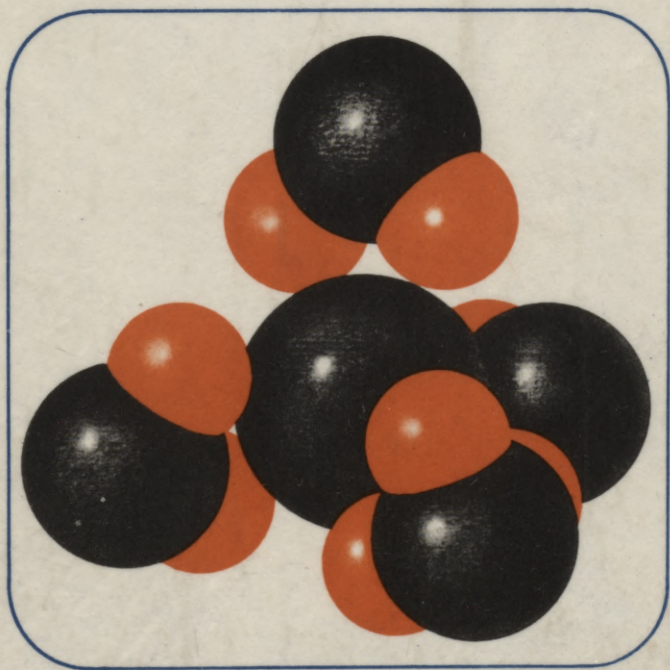
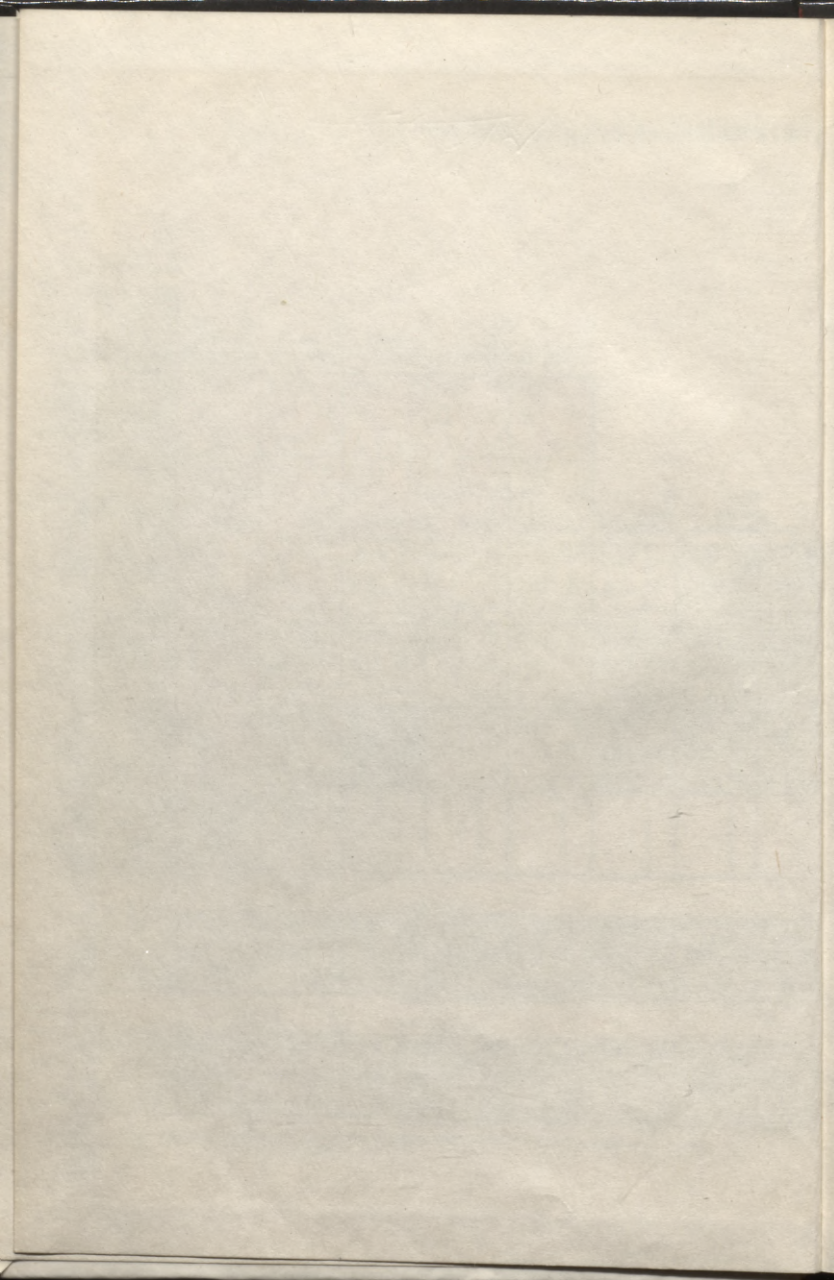


81-4
94

K. ZOMMERS

KĪMIJAS rokasgrāmata





L 81-4
94

L
540

K. ZOMMERS

KĪMIJAS rokasgrāmata

Pamatjēdzieni, kas jāapgūst
vidusskolas ķīmijas kursā



RĪGA «ZVAIGZNE» 1981

540(083)
24.1z2
Zo 484

Vija Lāča Latv. PSR
VALSTS BIBLIOTĒKA

~~81-50.012~~
03040694R1

Klaus Sommer
WISSENSPEICHER CHEMIE
Das Wichtigste bis zum Abitur
in Stichworten und Übersichten
10. Auflage
Volk und Wissen
Volkseigener Verlag Berlin 1979

Šī grāmata ir savdabīgs mācību līdzeklis ķīmijā. Tajā isā koncentrētā veidā sakopoti ķīmijas pamatjēdzieni vidusskolas kursa apjomā. Liela uzmanība pievērsta «ķīmijas valodai» — formulām un vienādojumiem, dažādiem ķīmiskiem aprēķiniem, reakciju kinētikai, termodinamikas priekšstatiem u. c. Grāmatā ir veiksmīgs vielas izkārtojums, dotas daudzas norādes uz savstarpēji saistītajiem jēdzieniem, sniegts plašs faktu materiāls. Tāpēc šo grāmatu var izmantot par savdabīgu rokasgrāmatu ķīmijā, gatavojoties gala pārbaudījumiem vidusskolā, kā arī iestājek sāmeniem augstskolā. Šo grāmatu darbā var izmantot arī vidusskolu skolotāji.

No vācu valodas tulkojis Uldis Bergmanis

Z 20502—160
M802(11)—81 158.81.1802000000

© Tulkojums latviešu valodā,
«Zvaigzne», 1981

Priekšvārds	5
1. Ķīmijas pamatjēdzieni	7
1.1. Ķīmija un tās iedalījums	7
1.2. Vielu klasifikācija	8
1.3. Ķīmiskie apzīmējumi	15
2. Vielas uzbūve. Ķīmisko elementu periodiskā sistēma	25
2.1. Daļiņas, kas veido vielu	25
2.2. Ķīmisko elementu periodiskā sistēma	39
2.3. Ķīmiskā saite	46
2.4. Ķīmisko elementu vērtība	56
3. Ķīmiskās reakcijas	60
3.1. Ķīmisko reakciju galvenās likumsakarības	60
3.2. Enerģijas pārvēršanās ķīmiskajās reakcijās	62
3.3. Ķīmisko reakciju norise	67
3.4. Katalīze	74
3.5. Ķīmisko reakciju veidi	76
3.6. Ķīmiskās reakcijas, kas norisinās ūdens šķīdumos	80
3.7. Elektroķīmiskās reakcijas	90
4. Ķīmiskie aprēķini	99
4.1. Svarīgākie lielumi un vienības	99
4.2. Vielu maisījumu sastāva aprēķini	113
4.3. Aprēķini pēc ķīmisko reakciju vienādojumiem	123
4.4. Ķīmisko savienojumu summārās (empīriskās) formulas noteikšana	133
5. Ķīmiskie elementi un neorganiskie savienojumi	135
5.1. Pārskats par ķīmiskajiem elementiem	135
5.2. Neorganisko savienojumu nomenklatūra	138
5.3. Ūdeņradis un ķīmisko elementu periodiskās sistēmas pirmās grupas galvenā apakšgrupa	144
5.4. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas otrās grupas galvenā apakšgrupa	148
5.5. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas trešās grupas galvenā apakšgrupa	151
5.6. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas ceturtais grupas galvenā apakšgrupa	153
5.7. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas piektās grupas galvenā apakšgrupa	156

