejviela. Gāzu maisījums, kurā ūdeņraža  $\text{H}_2$  un oglekļa oksīda  $\text{CO}$  tilpumdaļu attiecība ir 2...2,2. Maisījums ir jāattīra no katalizatora indēm:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , sēru saturošiem organiskiem savienojumiem.

Palīgmateriāls. Katalizators. Tas sastāv no  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  un  $\text{ZnO}$  ar  $\text{CuO}$  un  $\text{MnO}$  piemaisījumiem.

Process. Metanola sintēzes apstākļi ir līdzīgi amonjaka sintēzes apstākļiem. Gāzu maisījumu 5...35 MPa spiedienā un 380...420 °C temperatūrā ievada kontaktaparātā, kur šis maisījums plūst caur katalizatora slāni. Noris reakcija:



Gāzu maisījums ir kontaktā ar katalizatoru 10...20 s, un šajā laikā 15...20 % no izejvielām pārvēršas par metanolu. Kad no kontaktaparāta izplūstošās gāzes atdzesē, metanols kondensējas. Neizreagējušajām gāzēm pievieno svaigu  $\text{CO} + 2\text{H}_2$  maisījumu, uzkaršē un atkal ievada kontaktaparātā. Kontaktaparāts ir izgatavots no tērauda, kas ir leģēts ar hromu un molibdēnu. Tāds aparāta sienu sastāvs novērš metāna veidošanos, kas ir iespējama, norisot šādām reakcijām:



**Produkts.** Metanols  $\text{CH}_3\text{OH}$ . Tā ir ārkārtīgi indīga viela. Jau 5...10 ml iedzerta metanola padara cilvēku aklu, bet 30 ml šīs vielas ir nāvējoši.

**Lietošana.** Metanolu lieto par labu šķīdinātāju laku un krāsu rūpniecībā, bet ierobežojumus rada metanola indīgums. Galvenokārt metanolu izmanto dažādu organisku vielu sintēzēm. No metanola iegūst formaldehīdu, metilesterus (metilmetakrilātu, dimetiltereftalātu, dimetilsulfātu u. c.) un plastmasas uz akrilskābes bāzes.

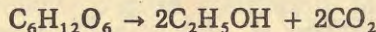
### 6.12.3. Etanols

#### 1. Alkohola (spirta) rūgšana

**Izejvielas.** Oglhidrāti (cukurvielas). Tās var būt dažādu pārtikas produktu (ogu, augļu) sastāvdaļas. Ja graudos un kartupeļos esošā cieta hidrolizējas, rodas glikoze, kas noder raudzēšanai. Koksnes celulozi apstrādājot ar skābi, arī iegūst glikozi. Raudzēšanai izmanto arī dažu ražošanas procesu atkritumus. Piemēram, cukurrūpniecībā radušos melasi, celulozes ražošanā radušos sulfītsālņus var lietot par izejvielām etanola iegūšanai.

**Palīgmateriāls.** Raugs.

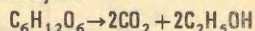
**Process.** Rauga sēnītes izdala fermentu, ko sauc par zimāzi. Šī fermenta ietekmē no glikozes rodas etanols un oglekļa dioksīds:



Process noris rūgšanas tvertnēs 25...30 °C temperatūrā. Iegūst masu, kas satur līdz 18 % etanola. To pārstrādā destilēšanas (rektifikācijas) kolonnās. Etanolu izvada no pēdējās kolonnas augšdaļas. Rektifikācijas procesā tas ir attīrīts arī no augstākajiem alkanoliem (augstākajiem spirtiem, fūzeļiem), kas kā piemaisījumi rodas rūgšanas procesā. Iegūst 94 % etanolu.

**Produkts.** Etanols. Modificētos rūgšanas procesos iegūst alu, vīnu.

Alkoholiskā rūgšana ir bijusi pazīstama jau sirmā senatnē. Summāro reakcijas vienādojumu



1815. gadā noskaidroja Gē-Lisaks.

## 6. daļa

**Lietošana.** Alkoholisko dzērienu pagatavošanai. Ja ir paredzēta lietošana mājsaimniecībā par degvielu, tad etanolam pievieno 2,5 % metanola un 1 % piridīna bāzes, un tas kļūst nederīgs dzērienu pagatavošanai. Lieto arī par šķīdinātāju.

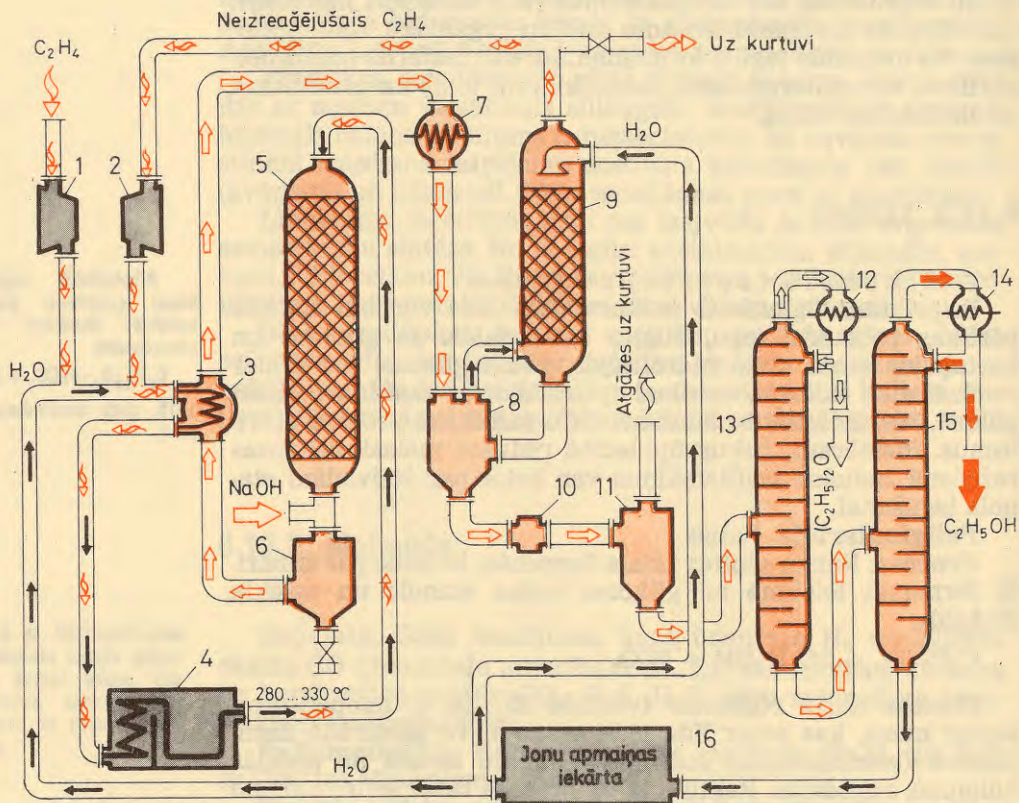
**Blakusprodukti.** Oglekļa dioksīds  $\text{CO}_2$ . Augstākie alkanoli (fūzeļi). Izrūgusī masa, kas pēc etanola izdalīšanas noder par lopbarību. Raugs, ko arī var lietot lopu barošanai.

### 2. Etilēna hidratēšana

**Izejviela.** Etilēns  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ . Ūdens  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Palīgmateriāls.** Katalizators. Par katalizatoru lieto fosforskābi  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , ko uzlej uz silikagela vai aktīvās ogles.

**Process.** Etilēnu turbokompresorā 1 (6.26. att.) saspiež līdz 8 MPa (80 atm), sajauc ar ūdeni, siltumapmainītājā 3 un pēc

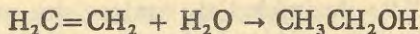


6.26. att. Etanola ražošana no etilēna:

1, 2 - turbokompresori; 3 - siltumapmainītājs; 4 - cauruļkrāns; 5 - reaktors; 6, 8, 11 - separatori; 7, 12, 14 - kondensatori; 9 - skruberis; 10 - drosele; 13, 15 - rektifikācijas kolonnas; 16 - ūdens attīrīšana.

tam cauruļkrāsni 4 uzsilda līdz 280...330 °C un ievada ar katalizatoru pildītā reaktorā 5. Tajā noris etilēna hidratācija:

## 6. daļa



No reaktora plūstošās gāzes un tvaiki nes sev līdz arī fosforskābes tvaikus no katalizatora. Tos neitralizē, izsmidzinot gāzu plūsmā nātrija hidroksīda šķīdumu. Separatorā 6 atdala katalizatora piemaisījumus. Pēc tam gāzes atdzesē siltumapmainītājā 3 un kondensatorā 7. Radušos etanola ūdens šķīdumu atdala separatorā 8. Gāzes no etanola tvaikiem atmazgā skruberī 9 un ar cirkulācijas turbokompresoru 2 atkal ievada sintēzes ciklā. Etanola šķīdumu caur droseli 10 vada uz zemspiediena separatoru 11, kur atdala izšķīdušo gāzi, ko izmanto par kurināmo. No separatora 11 šķīdums, kurā etanola masas daļa ir 15 %, kā arī dažādi piemaisījumi (dietilēteris, acetaldehīds, mazmolekulārie etilēna polimerizācijas produkti) tiek aizvadīts uz rektifikācijas kolonnām 13 un 15. No rektifikācijas kolonnas 15 apakšdaļas izplūst ūdens, kuru attīra jonītu iekārtā 16. Pēc tam to ievada atpakaļ sintēzes ciklā un skruberī 9. No kolonnas 13 augšdaļas caur kondensatoru 12 izvada dietilēteri, no kolonnas 15 augšdaļas caur kondensatoru 14 – etanolu.

**Produkts. Etanols.**

**Lietošana.** Labs šķīdinātājs. Raķešu dzinēju degviela. Izejviela etilēteru un etilesteru ieguvei, acetaldehīda, etiķskābes, hloroforma ražošanai. Lieto arī medicīnā.

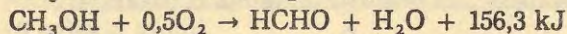
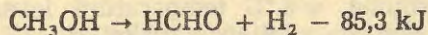
**Blakusprodukti.** Gāzes, ko sadedzina cauruļkrāsns kurtuvē. Dietilēteris.

### 6.12.4. Formaldehīds

**Izejvielas.** Metanols  $\text{CH}_3\text{OH}$ . Gaiss. Metanolam ir jābūt ļoti tīram.

**Palīgmateriāls.** Katalizators (vara siets vai ar sudrabu pārklāts pumeks).

**Process.** Caur metanolu burbuļojot gaisu, iegūst metanola tvaiku un gaisa maisījumu. Metanola tilpumdaļai tajā jābūt lielākai par 34,7 %. Ja metanola tilpumdaļa ir mazāka, tad iegūtais maisījums sprāgst. Maisījumu uzkaršē līdz 550...600 °C un ievada reaktorā, kurā atrodas katalizators. Kontakts ar katalizatoru ilgst 0,01...0,03 sekundes. Šajā laikā ap 45 % metanola dehidroģenējas, bet ap 55 % – oksidējas:



Reakcijas maisījumu atdzesē un formaldehīdu absorbē ar ūdeni.

## 6. daļa

**Produkts.** Formaldehīda ūdens šķīdums, kurā formaldehīda masas daļa ir ap 40 %. To sauc par formalīnu.

**Lietošana.** Formalīnu lieto dezinfekcijai, anatomisku preparātu konservēšanai, polimēru ražošanā (fenolformaldehīdsveķi, karbamīdformaldehīdsveķi, melamīnformaldehīdsveķi), kā arī heksametilēntetramīna (urotropīna), pentaeritrīta un citu organisko vielu iegūšanai.

### 6.13. Virsmaktīvo vielu ražošana

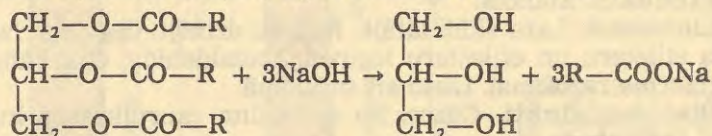
#### 6.13.1. Anjonu virsmaktīvās vielas

##### 1. Ziepes

**Izejvielas.** Tauki vai augu eļļas (taukskābju un glicerīna esteri). Nātrija hidroksīds NaOH.

**Palīgmateriāls.** NaCl.

**Process.** Taukiem pa porcijām lej klāt 30...40 % NaOH šķīdumu un maisījumu uzsilda līdz 60 °C. Tauki nātrija hidroksīda šķīdumā nešķīst, tāpēc sākmā reakcija noris lēni:



Kad reakcijas masā ir jau ap 20 % ziepju, izveidojas emulsija un reakcijas ātrums pieaug. Maisījuma karsēšanu intensificē, un tālākā pārzeipošanās noris viršanas temperatūrā. Visā procesa norisē nātrija hidroksīdam jābūt 0,2...0,3 % pārākumā, lai nerastos taukskābes. Process ilgst vairākas stundas. Pēc tam reakcijas maisījumā ievada nātrija hlorīda šķīdumu, kurā NaCl masas daļa ir 25 %. Atdziestot izveidojas divi slāņi. Apakšējais ir ūdens šķīdums, virs kura atrodas ziepju slānis.

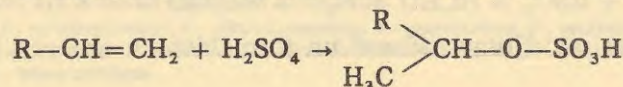
**Produkts.** Ziepes.

**Lietošana.** Mazgāšanas līdzeklis. Ūdenī tas rada bāzisku reakciju, bet nemazgā cietā ūdenī. Biokīmiski ziepes viegli noārdās.

##### 2. Otrējie alkilsulfāti

**Izejvielas.** Alkēni (olefīni) ar 8...18 oglekļa atomiem molekulā un divkārho saiti vienā molekulas galā ( $\alpha$  stāvoklī). Koncentrēta sērskābe  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Process.** Alkēnu maisījumā  $\approx 5$  °C temperatūrā ievada sērskābi. Apmēram 5...15 minūšu laikā noris reakcija:



Virsmaktīvās vielas samazina ūdens virsmas spraigumu. Šo vielu elementārobjekti var sastāvēt no joniem, bet tie var būt arī molekulas. Ja elementārobjekti sastāv no joniem, tad viens no šiem joniem satur samērā lielu hidrofobo ogļūdeņraža atlikumu. Atkarībā no šī jona lādiņa izšķir anjonu (negatīvs lādiņš) un katjonu (pozitīvs lādiņš) virsmaktīvās vielas. Ja elementārobjekts ir molekula, tad tās sastāvā ir stipri polāras grupas.

Neitralizējot ar 20 % NaOH šķīdumu, iegūst sāļus – nātrija alkilsulfātus.

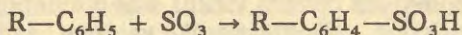
**Produkts.** Nātrija alkilsulfāti.

**Lietošana.** Mazgāšanas un tīrīšanas līdzekļi.

### 3. Alkilarilsulfonāti

**Izejvielas.** Alkilarēni, kuru alkilgrupā ir no 8 līdz 14 oglekļa atomiem. Oleums  $H_2SO_4 \cdot xSO_3$ .

**Process.** Alkilarēniem pievieno oleumu, un 10...25 °C temperatūrā dažu stundu laikā noris reakcija:



Neitralizēšanai lieto NaOH ūdens šķīdumu, un tādējādi iegūst nātrija alkilarilsulfonātus.

**Produkts.** Nātrija alkilarilsulfonāti  $R-C_6H_4-SO_3Na$ . Ļoti labi šķīst ūdenī.

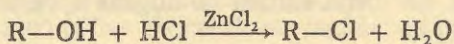
**Lietošana.** Tie ir dažāda tipa mazgāšanas līdzekļi, kas mazgā arī cietā ūdenī. Vārīšana neizraisa sadalīšanos. Taču biokīmiski tie lēni noārdās.

## 6.13.2. Katjonu virsmaktīvās vielas

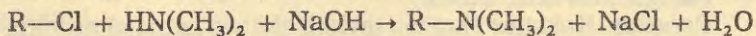
**Izejvielas.** Augstākie alkenoli (spirti) ar 10–18 oglekļa atomiem molekulā. Koncentrēta sālsskābe. Metilhlorsīds  $CH_3Cl$ . Dimetilamīns  $HN(CH_3)_2$ . Nātrija hidroksīds.

**Palīgmateriāls.** Katalizators  $ZnCl_2$ .

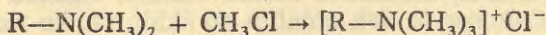
**Process.** Apmēram 130 °C temperatūrā vairāku stundu laikā no alkenoliem iegūst atbilstošus alkilhalogenīdus:



Alkilhalogenīdiem pieliek dimetilamīnu  $HN(CH_3)_2$  un nātrija hidroksīdu. Maisījumu silda līdz viršanas temperatūrai, un 8...10 stundu laikā noris šāda reakcija:



Trešējos amīnus  $R-N(CH_3)_2$  izšķīdina etanolā, pieliek metilhlorsīdu  $CH_3Cl$  un silda 60...90 °C temperatūrā. Dažu stundu laikā izveidojas tetraalkilamonija hlorīds:



**Produkts.** Tetraalkilamonija hlorīdi, kuriem radikāli R ir 10–18 oglekļa atomi.

**Lietošana.** Mazgāšanas spējas ir mazas. Lieto galvenokārt tekstilrūpniecībā par palīgvielām krāsošanas procesos.

## 6. daļa

Latvijā nav organisko pamatvielu sintētiskās ražošanas rūpnīcu. Olainē zinātnes un ražošanas apvienībā "Biolar" un ražošanas apvienībā "Latvbiofarm", kā arī Rīgā Zinātņu akadēmijas Organiskās sintēzes institūta Eksperimentālajā rūpnīcā ir koncentrēta smalkā organiskā sintēze. Te ražo medikamentus, fermentus, kā arī citas bioloģiski aktīvas vielas.

Mazgātspēja izskaidrojama šādi. Virsmaktīvās vielas elementārobjektu hidrofobās daļas saistās ar netīrumu daļiņām. Lādētā elementārobjektu daļa vai polārās grupas ir vērstas uz āru. Tās hidratējas, izveidojot ap netīrumu daļiņām ūdens molekulu apvalku, un netīrumu daļiņas pēc tam viegli pāriet šķīdumā.

Virsmaktīvām vielām, kuras lieto mazgāšanas līdzekļos, nedrīkst būt nepatīkama smaka. Lai ilgstoši nepiesārņotu apkārtni, tām ir biokīmiski viegli un ātri jānoārdās.

Mazgāšanas līdzekļos virsmaktīvām vielām pievieno smaržvielas un krāsvielas. Turklāt sintētisko mazgāšanas līdzekļu sastāvā vēl ietilpst balinātāji, kuri satur ūdeņraža peroksīdu ( $NaBO_2 \cdot xH_2O_2 \cdot yH_2O$ ,  $NaCO_3 \cdot xH_2O_2 \cdot yH_2O$ ,  $Na_2P_2O_7 \cdot xH_2O_2 \cdot yH_2O$ ), un optiskie balinātāji (triazols, benzindisulfoni, aminokumarīni, aroilstilbēni u.c.). Optiskie balinātāji absorbē saules gaismas ultravioleto starojumu un izstaro zilu gaismu (tādējādi kopā ar auduma dzeltenīgumu veidojas balta krāsa). Mazgāšanas līdzekļos ir arī 2...3% karboksimetilcelulozes, kas kavē disperģēto netīrumu daļiņu atpakaļnosēšanos uz mazgājamā materiāla. Tiem pievieno arī fermentus, kas sadala netīrumu olbaltumvielas.