5.8.	Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas sestās grupas galvenā apakšgrupa	162
5.9.	Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas septītās grupas galvenā apakšgrupa	166
5.10.	Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas astotās grupas galvenā apakšgrupa	169
5.11.	Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas blakus apakšgrupas	170
6.	Organiskie savienojumi un lielmolekulārās vielas	171
6.1.	Organiskās ķīmijas pamatjēdzieni	171
6.2.	Organisko savienojumu nomenklatūra	182
6.3.	Ogļūdeņraži	191
6.4.	Ogļūdeņražu hologēnatvasinājumi	196
6.5.	Ogļūdeņražu skābekļa atvasinājumi	197
6.5.1.	Spirti un fenoli	198
6.5.2.	Aldehīdi	201
6.5.3.	Ketoni	204
6.5.4.	Karbonskābes	205
6.6.	Amīni, skābju amīdi un nitrosavienojumi	210
6.7.	Esteri un tauki	212
6.8.	Ogļhidrāti	213
6.9.	Olbaltumvielas	218
6.10.	Plastmasas, elastomēri, ķīmiskās šķiedrvielas	223
7.	Ķīmiskie eksperimenti	226
7.1.	Vispārīgie noteikumi ķīmisko eksperimentu veikšanai	226
7.2.	Drošības tehnikas noteikumi	227
7.3.	Laboratorijas trauki un piederumi	234
7.4.	Darba metodes un aparātūra ķīmisko eksperimentu veikšanai	238
7.4.1.	Vielu atdalīšana	238
7.4.2.	Gāzu uzkrāšana	241
7.4.3.	Ķīmisko eksperimentu metodika	243
7.5.	Vielu pierādīšanas reakcijas	247
8.	Tehniskā ķīmija	252
8.1.	Ķīmiskās rūpniecības izejvielas	252
8.2.	Ķīmisko vielu ražošanas vispārīgie pamatprincipi un metodes	256
8.3.	Ķīmiskā rūpniecība	257
8.3.1.	Metālu ražošana	257
8.3.2.	Svarīgāko neorganisko savienojumu ražošana	261
8.3.3.	Akmeņogļu un naftas pārstrādāšana	264
8.3.4.	Svarīgāko organisko vielu ražošana	267
8.3.5.	Lielmolekulāro vielu ražošana	269
8.4.	Ķīmiskās rūpniecības produkti	271
8.5.	Ķīmiskā rūpniecība	281
Pielikums		284
	Svarīgākie pētījumi un atklājumi ķīmijā	284
	Atomu elektronu konfigurācija (atoma pamatstāvoklī)	289
	Alfabētiskais rādītājs	294

Priekšvārds

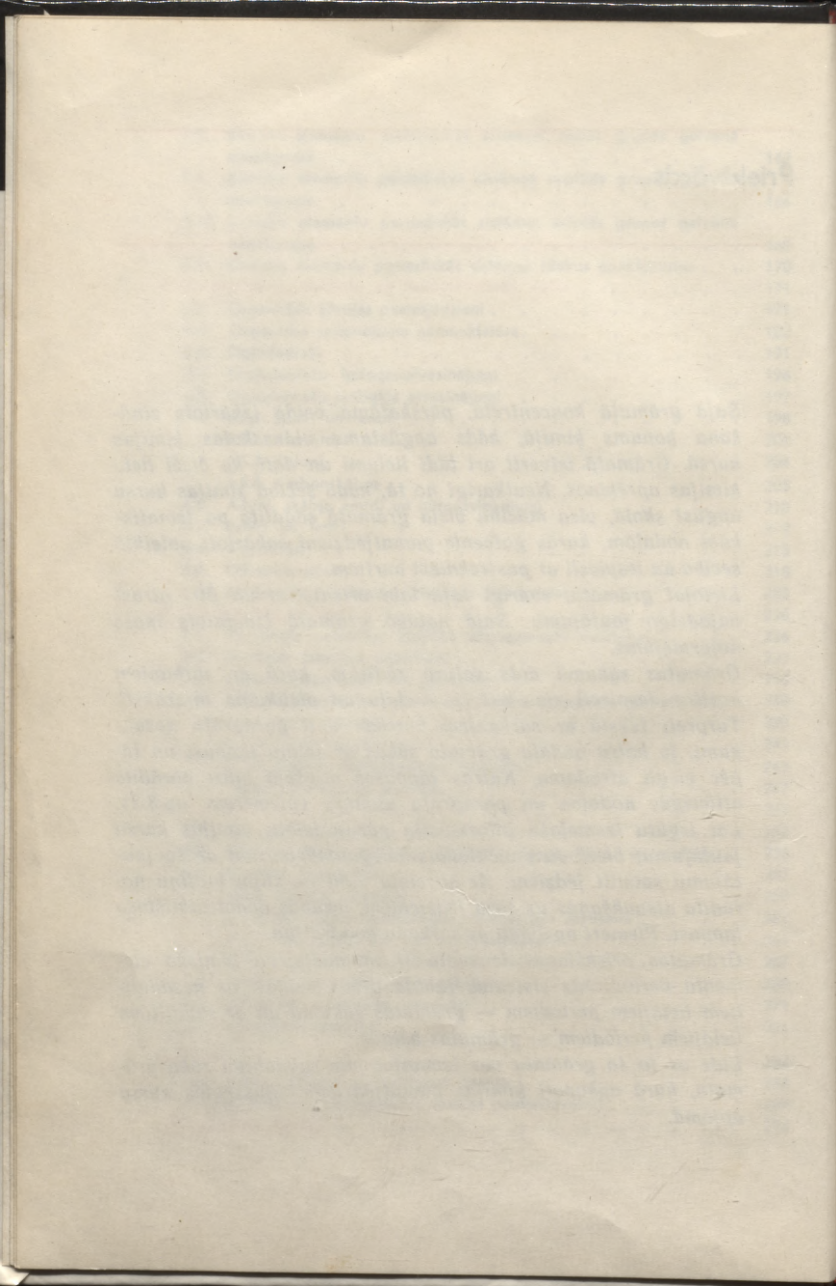
Sajā grāmatā koncentrētā, pārskatāmā veidā izkārtots zināšanu kopums ķīmijā, kāds apgūstams vidusskolas ķīmijas kursā. Grāmatā ietverti arī tādi lielumi un dati, ko bieži lieto ķīmijas aprēķinos. Neatkarīgi no tā, kādā secībā ķīmijas kursu apgūst skolā, visa mācību viela grāmatā sadalīta pa tematiskām nodaļām, kurās galvenie pamatjēdzieni sakārtoti noteiktā secībā un iespiesti ar pustrēkņiem burtiem.

Lietojot grāmatu, svarīgi tajā labi orientēties un ātri atrast vajadzīgo jautājumu. Sajā nolūkā grāmatā izmantots īpašs noformējums.

Grāmatas sākumā dots satura rādītājs, kurā ar sarkaniem burtiem iespiesti visu astoņu nodaļu un pielikuma virsraksti. Turpretī tekstā ar sarkaniem burtiem doti paragrāfu nosaukumi, jo katra nodaļa grāmatā sākas ar jaunu lappūsi un tāpēc viegli atrodama. Katras lappuses augšējā stūrī norādīts attiecīgās nodaļas un paragrāfa numurs (piemēram, → 3.2). Lai iegūtu izsmelšu informāciju par noteiktu ķīmijas kursa jautājumu, bieži vien vienlaikus jāiegaumē vairāki ar šo jautājumu saistīti jēdzieni. Ar speciālu zīmi — slīpu bultiņu norādīta atsaukšanās uz šiem jēdzieniem, iekavās dodot atbilstošo lappūsi. Piemēri apzīmēti ar sarkanu kvadrātiņu.

Grāmatas priekšlapās ievietota D. Mendelejeva ķīmisko elementu periodiskās sistēmas tabula divos veidos: ar nesadalītiem lielajiem periodiem — grāmatas sākumā un ar sadalītiem lielajiem periodiem — grāmatas beigās.

Līdz ar to šo grāmatu var izmantot par savdabīgu rokasgrāmatu, kurā apkopoti ķīmijas pamatjēdzieni vidusskolas kursa apjomā.



I. Ķīmijas pamatjēdzieni

I. 1. Ķīmija un tās iedalījums

Ķīmija

Ķīmija ir zinātne par vielām, to uzbūvi, īpašībām un reakcijām, kuru rezultātā rodas citas vielas. Ķīmiju iedala vairākās nozarēs, kas atšķiras pēc saviem uzdevumiem un darba metodēm, taču šīs nozares ir savstarpēji saistītas un starp tām nav krasu robežu.

Ķīmijas svarīgākās nozares

Ķīmijas iedalījums	Pētījuma priekšmets
Neorganiskā ķīmija	Elementi un to savienojumi (izņēmums ir oglekli saturošie savienojumi, kurus pēta organiskā ķīmija)
Organiskā ķīmija	Oglekli saturošie savienojumi (izņēmumi ir oglekļa oksīdi, ogļskābe un tās sāļi, karbīdi un daži citi oglekļa savienojumi)
Teorētiskā ķīmija, vispārīgā ķīmija un fizikālā ķīmija	Vielas uzbūve, fizikālās parādības un ķīmisko reakciju likumsakarības
Termoķīmija	Enerģijas pārvērtības ķīmiskajās reakcijās
Elektroķīmija	Ķīmisko reakciju un elektrisko parādību savstarpējā sakarība

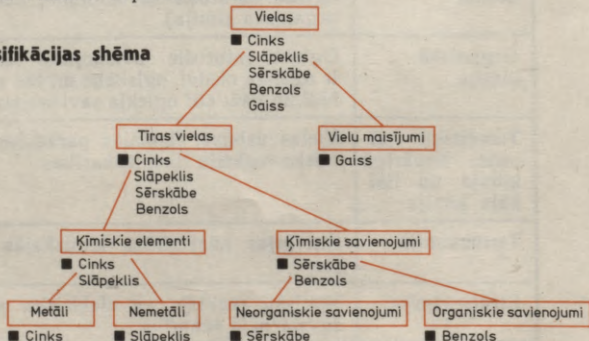
Ķīmijas iedalījums	Pētījuma priekšmets
Tehniskā ķīmija un ķīmijas tehnoloģija	Ķīmijas atziņu un darba metožu izmantošana tehnoloģiskajos procesos un šiem procesiem nepieciešamās aparatūras izveidošana
Analītiskā ķīmija	Vielu kvalitatīva un kvantitatīva noteikšana
Preparatīvā ķīmija	Vielu iegūšana
Bioķīmija un fizioloģiskā ķīmija	Ķīmiskās reakcijas organismu dzīvības procesos

1. 2. Vielu klasifikācija

Viola

Viola ir tas viss, kas sastāv no viena vai vairāku ķīmisku elementu daļiņām. Viola var būt cietā, šķidrā vai gāzveida stāvoklī. Vielai ir tilpums un masa.

Vielu klasifikācijas shēma



Tīra viela

Tīra viela ir tāda viela, kas sastāv tikai no vienas vielas daļiņām.

- Oglekļa dioksīds sastāv tikai no oglekļa dioksīda molekulām.

Vielu maisījums

Vielu maisījums sastāv no dažādu vielu daļiņām.

- Glikozes šķīdums ūdenī sastāv no glikozes un ūdens molekulām.
- Gaiss sastāv no slāpekļa molekulām, skābekļa molekulām un citām daļiņām.

Ķīmiskais elements*

Ķīmiskais elements ir tādu atomu kopums, kuriem ir vienāds kodola lādiņš.

- Ķīmiskā elementa oglekļa visiem atomiem kodola lādiņš ir +6.

Metāli

Metāli ir ķīmiskie elementi, kuriem vienkāršas vielas veidā piemīt šādas raksturīgas īpašības: laba siltumvadītspēja, laba elektrovadītspēja un metāliskais spīdums. Metālus var iedalīt pēc šādiem principiem.

Iedalījuma princips	Metālu iedalījums	
Pēc blīvuma	Viegie metāli $(\rho < 5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3})$ ■ Nātrijs $(\rho = 0,97 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3})$ Magnijs $(\rho = 1,74 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3})$	Smagie metāli $(\rho > 5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3})$ ■ Hroms $(\rho = 7,19 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3})$ Dzelzs $(\rho = 7,86 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3})$

* Vācijas Demokrātiskās Republikas skolās neuzsver atšķirību starp jēdzieniem ķīmiskais elements un vienkārša viela. *Red. piez.*

Iedalījuma princips	Metālu iedalījums	
Pēc kušanas temperatūras	Viegli kūstošie metāli $(t_k < 1000\text{ }^\circ\text{C})$ ■ Kālijs $(t_k = 63,5\text{ }^\circ\text{C})$ Cinks $(t_k = 232\text{ }^\circ\text{C})$	Grūti kūstošie metāli $(t_k > 1000\text{ }^\circ\text{C})$ ■ Varš $(t_k = 1083\text{ }^\circ\text{C})$ Dzelzs $(t_k = 1535\text{ }^\circ\text{C})$
Pēc ķīmiskās stabilitātes	Neaktīvie metāli (nereaģē ar skābēm, izdalot ūdeņradi) ■ Sudrabs, zelts	Aktīvie metāli (reaģē ar skābēm, izdalot ūdeņradi) ■ Nātrijs, kālijs

↑ Metāli un nemetāli ķīmisko elementu periodiskajā sistēmā (sk. 41. lpp.).

Nemetāli

Nemetāli ir ķīmiskie elementi, kuriem vienkāršas vielas veidā nepiemīt metālu īpašības vai arī piemīt tikai dažas no tām. Nemetāliem parasti ir vāja siltumvadītspēja un vāja elektrovadītspēja.

- Hlors, skābeklis, sērs, slāpeklis, fosfors, ūdeņradis.

↑ Metāli un nemetāli ķīmisko elementu periodiskajā sistēmā (sk. 41. lpp.).

Pusmetāli

Pusmetāli ir ķīmiskie elementi, kuri pēc savām īpašībām ieņem starpstāvokli starp metāliem un nemetāliem. Pusmetāliem parasti ir metāliska un nemetāliska alotropiskā modifikācija.

- Bors, silīcijs, germānijs, arsēns, selēns.

↑ Metāli un nemetāli ķīmisko elementu periodiskajā sistēmā (sk. 41. lpp.). Modifikācija (sk. 36. lpp.).

Ķīmiskie savienojumi

Ķīmiskie savienojumi ir vielas, kas sastāv vismaz no diviem savstarpēji saistītiem elementiem, kuru masa ir noteiktā (stehiometriskā) attiecībā.

Ķīmiskie savienojumi veidojas ķīmiskajās reakcijās no ķīmiskajiem elementiem, no citiem ķīmiskajiem savienojumiem vai arī no ķīmiskajiem elementiem un ķīmiskajiem savienojumiem. Iegūtajam savienojumam ir citas īpašības nekā vielām, no kurām attiecīgais ķīmiskais savienojums iegūts.

↑ Ķīmiskā reakcija (sk. 60. lpp.).

Daži neorganisko savienojumu veidi

Savienojuma veids	Savienojuma nosaukums	Formula
Oksīds	Alumīnija oksīds	Al_2O_3
Skābe	Sērskābe	H_2SO_4
Bāze	Kalcija hidroksīds	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Sāls	Nātrija hlorīds	NaCl

↑ Neorganisko savienojumu nomenklatūra (sk. 138. ... 143. lpp.).

Daži organisko savienojumu veidi

Savienojuma veids	Savienojuma nosaukums	Formula
Ogļūdeņradis	Benzols	C_6H_6
Alkohols (spirts)	Metanols	CH_3OH
Aldehīds	Etanāls (etiķskābes aldehīds)	CH_3CHO
Ketons	Dimetilketons (acetons)	CH_3OCH_3
Karbonskābe	Metānskābe (skudrskābe)	HCOOH

↑ Organisko savienojumu nomenklatūra (sk. 182. ... 190. lpp.).

➔ 1.2.

Oksīdi

Oksīdi ir ķīmiskie savienojumi, kas sastāv no kāda ķīmiskā elementa un skābekļa.

■ Skābie oksīdi:

nemetālu oksīdi,
kas reakcijā ar ūdeni veido skābi. Oglekļa dioksīds CO_2

■ Bāziskie oksīdi:

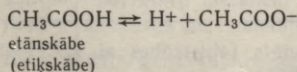
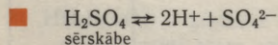
metālu oksīdi,
kas reakcijā ar ūdeni veido bāzi. Kalcija oksīds CaO

■ Amfotērie oksīdi:

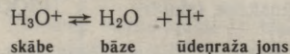
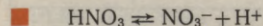
oksīdi,
kas ar skābēm reaģē kā bāzes un
ar bāzēm reaģē kā skābes. Alumīnija oksīds Al_2O_3
↗ Oksīdu īpašības (sk. 41. un 42. lpp.). Nosaukumi (sk.
138. un 139. lpp.).

Skābes

Skābes ir ķīmiskie savienojumi, kas ūdens šķīdumā (vai kausējumā) disociē brīvi kustošos pozitīvi lādētos ūdeņraža jonus un negatīvi lādētos skābes atlikuma jonus (*Arēniusa* definīcija).



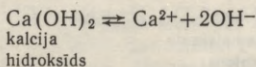
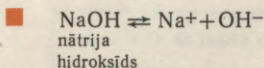
Skābes ir ķīmiskie savienojumi, kas šķīdumā atšķel ūdeņraža jonus (protonus) (*Brensteda* definīcija).