## 6. daļa

Sintētiskos mazgāšanas līdzekļus izgatavo šķidrums, pastu un pulveru veidā. Pulveru priekšrocība ir tā, ka tos var iesaiņot papīra tarā.

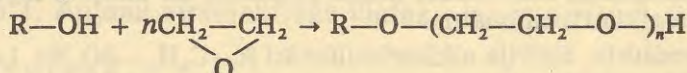
### 6.13.3. Nejonogēnās virsmaktīvās vielas

**Izejvielas.** Alkilkarbonskābes  $R-COOH$ , alkoholi  $R-OH$  vai alkilfenoli  $R-C_6H_4-OH$ . Radikāļi  $R$  ir 12–18 oglekļa atomi. Etilēnoksiāds  $CH_2-CH_2$ .



**Palīgmateriāls.**  $NaOH$  šķīdums.

**Process.** Izejvielām reaktorā pievieno 0,5 %  $NaOH$  šķīdumu un 140...150 °C temperatūrā maisījumā ievada etilēnoksiādu. Vairākas etilēnoksiāda molekulas izveido virkni, kas pievienojas alkoholam (alkilkarbonskābei, alkilfenolam), veidojot šādus savienojumus:



Etilēnoksiāda molekulu skaits  $n$  ir no 4 līdz 20.

**Produkts.** Oksietilētie alkoholi (alkilkarbonskābes, alkilfenoli).

**Lietošana.** Mazgāšanas līdzekļi. Labas mazgātspējas, arī cietā ūdenī. Biokīmiski noārdās lēni.

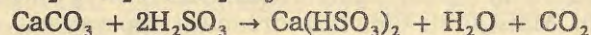
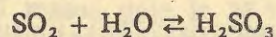
## 6.14. Lielmolekulāro savienojumu ražošana

### 6.14.1. Celuloze

Celuloze veido augu šūnāpvalkus. Bez celulozes augi satur vēl arī lignīnu un hemicelulozi. Dažos augos celulozes ir vairāk, citos mazāk. Gandrīz tikai no celulozes sastāv kokvilna, džuta, kaņepāju šķiedra. Koksne ir 40...50 % celulozes, 25...35 % lignīna un 15...20 % hemicelulozes. Salmos ir ap 30 % celulozes. Celulozes ieguves procesā samalcinātu izejvielu apstrādā ar tādām vielām, kas izšķīdina visus citus komponentus, izņemot celulozi.

#### 1. Sulfītmēģe

**Izejvielas.** Mazsveķainas koksnes skaidas. Lieto galvenokārt egles koksni. Kalcija hidrogēnsulfīta  $Ca(HSO_3)_2$  šķīdums, kas satur vēl arī 3...10 %  $SO_2$ . To iegūst,  $SO_2$  ievadot tornī, kas ir pildīts ar kaļķakmeni, un torņa saturu no augšas aprasinot ar ūdeni:



**Palīgmateriāls.** Ūdens.

**Process.** Koksnes skaidas ievieto skābes izturīgā autoklāvā, kura tilpums ir 200...400 m<sup>3</sup>. Autoklāvā iepilda arī kalcija hidrogēnsulfīta šķīdumu un pēc tam 8...24 stundas karsē 135...150 °C temperatūrā un 0,6...0,7 MPa (6...7 atm) spiedienā. Procesu pabeidz, autoklāva saturu izlaižot kamerā ar filtrējošu grīdu. Celuloze tā tiek atdalīta no šķīduma, ko ražošanā sauc par sulfītsālni. Tad celulozi mazgā ar ūdeni, uz sieta atūdeņo un žāvē.

**Produkts.** Celuloze.

**Blakusprodukts.** Sulfītsālnis. Iegūstot 1 t sausas celulozes, rodas 10...12 t sulfītsāļņa, kurā sausnes masas daļa ir

9...12 % (no tās ap 2,4 % ir ogļhidrāti). Ogļhidrātus pārraudzē etanolā vai arī izmanto lopbarības rauga iegūšanai. Atlikumu pēc rauga atdalīšanas ietvaicē, līdz sausnes masas daļa sasniedz 50 %, un lieto par veidņu zemes saistvielu metālliešanā.

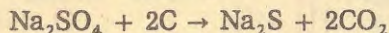
### 2. Sulfāt metode

**Izejvielas.** Koksnes skaidas, salmi, niedras. Šķīdums, kura vienā litrā ir 22 g  $\text{Na}_2\text{S}$ , 4 g  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , 15 g  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 60 g  $\text{NaOH}$ . Ražošanā to sauc par "balto sārmu". Nātrija sulfāts  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

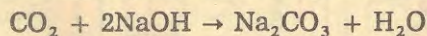
**Palīgmateriāls.** Ūdens.

**Process.** Tērauda autoklāvos iepilda izejvielas un 5...6 stundas karsē 160...170 °C temperatūrā un 0,7...1,0 MPa (7...10 atm) spiedienā. Lignīns, hemicelulozes, sveķvielas pārīet šķīdumā un izveidojas "melns sārms". Procesu beidzot, celulozi atdala no "melnā sārma". Pēc tam celulozi mazgā ar ūdeni, uz sieta atūdeņo un žāvē.

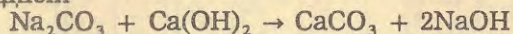
"Melnajā sārma" organisko vielu un minerālvielu masas daļa ir 10...15 %. To ietvaicē, sajauc ar nātrija sulfātu un sārma reģenerācijas katlā kurtuvē sadedzina. Nātrija sulfāts reducējas līdz sulfīdam:



Radies oglekļa dioksīds reagē ar nātrija hidroksīdu:



No kurtuves iztek kausējums ( $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ). To šķīdinot ūdenī, iegūst "zaļo sārmu". Tas tiek apstrādāts ar kalkiem



Iegūst reģenerētu "balto sārmu", ko atkal izmanto celulozes iegūšanai.

Lai iegūtu 1 t celulozes, "melnā sārma" reģenerācijas procesā patērē 80...120 kg nātrija sulfāta. No šīs vielas nosaukuma tad arī cēlies šīs celulozes iegūšanas metodes nosaukums.

**Produkts.** Celuloze.

**Lietošana.** Celuloze ir visvairāk lietotais dabas polimērs. Tā noder papīra ražošanai, mākslīgo šķiedru, plastmasu, celuloīda, sprāgstvielu (piroksilīna un dinamīta) un citu materiālu iegūšanai.

Latvijā pēc sulfītmēdes celulozi ražo Slokas celulozes un papīra kombinātā. Jaunciema, Juglas un Līgatnes papīrfabrikas izmanto citur ražotu celulozi.

### 6.14.2. Novolaki un rezols

**Izejvielas.** Fenols  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ . Formaldehīds  $\text{HCHO}$ . Lieto 40 % formaldehīda ūdens šķīdumu (formalīnu).

Plastmasa ir materiāls, kura pamatsastāvdaļai – polimēram ir pievienotas pildvielas, krāsvielas, plastifikatori, stabilizatori. Izstrādājuma veidošanas laikā plastmasa ir šķidrā (viskozi tekoša) stāvoklī, bet pēc tam sacietē, saglabājot piešķirto formu.

Pārākumā ņemts fenols ar formaldehīdu sālskābes klātbūtnē kondensējas, izveidojot garas, savā starpā nesaistītas lineāras polimērmolekulas (sk. nodaļu "Sintētiskie lielmolekulārie savienojumi"). Šādus produktus sauc par novolakkiem. To krāsa ir no dzeltenas līdz brūnai. Novolakki ir termoplastiski polimēri. Tos pārvērš cietā materiālā, pievienojot heksametilēntetramīnu (urotropīnu).

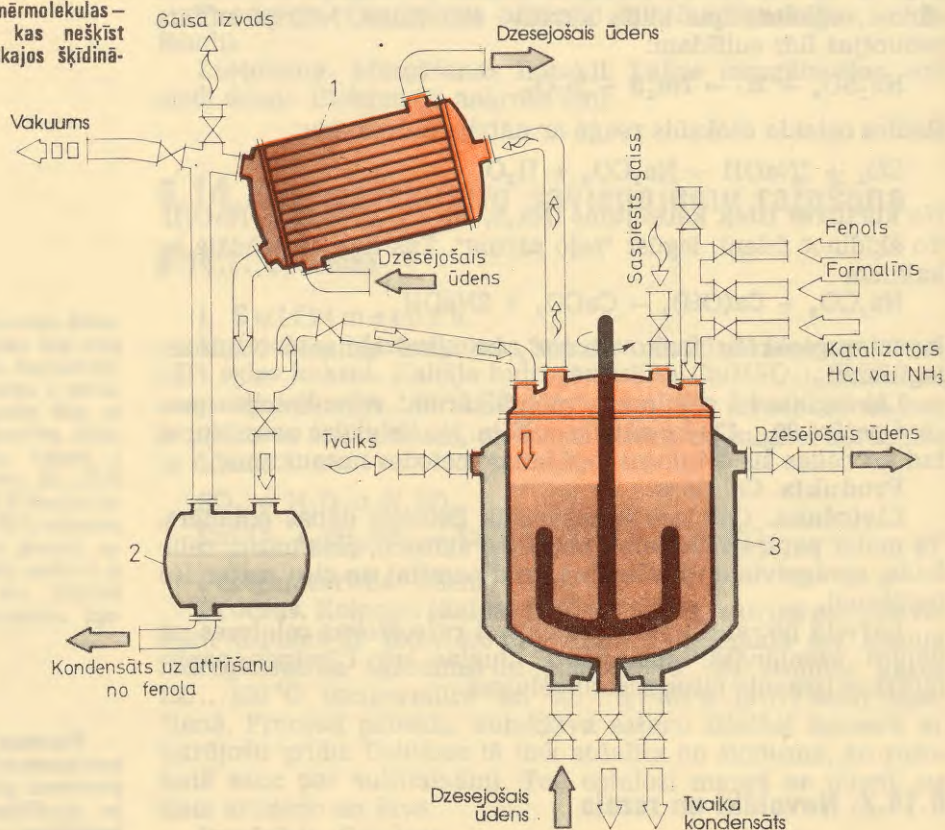
Ja pārākumā ir ņemts formaldehīds un par katalizatoru lieto amonjaka ūdens šķīdumu, tad aromātiskie gredzeni tiek saistīti ar dimetilēnētera grupām  $-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-$  un rodas rezols, kas ir termoreaktīva plastmasa. Rezolu sildot, rodas trīsdimensiju polimērmolekulas — cietis materiāls, kas nešķīst ūdenī un organiskajos šķīdinātājos.

**Palīgmateriāls.** Sālskābe HCl vai amonjaka  $\text{NH}_3$  ūdens šķīdums.

**Process.** Reaktorā 3 (6.27. att.) iepilda fenolu, formaldehīdu (formalīnu) un sālskābi (novolaku iegūšanai) vai amonjaka ūdens šķīdumu (rezola iegūšanai). Siltumapmaiņas apvalkā ievada tvaiku un reakcijas maisījumu uzsilda līdz  $70 \dots 75 \text{ }^\circ\text{C}$ . Sākas polikondensācija, kuras ātrumu regulē, reaktora apvalkā ievadot ūdeni un tādējādi reakcijas maisījumu dzesējot. Procesa beigās maisījums atkal ir jāsilda ar tvaiku. Kad maisījuma blīvums sasniedz  $1,17 \dots 1,20 \text{ g/cm}^3$ , tad pieslēdz vakuumu un novolakus (rezolu) žāvē, uzsildot līdz  $135 \dots 140 \text{ }^\circ\text{C}$ . Iegūto produktu izvada no reaktora un atdzesē.

**Produkts.** Novolakki vai rezols.

**Lietošana.** Rezolu sajauc ar pildvielām (koksnes miltiem, celulozi, azbestu u. c.). No iegūtās masas presējot veido vāja-



6.27. att. Novolaku vai rezola iegūšanas iekārtas shēma:

1 - kondensators; 2 - kondensāta tvertne; 3 - reaktors ar maisītāju un siltumapmaiņas apvalku.

dzīgo izstrādājumu. Paaugstinātā temperatūrā izstrādājums sacietē. Tā tiek ražotas detaļas ar labām dielektriskām īpašībām radiotehniskajai un elektrotehniskajai rūpniecībai. Ja par pildvielu lieto koka šķeltni, var iegūt arī kokskaidu plates. Diemžēl šīs plates pamazām izdala formaldehīdu un tāpēc nav piemērotas dzīvojamu telpu apdarei.

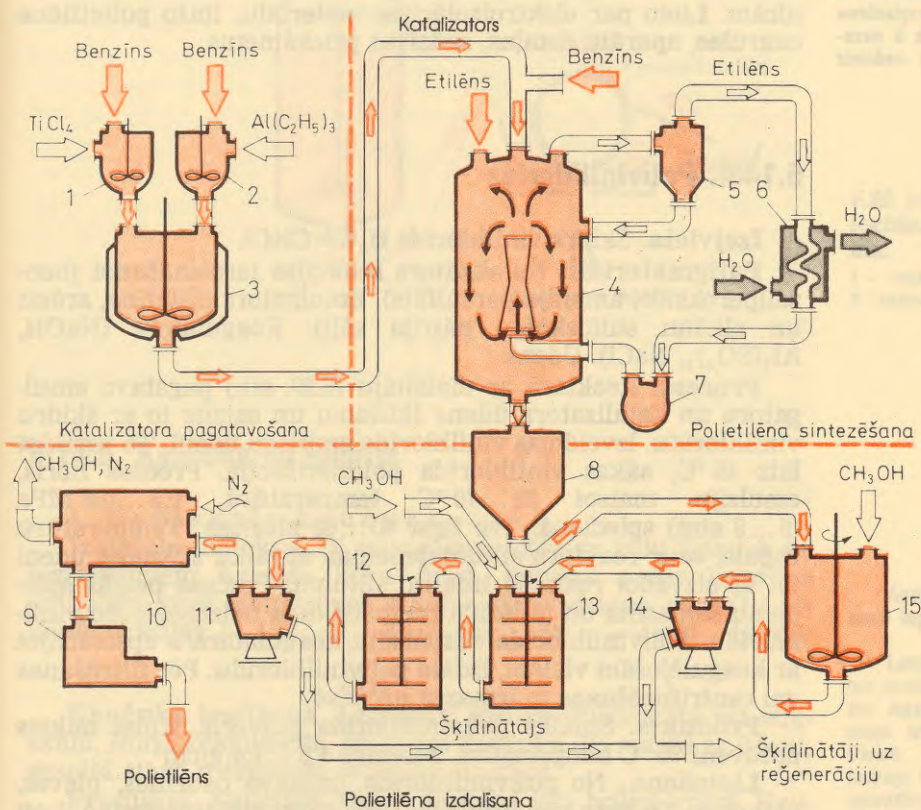
## 6. daļa

Fenolformaldehīda plastmasu iegūšanas metodi laikā no 1905. gada līdz 1910. gadam izstrādāja L. H. Bakelends (1863–1944). No 1882. gada līdz 1889. gadam viņš bija profesors Ģentē un Briselē (Beļģijā), bet 1889. gadā pārcēlās uz ASV. Iegūtās fenolformaldehīda plastmasas viņš nosauca par bakelītu.

### 6.14.3. Zemspiediena polietilēns

**Izejviela.** Etilēns  $H_2C=CH_2$ .

**Palīgmateriāli.** Katalizatori (titāna tetrahlorīds  $TiCl_4$  un trietilalumīnijs  $Al(C_2H_5)_3$ ). Benzīns (virš. temp.  $75...95\text{ }^\circ C$ ), ko lieto par šķīdinātāju. Metanols  $CH_3OH$ .



6.28. att. Zemspiediena polietilēna ieguves iekārtas shēma:

1, 2, 3 – maisītāji; 4 – reaktors; 5 – pilienu uztvērējs; 6 – dzesinātājs; 7 – gāzu pūtējs; 8 – suspensijas nodalītājs; 9 – granulators; 10 – žāvētava; 11, 14 – centrifūgas; 12, 13, 15 – maisītāji.

## 6. daļa

Ja termoreaktīvās plastmasas pēc sacietēšanas silda, tās vairs nekļūst plastiskas (fenol-formaldehīda plastmasas). Turpretim termoplastiskās plastmasas, atkārtoti sildot, kļūst plastiskas (polietilēna, polivinilhlorīda, polistirola plastmasas).

Augstspiediena polietilēnu iegūst 150...320 °C temperatūrā un 150...300 MPa (1500...3000 atm) spiedienā. Polimerizāciju ierosina skābeklis vai organisks peroksīds. Šādos apstākļos polietilēna molekulām izveidojas arī sānvirknes ar 1-4 oglekļa atomiem. Zemspiediena polietilēnam molekulas ir nesazarotas, tāpēc tam ir nedaudz lielāks blīvums.

**Process.** Reaktorā 4 nepārtraukti ievada katalizatoru (1 % suspensiju benzīnā) un 0,3...0,4 MPa (3...4 atm) spiedienā etilēnu (6.28. att.). Maisījums pēc tam cirkulē pa noslēgtu kontūru: reaktors 4, dzesinātājs 6, reaktors 4. Ar dzesinātāju 6 regulē temperatūru 60...80 °C robežās. No reaktora nodalītājā 8 izvada suspensiju, kas satur 90...185 kg/m<sup>3</sup> polietilēna. Polietilēns benzīnā nešķīst un tāpēc veido suspensiju. Centrifūgā 14 polietilēnu atdala no šķīdinātāja un maisītājos 12 un 13 ar metanolu no polietilēna izmazgā katalizatoru. Pēc tam polietilēnu žāvē "verdošā slānī" žāvētavā 10. Žāvēšana noris slāpekļa atmosfērā, jo ar gaisu metanols var izveidot sprāgstošu maisījumu. Procesa nobeidumā polietilēnu granulē. Metanolu un katalizatorus reģenerē un lieto atkārtoti.

**Produkts.** Polietilēns ar vidējo relatīvo molekulmasu no 70 000 līdz 350 000. Tā blīvums ir 0,94...0,96 g/cm<sup>3</sup>, mīkstatpšanas temperatūra ap 120 °C.

**Lietošana.** Izgatavo plēves iepakojuma materiāliem, siltumnīcām. Lieto par elektroizolācijas materiālu. Ražo polietilēna caurules, aparātu detaļas, sadzīves priekšmetus.

### 6.14.4. Polivinilhlorīds

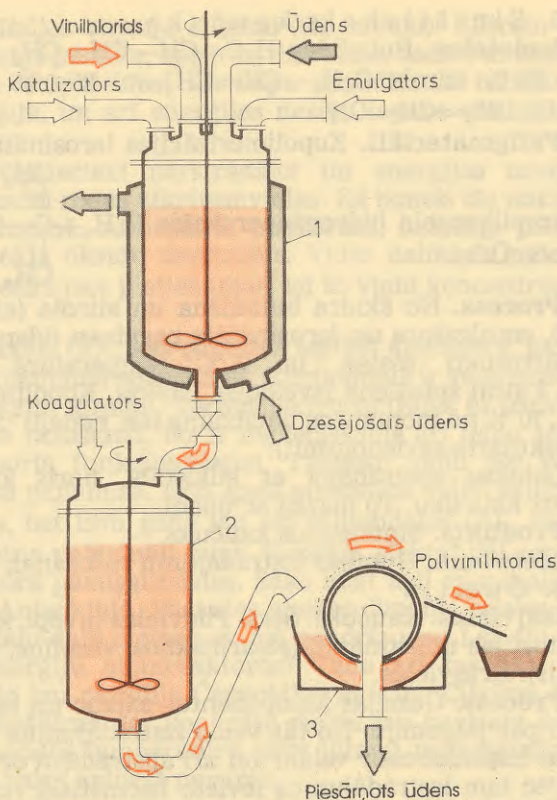
**Izejviela.** Šķidrums vinilhlorīds  $H_2C=CHCl$ .

**Palīgmateriāli.** Katalizators reakcijas ierosināšanai (benzozilperoksīds, amonija persulfāts). Emulgators (želatīna, arēnu un alkānu sulfoskābju nātrija sāļi). Koagulatori (NaOH,  $Al_2(SO_4)_3$ , NaCl). Ūdens.

**Process.** Reaktorā ar maisītāju (6.29. att.) pagatavo emulgatora un katalizatora ūdens šķīdumu un sajauc to ar šķidru vinilhlorīdu. Izveidojas vinilhlorīda emulsija ūdenī. To uzsildot līdz 45 °C, sākas vinilhlorīda polimerizācija. Process noris, emulsiju maisot 35...70 °C temperatūrā, 0,5...0,8 MPa (5...8 atm) spiedienā. Tas ilgst 40...60 stundas. Temperatūru regulē, caur reaktora siltumapmaiņas apvalku sūkņējot ūdeni un tā aizvadot reakcijā izdalīto siltumu. Procesa beigās spiedienu samazina un tā izdala no maisījuma neizreagējušo vinilhlorīdu. Polivinilhlorīda suspensiju koagulatorā 2 apstrādājot ar koagulējošām vielām, izdala polivinilhlorīdu. Pēc filtrēšanas vai centrifugēšanas to izmazgā un žāvē.

**Produkts.** Smalks polivinilhlorīda pulveris. Kļūst mīksts aptuveni 70 °C temperatūrā. Blīvums 1,3...1,4 g/cm<sup>3</sup>.

**Lietošana.** No polivinilhlorīda izgatavo caurules, plēves, plāksnes. To lieto par izolācijas materiālu elektrotehnikā. Ļoti izturīgs pret ūdeni, sārmu, neoksidējošām skābēm, ogļūdeņražiem. Uzbriest ogļūdeņražu hlorderivātos, šķīst cikloheksanā. Grūti aizdedzināms.



6.29. att. Polivinilhlorīda iegūšanas iekārtas shēma:

1 - reaktors; 2 - koagulators; 3 - vakuumsfiltrs.

## 6.14.5. Kaučuks un gumija

### 1. Dabiskais kaučuks

**Izejviela.** Latekss. Tā sauc pienam līdzīgu sulu, kas tek no iegriezumiem hevejas koka mizā. Latekss satur izoprēna polimēru, kurā metilgrupas atrodas vienā virknes pusē (1,4-*cis* konfigurācija):  $(-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{CH}-\text{CH}_2)_n$ . Te  $n = 4\,000 \dots 10\,000$ .

**Kaučuka iegūšana.** Lateksam pieliek skudrskābi vai etiķskābi. Noris koagulācija, un rodas kaučuks. To mazgā ar ūdeni, saspiež starp rotējošiem veltniem un žāvē.

**Produkts.** Kaučuks. Tas ir dzeltenā līdz brūnā krāsā. Kaučuks ir plastisks, bet mehāniski neizturīgs materiāls. Blīvums  $0,94 \text{ g/cm}^3$ . Šķīst ogleņūdeņražos un to hloratvasinājumos.

**Lietošana.** Gumijas izstrādājumu ražošanai.

Aptuveni 2/3 kaučuka pasaulē iegūst sintētiski.

Latvijā sintētiskos polimērus neražo, bet pārstrādā ievestus materiālus. Lielākā plastmasu izstrādājumu rūpnīca ir Olainē. Plastmasu pārstrādes iecirkņi vai cehi ir mašīnbūves, aparātubūves, elektrotehnikas, radiotehnikas un citos rūpniecības uzņēmumos, kā arī būvmateriālu kombinātos (Kalnciemā, Sauriešos).

## 6. daļa

### 2. Sintētiskais kaučuks

Izejvielas. Butadiēns  $H_2C=CH-CH=CH_2$ . Tam pievieno 25...55 % stirola  $C_6H_5-CH=CH_2$  vai 25...35 % akrilskābes nitrila  $CH_2=CH-CN$ .

Palīgmateriāli. Kopolimerizācijas ierosinātājs, piemēram,

izopropilbenzola hidroģēnperoksīds  $C_6H_5-\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}-O-OH$ . Emulgators. Ūdens.

**Process.** No šķidra butadiēna un stirola (akrilskābes nitrila), emulgatora un ierosinātāja pagatavo ūdens emulsiju. To nepārtraukti maisa, un  $5^\circ C$  temperatūrā 0,1...0,2 MPa (1...2 atm) spiedienā izveidojas latekss. Kopolimērā pārvēršas 60...70 % no monomēru daudzuma (sk. nodaļu "Sintētiskie lielmolekulārie savienojumi").

Lateksu apstrādājot ar etiķskābi, noris koagulācija un iegūst kaučuku. To mazgā ar ūdeni.

**Produkts.** Sintētiskais kaučuks.

**Lietošana.** Gumijas izstrādājumu ražošanai.

### 3. Gumija

Izejvielas. Kaučuks. Sērs. Pildvielas (kvēpi, kaolīns). Plastiķatori jeb mīkstinātāji (stearīnskābe, vazelīns, parafīns, koloņijs). Krāsvielas.

**Process.** Gumijas komponentus sajauc un iegūst masu, ko sauc par jēlgumiju. No tās veido izstrādājumus presējot, lejoj, masu izspiežot caur veidni vai arī apstrādājot ar valčiem.

Pēc tam izstrādājumus ievieto hermētiski noslēdzamos un apsildāmos autoklāvos, kur karsē  $130...150^\circ C$  temperatūrā. Noris vulkanizācija. Kaučuka makromolekulas tiek saistītas savā starpā ar sēra atomiem, un izveidojas trīsdimensionālas makromolekulas. Atkarībā no izstrādājuma biezuma un sastāva vulkanizācija ilgst no 5...12 min līdz 1...2 stundām.

**Produkts.** Gumija. Mīkstā gumija satur 5...10 % sēra, cietā gumija - 30...50 % sēra.

**Lietošana.** Izgatavo automobiļu riepas, konveijeru lentes, gumijas apavus, cimdus, blīves un citus izstrādājumus. Viselastīgāko gumiju iegūst no dabiskā kaučuka. No sintētiskā kaučuka ražo gumijas izstrādājumus, kuri ir ļoti izturīgi pret berzi, uz kuriem maz iedarbojas benzīns un eļļas, kuri ir termiski izturīgāki par kaučuku.

## 6.15. Apkārtējā vide

Cilvēks dzīvo vidē, kas desmitiem tūkstošu gadu tikpat kā nemaz nav mainījusies. Taču zemeslodes iedzīvotāju skaita straujais pieaugums (6.1. att.) ir veicinājis rūpniecības, arī

rūpnieciskās ķīmijas strauju augsmi (6.1. tabula). Katram cilvēkam ir vajadzīga pārtika, apģērbs, dzīvoklis, dažādi materiāli ikdienas dzīvei. Rūpniecībai un telpu apsildīšanai turklāt ir vajadzīga enerģija, un arī enerģijas nesēju ieguve strauji aug (6.2. tabula).

Izejvielas rūpnieciski pārstrādājot un enerģijas nesējus sadedzinot, diemžēl rodas atkritumvielas. Kā izmeši tās nokļūst gaisā, ūdenī, augsnē. Atmosfērā, piemēram, nemitīgi pieaug  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ , slāpekļa oksīdu daudzums. Vides dabiskās pašattīrīšanās spējas vairs nav pietiekamas, lai šo vielu koncentrāciju stabilizētu.

Oglekļa dioksīds  $\text{CO}_2$ , kas papildus ieplūst atmosfērā, galvenokārt rodas, kurināmo sadedzinot. Kurināmais ir vajadzīgs ne tikai rūpnieciskajai ķīmiķijai. Termoelektrocetrālēs to izmanto elektroenerģijas ražošanai, tas ir nepieciešams arī telpu apsildīšanai, transporta funkcionēšanai. Tādējādi gadu pēc gada  $\text{CO}_2$  saturs gaisā palielinās. 1960. gadā atmosfēra vidēji saturēja 315 miljondaļas, bet 1970. gadā jau 325 miljondaļas  $\text{CO}_2$ , un tā daudzums turpina paātrināti augt. "Leceks efekta" dēļ zemeslodes temperatūra paaugstināsies. Sāks kust ledi augstkalnos, Grenlandē un Antarktīdā. Pasaules okeāna līmenis celsies, un ūdens apklās lielu daļu cietzemes, arī gandrīz visu Latviju. Ko darīt? Iegūt enerģiju atomreaktoros? Taču arī tas nav bez briesmām, kā to jau parādīja Černobiļas avārija. Cilvēcei šajā jautājumā ir jāizšķiras par konkrētu rīcību jau pavisam drīzā laikā. Ja zemeslodes temperatūra sāks jūtami paaugstināties, tad šo procesu vairs apturēt nevarēs.

Oglekļa dioksīds nav vienīgā viela, kas ieplūst atmosfērā, kurināmo sadedzinot. Kurināmais vienmēr satur sēru, un tāpēc rodas sēra dioksīds  $\text{SO}_2$ . Gaisā tas pamazām oksidējas par  $\text{SO}_3$ , un ar gaisa mitrumu veidojas  $\text{H}_2\text{SO}_3$  un  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Gaisā nokļūst arī slāpekļa oksīdi, no kuriem veidojas  $\text{HNO}_2$  un  $\text{HNO}_3$ . Ar atmosfēras strāvojumiem šīs vielas tiek pārnestas lielos attālumos, pat līdz 1000 km. "Skābais lietus" sāk līt apvidos, kuros rūpniecības un termoelektrocetrāļu tikpat kā nav. Šāda lietus ūdens pH ir 4...5. Tas augsnē šķīdina un tāpēc aiznes no augsnes augiem vajadzīgās vielas. Kustīgi kļūst arī alumīnija joni, kas ir kaitīgi augiem.

Gaisa piesārņošanā rūpnieciskā ķīmija nav galvenā vaininiece, kā to parasti uzskata. Piemēram, vairāk nekā pusi no  $\text{SO}_2$  atmosfērā ieplūšina termoelektrocetrāles. Taču arī rūpnieciskā ķīmija ar saviem izmešiem un atkritumvielām bojā apkārtējo vidi. Tīrā vidē, kādā evolūcijas ceļā ir izveidojies cilvēks un kāda līdz ar to ir piemērota cilvēka eksistencei, atrodami nelieli visdažādāko elementu daudzumi. Tā, piemēram, tīrā gaisā ir ap  $1 \text{ ng/m}^3$  kadmija,  $1 \dots 10 \text{ ng/m}^3$  dzīvsudraba,  $10 \text{ ng/cm}^3$  cinka,  $3 \dots 100 \text{ ng/m}^3$  svina (viens nanograms ng ir  $10^{-9}$  g). Gan šo, gan arī citu elementu un vielu koncentrācija

## 6. daļa

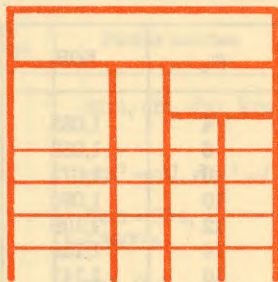
var tikai nedaudz palielināties. Ja palielināšanās pārsniedz robežu, ko sauc par maksimāli pieļaujamo koncentrāciju (MPK), var tikt traucēta normāla dzīvības procesu norise. Kad mījam, svinam un dzīvsudrabam patlaban gaisā MPK ir noteikta  $300 \text{ ng/m}^3$ , bet cinkam  $8 \text{ } \mu\text{g/m}^3$ . Rūpnieciskajai ķīmijai ir jāsamazina savu izmešu un atkritumvielu daudzumi vai arī jāpāriet uz bezatkritumu tehnoloģiju, lai apkārtne netiktu pārsniegta MPK. Arī ražošanas atūdeņi pirms to ievadīšanas ezeros vai upēs ir pietiekamā pakāpē jāattīra.

Tāpat pamatprasība ražošanai ir tīras apkārtējās vides saglabāšana. Pašos pamatos nepareiza ir doma, kas reizēm izskan, ka jautājumu var risināt, pārtraucot ražošanu. Bez rūpnieciskās ķīmijas produkcijas mūsdienu civilizācija eksistēt nevar. Piemēram, ja pārtrauks mākslīgo mēslu ražošanu, tad liela daļa cilvēku nomirs badā. Ja pārtrauks celulozes ražošanu, nebūs papīra ne tikai preču iesaiņošanai, bet arī avīzēm, žurnāliem, grāmatām.

Tikpat svarīga kā vides nepiesārņošana ražošanā, ir saražoto vielu un materiālu pareiza un taupīga izlietošana. Rūpnieciskā ķīmija pēc sabiedrības pasūtījuma mūsdienās spēj ražot visdažādākās vielas. Taču to pareiza lietošana vairs nav ražotāju problēma. Tā jau ir lietotāju problēma. Lietotājam ir labi jāpārzina gan izmantojamo vielu ķīmiskās īpašības, gan arī šo vielu iedarbība uz dzīvīem organismiem. Diemžēl bieži vien lietotājiem šo zināšanu trūkst, un viņi piesārņo apkārtējo vidi, nepareizi un izšķērdīgi lietojot rūpnieciskās ķīmijas saražotās vielas un materiālus. Piemēram var minēt mākslīgo mēslu, pesticīdu un insekticīdu lietošanu. Nepareizi un pārāk lielos daudzumos izmantoti mākslīgie mēsli var radīt kaitīgu efektu. Normām neatbilstoši lietoti pesticīdi nokļūst pārtikas produktos, un tie var būt lietošanai nederīgi. Pietiekami nepārbaudot spēju koncentrēties dzīvos organismos, pēc 2. pasaules kara par insekticīdu sāka plaši lietot 4,4'-dihlordifeniltrihiormetilmētānu, ko saīsināti apzīmēja ar DDT. 1974. gadā to vajadzēja aizliegt. Taču vēl tagad šī viela ir atrodama augsnē, no jūras ūdens tā koncentrējas zivīs. Paredzams, ka augsnē tā izzudīs pēc 1995. gada, bet zivīs būs atrodama vēl 2000. gadā.

Tāpat rūpnieciskās ķīmijas ražotspēja ir jāizmanto saprātīgi un lietderīgi. Tai jāpasūta tādas vielas un tādos daudzumos, lai, pareizi šīs vielas lietojot, gūtu maksimālo pozitīvo efektu un nepiesārņotu apkārtējo vidi. Jāgādā arī par to, lai ražošanas procesos nenotiktu vides piesārņošana. Cita ceļa civilizācijas attīstībai nav.

# Pielikums



I tabula

Dažu skābju ūdens šķīdumu blīvums, g/cm<sup>3</sup>  
(20 °C temperatūrā)

| w <sub>%</sub> | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | HNO <sub>3</sub> | HCl   | w <sub>%</sub> | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | HNO <sub>3</sub> |
|----------------|--------------------------------|------------------|-------|----------------|--------------------------------|------------------|
| 4              | 1,025                          | 1,020            | 1,018 | 54             | 1,435                          | 1,334            |
| 6              | 1,038                          | 1,031            | 1,028 | 56             | 1,456                          | 1,345            |
| 8              | 1,052                          | 1,043            | 1,038 | 58             | 1,477                          | 1,356            |
| 10             | 1,066                          | 1,054            | 1,047 | 60             | 1,498                          | 1,367            |
| 12             | 1,080                          | 1,066            | 1,057 | 62             | 1,520                          | 1,377            |
| 14             | 1,095                          | 1,078            | 1,068 | 64             | 1,542                          | 1,387            |
| 16             | 1,109                          | 1,090            | 1,078 | 66             | 1,565                          | 1,396            |
| 18             | 1,124                          | 1,103            | 1,088 | 68             | 1,587                          | 1,405            |
| 20             | 1,139                          | 1,115            | 1,098 | 70             | 1,611                          | 1,413            |
| 22             | 1,155                          | 1,128            | 1,108 | 72             | 1,634                          | 1,422            |
| 24             | 1,170                          | 1,140            | 1,119 | 74             | 1,657                          | 1,430            |
| 26             | 1,186                          | 1,153            | 1,129 | 76             | 1,681                          | 1,438            |
| 28             | 1,202                          | 1,167            | 1,139 | 78             | 1,704                          | 1,445            |
| 30             | 1,219                          | 1,180            | 1,149 | 80             | 1,727                          | 1,452            |
| 32             | 1,235                          | 1,193            | 1,159 | 82             | 1,749                          | 1,459            |
| 34             | 1,252                          | 1,207            | 1,169 | 84             | 1,769                          | 1,466            |
| 36             | 1,268                          | 1,221            | 1,179 | 86             | 1,787                          | 1,472            |
| 38             | 1,286                          | 1,234            | 1,189 | 88             | 1,802                          | 1,477            |
| 40             | 1,303                          | 1,246            | 1,198 | 90             | 1,814                          | 1,483            |
| 42             | 1,321                          | 1,259            | —     | 92             | 1,824                          | 1,487            |
| 44             | 1,338                          | 1,272            | —     | 94             | 1,831                          | 1,491            |
| 46             | 1,357                          | 1,285            | —     | 96             | 1,836                          | 1,495            |
| 48             | 1,376                          | 1,298            | —     | 98             | 1,837                          | 1,501            |
| 50             | 1,395                          | 1,310            | —     | 100            | 1,831                          | 1,513            |
| 52             | 1,415                          | 1,322            | —     |                |                                |                  |