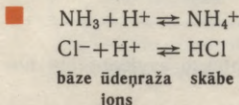
↗ Skābju nosaukumi (sk. 141. lpp.). Disociācija (sk. 82. lpp.).

Bāzes

Bāzes ir ķīmiskie savienojumi, kas ūdens šķīdumā (vai kausējumā) disociē brīvi kustošos pozitīvi lādētos metāla jonus un negatīvi lādētos hidroksīdjonos (*Arēniusa* definīcija).



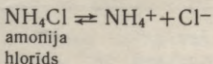
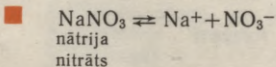
Bāzes ir ķīmiskie savienojumi, kas šķīdumā saista ūdeņraža jonus (protonus) (*Brensteda* definīcija).



↗ Bāzu nosaukumi (sk. 140. lpp.). Disociācija (sk. 82. lpp.).

Sāļi

Sāļi ir ķīmiskie savienojumi, kas ūdens šķīdumā (vai kausējumā) disociē brīvi kustošos pozitīvi lādētos metāla jonus (vai amonija jonus) un negatīvi lādētos skābes atlikuma jonus (*Arēniusa* definīcija).

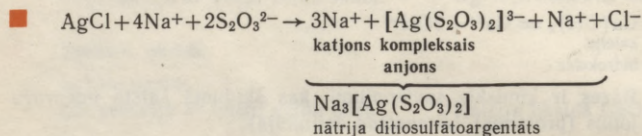
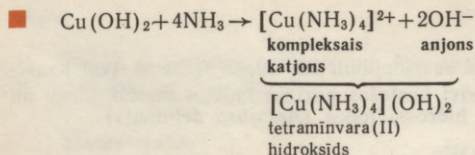


↗ Sāļu nosaukumi (sk. 141. lpp.). Disociācija (sk. 82. lpp.).

Kompleksie savienojumi

Kompleksie savienojumi ir tādi savienojumi, kas veidojas, ja molekulas vai joni pievienojas pie citiem atomiem vai joniem. Kompleksie savienojumi sastāv no **kompleksajiem joniem** un no attiecīgajiem pretēji lādētajiem joniem — **anjoniem** vai **kationiem**.

➔ 1.2.



↗ Kompleksie joni (sk. 34. lpp.). Komplekso savienojumu nosaukumi (sk. 142. lpp.).

Lielmolekulārās vielas

Lielmolekulārās vielas ir pēc ķīmiskā sastāva vienādu dažāda lieluma makromolekulu maisījums, kas reaģē kā viens vesels.

Dabiskās lielmolekulārās vielas:

- polisaharīdi,
polipeptīdi,
dabiskais kaučuks.

Sintētiskās lielmolekulārās vielas:

- plastmasas,
elastomēri,
ķīmiskās šķiedras.

↗ Makromolekulas (sk. 35. lpp.).

1. 3. Ķīmiskie apzīmējumi

Ķīmiskie simboli

Ķīmiskie simboli ir ķīmisko elementu apzīmējumi.

Informācija, ko izsaka simbols	■ S
— Ķīmiskais elements	Elements sērs
— Vielas daudzums 1 mol ķīmiskā elementa (aptuveni $6 \cdot 10^{23}$ daļiņu)	1 mol sēra (aptuveni $6 \cdot 10^{23}$ sēra atomu)
— Viena mola ķīmiskā elementa masa	32 g sēra

↗ Ķīmiskie elementi (sk. 135. ... 138. lpp.). Ķīmisko elementu periodiskā sistēma (sk. priekšlapas).

Ķīmisko simbolu rakstības veidi

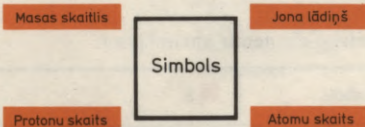
Rakstības veids	■ Hlora atoms	■ Hlorīd-jons
Nenorādot atomu vai jonu ārējos elektronus	Cl	Cl ⁻
Norādot atomu vai jonu ārējos elektronus (rakstot elektronformulas)	.. :Cl· [:Cl:] ⁻ ..
Norādot atomu vai jonu sapārotos un nesapārotos ārējos elektronus (rakstot elektronformulas)	<u>Cl</u> ·	[<u>Cl</u>] ⁻

Ķīmiskās formulas

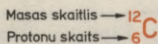
Ķīmiskā formula ir ķīmiskā savienojuma, kā arī ķīmiskā elementa apzīmējums, ja tā molekulas sastāv vismaz no diviem atomiem. Ķīmiskās formulas sastāda no ķīmiskajiem simboliem.

➔ 1.3.

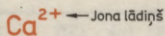
Pie ķīmiskā simbola var atzīmēt četrus dažādus lielumus: masas skaitli, protonu skaitu, jona lādiņu, atomu skaitu:



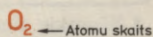
■ Oglekļa atoma simbols



Kalcija jona simbols



Skābekļa molekulas formula



Informācija, ko izsaka formula	■ CO_2
— Ķīmiskais savienojums (un elementi, no kuriem veidots savienojums) vai ķīmiskais elements, kā arī skaita attiecība, kādā daļiņas tajā savienojušās	Savienojums oglekļa dioksīds (sastāv no oglekļa un skābekļa), atomu skaita attiecība 1 : 2
— Vielas daudzuma 1 mol ķīmiskā savienojuma vai ķīmiskā elementa (aptuveni $6 \cdot 10^{23}$ daļiņu)	Vielas daudzums 1 mol oglekļa dioksīda (aptuveni $6 \cdot 10^{23}$ oglekļa dioksīda molekulu)
— Vielas daudzuma 1 mol ķīmiskā savienojuma vai ķīmiskā elementa masa	44 g oglekļa dioksīda

Ja savienojumā ir jonu saite, tad ķīmiskā formula izsaka jonu skaita attiecību, kā arī saliktā jona sastāvu.

■ Formula CaCl_2 norāda, ka kalcija hlorīdā kalcija jonu un hlorīdjonu skaita attiecība ir 1 : 2.

Ķīmisko formulu rakstības veidi

Rakstības veids	■ Ūdeņradis	■ Nātrija hlorīds	■ Ūdens
Nenorādot atomu vai jonu ārējos elektronus	H_2	$NaCl$	H_2O
Norādot atomu vai jonu ārējos elektronus (rakstot elektronformulas)	$H:H$	$[Na]+[:\overset{\cdot\cdot}{Cl}:]^-$	$H:\overset{\cdot\cdot}{O}:$ $\quad\quad\cdot\cdot$ $\quad\quad H$
Norādot atomu vai jonu sapārotos un nesapārotos ārējos elektronus (rakstot elektronformulas)	$H-H$	$[Na]+[\overset{\cdot\cdot}{Cl}]^-$	$H-\overset{\cdot\cdot}{O} $ $\quad\quad $ $\quad\quad H$

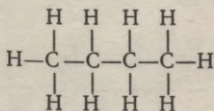
Ķīmisko formulu veidi

Summārās formulas ir vienkāršākais ķīmisko formulu veids, kas parāda vielas sastāvu, taču neko neizsaka par ķīmisko saiti starp atomiem un joniem, kā arī vielas struktūru.

- $CaCl_2$ C_3H_8
kalcija hlorīda propāna
summārā formula summārā formula

Struktūrformulas ir ķīmiskās formulas, kurās attēlota saistība starp atomiem vielu molekulās: tās izsaka vielu molekulu sastāvu, kā arī struktūru, taču nedod priekšstatu par atomu telpisko izvietojumu.

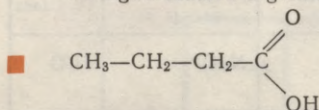
- $H-H$
ūdeņraža
struktūrformula



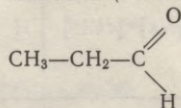
butāna struktūrformula

➔ 1.3.