Dažu sārmu ūdens šķīdumu blīvums, g/cm<sup>3</sup>  
(20 °C temperatūrā)

| w <sub>%</sub> | KOH   | NaOH  | NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O | w <sub>%</sub> | KOH   | NaOH  |
|----------------|-------|-------|-----------------------------------|----------------|-------|-------|
| 4              | 1,035 | 1,043 | 0,981                             | 32             | 1,309 | 1,349 |
| 6              | 1,053 | 1,065 | 0,973                             | 34             | 1,330 | 1,370 |
| 8              | 1,072 | 1,087 | 0,965                             | 36             | 1,359 | 1,390 |
| 10             | 1,090 | 1,109 | 0,958                             | 38             | 1,373 | 1,410 |
| 12             | 1,109 | 1,131 | 0,950                             | 40             | 1,396 | 1,430 |
| 14             | 1,128 | 1,153 | 0,943                             | 42             | 1,418 | 1,449 |
| 16             | 1,147 | 1,175 | 0,935                             | 44             | 1,441 | 1,469 |
| 18             | 1,167 | 1,197 | 0,930                             | 46             | 1,464 | 1,487 |
| 20             | 1,186 | 1,219 | 0,923                             | 48             | 1,487 | 1,507 |
| 22             | 1,206 | 1,241 | 0,916                             | 50             | 1,510 | 1,525 |
| 24             | 1,226 | 1,263 | 0,910                             |                |       |       |
| 26             | 1,247 | 1,285 | 0,904                             |                |       |       |
| 28             | 1,267 | 1,306 | 0,898                             |                |       |       |
| 30             | 1,288 | 1,329 | 0,892                             |                |       |       |

III tabula

Priedēkļi vienību daudzkārtņu un daļvienību  
nosaukumu veidošanai

| Skaitliskās vērtības             | Priedēkļi | Saīsinātie<br>apzīmējumi |
|----------------------------------|-----------|--------------------------|
| 10 <sup>12</sup> (biljons)       | tera      | T                        |
| 10 <sup>9</sup> (miljards)       | giga      | G                        |
| 10 <sup>6</sup> (miljons)        | mega      | M                        |
| 10 <sup>3</sup> (tūkstotis)      | kilo      | k                        |
| 10 <sup>2</sup> (simts)          | hekto     | h                        |
| 10 <sup>1</sup> (desmit)         | deka      | da                       |
| 10 <sup>-1</sup> (desmitdaļa)    | deci      | d                        |
| 10 <sup>-2</sup> (simtdaļa)      | centi     | c                        |
| 10 <sup>-3</sup> (tūkstošdaļa)   | mili      | m                        |
| 10 <sup>-6</sup> (miljonā daļa)  | mikro     | μ                        |
| 10 <sup>-9</sup> (miljardā daļa) | nano      | n                        |
| 10 <sup>-12</sup> (biljonā daļa) | piko      | p                        |

## Svarīgākie fizikālie lielumi un vienības

| Lielums                           | Lieluma apzīmējums | Vienība                    | Vienības apzīmējums | Pārējās vienības  |
|-----------------------------------|--------------------|----------------------------|---------------------|---|
| Garums<br>(pamatlielums)          | $l$                | metrs                      | m                   | mm, cm, dm, km  |
| Tilpums                           | $v$                | kubikmetrs                 | $m^3$               | $cm^3 = ml, dm^3 = l$   |
| Laiks<br>(pamatlielums)           | $t$                | sekunde                    | s                   | min = 60 s,<br>h = 3600 s                                     |
| Masa<br>(pamatlielums)            | $m$                | kilograms                  | kg                  | mg, g, t  |
| Blīvums                           | $\rho$             | kilograms uz<br>kubikmetru | $kg/m^3$            | $g/cm^3, g/l$   |
| Spiediens                         | $p$                | paskāls                    | Pa                  | hPa, kPa, MPa   |
| Temperatūra<br>(pamatlielums)     | $T$<br>$t^\circ$   | kelvins<br>Celsija grāds   | K<br>$^\circ C$     | $0^\circ C = 273 K$   |
| Energija, siltuma<br>daudzums     | $Q$                | džouls                     | J                   | kJ  |
| Vielas daudzums<br>(pamatlielums) | $n$                | mols                       | mol                 | mmol, kmol,<br>Mmol   |
| Molmasa                           | $M$                | kilogrami uz<br>molu       | kg/mol              | mg/mol, g/mol,  |
| Moltilpums<br>gāzēm               | $V_0$              | kubikmetri uz<br>molu      | $m^3/mol$           | $cm^3/mmol, l/mol,$<br>$m^3/kmol$                             |
| Atommasa                          | $A$                | atommasas<br>vienība       | u                   | $1 u = 1,66 \cdot 10^{-24} g =$<br>$= 1,66 \cdot 10^{-27} kg$ |

Metālisko elementu izvietojums periodiskajā sistēmā  
(Zem elementu simboliem doti metālu blīvumi ( $\text{g}/\text{cm}^3$ ) un kušanas temperatūra ( $^{\circ}\text{C}$ ))

| Periodi | Grupas       |              |              |               |              |               |               |               |               |               |   |                |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |
|---------|--------------|--------------|--------------|---------------|--------------|---------------|---------------|---------------|---------------|---------------|---|----------------|----|-----|------------|--|--|-------------|--|--|--|--|
|         | s elementi   |              | d elementi   |               |              |               |               |               |               |               |   |                |    |     | p elementi |  |  |             |  |  |  |  |
|         | IA           | IIA          | IIIB         | IVB           | VB           | VIB           | VIIIB         | VIIIIB        | IB            | IIB           | IIIA                                    | IVA            | VA | VIA |            |  |  |             |  |  |  |  |
| II      | Li           | Be           |              |               |              |               |               |               |               |               |   |                |    |     |            |  |  | Al          |  |  |  |  |
|         | 0,53<br>179  | 1,82<br>1285 |              |               |              |               |               |               |               |               |   |                |    |     |            |  |  | 2,70<br>660 |  |  |  |  |
| III     | Na           | Mg           |              |               |              |               |               |               |               |               |   |                |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |
|         | 0,97<br>97,8 | 1,74<br>651  |              |               |              |               |               |               |               |               |   |                |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |
| IV      | K            | Ca           |              |               |              |               |               |               |               |               |   |                |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |
|         | 0,86<br>63,6 | 1,54<br>851  |              |               |              |               |               |               |               |               |   |                |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |
| V       | Rb           | Sr           | Sc           | Ti            | V            | Cr            | Mn            | Fe            | Co            | Ni            | Cu                                      | Zn             |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |
|         | 1,53<br>38,8 | 2,64<br>770  | 4,48<br>1525 | 4,49<br>1668  | 5,96<br>1917 | 7,19<br>1920  | 7,44<br>1244  | 7,87<br>1539  | 8,90<br>1493  | 8,91<br>1453  | 8,95<br>1083                            | 7,14<br>419    |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |
| VI      | Cs           | Ba           | La           | Hf            | Ta           | W             | Re            | Os            | Ir            | Pt            | Au                                      | Hg             |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |
|         | 1,87<br>28,5 | 3,76<br>710  | 6,15<br>920  | 13,35<br>2222 | 16,?<br>2998 | 19,30<br>3410 | 20,90<br>3180 | 22,61<br>3000 | 22,65<br>2410 | 21,45<br>1769 | 19,32<br>1063                           | 13,55<br>-38,9 |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |
| VII     | Fr           | Ra           | Ac           | Unq           | Unp          | Unh           | Uns           | Uno           | Une           | Unu           |   |                |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |
|         | —<br>24      | ≈6<br>960    | —<br>1050    | —<br>—        | —<br>—       | —<br>—        | —<br>—        | —<br>—        | —<br>—        | —<br>—        | Tabulā nav doti lantanoīdi un aktinoīdi |                |    |     |            |  |  |             |  |  |  |  |

## Oksīdu, bāzu, skābju un sāļu šķīdība ūdenī 20 °C temperatūrā

| Joni                             | Ag <sup>+</sup> | Al <sup>3+</sup> | Ba <sup>2+</sup> | Ca <sup>2+</sup> | Cu <sup>2+</sup> | Fe <sup>3+</sup> | Fe <sup>2+</sup> | H <sup>+</sup>   | Hg <sup>2+</sup> | K <sup>+</sup> | Mg <sup>2+</sup> | Mn <sup>2+</sup> | Na <sup>+</sup> | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> | Ni <sup>2+</sup> | Pb <sup>2+</sup> | Sn <sup>2+</sup> | Zn <sup>2+</sup> | Joni                             |
|----------------------------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|----------------|------------------|------------------|-----------------|------------------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|----------------------------------|
| Br <sup>-</sup>                  | n               | š                | š                | š                | š                | š                | š                | š                | m                | š              | š                | š                | š               | š                            | š                | m                | š                | š                | Br <sup>-</sup>                  |
| Cl <sup>-</sup>                  | n               | š                | š                | š                | š                | š                | š                | š                | š                | š              | š                | š                | š               | š                            | š                | m                | š                | š                | Cl <sup>-</sup>                  |
| CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> | š               | m                | š                | š                | h                | š                | š                | š                | š                | š              | š                | š                | š               | š                            | š                | š                | —                | š                | CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> |
| CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>    | n               | h                | n                | n                | h                | h                | n                | š                | n                | š              | n                | n                | š               | š                            | n                | n                | h                | n                | CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>    |
| F <sup>-</sup>                   | š               | m                | m                | n                | m                | n                | m                | š                | h                | š              | m                | š                | š               | š                            | š                | m                | š                | m                | F <sup>-</sup>                   |
| I <sup>-</sup>                   | n               | š                | š                | š                | š                | —                | š                | š                | n                | š              | š                | š                | š               | š                            | š                | m                | m                | š                | I <sup>-</sup>                   |
| NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>     | š               | š                | š                | š                | š                | š                | š                | š                | š                | š              | š                | š                | š               | š                            | š                | š                | h                | š                | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>     |
| O <sup>2-</sup>                  | n               | n                | +                | +                | n                | n                | n                | H <sub>2</sub> O | n                | +              | +                | n                | +               | —                            | n                | n                | n                | n                | O <sup>2-</sup>                  |
| OH <sup>-</sup>                  | —               | n                | š                | m                | n                | n                | n                | H <sub>2</sub> O | —                | š              | m                | n                | š               | š                            | n                | n                | n                | n                | OH <sup>-</sup>                  |
| PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>    | n               | n                | n                | n                | n                | n                | n                | š                | n                | š              | n                | n                | š               | š                            | n                | n                | n                | n                | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>    |
| S <sup>2-</sup>                  | n               | h                | h                | h                | n                | n                | n                | š                | š                | š              | h                | n                | š               | —                            | n                | n                | n                | n                | S <sup>2-</sup>                  |
| SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>   | —               | h                | —                | n                | h                | h                | h                | n                | —                | š              | h                | h                | š               | —                            | h                | h                | h                | h                | SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>   |
| SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>    | n               | —                | n                | n                | —                | n                | n                | š                | —                | š              | m                | m                | š               | š                            | n                | n                | —                | m                | SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>    |
| SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>    | m               | š                | n                | m                | š                | š                | š                | š                | m                | š              | š                | š                | š               | š                            | š                | š                | š                | š                | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>    |

š - šķīstoša viela (> 1 g/100 g H<sub>2</sub>O); m - mazšķīstoša viela (1 g...0,1 g/100 g H<sub>2</sub>O); n - praktiski nešķīstoša viela (< 0,1 g/100 g H<sub>2</sub>O); h - viela ūdenī hidrolizējas; + oksīds reaģē ar ūdeni; — viela neeksistē

Dažu neorganisko vielu blīvums, g/cm<sup>3</sup>

|  |         |  |         |
|--|---------|--|---------|
| Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (korunds) .....                           | 3,96    | Fe(OH) <sub>2</sub> .....  | 3,4     |
| AlCl <sub>3</sub> .....  | 2,44    | Fe(OH) <sub>3</sub> .....  | 3,4-3,9 |
| AlCl <sub>3</sub> ·6H <sub>2</sub> O .....                               | 2,4     | FeCl <sub>2</sub> .....  | 2,98    |
| Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> .....                    | 2,71    | FeCl <sub>2</sub> ·4H <sub>2</sub> O .....   | 1,96    |
| Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> ·8H <sub>2</sub> O ..... | 1,69    | FeCl <sub>3</sub> .....  | 2,8     |
| Ag <sub>2</sub> O .....  | 7,14    | Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> ·9H <sub>2</sub> O .....   | 1,68    |
| AgCl .....   | 5,56    | FeS .....  | 4,84    |
| AgBr .....   | 6,47    | FeSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O .....   | 1,9     |
| AgI .....  | 5,67    | FeSO <sub>4</sub> ·(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ·6H <sub>2</sub> O .....                                | 1,86    |
| B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> .....                                      | 1,8     | Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> .....  | 3,1     |
| H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> .....                                     | 1,44    | Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> ·9H <sub>2</sub> O .....   | 2,1     |
| BaO .....  | 5,8     | Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> ·(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ·24H <sub>2</sub> O ..... | 1,71    |
| Ba(OH) <sub>2</sub> .....  | 4,5     | KOH .....  | 2,1     |
| Ba(OH) <sub>2</sub> ·8H <sub>2</sub> O .....                             | 2,18    | KCl .....  | 1,99    |
| BaCl <sub>2</sub> .....  | 4,0     | KClO <sub>3</sub> .....  | 2,32    |
| BaCl <sub>2</sub> ·2H <sub>2</sub> O .....                               | 3,1     | KBr .....  | 2,75    |
| BaSO <sub>4</sub> .....  | 4,5     | KBrO <sub>3</sub> .....  | 3,27    |
| C (dimants) .....  | 3,51    | KI .....   | 3,1     |
| C (grafīts) .....  | 2,25    | K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> .....   | 2,43    |
| C (amorfs) .....   | 1,8-2,1 | KHCO <sub>3</sub> .....  | 2,17    |
| CaO .....  | 3,37    | K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> .....  | 2,68    |
| Ca(OH) <sub>2</sub> .....  | 2,24    | KNO <sub>3</sub> .....   | 2,11    |
| CaCO <sub>3</sub> .....  | 2,7     | KMnO <sub>4</sub> .....  | 2,7     |
| CaCl <sub>2</sub> .....  | 2,51    | K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> .....   | 2,66    |
| CaCl <sub>2</sub> ·6H <sub>2</sub> O .....                               | 1,68    | MgCl <sub>2</sub> .....  | 2,4     |
| Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> .....                    | 3,14    | MgCl <sub>2</sub> ·6H <sub>2</sub> O .....   | 1,56    |
| CaSO <sub>4</sub> .....  | 2,95    | MgCO <sub>3</sub> .....  | 3,01    |
| CaSO <sub>4</sub> ·0,5H <sub>2</sub> O .....                             | 2,7     | MgSO <sub>4</sub> .....  | 2,66    |
| CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O .....                               | 2,32    | MgSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O .....   | 1,64    |
| Cu <sub>2</sub> O .....  | 6,0     | NH <sub>4</sub> Cl .....   | 1,53    |
| CuO .....  | 6,4     | NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> .....  | 1,73    |
| Cu(OH) <sub>2</sub> .....  | 3,37    | (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> .....  | 1,77    |
| CuCl <sub>2</sub> .....  | 3,05    | Na <sub>2</sub> O .....  | 2,3     |
| CuCl <sub>2</sub> ·2H <sub>2</sub> O .....                               | 2,38    | NaOH .....   | 2,13    |
| CuS .....  | 4,6     | NaCl .....   | 2,16    |
| CuSO <sub>4</sub> .....  | 3,6     | Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> .....  | 2,53    |
| CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O .....                               | 2,28    | Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ·10H <sub>2</sub> O .....  | 1,45    |
| FeO .....  | 5,7     | NaHCO <sub>3</sub> .....   | 2,20    |
| Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> .....                                     | 5,24    | Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> .....  | 2,70    |
| Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> .....                                     | 5,18    | Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ·10H <sub>2</sub> O .....  | 1,46    |
|  |         | SiO <sub>2</sub> (kvarcs) .....  | 2,65    |

## Dažu kompleksu stabilitātes konstanšu logaritmi

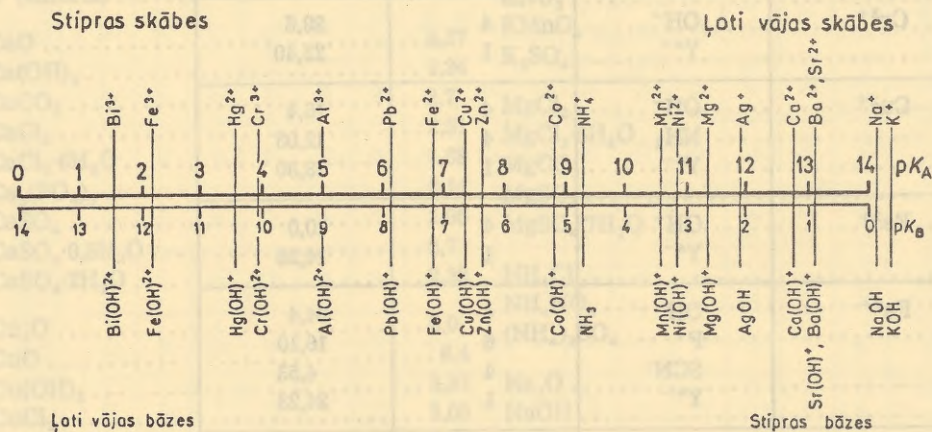
| Kompleksveidotājs | Ligandi                                     | Ligandu skaits | lg K  |
|-------------------|---|----------------|-------|
| Ag <sup>+</sup>   | OH <sup>-</sup>                             | 3              | 5,2   |
|                   | NH <sub>3</sub>                             | 2              | 7,23  |
|                   | Cl <sup>-</sup>                             | 4              | 5,30  |
|                   | Br <sup>-</sup>                             | 4              | 8,73  |
|                   | I <sup>-</sup>                              | 4              | 13,10 |
|                   | S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | 3              | 14,15 |
| Al <sup>3+</sup>  | OH <sup>-</sup>                             | 4              | 33    |
|                   | F <sup>-</sup>                              | 6              | 20,67 |
|                   | Y <sup>4-</sup>                             | 1              | 16,5  |
| Ca <sup>2+</sup>  | Y <sup>4-</sup>                             | 1              | 10,57 |
| Co <sup>2+</sup>  | OH <sup>-</sup>                             | 3              | 10,5  |
|                   | NH <sub>3</sub>                             | 4              | 5,07  |
|                   | Y <sup>4-</sup>                             | 1              | 16,31 |
| Co <sup>3+</sup>  | NH <sub>3</sub>                             | 6              | 35,21 |
|                   | Y <sup>4-</sup>                             | 1              | 40,6  |
| Cr <sup>3+</sup>  | OH <sup>-</sup>                             | 4              | 28,6  |
|                   | Y <sup>4-</sup>                             | 1              | 23,40 |
| Cu <sup>2+</sup>  | OH <sup>-</sup>                             | 4              | 16,4  |
|                   | NH <sub>3</sub>                             | 4              | 12,03 |
|                   | Y <sup>4-</sup>                             | 1              | 18,80 |
| Fe <sup>2+</sup>  | OH <sup>-</sup>                             | 4              | 10,0  |
|                   | Y <sup>4-</sup>                             | 1              | 14,20 |
| Fe <sup>3+</sup>  | OH <sup>-</sup>                             | 4              | 34,4  |
|                   | F <sup>-</sup>                              | 6              | 16,10 |
|                   | SCN <sup>-</sup>                            | 4              | 4,53  |
|                   | Y <sup>4-</sup>                             | 1              | 24,23 |
| Hg <sup>2+</sup>  | OH <sup>-</sup>                             | 3              | 20,9  |
|                   | Cl <sup>-</sup>                             | 4              | 15,22 |
|                   | CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>            | 4              | 17,04 |
|                   | Y <sup>4-</sup>                             | 1              | 21,8  |
| Mg <sup>2+</sup>  | Y <sup>4-</sup>                             | 1              | 9,12  |

| Kompleksveidotājs | Ligandi         | Ligandu skaits | lg K  |
|-------------------|-----------------|----------------|-------|
| Ni <sup>2+</sup>  | OH <sup>-</sup> | 3              | 12    |
|                   | NH <sub>3</sub> | 6              | 8,01  |
|                   | Y <sup>4-</sup> | 1              | 18,62 |
| Pb <sup>2+</sup>  | OH <sup>-</sup> | 3              | 13,95 |
|                   | I <sup>-</sup>  | 4              | 3,92  |
|                   | Y <sup>4-</sup> | 1              | 18,04 |
| Zn <sup>2+</sup>  | OH <sup>-</sup> | 4              | 14,8  |
|                   | NH <sub>3</sub> | 6              | 12,75 |
|                   | Y <sup>4-</sup> | 1              | 16,26 |

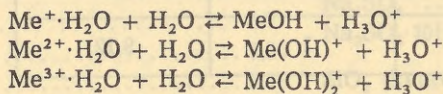
Ar Y<sup>4-</sup> ir apzīmēts kompleksona anjons (etilēndiamintetraacetāts).

## IX tabula

Katjonskābju konstanšu negatīvā logaritma pK<sub>A</sub> un sajūgto bāzu konstanšu negatīvā logaritma pK<sub>B</sub> skaitliskās vērtības



Metāliskā elementa hidratētais jons ar ūdens molekulām reaģē šādi (no hidratapvalka parādīta tikai viena ūdens molekula):

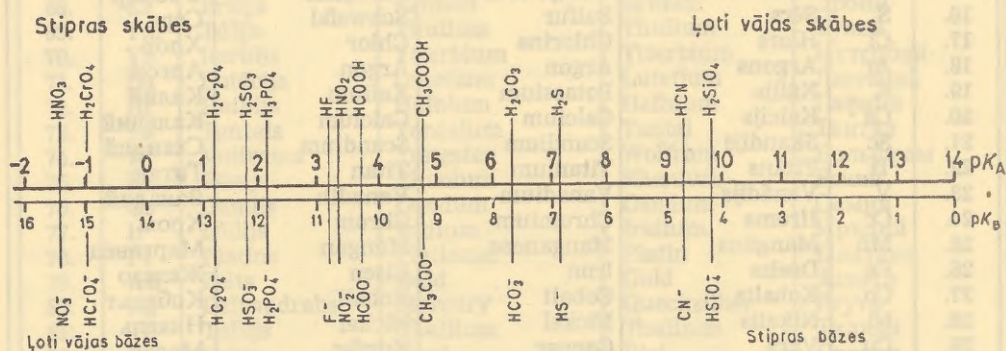


Skaitliskās vērtības:

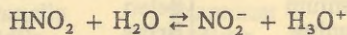
|           | $pK_A$ | $pK_B$ |           | $pK_A$ | $pK_B$ |           | $pK_A$ | $pK_B$ |           | $pK_A$ | $pK_B$ |
|-----------|--------|--------|-----------|--------|--------|-----------|--------|--------|-----------|--------|--------|
| $Bi^{3+}$ | 1,57   | 12,43  | $Pb^{2+}$ | 6,15   | 7,85   | $NH_4^+$  | 9,24   | 4,76   | $Ca^{2+}$ | 12,77  | 1,23   |
| $Fe^{3+}$ | 2,17   | 11,83  | $Fe^{2+}$ | 6,74   | 7,26   | $Mn^{2+}$ | 10,59  | 3,41   | $Ba^{2+}$ | 13,36  | 0,64   |
| $Hg^{2+}$ | 3,58   | 10,42  | $Cu^{2+}$ | 7,34   | 6,66   | $Ni^{2+}$ | 10,92  | 3,08   | $Sr^{2+}$ | 13,17  | 0,83   |
| $Cr^{3+}$ | 3,45   | 10,05  | $Zn^{2+}$ | 7,69   | 6,31   | $Mg^{2+}$ | 11,42  | 2,58   | $Na^+$    | 14,18  | -0,18  |
| $Al^{3+}$ | 5,02   | 8,98   | $Co^{2+}$ | 8,90   | 5,10   | $Ag^+$    | 11,99  | 2,01   | $K^+$     | 14,46  | -0,46  |

X tabula

Molekulāro skābju konstanšu negatīvā logaritma  $pK_A$  un sajūgto bāžu konstanšu negatīvā logaritma  $pK_B$  skaitliskās vērtības



Skābes ar ūdeni reaģē, piemēram šādi:



Skaitliskās vērtības:


|             | $pK_A$ | $pK_B$ |            | $pK_A$ | $pK_B$ |            | $pK_A$ | $pK_B$ |
|-------------|--------|--------|------------|--------|--------|------------|--------|--------|
| $HNO_3$     | -1,43  | 15,43  | $HF$       | 3,18   | 10,82  | $H_2S$     | 7,20   | 6,80   |
| $H_2CrO_4$  | -0,98  | 15,98  | $HNO_2$    | 3,29   | 10,71  | $HCN$      | 9,31   | 4,69   |
| $H_2C_2O_4$ | 1,19   | 12,81  | $HCOOH$    | 3,75   | 10,25  | $H_2SiO_4$ | 9,80   | 4,20   |
| $H_2SO_3$   | 1,78   | 12,22  | $CH_3COOH$ | 4,76   | 9,24   |            |        |        |
| $H_3PO_4$   | 2,14   | 11,86  | $H_2CO_3$  | 6,37   | 7,63   |            |        |        |

## Ķīmisko elementu nosaukumi latviešu, angļu, vācu un krievu valodā

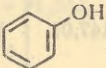
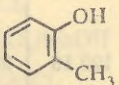
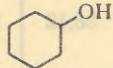
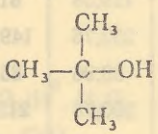
| Kārtas<br>skaitlis | Sim-<br>bols | Nosaukumi |             |             |           |
|--------------------|--------------|-----------|-------------|-------------|-----------|
|                    |              | latviski  | angliski    | vāciski     | krieviski |
| 1                  | 2            | 3         | 4           | 5           | 6         |
| 1.                 | H            | Ūdeņradis | Hydrogen    | Wasserstoff | Водород   |
| 2.                 | He           | Hēlijs    | Helium      | Helium      | Гелий     |
| 3.                 | Li           | Litijs    | Lithium     | Lithium     | Литий     |
| 4.                 | Be           | Berilijs  | Beryllium   | Beryllium   | Бериллий  |
| 5.                 | B            | Bors      | Boron       | Bor         | Бор       |
| 6.                 | C            | Ogleklis  | Carbon      | Kohlenstoff | Углерод   |
| 7.                 | N            | Slāpekļis | Nitrogen    | Stickstoff  | Азот      |
| 8.                 | O            | Skābeklis | Oxygen      | Sauerstoff  | Кислород  |
| 9.                 | F            | Fluors    | Fluorine    | Fluor       | Фтор      |
| 10.                | Ne           | Neons     | Neon        | Neon        | Неон      |
| 11.                | Na           | Nātrijs   | Sodium      | Natrium     | Натрий    |
| 12.                | Mg           | Magnijs   | Magnesium   | Magnesium   | Магний    |
| 13.                | Al           | Alumīnijs | Alumin(i)um | Aluminium   | Алюминий  |
| 14.                | Si           | Silīcijs  | Silicon     | Silicium    | Кремний   |
| 15.                | P            | Fosfors   | Phosphorus  | Phosphor    | Фосфор    |
| 16.                | S            | Sērs      | Sulfur      | Schwefel    | Сера      |
| 17.                | Cl           | Hlors     | Chlorine    | Chlor       | Хлор      |
| 18.                | Ar           | Argons    | Argon       | Argon       | Аргон     |
| 19.                | K            | Kālijs    | Potassium   | Kalium      | Калий     |
| 20.                | Ca           | Kalcijs   | Calcium     | Calcium     | Кальций   |
| 21.                | Sc           | Skandijs  | Scandium    | Scandium    | Скандий   |
| 22.                | Ti           | Titāns    | Titanium    | Titan       | Титан     |
| 23.                | V            | Vanādijs  | Vanadium    | Vanadin     | Ванадий   |
| 24.                | Cr           | Hroms     | Chromium    | Chrom       | Хром      |
| 25.                | Mn           | Mangāns   | Manganese   | Mangan      | Марганец  |
| 26.                | Fe           | Dzelzs    | Iron        | Eisen       | Железо    |
| 27.                | Co           | Kobalts   | Cobalt      | Kobalt      | Кобальт   |
| 28.                | Ni           | Niķelis   | Nickel      | Nickel      | Никель    |
| 29.                | Cu           | Varš      | Copper      | Kupfer      | Медь      |
| 30.                | Zn           | Cinks     | Zinc        | Zink        | Цинк      |
| 31.                | Ga           | Gallijs   | Gallium     | Gallium     | Галлий    |
| 32.                | Ge           | Germānijs | Germanium   | Germanium   | Германий  |
| 33.                | As           | Arsēns    | Arsenic     | Arsen       | Мышьяк    |
| 34.                | Se           | Selēns    | Selenium    | Selen       | Селен     |
| 35.                | Br           | Broms     | Bromine     | Brom        | Бром      |
| 36.                | Kr           | Kriptons  | Krypton     | Krypton     | Криптон   |
| 37.                | Rb           | Rubīdijs  | Rubidium    | Rubidium    | Рубидий   |
| 38.                | Sr           | Stroncijs | Strontium   | Strontium   | Стронций  |
| 39.                | Y            | Itrijs    | Yttrium     | Yttrium     | Иттрий    |
| 40.                | Zr           | Cirkonijs | Zirconium   | Zirkonium   | Цирконий  |
| 41.                | Nb           | Niobijs   | Niobium     | Niob        | Ниобий    |
| 42.                | Mo           | Molibdēns | Molybdenum  | Molybdän    | Молибден  |
| 43.                | Tc           | Tehnēcijs | Technetium  | Technetium  | Технеций  |
| 44.                | Ru           | Rutēnijs  | Ruthenium   | Ruthenium   | Рутений   |
| 45.                | Rh           | Rodijs    | Rhodium     | Rhodium     | Родий     |
| 46.                | Pd           | Pallādijs | Palladium   | Palladium   | Палладий  |
| 48.                | Ag           | Sudrabs   | Silver      | Silber      | Серебро   |


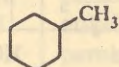

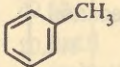

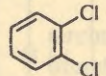

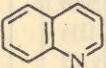


| 1    | 2  | 3            | 4                  | 5            | 6           |
|------|----|--------------|--------------------|--------------|-------------|
| 48.  | Cd | Kadmijs      | Cadmium            | Cadmium      | Кадмий      |
| 49.  | In | Indijs       | Indium             | Indium       | Индий       |
| 50.  | Sn | Alva         | Tin                | Zinn         | Олово       |
| 51.  | Sb | Antimons     | Antimony (Stibium) | Antimon      | Сурьма      |
| 52.  | Te | Telūrs       | Tellurium          | Tellur       | Теллур      |
| 53.  | I  | Jods         | Iodine             | Jod          | Иод         |
| 54.  | Xe | Ksenons      | Xenon              | Xenon        | Ксенон      |
| 55.  | Cs | Cēzijs       | C(a)esium          | Caesium      | Цезий       |
| 56.  | Ba | Bārijs       | Barium             | Barium       | Барий       |
| 57.  | La | Lantāns      | Lanthanum          | Lanthan      | Лантан      |
| 58.  | Ce | Cērijs       | Cerium             | Cer          | Церий       |
| 59.  | Pr | Praeodīms    | Praseodymium       | Praseodym    | Празеодим   |
| 60.  | Nd | Neodīms      | Neodymium          | Neodym       | Неодим      |
| 61.  | Pm | Prometijs    | Promethium         | Promethium   | Прометий    |
| 62.  | Sm | Samārijs     | Samarium           | Samarium     | Самарий     |
| 63.  | Eu | Eiropijs     | Europium           | Europium     | Европий     |
| 64.  | Gd | Gadolīnijs   | Gadolinium         | Gadolinium   | Гадолиний   |
| 65.  | Tb | Terbijs      | Terbium            | Terbium      | Тербий      |
| 66.  | Dy | Disprozijs   | Dysprosium         | Dysprosium   | Диспрозий   |
| 67.  | Ho | Holmijs      | Holmium            | Holmium      | Гольмий     |
| 68.  | Er | Erbijs       | Erbium             | Erbium       | Эрбий       |
| 69.  | Tm | Tūlijs       | Thulium            | Thulium      | Тулий       |
| 70.  | Yb | Iterbijs     | Ytterbium          | Ytterbium    | Иттербий    |
| 71.  | Lu | Lutēcijs     | Lutetium           | Lutetium     | Лютеций     |
| 72.  | Hf | Hafnijs      | Hafnium            | Hafnium      | Гафний      |
| 73.  | Ta | Tantals      | Tantalum           | Tantal       | Тантал      |
| 74.  | W  | Volframs     | Tungsten           | Wolfram      | Вольфрам    |
| 75.  | Re | Rēnijs       | Rhenium            | Rhenium      | Рений       |
| 76.  | Os | Osmijs       | Osmium             | Osmium       | Осмий       |
| 77.  | Ir | Irīdijs      | Iridium            | Iridium      | Иридий      |
| 78.  | Pt | Platīns      | Platinum           | Platin       | Платина     |
| 79.  | Au | Zelts        | Gold               | Gold         | Золото      |
| 80.  | Hg | Dzīvsudrabs  | Mercury            | Quecksilber  | Ртуть       |
| 81.  | Tl | Tallijs      | Thallium           | Thallium     | Таллий      |
| 82.  | Pb | Svins        | Lead               | Blei         | Свинец      |
| 83.  | Bi | Bismuts      | Bismuth            | Wismut       | Висмут      |
| 84.  | Po | Polonijs     | Polonium           | Polonium     | Полоний     |
| 85.  | At | Astats       | Astatine           | Astat        | Астат       |
| 86.  | Rn | Radons       | Radon              | Radon        | Радон       |
| 87.  | Fr | Francijs     | Francium           | Francium     | Франций     |
| 88.  | Ra | Rādijs       | Radium             | Radium       | Радий       |
| 89.  | Ac | Aktīnijs     | Actinium           | Actinium     | Актиний     |
| 90.  | Th | Torijs       | Thorium            | Thorium      | Торий       |
| 91.  | Pa | Protaktīnijs | Protactinium       | Protactinium | Протактиний |
| 92.  | U  | Urāns        | Uranium            | Uran         | Уран        |
| 93.  | Np | Neptūnijs    | Neptunium          | Neptunium    | Нептуний    |
| 94.  | Pu | Plutonijs    | Plutonium          | Plutonium    | Плутоний    |
| 95.  | Am | Amerīcijs    | Americium          | Americium    | Америций    |
| 96.  | Cm | Kirijs       | Curium             | Curium       | Кюрий       |
| 97.  | Bk | Berklijs     | Berkelium          | Berkelium    | Берклий     |
| 98.  | Cf | Kalifornijs  | Californium        | Californium  | Калифорний  |
| 99.  | Es | Einšteinījs  | Einsteinium        | Einsteinium  | Эйнштейний  |
| 100. | Fm | Fermijs      | Fermium            | Fermium      | Фермий      |

## Organisko savienojumu un grupu saīsinājumi un apzīmējumi

| Saīsinājums<br>(apzīmējums) | Nosaukums                                  | Formula  |
|-----------------------------|--|--|
| Ac                          | acetil                                     | CH <sub>3</sub> —CO—   |
| Ac <sub>2</sub> O           | acetanhidrīds                              | (CH <sub>3</sub> CO) <sub>2</sub> O  |
| AcOEt                       | etilacetāts                                | CH <sub>3</sub> COOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub>                                     |
| AcOH                        | etiķskābe                                  | CH <sub>3</sub> COOH   |
| AcOOH                       | peroksietiķskābe                           | CH <sub>3</sub> COOOH  |
| Ar                          | arilgrupa                                  | —  |
| Bz                          | benzoil                                    | C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> —CO—   |
| Bzl                         | benzil                                     | C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> —CH <sub>2</sub> —                                     |
| BzOH                        | benzoscābe                                 | C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> —COOH  |
| Bu                          | butil                                      | CH <sub>3</sub> —(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> —                                   |
| <i>i</i> -Bu                | izobutil                                   | (CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> CH—CH <sub>2</sub> —                                 |
| <i>s</i> -Bu                | sekbutil                                   | CH <sub>3</sub> —CH <sub>2</sub> —CH—<br> <br>CH <sub>3</sub>                        |
| <i>t</i> -Bu                | tercbutil                                  | (CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> C—   |
| DMA                         | dimetilacetamīds                           | CH <sub>3</sub> —CON(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>                                  |
| DMSO                        | dimetilsulfoksīds                          | CH <sub>3</sub> —S—CH <sub>3</sub><br>  <br>O  |
| DMF                         | dimetilformamīds                           | HCON(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>  |
| Et                          | etil-                                      | CH <sub>3</sub> —CH <sub>2</sub> —   |
| FAD                         | flavīnadenīdinukleotīds                    | —  |
| Hb                          | hemoglobīns                                | —  |
| HbO <sub>2</sub>            | oksihemoglobīns                            | —  |
| Hal                         | halogēns                                   | Cl, Br, I, F   |
| HMPA                        | heksametilfosforskābes<br>triamīds         | [(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> N] <sub>3</sub> P=O                                 |
| Me                          | metil                                      | CH <sub>3</sub> —  |
| Ph                          | fenil                                      | C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> —  |
| Pr                          | propil                                     | CH <sub>3</sub> —(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> —                                   |
| <i>i</i> -Pr                | izopropil                                  | (CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> —CH—   |
| Py                          | piridīns                                   | C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N  |
| NAD                         | nikotīnamīd-adenīn-<br>-dinukleotīds       | —  |
| NADF                        | nikotīnamīd-adenīn-<br>-dinukleotīdfosfāts | —  |
| R                           | alkilgrupa                                 | —  |
| TFA                         | trifluoretiķskābe                          | CF <sub>3</sub> —COOH  |
| THF                         | tetrahidrofurāns                           |  |
| TOS                         | tozil                                      | CH <sub>3</sub> —C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> —SO <sub>2</sub> —                    |