Vienkāršotās struktūrformulas ir ķīmiskās formulas, kurās izmanto saīsinātu rakstības veidu. Tās parasti lieto, lai attēlotu sarežģīta sastāva organiskos savienojumus.



butānskābes (sviestskābes) vienkāršota struktūrformula



propanāla (propānskābes aldehīda) vienkāršota struktūrformula

Formulu sastādīšana (darbību secība)

Formulu sastādīšana ķīmiskiem savienojumiem, kas sastāv no diviem elementiem, kuriem ir tikai viena stehiometriskā vērtība

Darbību secība	■ Alumīnija oksīda formulas sastādīšana
1. Uzrakstīt to ķīmisko elementu simbolus, no kuriem sastāv savienojums	Al O
2. Noteikt to ķīmisko elementu vērtību, no kuriem sastāv savienojums	III II Al O
3. Aprēķināt vērtību mazāko kopīgo dalāmo	6
4. Aprēķināt, cik reižu katra elementa vērtība ir mazāka par mazāko kopīgo dalāmo Tā nosaka abu elementu atomu skaita attiecību dotajā savienojumā	2 reizes 3 reizes 2 : 3 Al ₂ O ₃
5. Uzrakstīt ķīmisko formulu	Al ₂ O ₃

Formulu sastādīšana vielām, kas disociē ūdens šķīdumā

Darbību secība	■ Alumīnija sulfāta formulas sastādīšana
1. Uzrakstīt to jonu apzīmējumus, no kuriem sastāv savienojums	Al^{3+} SO_4^{2-}
2. Noteikt to jonu vērtības (lādiņa lielumu), no kuriem sastāv savienojums	III Al^{3+} II SO_4^{2-}
3. Aprēķināt vērtību mazāko kopīgo dalāmo	6
4. Aprēķināt, cik reižu katra jona vērtība ir mazāka par mazāko kopīgo dalāmo Tā nosaka jonu skaita attiecību dotajā savienojumā	2 reizes 3 reizes 2 : 3 Al_2 $(SO_4)_3$
5. Uzrakstīt ķīmisko formulu	$Al_2(SO_4)_3$

Ķīmisko reakciju vienādojumi

Ķīmisko reakciju vienādojumi ir tāds ķīmisko reakciju attēlojums, kas parāda kvalitatīvās un kvantitatīvās pārmaiņas dotajā ķīmiskajā reakcijā.

Informācija, ko izsaka ķīmiskās reakcijas vienādojums	■ $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
— Izejvielas reaģē, un rodas reakcijas produkti	Metāns reaģē ar skābekli, un rodas oglekļa dioksīds un ūdens
— Reaģējošo un reakcijā radušos vielu daudzums molos	1 mol metāna reaģē ar 2 mol skābekļa, un rodas 1 mol oglekļa dioksīda un 2 mol ūdens
— Reaģējošo un reakcijā iegūto vielu daudzumu masa	16 g metāna reaģē ar 64 g skābekļa, un rodas 44 g oglekļa dioksīda un 36 g ūdens

† Vielu masas aprēķināšana (sk. 123. un 124. lpp.).

Ķīmisko reakciju vienādojumu sastādīšana

1. Koeficientu aprēķināšana, salīdzinot un vienādojot atomu skaitu. (Metode piemērota tikai tādiem reakciju vienādojumiem, kur katram elementam ir nemainīga stehiometriskā vērtība.)

Darbību secība	Metāna oksidēšana														
1. Uzrakstīt izejvielu un reakcijas produktu ķīmiskos apzīmējumus (simbolus vai formulas)	$\text{CH}_4 + \text{O}_2 (\rightarrow) \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$														
2. Vienādot atomu skaitu, izvietojot koeficientus (atrst mazākos vielu daudzumus, kas piedalās reakcijā)	<table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 50%; border-right: 1px dashed black; padding-right: 10px;">1 mols oglekļa 1 molā metāna</td> <td style="width: 50%; padding-left: 10px;">1 mols oglekļa 1 molā oglekļa dioksīda</td> </tr> <tr> <td style="border-right: 1px dashed black; padding-right: 10px;">4 moli ūdeņraža atomu 1 molā metāna</td> <td style="padding-left: 10px;">2 moli ūdeņraža atomu 1 molā ūdens</td> </tr> <tr> <td colspan="2" style="text-align: center;">Secinājums: $2 \cdot 2 \text{ mol} = 4 \text{ mol}$ ūdeņraža atomu</td> </tr> <tr> <td colspan="2" style="text-align: center;">$\text{CH}_4 + \text{O}_2 (\rightarrow) \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</td> </tr> <tr> <td style="border-right: 1px dashed black; padding-right: 10px;">2 moli skābekļa atomu 1 molā skābekļa molekulu</td> <td style="padding-left: 10px;">4 moli skābekļa atomu 1 molā oglekļa dioksīda un 2 molos ūdens</td> </tr> <tr> <td colspan="2" style="text-align: center;">Secinājums: $2 \cdot 2 \text{ mol} = 4 \text{ mol}$ skābekļa atomu</td> </tr> <tr> <td colspan="2" style="text-align: center;">$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</td> </tr> </table>	1 mols oglekļa 1 molā metāna	1 mols oglekļa 1 molā oglekļa dioksīda	4 moli ūdeņraža atomu 1 molā metāna	2 moli ūdeņraža atomu 1 molā ūdens	Secinājums: $2 \cdot 2 \text{ mol} = 4 \text{ mol}$ ūdeņraža atomu		$\text{CH}_4 + \text{O}_2 (\rightarrow) \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$		2 moli skābekļa atomu 1 molā skābekļa molekulu	4 moli skābekļa atomu 1 molā oglekļa dioksīda un 2 molos ūdens	Secinājums: $2 \cdot 2 \text{ mol} = 4 \text{ mol}$ skābekļa atomu		$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
1 mols oglekļa 1 molā metāna	1 mols oglekļa 1 molā oglekļa dioksīda														
4 moli ūdeņraža atomu 1 molā metāna	2 moli ūdeņraža atomu 1 molā ūdens														
Secinājums: $2 \cdot 2 \text{ mol} = 4 \text{ mol}$ ūdeņraža atomu															
$\text{CH}_4 + \text{O}_2 (\rightarrow) \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$															
2 moli skābekļa atomu 1 molā skābekļa molekulu	4 moli skābekļa atomu 1 molā oglekļa dioksīda un 2 molos ūdens														
Secinājums: $2 \cdot 2 \text{ mol} = 4 \text{ mol}$ skābekļa atomu															
$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$															
Pārbaudīt, vai reakcijas vienādojuma abās pusēs katra elementa daudzumi ir vienādi															
3. Uzrakstīt ķīmiskās reakcijas vienādojumu	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$														

➔ 1.3.

2. Koeficientu aprēķināšana, izmantojot vienādojumus ar vairākiem nezināmiem. (Metode piemērota tikai tādu reakciju vienādojumu sastādīšanai, kur elementu skaits, kas ietilpst reaģējošo vielu sastāvā, ir vismaz par 1 mazāks nekā aprēķināmo koeficientu skaits.)

Darbību secība	■ Pirīta apdedzināšana
1. Uzrakstīt izejvielu un reakcijas produktu ķīmiskos simbolus vai formulas	$\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
2. Nezināmos koeficientus apzīmēt vispārīgā veidā ar skaitļu simboliem	$x\text{FeS}_2 + y\text{O}_2 \rightarrow u\text{Fe}_2\text{O}_3 + v\text{SO}_2$
3. Katram elementam noteikt sakarības starp nezināmajiem koeficientiem	$\begin{array}{l} \text{Fe} \quad x = 2u \\ \text{S} \quad 2x = v \\ \text{O} \quad 2y = 3u + 2v \end{array}$
4. Vienu no nezināmajiem koeficientiem pieņemt par 1	$x = 1$
5. Aprēķināt pārējos nezināmos koeficientus, vadoties pēc likumsakarības, kuru izmanto vairāku nezināmo lielumu aprēķināšanā	$\begin{array}{ll} x = 1 & v = 2 \\ u = \frac{1}{2} & y = \frac{11}{4} \end{array}$
6. Iegūtajām izteiksmēm noteikt kopsaucēju, reizinot tās ar mazāko kopīgo dalāmo	$\begin{array}{ll} x = 1 \cdot 4 & x = 4 \\ u = \frac{1}{2} \cdot 4 & u = 2 \\ v = 2 \cdot 4 & v = 8 \\ y = \frac{11}{4} \cdot 4 & y = 11 \end{array}$
7. Aprēķinātos skaitļus izvietot reakcijas vienādojumā kā koeficientus	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$

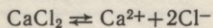
3. Koeficientu aprēķināšana, izmantojot elementu oksidēšanas pakāpes. (Metode piemērota tikai tādu reakciju vienādojumu sastādīšanai, kuros notiek elektronu pāreja.)