## Svarīgākie organiskie šķīdinātāji

| Nosaukums                           | Formula   | Molekul-<br>masa | Viršanas<br>tempera-<br>tūra, °C | Kušanas<br>tempera-<br>tūra, °C | Blīvums<br>$d_4^{20}$ |
|-------------------------------------|---|------------------|----------------------------------|---------------------------------|-----------------------|
| 1                                   | 2   | 3                | 4                                | 5                               | 6                     |
| <b>1. PROTONDONORIE ŠĶĪDINĀTĀJI</b> |   |                  |                                  |                                 |                       |
| Skudrskābe                          | HCOOH   | 46,03            | 100,7                            | 8,4                             | 1,220                 |
| Etīkšķābe                           | CH <sub>3</sub> COOH  | 60,05            | 117,9                            | 16,6                            | 1,0492                |
| Trifluoretiķšķābe                   | CF <sub>3</sub> COOH  | 114,02           | 72,4                             | -15,2                           | 1,5351<br>(0 °C)      |
| Propionskābe                        | CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH  | 74,08            | 141                              | -20,8                           | 0,9930<br>(20 °C)     |
| Fenols                              |    | 94,11            | 181,7                            | 43                              | 1,0576                |
| o-krezols                           |    | 108,15           | 191                              | 30,9                            | 1,0273                |
| Metanols                            | CH <sub>3</sub> OH  | 32,04            | 65                               | -93,9                           | 0,7914                |
| Etanols                             | CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH  | 46,07            | 78,5                             | -117,3                          | 0,7893                |
| Butanols-1                          | CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH                  | 74,12            | 117,2                            | -89,5                           | 0,8098                |
| Pentanols-1                         | CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH  | 88,15            | 137,3                            | -79                             | 0,8144                |
| Cikloheksanols                      |  | 100,16           | 161,1                            | 25,1                            | 0,9624                |
| Propanols-2                         | CH <sub>3</sub> CH(OH)CH <sub>3</sub>   | 60,11            | 82,4                             | -89,5                           | 0,7855                |
| 2-metilpropanols-2                  |  | 74,12            | 82,2                             | 25,5                            | 0,7887                |
| Glikols                             | HOCH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH  | 62,07            | 198                              | -11,5                           | 1,1088                |
| Etanolamīns                         | HOCH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>                                   | 61,09            | 170                              | 10,3                            | 1,0180                |
| Dietanolamīns                       | (HOCH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> NH                                | 105,14           | 271                              | 28                              | 1,0966                |
| Trietanolamīns                      | (HOCH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> N                                 | 149,19           | 277                              | 21,2                            | 1,1242                |

| 1                               | 2   | 3      | 4      | 5      | 6      |
|---------------------------------|---|--------|--------|--------|--------|
| <b>2. APROTONIE ŠĶĪDINĀTĀJI</b> |   |        |        |        |        |
| Cikloheksāns                    |    | 84,16  | 80,7   | 6,5    | 0,7785 |
| Metilcikloheksāns               |    | 98,19  | 100,9  | -126,6 | 0,7694 |
| Benzols                         |    | 78,12  | 80,1   | 5,5    | 0,8786 |
| Toluols                         |    | 92,15  | 110,6  | -95    | 0,8669 |
| Hlorbenzols                     |    | 112,56 | 132    | -45,6  | 1,1058 |
| o-dihlorbenzols                 |    | 147,01 | 180,5  | -17    | 1,3048 |
| Piridīns                        |    | 79,10  | 115,5  | -42    | 0,9819 |
| Hinolīns                        |    | 129,16 | 238,05 | -15,6  | 1,0929 |
| Dietilēteris                    | $C_2H_5-O-C_2H_5$   | 74,12  | 34,51  | -116,3 | 0,7138 |
| Tetrahidrofurāns                |   | 72,12  | 67     | -      | 0,8892 |
| Dioksāns-1,4                    |  | 88,12  | 101    | 11,8   | 1,0337 |
| Dihlormetāns                    | $CH_2Cl_2$  | 84,93  | 40     | -95,1  | 1,3266 |
| Hloroforms                      | $CHCl_3$  | 119,38 | 61,7   | -63,5  | 1,4832 |
| Bromoforms                      | $CHBr_3$  | 252,75 | 149,5  | 8,3    | 2,8899 |
| 1,2-dihloreitāns                | $ClCH_2CH_2Cl$  | 98,96  | 83,5   | -35,6  | 1,2351 |
| Hekсахlorbutadiēns-1,3          | $CCl_2=C(Cl)C(Cl)=CCl_2$  | 260,76 | 215    | -21    | 1,6820 |
| Tetrahlormetāns                 | $CCl_4$   | 153,82 | 76,54  | -22,99 | 1,5940 |
| Sērogleklis                     | $CS_2$  | 76,14  | 46,3   | -111,5 | 1,2632 |
| Etilacetāts                     | $CH_3COOC_2H_5$   | 88,12  | 77     | -83,6  | 0,9003 |

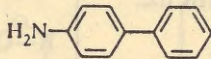
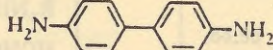
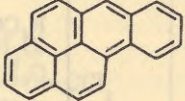

## Reaģentu izvēle, sintezējot organiskos savienojumus

| Reakcijas tips    | Reaģents  | Sintēzes piemēri  |
|-------------------|---|---|
| 1                 | 2   | 3   |
| Halogenēšana      | $\text{Cl}_2/h\nu$<br>$\text{HX}, \text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$  | $\text{R}-\text{H} \longrightarrow \text{R}-\text{Cl}$<br>$\text{R}-\text{CH}=\text{CH}_2 \longrightarrow \text{R}-\underset{\text{X}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$  |
|                   | $\text{HX}, \text{PX}_3, \text{PX}_5, \text{SOX}_2$<br>$\text{Cl}_2/\text{FeCl}_3$  | $\text{R}-\text{OH} \longrightarrow \text{R}-\text{X}$<br>$\text{Ar}-\text{H} \longrightarrow \text{Ar}-\text{X}$   |
| Nitrēšana         | $\text{CuX}$<br>$\text{HNO}_3/t^\circ$<br>$\text{k. HNO}_3 + \text{k. H}_2\text{SO}_4$  | $\text{Ar}-\overset{\oplus}{\text{N}}=\overset{\ominus}{\text{N}}\overset{\ominus}{\text{X}} \longrightarrow \text{Ar}-\text{X}$<br>$\text{R}-\text{H} \longrightarrow \text{R}-\text{NO}_2$<br>$\text{Ar}-\text{H} \longrightarrow \text{Ar}-\text{NO}_2$  |
| Sulfurēšana       | $\text{k. SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$<br>$\text{k. H}_2\text{SO}_4$  | $\text{Ar}-\text{H} \longrightarrow \text{Ar}-\text{SO}_3\text{H}$<br>$\text{C}_6\text{H}_5-\text{OH} \longrightarrow \text{HOC}_6\text{H}_4\text{SO}_3\text{H}$<br>$\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{NC}_6\text{H}_4\text{SO}_3\text{H}$   |
| Alkilēšana        | $\text{RCl}/\text{AlCl}_3$<br>$(\text{CH}_3)_2\text{SO}_4/\text{NaOH}$  | $\text{C}_6\text{H}_6 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5-\text{R}$<br>$\text{C}_6\text{H}_5-\text{OH} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5-\text{OCH}_3$  |
| Acilēšana         | $\text{RCOCl}/\text{AlCl}_3$  | $\text{C}_6\text{H}_6 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5-\text{COR}$  |
| Diazotēšana       | $\text{HNO}_2/\text{HCl} < 5^\circ\text{C}$   | $\text{Ar}-\text{NH}_2 \longrightarrow \text{Ar}-\overset{\oplus}{\text{N}}=\overset{\ominus}{\text{N}}\overset{\ominus}{\text{Cl}}$  |
| Azosametināšana   | $\overset{\oplus}{\text{Ar}}\text{N}_2 + \text{Ar}-\text{D}$<br>$:\text{D} = \text{OH}, \text{NH}_2, \text{NHR} \text{ u.c.}$   | $\text{Ar}\overset{\oplus}{\text{N}}_2\overset{\ominus}{\text{X}} \longrightarrow \text{ArN}=\text{N}-\text{Ar}-\text{D}$   |
| Grinjāra reakcija | $\text{RMgBr}$  | $\left. \begin{array}{l} \text{R}-\text{OH} \\ \text{R}-\text{NH}_2 \\ \text{R}_2\text{NH} \end{array} \right\} \longrightarrow \text{R}-\text{H}$<br>$\text{HCHO} \longrightarrow \text{pirmējie spirti}$<br>$\text{RCHO} \longrightarrow \text{otrējie spirti}$<br>$\text{R}_2\text{CO} \longrightarrow \text{trešējie spirti}$ |
| Oksidēšana        | $\text{KMnO}_4/\text{H}^\oplus, \text{H}_2\text{O}$<br>$\text{MnO}_2; \text{CrO}_3$<br>$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^\oplus, \text{H}_2\text{O}$<br>vai $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^\oplus, \text{H}_2\text{O}$<br>$\text{KMnO}_4$ | $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$<br>$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$<br>$\text{RCH}_2\text{OH} \longrightarrow \text{RCHO}$<br>$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_3 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$      |

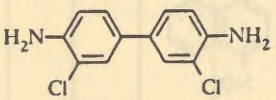
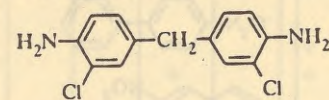
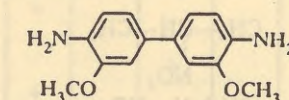
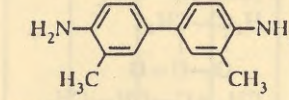
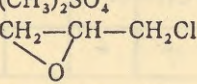
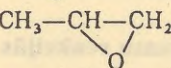
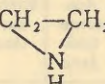
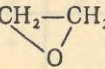
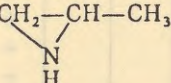
| 1                               | 2   | 3  |
|---------------------------------|---|--|
| Reducēšana un hidrogenēšana     | $\text{Fe} + \text{HCl}$ vai $\text{Sn} + \text{HCl}$<br>$\text{Zn} \cdot \text{Hg} + \text{HCl}$<br>$\text{NaBH}_4/\text{H}_2\text{O}$<br><br>$\text{LiAlH}_4/\text{ēteris}$<br><br>$\text{H}_2/\text{Pt}$<br>$\text{H}_2/\text{Ni}$ | $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$<br>$\text{RR}'\text{C}=\text{O} \rightarrow \text{R}-\text{CH}_2-\text{R}'$<br>$\text{RCHO} \rightarrow \text{RCH}_2\text{OH}$<br>$\text{R}_2\text{C}=\text{O} \rightarrow \text{R}_2\text{CHOH}$<br>$\text{RCOOH} \rightarrow \text{RCH}_2\text{OH}$<br>$\text{RCOOR}' \rightarrow \text{RCH}_2\text{OH}$<br>$\text{RCI} \rightarrow \text{RH}$<br>$\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$<br>$-\text{CH}=\text{CH}- \rightarrow -\text{CH}_2-\text{CH}_2-$<br>$\text{R}-\text{CN} \rightarrow \text{RCH}_2\text{NH}_2$<br>$\text{R COOR}' \rightarrow \text{RCOO}^\ominus + \text{R}'\text{OH}$<br>$\text{RCN} \rightarrow \text{RCOO}^\ominus$<br>$\text{RCONH}_2 \rightarrow \text{RCOO}^\ominus + \text{NH}_3$<br>$\text{RCH}=\text{CHR}' \rightarrow \text{RCH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{R}'$<br>$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2$<br>$\text{RCOOH} + \text{R}'\text{OH} \rightarrow \text{RCO}_2\text{R}' + \text{H}_2\text{O}$ |
| Hidrolīze                       | $\text{OH}^\ominus/\text{H}_2\text{O}$  |  |
| Dehidratācija<br>Esterifikācija | $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{H}_2\text{O}$<br>$\text{Al}_2\text{O}_3$<br>k. $\text{H}_2\text{SO}_4$   |  |

XV tabula

## Kancerogēnie savienojumi\*

| Nosaukums                           | Strukturformula   | Kancerogēnā iedarbība |         |      |
|-------------------------------------|---|-----------------------|---------|------|
|                                     |   | loti spēcīga          | spēcīga | vāja |
| 1                                   | 2   | 3                     | 4       | 5    |
| Akrilnitrils                        | $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CN}$   |                       | +       |      |
| 4-aminobifenils                     |  | +                     |         |      |
| Benzidīns<br>(4,4'-diaminobifenils) |  | +                     |         |      |
| Benzpirēns                          |  |                       | +       |      |
| Benzols                             |  |                       | +       |      |

\* Organiskie savienojumi, kas, ilgāku laiku iedarbojoties uz organismu, var izraisīt ļaundabīgo audzēju veidošanos.

| 1  | 2   | 3 | 4 | 5 |
|--|---|---|---|---|
| Bis(hlormetil)ēteris                         | $\text{ClCH}_2\text{—O—CH}_2\text{Cl}$  | + |   |   |
| Butadiēns-1,3                                | $\text{CH}_2=\text{CH—CH}=\text{CH}_2$  |   |   | + |
| Diazometāns                                  | $\text{CH}_2\text{N}_2$   |   | + |   |
| 1,2-dibrometāns                              | $\text{BrCH}_2\text{CH}_2\text{Br}$   |   | + |   |
| 3,3'-dihlorbenzidīns                         |    |   | + |   |
| 1,4-dihlorbutēns-2                           | $\text{ClCH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{Cl}$                                     |   | + |   |
| 2,2'-dihlor-4,4'-metilēndianilīns            |    |   | + |   |
| Dietilsulfāts                                | $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{SO}_4$   |   | + |   |
| 3,3'-dimetoksibenzidīns                      |    |   | + |   |
| 3,3'-dimetilbenzidīns                        |    |   | + |   |
| N,N-dimetilhidrazīns                         | $(\text{CH}_3)_2\text{N—NH}_2$  |   |   | + |
| 1,2-dimetilhidrazīns                         | $\text{CH}_3\text{—NH—NH—CH}_3$   |   | + |   |
| Dimetilsulfāts                               | $(\text{CH}_3)_2\text{SO}_4$  |   | + |   |
| Epihlorhidrīns<br>(1-hlor-2,3-epoksipropāns) |    |   |   | + |
| 1,2-epoksipropāns<br>(1,2-propilēnoksisīds)  |   |   |   | + |
| Etilkarbamāts (uretāns)                      | $\text{H}_2\text{N—C(=O)—OC}_2\text{H}_5$   |   | + |   |
| Etilēnimīns (aziridīns)                      |  |   | + |   |
| Etilēnoksisīds                               |  |   |   | + |
| Heksametilfosforskābes<br>triamīds           | $[(\text{CH}_3)_2\text{N}]_3\text{P}=\text{O}$                                      | + |   |   |
| Hlormetil-metilēteris                        | $\text{ClCH}_2\text{—O—CH}_3$   | + |   |   |
| 2-metilaziridīns                             |  |   | + |   |

| 1                     | 2   | 3 | 4 | 5 |
|-----------------------|---|---|---|---|
| 2-naftilamīns         |   | + |   |   |
| 5-nitroacenaftēns     |   |   | + |   |
| 4-nitrodifenils       |   | + |   |   |
| 2-nitronaftalīns      |   |   | + |   |
| 2-nitropropāns        | $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{NO}_2 \end{array}$  |   | + |   |
| N-nitrozodimetilamīns | $(\text{CH}_3)_2\text{N} - \text{NO}$   | + |   |   |
| Propanolīds-3         | $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \\   \\ \text{O} - \text{C} = \text{O} \end{array}$  |   | + |   |
| 2,3,4-trihlorbutēns-1 | $\begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_2 \\   \quad   \quad   \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$ |   | + |   |
| Vinilhlorīds          | $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{Cl}$   |   | + |   |

XVI tabula

Šķīdinātāju izvēle organisko savienojumu reakcijās

| Šķīdinātājs      | Reakcijas    |           |             |                         |             |                 |               |               |                   |                             |                             |            |
|------------------|--------------|-----------|-------------|-------------------------|-------------|-----------------|---------------|---------------|-------------------|-----------------------------|-----------------------------|------------|
|                  | Haloģenēšana | Nitrēšana | Sulfurēšana | Alkilēšana un acilēšana | Diazotēšana | Azosamētināšana | Diēnu sintēze | Hidroģenēšana | Grīnžāra reakcija | Nukleofilā aizvietošana     |                             | Oksidēšana |
|                  |              |           |             |                         |             |                 |               |               |                   | S <sub>N</sub> <sup>1</sup> | S <sub>N</sub> <sup>2</sup> |            |
| 1                | 2*           | 3         | 4           | 5                       | 6           | 7               | 8             | 9             | 10                | 11                          | 12                          | 13         |
| Acetons          |              |           |             |                         |             |                 | +             |               |                   |                             | +                           |            |
| Acetonitrils     |              |           |             |                         |             |                 |               |               |                   |                             | +                           |            |
| Etanols          |              |           |             |                         | +           | +               | +             | +             |                   | +                           |                             |            |
| Metilfenilēteris |              |           |             |                         |             |                 |               |               | +                 |                             |                             |            |
| Benzols          |              |           |             |                         |             |                 | +             |               |                   |                             |                             |            |
| Hloroforms       |              |           |             |                         |             |                 | +             |               |                   |                             |                             |            |
| Dietilēteris     |              |           |             |                         |             |                 | +             |               | +                 |                             |                             |            |

| 1                         | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 |
|---------------------------|---|---|---|---|---|---|---|---|----|----|----|----|
| 1,2-dihlor-<br>etāns      |   |   |   | + |   |   |   |   |    |    |    |    |
| o-dihlor-<br>benzols      | + | + |   |   |   |   | + |   |    |    |    |    |
| Dimetil-<br>formamīds     |   |   |   |   | + |   |   |   |    |    | +  |    |
| Dimetil-<br>sulfoksīds    |   |   |   |   |   |   |   |   |    |    | +  |    |
| Dioksāns-1,4              |   |   | + |   |   |   | + | + |    |    |    | +  |
| Ledus<br>etiķskābe        | + | + | + |   | + | + |   | + |    | +  |    | +  |
| Etilacetāts               |   |   |   |   |   |   |   | + |    |    |    |    |
| Metanols                  |   |   |   |   |   | + |   | + |    | +  |    |    |
| Dihlor-<br>metāns         |   | + |   |   |   |   | + |   |    |    |    |    |
| Nitrobenzols              | + | + | + | + |   |   |   |   |    |    |    | +  |
| Nitrometāns               |   |   |   | + |   |   |   |   |    |    | +  |    |
| Piridīns                  |   |   |   |   |   | + |   |   |    |    |    | +  |
| Sērogleklis               |   |   |   | + |   |   |   |   |    |    |    |    |
| Sērskābe                  |   | + | + |   | + |   |   |   |    |    |    | +  |
| Tetrametil-<br>lēnsulfons |   |   |   | + |   |   |   |   |    |    | +  |    |
| Tetrahlor-<br>metāns      | + | + | + |   |   |   |   |   |    |    |    |    |
| Tetrahidro-<br>furāns     |   |   |   |   |   |   | + |   | +  |    |    |    |
| Toluols                   |   |   |   |   |   | + | + |   |    |    |    |    |
| Ūdens                     |   |   |   |   | + | + |   | + |    | +  |    | +  |