Darbību secība	■
1. Uzrakstīt izejvielu un reakcijas produktu ķīmiskās formulas	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{CO}_2$
2. Apzīmēt nezināmos koeficientus vispārīgā veidā ar skaitļu simboliem	$x\text{Cr}_2\text{O}_3 + y\text{KNO}_3 + z\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow k\text{Na}_2\text{CrO}_4 + n\text{KNO}_2 + m\text{CO}_2$
3. Noteikt mainīgās oksidēšanas pakāpes un uzrakstīt tās virs attiecīgo elementu simboliem	$x\overset{+3}\text{Cr}_2\text{O}_3 + y\overset{+5}\text{KNO}_3 + z\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow k\overset{+6}\text{Na}_2\text{CrO}_4 + n\overset{+3}\text{KNO}_2 + m\text{CO}_2$
4. Noteikt redokspāra elektronu skaita diferenci (starpību)	Cr: $+3 \rightarrow +6$ Atdoto elektronu skaits $-3e^-$ N: $+5 \rightarrow +3$ Iegūto elektronu skaits $+2e^-$
5. Aprēķināt koeficientus, izmantojot atdoto un iegūto elektronu skaitu	Elektronu Koe- skaita fi- starpība cients Cr: $+3 \quad +6 \quad -3e^- \quad k=2$ N: $+5 \quad +3 \quad +2e^- \quad y=3$
6. Aprēķinātos koeficientus izvietot reakcijas vienādojumā	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + z\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{KNO}_2 + m\text{CO}_2$
7. Noteikt pārējos koeficientus, salīdzinot un vienādojot atomu skaitu	$z = 2$ $m = 2$
8. Aprēķinātos koeficientus izvietot reakcijas vienādojumā	$\overset{+3}\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\overset{+5}\text{KNO}_3 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow 2\overset{+6}\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\overset{+3}\text{KNO}_2 + 2\text{CO}_2$

➔ 1.3.

Disociācijas vienādojumi

Disociācijas vienādojumi ir tāda ķīmisko apzīmējumu sistēma, kas attēlo kvalitatīvās un kvantitatīvās pārmaiņas vielas disociācijas procesā.



↗ Disociācija (sk. 82. lpp.).

Disociācijas vienādojumu sastādīšana

Darbību secība	■ Kalcija hlorīda disociācijas vienādojums
1. Uzrakstīt dotā ķīmiskā savienojuma formulu	CaCl_2
2. Noteikt katjonu skaitu un lādiņu	Ca^{2+}
3. Noteikt anjonu skaitu un lādiņu	2Cl^-
4. Uzrakstīt disociācijas vienādojumu	$\text{CaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

2. Vielas uzbūve.

Ķīmisko elementu periodiskā sistēma

2. 1. Daļiņas, kas veido vielu

Atomu modeļi

Atomu modeļi sniedz uzskatāmu priekšstatu par atoma uzbūvi: tie attēlo dabā eksistējošo atomu no tā dažu būtisko īpašību viedokļa. Atomu modeļi rada priekšstatu par elektronu komplikēto kustību un telpu, kurā elektroni atrodas, kā arī par enerģētiskajām sakarībām atomā.

Modelis ir vienkāršots uzskatāms komplicētas sistēmas attēlojums; tas sniedz ziņas tikai par dažām priekšmeta vai parādības svarīgām detaļām. Modelis dod īstenības vienkāršotu attēlojumu un imitētu priekšstatu par to. Zināšanas, ko iegūst, aplūkojot modeli, var attiecināt uz citām līdzīgām parādībām.

Atomi

Atomi ir daļiņas, no kurām veidoti ķīmiskie elementi. Ķīmiskās reakcijās tie nesadalās. Atomi sastāv no atoma kodola un no atoma elektronu apvalka. Atoma apvalkā esošo elektronu (uzlādēti negatīvi) skaits ir vienāds ar protonu (uzlādēti pozitīvi) skaitu atoma kodolā. Atoms kopumā ir elektroneitrāls.

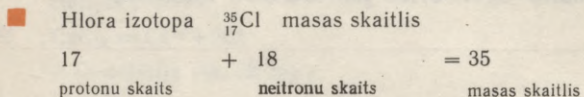
Atoma kodols

Atoma kodols ir atoma daļa, kas atrodas atoma centrā un ir lādēta pozitīvi; tajā koncentrēta gandrīz visa atoma masa. Atoma kodols sastāv no **nukloniem** (protoniem un neitroniem).

➔ 2.1.

Atomā esošo protonu skaita un neitronu skaita summu sauc par masas skaitli.

Protonu skaits + Neitronu skaits = Masas skaitlis



Protoni

Protoni ir pozitīvi lādētas daļiņas atoma kodolā; to relatīvā masa ir aptuveni vienāda ar 1. Katram ķīmiskajam elementam ir noteikts, tikai tam raksturīgs protonu skaits, kas nosaka šā elementa atoma kodola lādiņa lielumu (elektropozitīvo daļiņu skaitu). Kodola lādiņš nosaka arī katra elementa vietu periodiskajā sistēmā. Protonu skaits ir vienāds ar ķīmiskā elementa kārtas skaitli.

Protonu skaits = Kodola lādiņš = Kārtas skaitlis

Neutroni

Neutroni ir elektroneitrālas daļiņas atoma kodolā. Neitrona masa ir aptuveni vienāda ar protona masu. Neitronu skaits viena un tā paša elementa atomu kodolos var būt dažāds.

Elektroni

Elektroni ir negatīvi lādētas daļiņas atoma apvalkā; to masa ir aptuveni $\frac{1}{1836}$ no protona masas. Elektroni ļoti lielā ātrumā pārvietojas ap atoma kodolu. Elektronu skaits atoma apvalkā ir vienāds ar protonu skaitu atoma kodolā.

**Protonu = Kodola = Elektronu = Kārtas
skaits lādiņš skaits skaitlis**

Atoma apvalks

Atoma apvalkā ietilpst visi atomam piederošie elektroni; tie izvietojušies atbilstoši to enerģijai. Elektroni, kuriem ir aptuveni vienāda enerģija, ietilpst vienā **enerģijas līmenī**. Enerģijas līmeņus apzīmē ar arābu cipariem.

Telpas daļu, kurā elektrona atrašanās varbūtība ir vislielākā, sauc par **elektrona mākoni**.

Katrā enerģijas līmenī var atrasties noteikts maksimālais elektronu skaits: $2n^2$.

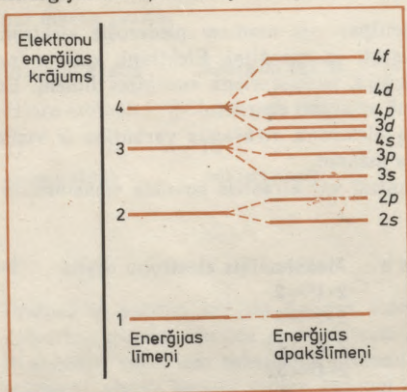
Enerģijas līmenis n	Maksimālais elektronu skaits
1	$2 \cdot 1^2 = 2$
2	$2 \cdot 2^2 = 8$
3	$2 \cdot 3^2 = 18$
4	$2 \cdot 4^2 = 32$

Enerģijas līmeņus savukārt iedala s , p , d un f **apakšlīmeņos**. Elektronus, kas ietilpst šajos enerģijas apakšlīmeņos, sauc attiecīgi par s , p , d un f **elektroniem**.

Enerģijas līmeņa apzīmējums	Maksimālais elektronu skaits enerģijas līmenī	Elektronu skaits apakšlīmeņos	Elektronu apzīmējumi
1	2	2	1s
2	8	2 6	2s 2p
3	18	2 6 10	3s 3p 3d
4	32	2 6 10 14	4s 4p 4d 4f

➔ 2.1.

■ Energijas līmeņu iedalījums apakšlīmeņos



Energijas līmeņus var attēlot ar **enerģijas līmeņu shēmu**.

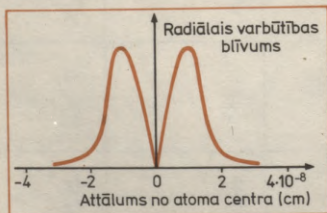
Energijas līmeņu shēmas izmanto, lai attēlotu elektronu apvalku atoma **pamatstāvoklī**, t. i., ja atoms no ārienes papildus nav saņēmis enerģiju. Saņemot enerģiju papildus, atomi pārīet **ierosinātā stāvoklī**.

† Hibridizācija (sk. 31. un 32. lpp.).

Elektrona atrašanās varbūtība

Elektrona atrašanās varbūtība ir elektrona iespēja atrasties noteiktā telpā ap atoma kodolu. To raksturo ar **radiālo varbūtības blīvumu**.

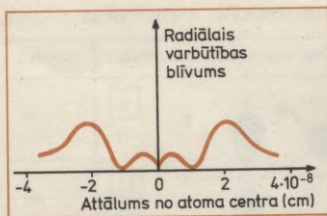
■ Ūdeņraža atoms



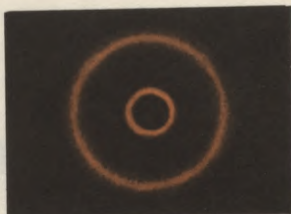
Elektrona radiālais varbūtības blīvums pamatstāvoklī $1s$.



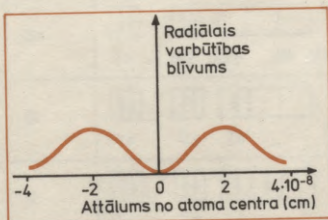
Telpa, kurā elektrona atrašanās varbūtība atoma pamatstāvoklī ($x-y$ plakne) ir vislielāka.



Elektrona radiālais varbūtības blīvums ierosinātā stāvoklī $2s$.



Telpa, kurā elektrona atrašanās varbūtība atoma ierosinātā stāvoklī $2s(x-y$ plakne) ir vislielāka.



Elektrona radiālais varbūtības blīvums ierosinātā stāvoklī $2p_x$.

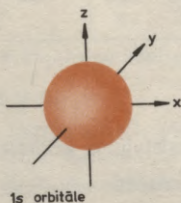


Telpa, kurā elektrona atrašanās varbūtība atoma ierosinātā stāvoklī $2p_x(x-y$ plakne) ir vislielāka.

Orbitāle

Orbitāle ir telpas daļa atoma apvalkā, kurā elektrona atrašanās varbūtība ir 90%. Orbitāli raksturo noteikts enerģijas līmenis, un tajā var atrasties ne vairāk kā divi elektroni. Enerģijas līmeņos 1, 2, 3, 4 līdz ar vienu s orbitāli var būt attiecīgi trīs p , piecas d un septiņas f orbitāles.

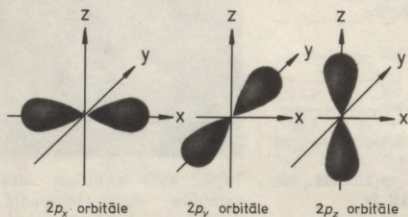
↗ Elektronu konfigurācija (sk. pielikumu).
Atoma apvalks (sk. 27. lpp.).



1s orbitāle

➔ 2.1.

p , d un f orbitālēm ir komplicētāka forma nekā s orbitālēm.



↑ Orbitāļu pārklšanās (sk. 46. . . 52. lpp.).

Spins

Spins ir elektrona īpašība. Līdz šim to izskaidro kā elektrona spēju griezties ap savu asi, taču visi mēģinājumi eksperimentāli pierādīt šādu pieņemtu elektronu kustību ir bijuši nesekmīgi.

Mūsdienu zināšanu līmenis nepieļauj spinu pielīdzināt jau zināmām parādībām.

Elektrona spina orientācijas grafisks attēlojums ar elektroniem aizpildītā orbitālē:



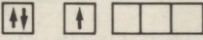
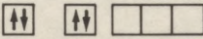
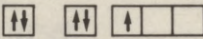
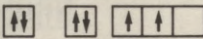
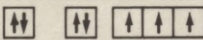
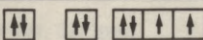
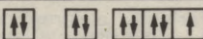
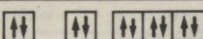


Elektronu konfigurācija

Elektronu konfigurācija ir elektronu izvietojums orbitālēs.

Elektroni vispirms ieņem stāvokli ar vismazāko enerģiju.

Elektronu konfigurācija atomu pamatstāvoklī

Simbols	Elektronu izvietojums orbitālēs	Elektronu konfigurācija
H	 1s	$1s^1$
He	 1s	$1s^2$
Li	 1s 2s 2p	$1s^2 2s^1$
Be	 1s 2s 2p	$1s^2 2s^2$
B	 1s 2s 2p	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	 1s 2s 2p	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	 1s 2s 2p	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	 1s 2s 2p	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	 1s 2s 2p	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	 1s 2s 2p	$1s^2 2s^2 2p^6$

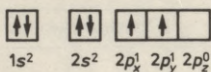
↑ Elektronu konfigurācija (sk. pielikumu).

Hibridizācija

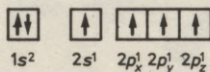
Hibridizācija ir pie dažādiem enerģijas līmeņiem piederošu dažādas formas orbitāļu pārvēršanās vienādās orbitālēs — **hibridizētajās orbitālēs**.

➔ 2.1.

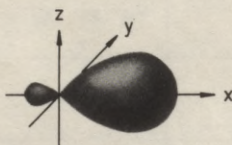
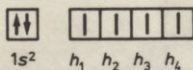
■ Oglekļa atoms pamatstāvoklī



Oglekļa atoms ierosinātā stāvoklī



Oglekļa atoma $2s$ un $2p$ orbitāļu hibridizācija citas reaģējošās vielas atomu ietekmē, veidojot $2sp^3$ hibridizētās orbitāles



sp^3 hibridizētās orbitāles

↗ Hibridizēto orbitāļu pārklāšanās (sk. 46. ... 52. lpp.).

Ārējie elektroni

Ārējie elektroni ir ārējo orbitāļu elektroni atoma pamatstāvoklī. Tie lielā mērā nosaka elementa ķīmiskās īpašības.

Izotopi

Izotopi ir viena un tā paša elementa atomi, kuriem ir vienāds protonu skaits, bet dažāds neitronu skaits. Elementa izotopiem ir dažādi masas skaitļi.

■ Ogleklis $^{12}_6\text{C}$: 6 protoni, 6 neitroni, 6 elektroni.

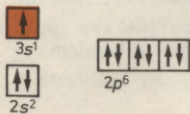
Ogleklis $^{13}_6\text{C}$: 6 protoni, 7 neitroni, 6 elektroni.

↗ Neitroni (sk. 26. lpp.).

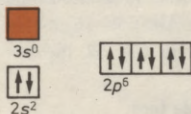
Joni

Joni ir pozitīvi vai negatīvi lādētas daļiņas; skābju, bāzu un sāļu ūdens šķīdumos tie brīvi pārvietojas. Joni veidojas no atomiem vai atomu grupām elektronu atdošanas vai pievienošanas procesā. Pēc lādiņa veida jonus iedala anjonos un katjonos.

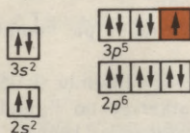
■ Nātrija atoms



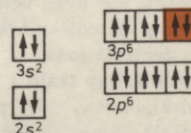
Nātrija jons



■ Hlora atoms



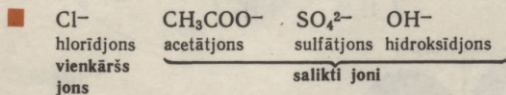
Hlorīdjons



↑ Jonu saite (sk. 52. lpp.).

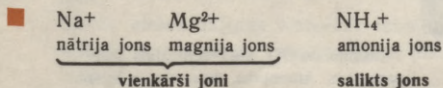
Anjoni

Anjoni ir negatīvi lādēti joni.



Katjoni

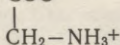
Katjoni ir pozitīvi lādēti joni.



➔ 2.1.

Bipolārie joni

Bipolārie joni ir tādi joni, kas satur divus pretējas zīmes lādiņus.



glikokola (2-aminoetānskābes jeb 2-aminoetiķskābes) jons

↗ 2-Aminoskābju disociācija un reakcijas (sk. 219. lpp.). Disociācija (sk. 82. lpp.).

Kompleksie joni

Kompleksie joni ir tādi joni, kas veidojas, ja kaut kādiem atomiem vai joniem pievienojas citas molekulas vai joni. Kompleksie joni ir komplekso savienojumu sastāvdaļas.

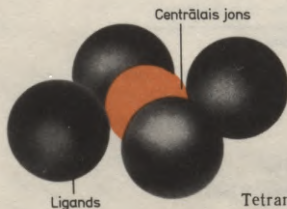
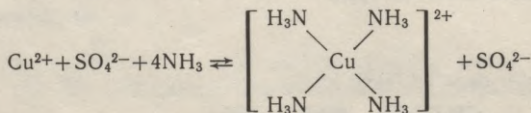
Centrālais jons ir jons, kuram pievienojas noteikts skaits citu molekulu vai jonu, veidojot komplekso jonu.

Ligands ir molekula vai jons, kas pievienojies pie kompleksā jona centrālā jona.

Koordinācijas skaitlis ir skaitlis, kas norāda ligandu skaitu, ko centrālais jons spēj pievienot; tas ir atkarīgs no liganda un centrālā jona lieluma. Visbiežāk sastopamie koordinācijas skaitļi ir 2, 4, 6, 8.



Vara(II) sulfāta šķīdumam reaģējot ar amonjaka šķīdumu, veidojas vara kompleksais savienojums intensīvi zilā krāsā, kurš sastāv no tetramīnvara(II) joniem un sulfātjoniem.



Tetramīnvara(II) jonā centrālais jons ir vara jons. Amonjaka molekulas ir ligandi.

↗ Kompleksie savienojumi (sk. 13. un 14. lpp.). Kompleksa nestabilitātes konstante (sk. 88. lpp.). Nosaukumi (sk. 142. un 143. lpp.).