## ALFABĒTISKAIS RĀDĪTĀJS

- Acetaldehīds 440  
 Acetilēns 391  
 Acetilhlorīds 454  
 Acetons 440  
 Adipīnskābe 449, 450  
 Aizvietotās karbonskābes 455-462  
 Akrilskābe 447  
 Akroleīns 440  
 Aktīnijs 301  
 Aktinoīdi 303-305  
 Aldehīdi 433-441  
 Alkadiēni 385-388  
 Alkaloīdi 473  
 Alkāni 378-381  
 Alkanoli 409-414  
 Alkānu iegūšanas metodes 379, 380  
 - reakcijas 380, 381  
 Alkāni 382-385  
 Alkīdsveķi 506  
 Alumīnijs atrašanās dabā 203  
 - īpašības 203, 204  
 - izmantošana 205  
 - savienojumi 205-208  
 Alvas atrašanās dabā 227  
 - iegūšana 227  
 - īpašības 227, 228  
 - izmantošana 228-230  
 - savienojumi 228-230  
 Amīni 424-430  
 ε-aminokapronskābe 462  
 Aminokarbonskābes 458-460  
 α-aminoskābes 461, 462  
 Anilīns 429, 430  
 Antimona atrašanās dabā 249  
 - iegūšana 250  
 - īpašības 250  
 - izmantošana 250  
 - savienojumi 250, 251  
 Antracēns 399, 400  
 Arēndiazonijs sāļi 430, 431  
 Arēni 394-399  
 Argons 283  
 Arsēna atrašanās dabā 248  
 - iegūšana 248  
 - īpašības 248  
 - savienojumi 248, 249  
 Astats 282  
 Atoma kodols 21  
 - masa 20, 22  
 - uzbūve 21  
 Atomjoni 36  
 Atommassa, elementa, 20  
 - relatīvā 28, 51  
 Atommassas vienība 22  
 Atomradikāļi 35  
  
 Bārija atrašanās dabā 196  
 - iegūšana 196  
 - īpašības 196  
  
 - lietošana 196  
 - savienojumi 196-198  
 Bāzes 88-90, 152  
 Bāzu fizikālās īpašības 153  
 - iedalījums 152  
 - nosaukumi 152, 153  
 - reakcijas 159, 160  
 Benzaldehīds 441  
 Benzilhlorīds 408  
 Benzofenons 441  
 Benzols 398  
 Benzoskābe 448  
 Berilija atrašanās dabā 183  
 - īpašības 183  
 - lietošana 183  
 - savienojumi 184  
 Bifenils 399  
 Bioorganiskie savienojumi 473  
 Bismuta atrašanās dabā 251  
 - iegūšana 251  
 - īpašības 252  
 - savienojumi 252  
 Bora atrašanās dabā 199  
 - iegūšana 199  
 - īpašības 199, 200  
 - izmantošana 200  
 - savienojumi 200-203  
 Broma atrašanās dabā 275, 276  
 - iegūšana 276  
 - īpašības 276  
 - izmantošana 276  
 - savienojumi 276-278  
 Butadiēntriklaučuks 502  
 Butadiēns-1,3 387  
 Butadiēnstirolkaučuks 502  
  
 Cēlgāzes 149  
 Celuloze 481-483  
 Cēzija atrašanās dabā 181  
 - iegūšana 181  
 - īpašības 181  
 - savienojumi 182  
 Cietas vielas 54-58  
 Ciete 480, 481  
 Cikloalkāni 392-394  
 Cikloheksāns 394  
 Cinka atrašanās dabā 292  
 - iegūšana 292  
 - īpašības 292  
 - savienojumi 293, 294  
  
 Destilēšana 518, 519  
 Dezoksiriboze 478  
 Dietilēteris 421  
 Difenilmetāns 399, 400  
 1,2-dihlormetāns 404  
 Dikarbonskābes 448-451  
 N,N-dimetilformamīds 455  
  
 Dioli 414-417  
 Disaharīdi 479, 480  
 Drošas darba metodes 514  
 Dzelzs atrašanās dabā 332  
 - iegūšana 332  
 - īpašības 332, 333  
 - izmantošana 334  
 - savienojumi 334-338  
 Dzeramais ūdens 170  
 Dzīvsudraba atrašanās dabā 295  
 - baterija 104  
 - iegūšana 295  
 - īpašības 295, 296  
 - izmantošana 296  
 - savienojumi 296, 297  
  
 Efekts, indukcijas, 349  
 - konjugācijas 350  
 Ekstrakcija 520  
 Elektrodi 101  
 Elektroķīmiskais līdzsvars 101  
 Elektrolīti 73, 77  
 Elektrolīze 106-109  
 Elektronu atrašanās varbūtība 29  
 - mākonis 29  
 Elektronegativitāte 37  
 Elektroni, sapāroti, 30  
 Elektronu pāris 30, 36  
 Elektrons, nesapārots, 30  
 Elektronu skaits 22  
 Elementa izotops 23  
 - kārtas skaitlis 34  
 Elementārdaļiņas 20  
 Elementārdaļiņu lādiņš 21  
 - masa 20  
 Elementārobjekti 50  
 Elements 23  
 Elementu nosaukumi 26  
 - simboli 26  
 Enerģijas apakšlīmeņi 30  
 - līmeņi 30  
 Epoksīdsveķi 506  
 Etanols 413, 414  
 Ēteri 419-421  
 Etiķskābe 446  
 Etiķskābes anhidrīds 454  
 Etilacetāts 455  
 Etilēnglikols 416, 417  
 Etilēnoksis 421  
 Etilēns 384, 385  
 Etilhlorīds 404  
  
 Fenantrēns 399, 400  
 Fenolformaldehīdsveķi 504  
 Fenoli 417-419  
 Fenols 419  
 Filtrēšana 518  
 Fizikālais lielums 16

Fluora atrašanās dabā 268  
- iegūšana 268  
- īpašības 268, 269  
- savienojumi 269, 270  
Fluoretiķskābe 461  
Formaldehīds 439, 440  
Formulas, empīriskās, 46  
- molekulārās (molekulformulas)  
46, 47  
- struktūrformulas 46, 47

Formulvienība 37  
Fosfora atrašanās dabā 243  
- iegūšana 243  
- īpašības 245  
- izmantošana 244  
- savienojumi 245-247  
Francija atrašanās dabā 182  
- īpašības 182  
Freoni 404  
Fruktoze 479  
Ftalskābe 450, 451  
Funkcionālās grupas 359, 360  
Furāns 467  
Furfurols 467

Gaiss 255, 256  
Gallija atrašanās dabā 208  
- iegūšana 208  
- īpašības 208  
- izmantošana 209  
- savienojumi 209  
Gāzes relatīvais blīvums 52, 53  
Gāzu iegūšana 517  
Germānija atrašanās dabā 225  
- iegūšana 225  
- īpašības 225, 226  
- savienojumi 226  
Glicerīns 417  
Glikoze 478

Hafnija atrašanās dabā 309  
- iegūšana 309  
- īpašības 309  
- izmantošana 309, 310  
Halogēni 149  
Halogēnalkāni 401-404  
Halogēnalkēni 405, 406  
Halogēnarēni 406-408  
Halogēni 149, 267-282  
Halogēnkarbonskābes 456  
Halogēnogļūdeņraži 401-408  
Heksāndiamīns-1,6 429  
Hēlijs 283  
Hibridizācija 41, 42, 350  
Hidrāts 71  
Hidrīdi 164  
Hidroksilkarbonskābes 456-458  
Hidroksonijs joni 169  
Hinolīns 471  
Hlora atrašanās dabā 270  
- iegūšana 270  
- īpašības 270, 271  
- izmantošana 271  
- savienojumi 271-275

Hlorbenzols 408  
Hloretiķskābe 461  
Hloroforms 402, 404  
Hloroprēns 406  
Hroma atrašanās dabā 315  
- iegūšana 315  
- īpašības 315  
- izmantošana 316  
- savienojumi 316-320

Indigo 469  
Indija iegūšana 209  
- īpašības 209  
- izmantošana 209  
- savienojumi 210  
Indikatorī 95, 96  
Indols 468, 469  
Inhibitori 70, 71, 148  
Itrija atrašanās dabā 299  
- iegūšana 299  
- īpašības 299  
- izmantošana 300  
- savienojumi 300  
Izejvielu ieguves problēmas 529, 530  
- ķīmiskā pārvēršana 532  
- sagatavošana 531, 532  
Izohinolīns 471  
Izomērija 348  
- optiskā 354  
- rotācijas 355  
- skeletizomērija 353  
- spoguļizomērija 354  
- stāvokļizomērija 353, 354  
- struktūrizomērija 353  
- telpiskā 354, 355  
- virknes 354  
Izšķīdusās vielas daļa 80, 81  
- - daudzumdaļa (moldaļa) 80, 81  
- - masas daļa 80, 81

Joda atrašanās dabā 278  
- iegūšana 278  
- īpašības 278, 279  
- izmantošana 279  
- savienojumi 279-282  
Joni, saliktie, 48  
- vienkāršie 36  
Jonradikāļi 36

Kadmija atrašanās dabā 294  
- iegūšana 294  
- īpašības 294  
- izmantošana 294  
- savienojumi 295  
Kalcija atrašanās dabā 188, 189  
- iegūšana 189  
- īpašības 189  
- lietošana 189, 190  
- savienojumi 190-193  
Kālija atrašanās dabā 178  
- iegūšana 178  
- īpašības 178  
- savienojumi 179, 180  
Karbonskābes 441-462

Karbonskābju amīdi 453, 454  
- anhidrīdi 451, 452  
- esteri 452, 453  
- funkcionālie atvasinājumi  
451-455  
- halogēnanhidrīdi 451, 452  
Katalītiskais krekings 568  
Katalizatori 69, 70  
Katalīze 69-71  
Kaučuki, sintētiskie, 388  
Kaučuks, dabiskais, 387, 388  
Ketoni 433-441  
Kobalta atrašanās dabā 338  
- iegūšana 338  
- īpašības 338  
- izmantošana 339  
- savienojumi 339, 340  
Kompleksie elementārobjekti  
109-111  
- savienojumi 109-114  
Kompleksveidotājs 110, 111  
Koncentrācija 78  
- daudzumkoncentrācija 78, 79  
- masas koncentrācija 78, 79  
- tilpumkoncentrācija 78, 79  
Koordinācijas skaitlis 111  
Koordinatīvā saite 111  
Koordinētie atomi 110  
Kriptons 284  
Kristalizācija 518  
Ksenons 284  
Ksiloli 399  
Kurcatovijs 310

Ķīmijas laboratorija 512-514  
Ķīmiskā līdzsvara konstante 68  
- - pārvietošana 68, 69  
- saite 348, 349  
- struktūra 347  
Ķīmiskais līdzsvars 67, 68

Laboratorijas trauki 510-512  
Lantanoīdi 301-303  
Lantāns 300  
Liesmas krāsošana 520  
Ligandi 109-111  
Lipīdi 484-487  
Litija atrašanās dabā 173  
- īpašības 173  
- lietošana 173  
- savienojumi 174

Magnija atrašanās dabā 184  
- iegūšana 185  
- īpašības 185, 186  
- izmantošana 186  
- savienojumi 186-188  
Maleīnskābe 450  
Malonskābe 450  
Malonskābes dietilesteris 455  
Mangāna atrašanās dabā 323  
- iegūšana 323  
- īpašības 323, 324  
- izmantošana 324  
- savienojumi 324-329

Masas defekts 22  
Mērvienību sistēma 17  
Metāli 55, 137  
Metālu aizsargāšana pret koroziju  
146-148  
- blīvums 138  
- cietība 139  
- elektrovadītspēja 138  
- iedalījums 137-139  
- korozija 144-148  
- kušanas temperatūra 138  
- ķīmiskās īpašības 139-141  
- magnētiskās īpašības 138  
- plastiskums 139  
- sakausējumi 141-143  
- siltumvadītspēja 138  
- trauslums 139  
Metanols 413  
Metāns 381  
Metilamīns 429  
2-metilbutadiēns-1,3 387  
Minerālmēslu veidi 554-557  
Minerālūdeņi 170  
Molārā koncentrācija 78, 79  
Molārie lielumi 50  
Molekuljoni 48  
Molekulradikāļi 48, 49  
Molibdēna atrašanās dabā 320  
- iegūšana 320  
- īpašības 320  
- izmantošana 320, 321  
- savienojumi 321  
Mols 50  
Moltilpums 50, 51  
Monokarbonskābes 442-448  
Monosaharīdi 473-479

Naftalīns 399-401  
Naftas destilēšana 567, 568  
Naftoli 419  
Nātrija atrašanās dabā 174, 175  
- iegūšana 175  
- īpašības 175  
- lietošana 175  
- savienojumi 176, 177  
Nemetāli 55  
Nemetālu fizikālās īpašības 148, 149  
- ķīmiskās īpašības 149  
Neons 283  
Neorganisko anjonu pazīšana  
522-524  
- katjonu pazīšana 520-522  
- vielu iedalījums 135  
- pamatklares 135  
Niķeļa atrašanās dabā 340  
- iegūšana 340  
- īpašības 341  
- savienojumi 341, 342  
Nilsborijs 314  
Niobija atrašanās dabā 312  
- iegūšana 313

- īpašības 313  
- savienojumi 313, 314  
Nitrobenzols 424  
Nitrometāns 424  
Nitrosavienojumi 422-424  
Nomenklatūra, IUPAC, 361-377  
- racionālā 361  
- triviālā 360  
Nosaukumi 47, 48  
Nukloni 21  
Nulles potenciāls 102

Oglekļa alotropiskie veidi 212  
- atrašanās dabā 212  
- ķīmiskās īpašības 213, 214  
- savienojumi 214, 215  
Ogļhidrāti 473-483  
Ogļūdeņraži 377, 378  
Ogļūdeņražu hidroksilatvasinā-  
jumi 408-419  
- slāpekļa atvasinājumi 421-433  
Oksidēšanas pakāpe 44, 45  
Oksidēšanās 97  
Oksidēšanās-reducēšanās pāris 97  
- - potenciāls 102  
Oksīdi 150  
Oksīdu fizikālās īpašības 151, 152  
- iedalījums 150, 151  
- nosaukumi 150  
- reakcijas 158, 159  
Olbaltumvielas 487-496  
Oleīnskābe 447  
Orbitāle 20, 29, 30  
- molekulārā 36, 40  
Organisko vielu pazīšana 524, 525  
Ozonators 255  
Ozonīdi 150  
Ozons 254, 255

Palmitīnskābe 446, 447  
Pasivatori 148  
Periodiskā likuma būtība 34  
Peroksīdi 150  
Pienskābe 461  
Piridīns 470, 471  
Pirmā palīdzība 525, 526  
Pirols 467, 468  
Platīnmetāli 342-345  
Polibutadiēns 501  
Policikliskie arēni 399-401  
Polietilēns 501  
Polietilēntereftalāts 505  
Polihloroprēns 502  
Polizobutilēns 501  
Polizoprēns 502  
Poli-ε-kaproatamīds 506  
Polikondensācija 500  
Polimerizācija 497-500  
Polimetilmetakrilāts 504  
Poliorganosiloksāni 507

Polipropilēns 501  
Polistīrols 504  
Politetrafluoretilēns 503  
Polivinilacetāts 503  
Polivinilhlorīds 503  
Polivinilspirts 503  
Polonijs 267

Rādijs 198  
Radons 285  
Ražošana, acetilēna, 569, 570  
- alumīnija 538, 539  
- amonjaka 548-550  
- anjonu virsmaktīvo vielu 574,  
575  
- celulozes 576, 577  
- cementa 561, 562  
- čuguna 534-536  
- etanola 571-573  
- formaldehīda 573  
- fosforskābes 546, 547  
- gāzbetona 563  
- ģipsa 559  
- kālija hlorīda 554  
- kaļķu 559-561  
- karbamīda 553  
- katjonu virsmaktīvo vielu 575  
- kaučuka un gumijas 581, 582  
- keramikas izstrādājumu 557-559  
- magnija 539, 540  
- metanola 570, 571  
- minerālmēslu 552-557  
- nātrija hidroksīda 547, 548  
- - karbonāta 550, 551  
- nejonogēno virsmaktīvo vielu  
576  
- novolaku un rezola 577-579  
- polivinilhlorīda 580, 581  
- sāļsskābes 544  
- sērskābes 541-544  
- silikātkieģeļu 563  
- slāpekļskābes 545, 546  
- stikla 563-565  
- superfosfāta 552  
- tērauda 536, 537  
- vara 540  
- zemspiediena polietilēna 579  
Reakcijas, aizvietošanas, 59, 355  
- apgriezeniskas 67  
- apmaiņas 59  
- ātruma konstante 63  
- ātrums 62-64  
- donorakceptora 40, 41  
- eksotermiskas 62  
- elektroflāss 357  
- endotermiskas 62  
- heterolītiskās 357  
- homolītiskās 356  
- ķēdes 66  
- neapgriezeniskas 66  
- neitralizācijas 93

- nukleofilās 357  
- oksidēšanās-reducēšanās 59, 98-101  
- pievienošanas 356  
- protolītiskās 59  
- radikālreakcijas 40, 41  
- sadalīšanās 59  
- savienošanās 59  
- siltumefekts 61, 62  
- uz plīnu plates 517, 518  
Reakciju vienādojumi 60  
Reaktori 532  
Redokselektrods 102  
Redokspāris 97  
Redokspotenciāls 102  
Redoksreakcijas 98  
Reducēšanās 97  
Rēnijs 330, 331  
Riboze 478  
Rubīdijs 180, 181

Saharoze 480  
Saite, divkārsā, 42, 43  
- jonu 37  
- metāliskā 55  
- nepolāra kovalenta 36, 37  
-  $\pi$  saite 350  
- polāra kovalenta 36, 37  
-  $\sigma$  saite 350  
- trīskārsā 42, 43  
- ūdeņraža 39  
- vienkārsā 42, 43  
Saites joniskums 38  
- kovalentiskums 38  
Sāļi 92, 93, 155  
Sāļu fizikālās īpašības 157  
- hidrolīze 94, 95  
- iedalījums 156  
- nosaukumi 156, 157  
- reakcijas 161, 162  
Sārmi 153  
Sausā baterija 104  
Savienojumi, acikliskie (alifātiskie), 358  
- alicikliskie 391  
- heterocikliskie 359, 463-473  
- - pieclocekļu 464-470  
- - sešlocekļu 470-473  
- karbocikliskie 359  
- koordinācijas 111  
- sintētiskie lielmolekulārie 496-507  
Selēna atrašanās dabā 265  
- iegūšana 265  
- īpašības 265, 266  
- savienojumi 266  
Sēra atrašanās dabā 256  
- iegūšana 256  
- īpašības 257  
- savienojumi 257-265  
SI atvasinātās mērvienības 19

- pamatmērvienības 17  
Sildišana 516  
Silīcija atrašanās dabā 219, 220  
- iegūšana 220  
- īpašības 220  
- izmantošana 220  
- savienojumi 220-225  
Skābekļa atrašanās dabā 253  
- iegūšana 254  
- izmantošana 254-256  
Skābeņskābe 449  
Skābes 86-88, 153  
Skābju fizikālās īpašības 155  
- iedalījums 153, 154  
- nosaukumi 154, 155  
- reakcijas 160, 161  
Skandījs 298, 299  
Skudrskābe 446  
Slāpekļa atrašanās dabā 233  
- iegūšana 233  
- īpašības 233  
- izmantošana 233  
- riņķojums dabā 242, 243  
- savienojumi 233-242  
Smalcināšana 515  
Spins 21  
Spirti, vienvērtīgie piesātinātie, 409-414  
Stabilitātes konstante 112  
Standartpotenciāls 102, 103  
Starptautiskā mērvienību sistēma SI 16, 17  
Stearīnskābe 446, 447  
Stehiometrija 47  
Stūrois 399  
Stroncija atrašanās dabā 194  
- iegūšana 195  
- īpašības 195  
- izmantošana 195  
- savienojumi 195, 196  
Sublimēšana 519, 520  
Sudraba atrašanās dabā 288  
- iegūšana 288  
- īpašības 288, 289  
- savienojumi 289, 290  
Sulfanilskābe 430  
Svērsana 515  
Svina akumulators 105  
- atrašanās dabā 230  
- īpašības 230, 231  
- savienojumi 231, 232  
Šķīdība 73  
Šķīdības koeficients 73  
Šķidrums 53  
Šķīduma blīvums 81  
Šķīdumi, istie, 71  
- koloidālie 71  
Šķīšanas līdzsvara konstante 73, 82, 83

Tallijs 210, 211  
Tantals 314  
Telūrs 266, 267  
Termoķīmiskie vienādojumi 61, 62  
Tetrafluoretilēns 405, 406  
Tetrahlorglekliis 404  
Tiofēns 467  
Titāna atrašanās dabā 305  
- iegūšana 306  
- īpašības 306  
- izmantošana 307  
- savienojumi 307, 308  
Titrēšana 96, 97, 106  
Titrs 79  
Toluols 398  
Trifenilmetāns 401  
Trioli 414-417

Ūdens atrašanās dabā 165  
- cietība 193, 194  
- fizikālās īpašības 166  
- jonu reizinājums 85  
- ķīmiskās īpašības 168, 169  
- lietošana 169, 170  
- mīkstināšana 194  
Ūdeņraža iegūšana 163  
- īpašības 163, 164  
- izmantošana 164  
- izotopi 162  
- peroksīds 171, 172  
- standartelektrods 102  
Universāliindikatoris 95, 96

Valence 44  
Vanādijs 311, 312  
Vara atrašanās dabā 285  
- īpašības 286  
- izmantošana 286  
- savienojumi 286-288  
Vērtība 44  
Viela 49, 50  
Vielas daudzuma vienība 50  
- elementārobjektu daudzums 50  
- gaismasjutība 509  
- heteronukleāras 55, 58, 135  
- higroskopiskums 508  
- homonukleāras 58, 135  
- indīgums 509  
- saliktas 58, 135  
- tīrība 508  
- ugunsdrošība 509  
- vienkāršas 55, 58, 135  
Vielu maisījumi 50  
Vinilhlorīds 405  
Vīnskābe 461  
Volframs 321, 322

Zelts 290, 291  
Ziepes 485, 486  
Žāvēšana 515

## PERSONU RĀDĪTĀJS

- Agrikola A. 252  
 Arrēniuss S. 84  
 Avogadro A. 15, 51  
  
 Bakelends L. H. 120  
 Balārs A. Ž. 276  
 Bercēliuss J. J. 175, 346  
 Bergiuss F. 381  
 Bertlo M. 346  
 Bertolē K. K. 180  
 Bivens E. 483  
 Bors N. 314  
 Bošs K. 549  
 Branomro A. 484  
 Brensteds J. N. 84  
 Bunzens R. 181  
 Bušards G. 502  
 Butļerovs A. 15, 347  
  
 Čiglers K. 499  
  
 Daltons Dž. 15  
 Deivjjs H. 173  
 Dēmokrits 14  
  
 Einšteins A. 22  
 Erlenmeijers E. 399  
  
 Faradejs M. 52, 398  
 Fišers E. H. 475  
 Frenklēns E. 444  
 Fridels Š. 397  
  
 Gadolīns J. 300  
 Gē-Lisaks Ž. L. 199  
 Glaubers J. R. 264  
 Grīnjārs V. 403  
 Grīss J. 430  
  
 Habers F. 549  
 Hančs A. 470  
 Hāns O. 303  
 Heiverts V. 476  
 Heveši G. 309  
 Hofmanis A. V. 424  
  
 Jurjevs J. 465  
  
 Kavendišs H. 162  
 Kekulē F. A. 15, 394  
 Kirhofs G. R. 181  
 Kirī P. 198  
 Kirī-Sklodovska M. 198  
 Klaprots M. H. 266  
 Knors L. 464  
 Kolbe Ā. V. H. 443  
 Konovalovs M. 423  
 Kraftss Dž. 397  
 Kriks F. 495  
 Kross Č. 483  
 Krukss V. 210  
 Kučerovs M. 390  
 Kurčatovs I. 310  
 Kurtuā B. 278  
  
 Ladenburgs A. 473  
 Lavuazjē A. 15  
 Leikips 14  
 Lekoks de Buabodrāns P. F. 208  
 Lešateljē A. L. 68  
 Lībigs J. 439  
 Lomonosovs M. 15  
 Lorāns O. 451  
 Lourenss E. O. 304  
 Louri T. M. 84  
  
 Lebedevs S. 386  
  
 Marggrāfs A. Z. 293  
 Markovņikovs V. 383  
 Martens P. 536  
 Meitnere L. 303  
 Mendelejevs D. 18, 34  
 Merifīlds R. 489  
 Mors K. F. 336  
 Mosanders K. G. 300  
 Muasāns A. 268  
  
 Nata Dž. 499  
 Nernsts V. F. 103  
 Nilsons L. F. 298  
  
 Nobels A. 304  
 Nodaka I. E. 330  
 Nodaks V. K. 330  
  
 Ostvalds V. 87  
  
 Paracelzs 293  
 Polings L. K. 492  
 Priļezajevs N. 384  
  
 Reihs F. 209  
 Remzijs V. 283  
 Rihters T. 209  
 del Rio A. M. 311  
 Runge F. 417  
  
 Segrē E. Dž. 329  
 Sīborgs G. T. 303  
 Sīmenss F. 536  
  
 Šēle K. V. 243, 417  
 Ševrelis M. 446  
 Šorlemmers K. 347  
 Štāls G. 15  
 Stromeijers F. 294  
  
 Tenants S. 343  
 Tenārs L. Ž. 171  
 Tildens V. 502  
  
 Ūdris R. 417  
  
 Vēlers F. 141, 346  
 Verners A. 109  
 Viljamsons A. 420  
 Vilkinss M. H. 495  
 Vinklers K. A. 225  
 Vīrcs Š. A. 379  
 Vislicenuss J. 461  
 Vokelēns L. N. 183  
 Volastons V. 342  
 Votsons Dž. 495  
  
 Ziņins N. 423

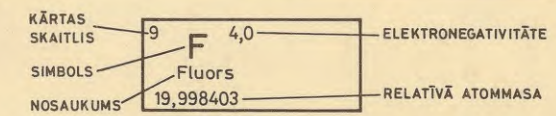
MEMORANDUM FOR THE RECORD

| DATE       | DESCRIPTION | AMOUNT | CHECK NO. | BANK |
|------------|-------------|--------|-----------|------|
| 1952-1-1   | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-1-15  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-1-30  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-2-15  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-3-1   | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-3-15  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-3-30  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-4-15  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-5-1   | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-5-15  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-5-30  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-6-15  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-7-1   | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-7-15  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-7-30  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-8-15  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-9-1   | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-9-15  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-9-30  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-10-15 | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-11-1  | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-11-15 | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-11-30 | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1952-12-15 | ...         | ...    | ...       | ...  |
| 1953-1-1   | ...         | ...    | ...       | ...  |

...

# KĪMISKO ELEMENTU PERIODISKĀ SIĒMA (AR DIVĀS RINDĀS NOVĪETOTIEM *d* ELEMENTIEM)

| PERIODI RINDAS | IA   | IB  | IIA   | IIB   | IIIA  | IIIB   | IVA  | IVB  | VA   | V  | VIA | VIB | VIIA | VIIIB | VIIIA                                  | VIIIB |  |
|----------------|--|---|---|---|---|--|--|--|--|--|-----|-----|------|-------|--|-------|--|
| I              | 1 <sup>1</sup> H <sup>2,1</sup><br>Ūdeņradis<br>1,0079   |   |   |   |   |  |  |  |  |  |     |     |      |       | 2 <sup>2</sup> He<br>Hēlijs<br>4,00260 |       |  |
| II             | 2 <sup>3</sup> Li <sup>1,0</sup><br>Litījs<br>6,941      | 4 <sup>4</sup> Be <sup>1,5</sup><br>Berīlijs<br>9,01218     | 5 <sup>5</sup> B <sup>2,0</sup><br>Bors<br>10,81            | 6 <sup>6</sup> C <sup>2,5</sup><br>Ogleklis<br>12,011     | 7 <sup>7</sup> N <sup>3,0</sup><br>Slāpeklis<br>14,0067   | 8 <sup>8</sup> O <sup>3,5</sup><br>Skābeklis<br>15,9994  | 9 <sup>9</sup> F <sup>4,0</sup><br>Fluors<br>18,998403     | 10 <sup>10</sup> Ne<br>Neons<br>20,179                   |  |  |     |     |      |       |  |       |  |
| III            | 3 <sup>11</sup> Na <sup>0,9</sup><br>Nātrijs<br>22,98977 | 12 <sup>12</sup> Mg <sup>1,2</sup><br>Magnijs<br>24,305     | 13 <sup>13</sup> Al <sup>1,5</sup><br>Alumīnijs<br>26,98154 | 14 <sup>14</sup> Si <sup>1,8</sup><br>Silīcijs<br>28,0855 | 15 <sup>15</sup> P <sup>2,1</sup><br>Fosfors<br>30,97376  | 16 <sup>16</sup> S <sup>2,5</sup><br>Sērs<br>32,06       | 17 <sup>17</sup> Cl <sup>3,0</sup><br>Hlors<br>35,453      | 18 <sup>18</sup> Ar<br>Argons<br>39,948                  |  |  |     |     |      |       |  |       |  |
| IV             | 4 <sup>19</sup> K <sup>0,8</sup><br>Kālijs<br>39,0983    | 20 <sup>20</sup> Ca <sup>1,0</sup><br>Kalcījs<br>40,08      | 21 <sup>21</sup> Sc <sup>1,3</sup><br>Skandījs<br>44,9559   | 22 <sup>22</sup> Ti <sup>1,5</sup><br>Titāns<br>47,90     | 23 <sup>23</sup> V <sup>1,6</sup><br>Vanījs<br>50,9415    | 24 <sup>24</sup> Cr <sup>1,6</sup><br>Hroms<br>51,996    | 25 <sup>25</sup> Mn <sup>1,5</sup><br>Mangāns<br>54,9380   | 26 <sup>26</sup> Fe <sup>1,8</sup><br>Dzelzs<br>55,847   | 27 <sup>27</sup> Co <sup>1,8</sup><br>Kobalts<br>58,9332 | 28 <sup>28</sup> Ni <sup>1,8</sup><br>Nīkēlis<br>58,70   |     |     |      |       |  |       |  |
|                | 5 <sup>29</sup> Cu <sup>1,9</sup><br>Varš<br>63,546      | 30 <sup>30</sup> Zn <sup>1,6</sup><br>Cinks<br>65,38        | 31 <sup>31</sup> Ga <sup>1,6</sup><br>Gallījs<br>69,72      | 32 <sup>32</sup> Ge <sup>1,8</sup><br>Germānijs<br>72,59  | 33 <sup>33</sup> As <sup>1,0</sup><br>Arsēns<br>74,9216   | 34 <sup>34</sup> Se <sup>2,4</sup><br>Selēns<br>78,96    | 35 <sup>35</sup> Br <sup>2,8</sup><br>Broms<br>79,904      | 36 <sup>36</sup> Kr<br>Kriptons<br>83,80                 |  |  |     |     |      |       |  |       |  |
| V              | 6 <sup>37</sup> Rb <sup>0,8</sup><br>Rubīdijs<br>85,4678 | 38 <sup>38</sup> Sr <sup>1,0</sup><br>Stroncijs<br>87,62    | 39 <sup>39</sup> Y <sup>1,2</sup><br>Itrijs<br>88,9059      | 40 <sup>40</sup> Zr <sup>1,4</sup><br>Cirkonijs<br>91,22  | 41 <sup>41</sup> Ni <sup>1,6</sup><br>Nīķelis<br>92,9064  | 42 <sup>42</sup> Mo <sup>1,8</sup><br>Molibdēns<br>95,94 | 43 <sup>43</sup> Tc <sup>1,9</sup><br>Tehnēcijs<br>98,9062 | 44 <sup>44</sup> Ru <sup>2,2</sup><br>Rutēnijs<br>101,07 | 45 <sup>45</sup> Rh <sup>2,2</sup><br>Rodījs<br>102,9055 | 46 <sup>46</sup> Pd <sup>2,2</sup><br>Pallādijs<br>106,4 |     |     |      |       |  |       |  |
|                | 7 <sup>47</sup> Ag <sup>1,9</sup><br>Sudrabs<br>107,868  | 48 <sup>48</sup> Cd <sup>1,7</sup><br>Kadmījs<br>112,41     | 49 <sup>49</sup> In <sup>1,7</sup><br>Indījs<br>114,82      | 50 <sup>50</sup> Sn <sup>1,8</sup><br>Alva<br>118,69      | 51 <sup>51</sup> Sb <sup>1,9</sup><br>Antimons<br>121,75  | 52 <sup>52</sup> Te <sup>2,1</sup><br>Telūrs<br>127,60   | 53 <sup>53</sup> I <sup>2,5</sup><br>Jods<br>126,9045      | 54 <sup>54</sup> Xe<br>Ksenons<br>131,30                 |  |  |     |     |      |       |  |       |  |
| VI             | 8 <sup>55</sup> Cs <sup>0,7</sup><br>Cēzijs<br>132,9054  | 56 <sup>56</sup> Ba <sup>0,9</sup><br>Bārijs<br>137,33      | 57 <sup>57</sup> La <sup>*</sup><br>Lantāns<br>138,9055     | 72 <sup>72</sup> Hf <sup>1,3</sup><br>Hafnijs<br>178,49   | 73 <sup>73</sup> Ta <sup>1,5</sup><br>Tāls<br>180,948     | 74 <sup>74</sup> W <sup>1,7</sup><br>Volframs<br>183,85  | 75 <sup>75</sup> Re <sup>1,9</sup><br>Rēnijs<br>186,207    | 76 <sup>76</sup> Os <sup>2,2</sup><br>Osmijs<br>190,2    | 77 <sup>77</sup> Ir <sup>2,2</sup><br>Irdījs<br>192,22   | 78 <sup>78</sup> Pt <sup>2,2</sup><br>Platīns<br>195,09  |     |     |      |       |  |       |  |
|                | 9 <sup>79</sup> Au <sup>2,4</sup><br>Zelts<br>196,9665   | 80 <sup>80</sup> Hg <sup>1,9</sup><br>Dzīvsudrabs<br>200,59 | 81 <sup>81</sup> Tl <sup>1,8</sup><br>Tallījs<br>204,37     | 82 <sup>82</sup> Pb <sup>1,8</sup><br>Svins<br>207,2      | 83 <sup>83</sup> Bi <sup>1,9</sup><br>Bismuts<br>208,9804 | 84 <sup>84</sup> Po <sup>2,0</sup><br>Polonijs<br>[209]  | 85 <sup>85</sup> At <sup>2,2</sup><br>Astāts<br>[210]      | 86 <sup>86</sup> Rn<br>Radons<br>[222]                   |  |  |     |     |      |       |  |       |  |
| VII            | 10 <sup>87</sup> Fr <sup>0,7</sup><br>Francījs<br>[223]  | 88 <sup>88</sup> Ra <sup>0,9</sup><br>Rādijs<br>226,0254    | 89 <sup>89</sup> Ac <sup>**</sup><br>Aktīnijs<br>[227]      | 104 [261]   | 105   | 106  | 107  |  |  |  |     |     |      |       |  |       |  |



\* LANTANOĪDI

|   |   |  |   |  |   |   |  |   |  |   |   |   |  |
|---|---|--|---|--|---|---|--|---|--|---|---|---|--|
| 58 <sup>58</sup> Ce<br>Cērijs<br>140,12 | 59 <sup>59</sup> Pr<br>Prazeodīms<br>140,9077 | 60 <sup>60</sup> Nd<br>Neodīms<br>144,24 | 61 <sup>61</sup> Pm<br>Prometijs<br>[145] | 62 <sup>62</sup> Sm<br>Samārijs<br>150,4 | 63 <sup>63</sup> Eu<br>Eiropijs<br>151,96 | 64 <sup>64</sup> Gd<br>Gadolīnijs<br>157,25 | 65 <sup>65</sup> Tb<br>Terbijs<br>158,9254 | 66 <sup>66</sup> Dy<br>Disprozijs<br>162,50 | 67 <sup>67</sup> Ho<br>Holmijs<br>164,9304 | 68 <sup>68</sup> Er<br>Erbījs<br>167,26 | 69 <sup>69</sup> Tm<br>Tūlijs<br>168,9342 | 70 <sup>70</sup> Yb<br>Iterbijs<br>173,04 | 71 <sup>71</sup> Lu<br>Lutēcijs<br>174,967 |
|---|---|--|---|--|---|---|--|---|--|---|---|---|--|

\*\* AKTINOĪDI

|   |   |  |  |   |   |  |  |   |   |   |   |  |  |
|---|---|--|--|---|---|--|--|---|---|---|---|--|--|
| 90 <sup>90</sup> Th<br>Torījs<br>232,0381 | 91 <sup>91</sup> Pa<br>Protaktīnijs<br>231,0359 | 92 <sup>92</sup> U<br>Urāns<br>238,029 | 93 <sup>93</sup> Np<br>Neptūnijs<br>237,0482 | 94 <sup>94</sup> Pu<br>Plutonijs<br>[244] | 95 <sup>95</sup> Am<br>Amerīcijs<br>[243] | 96 <sup>96</sup> Cm<br>Kurijs<br>[247] | 97 <sup>97</sup> Bk<br>Berklijs<br>[247] | 98 <sup>98</sup> Cf<br>Kalifornijs<br>[251] | 99 <sup>99</sup> Es<br>Einšteinijs<br>[254] | 100 <sup>100</sup> Fm<br>Fermijs<br>[257] | 101 <sup>101</sup> Md<br>Mendeļejevijs<br>[258] | 102 <sup>102</sup> No<br>Nobelījs<br>[259] | 103 <sup>103</sup> Lr<br>Lourencijs<br>[260] |
|---|---|--|--|---|---|--|--|---|---|---|---|--|--|

Elektronegativitāte  
> 3,0  elementiem stipri izteiktas nemetāliskas īpašības; tie veido savienojumus, kuros ir kovalentās saites un ūdeņraža saites  
2,0 – 3,0  elementiem piemīt nemetāliskas īpašības; tie veido galvenokārt savienojumus, kuros ir kovalentās saites, arī skābos oksīdus

2,0  elementi veido savienojumus gan ar jonu, gan arī ar kovalentām saitēm. Šajā grupā ir arī zelts un platīna grupas metāli  
0  elementiem stipri izteiktas metāliskas īpašības; tie veido jonu savienojumus un stipri bāziskus oksīdus

94-4  
L39

---

**E. JANSONS**

---

**U. BERGMANIS**

---

**I. MEIROVICS**

---

**P. VĪTOLS**

---

# **kīmija**

---

**ROKASGRĀMATA  
SKOLĒNIEM**

---