Molekulas

Molekulas ir ķīmiskā savienojuma vai elementa vissīkākās daļiņas: tās sastāv vismaz no diviem atomiem. Ķīmiskās reakcijās molekulas var sadalīties sastāvdaļās.

↗ Struktūra (sk. zemāk).

Makromolekulas

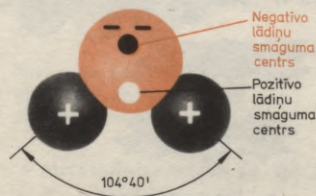
Makromolekulas ir molekulas, kas veidojušās no daudzām (līdz vairākiem tūkstošiem) vienādām vai arī dažādām molekulām; makromolekulu relatīvā molekulmasa ir lielāka par 10 000.

↗ Lielmolekulārās vielas (sk. 14. lpp.).

Dipols

Dipols ir kopumā elektroneitrāla molekula, kurai ir pozitīvo lādiņu smaguma centrs un negatīvo lādiņu smaguma centrs.

■ Ūdens molekula kā dipols



Struktūra

Struktūra ir vielas uzbūve. Vielas **struktūras galvenās pazīmes** ir daļiņu telpiskais izvietojums un noteikta saistība starp tām.

Cietās vielās daļiņas visbiežāk izvietotas tā, ka tās veido kristālrežģus, piemēram, atomu, jonu, metālu un molekulu kristālrežģus.

➔ 2.1.

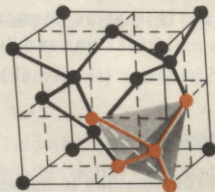
Ķīmiskie elementi un to savienojumi var veidot dažādas formas jeb **modifikācijas**. Modifikāciju veidošanos nosaka noteikts atomu izvietojums kristālrežģī.

Daudzu ķīmisko elementu un to savienojumu molekulām ir virknes vai gredzena forma.

■ Atomu kristālrežģis

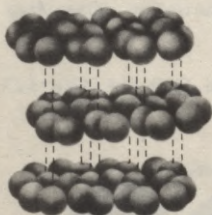


Oglekļa atomu telpiskais izvietojums dimanta kristālrežģī (atomu kristālrežģī).

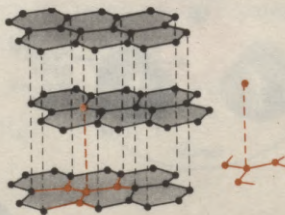


Vienkāršots dimanta kristālrežģa (atomu kristālrežģa) modelis.

↗ Kovalentā saite (sk. 46. un 47. lpp.). Dimants (sk. 154. lpp.).



Oglekļa atomu telpiskais izvietojums grafiņa kristālrežģī (atomu kristālrežģī).



Vienkāršots grafiņa kristālrežģa (atomu režģa) modelis.

↗ Kovalentā saite (sk. 46. un 47. lpp.). Grafiņš (sk. 154. lpp.).

Jonu kristālrežģis

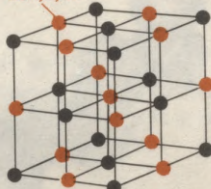
Nātrija jons



Hlorīdjons

Jonu telpiskais izvietojums nātrija hlorīda kristālrežģī (jonu kristālrežģī).

Nātrija jons

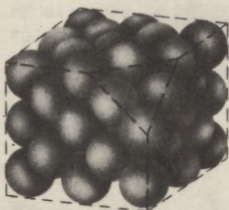


Hlorīdjons

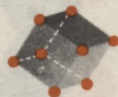
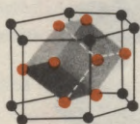
Vienkāršots nātrija hlorīda kristālrežģa (jonu kristālrežģa) modelis.

↗ Jonu saite (sk. 52. lpp.).

Metālu kristālrežģis



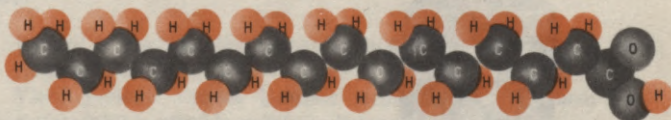
Vara jonu telpiskais izvietojums vara kristālrežģī (metālu kristālrežģī).



Vienkāršots vara kristālrežģa (metālu kristālrežģa) modelis.

↗ Metāliskā saite (sk. 54. lpp.).

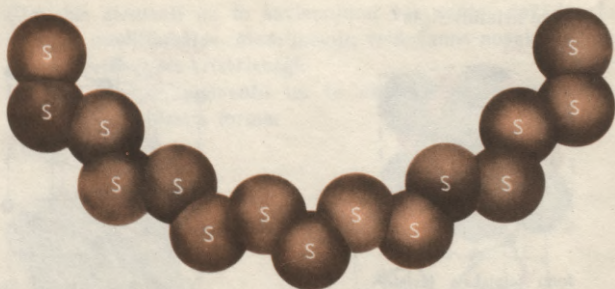
Virknes veida molekulas



Heksadekānskābes (palmitīnskābes) molekulas modelis.

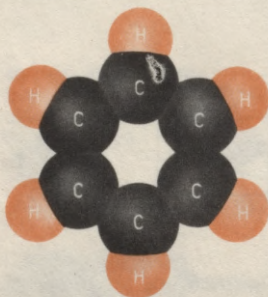
↗ Oglekļa virknes veida savienojumi (sk. 177. lpp.)

→ 2.1.



Plastiskā sēra molekulas modelis.

■ Cikliskas formas molekulas



Benzola molekulas modelis.

↑ Oglekļa cikliskie savienojumi (sk. 178. lpp.).



Sēra molekulas S₈ modelis.

2. 2. Ķīmisko elementu periodiskā sistēma

Periodiskais likums

Periodiskais likums ir likums, kas ir ķīmisko elementu periodiskās sistēmas pamatā (*D. Mendelejevs*, 1869); ķīmisko elementu atomu elektronu apvalka uzbūves periodiskās izmaiņas nosaka ķīmisko elementu īpašību periodisko maiņu.

Ķīmisko elementu periodiskā sistēma

Ķīmisko elementu periodiskā sistēma ir pārskatāma tabula, kurā ķīmiskie elementi sakārtoti, pamatojoties uz to atomu uzbūvi: tajā katram ķīmiskajam elementam doti noteikti raksturlielumi.

- Dati par katru elementu ķīmisko elementu periodiskās sistēmas tabulā, kas dota šajā grāmatā

Kārtas skaitlis	7	14,007	Relatīvā atommasa
Elektronegativitāte	3,0	N	Simbols
Nosaukums	Slāpekļis		

↗ Ķīmisko elementu periodiskā sistēma (sk. priekšlapas).

Kārtas skaitlis

Kārtas skaitlis ir skaitlis, kas norāda elementa vietu periodiskajā sistēmā. Pastāv šāda likumsakarība:

Kārtas = Kodola lādiņa = Protonu = Elektronu skaitlis vērtība skaits skaits

↗ Elektronu konfigurācija (pielikumā).

Periodi

Periodi ir horizontālās elementu rindas ķīmisko elementu periodiskajā sistēmā.

Vienā periodā atrodas ķīmiskie elementi, kuru atomiem pamatstāvoklī ir vienāds enerģijas līmeņu skaits.

Enerģijas = Ārējā enerģijas = Perioda līmeņu skaits līmeņa apzīmējums numurs

➔ 2.2.

Grupas

Grupas ir vertikālās elementu rindas ķīmisko elementu periodiskajā sistēmā. Katra grupa iedalās galvenajā apakšgrupā un blakus apakšgrupā. Visi 1., 2. un 3. perioda elementi ir galveno apakšgrupu elementi. 4., 5., 6. un 7. periodā līdz ar galveno apakšgrupu elementiem ietilpst arī blakus apakšgrupu elementi.

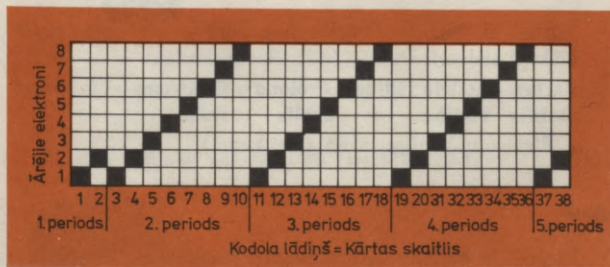
Vienā un tajā pašā galvenajā apakšgrupā atrodas elementi, kuru atomiem ir vienāds ārējo elektronu skaits.

Ārējo elektronu skaits = Galvenās apakšgrupas numurs

↗ Ķīmisko elementu periodiskā sistēma (sk. priekšlapas).

Atomu elektronu apvalka uzbūves maiņas periodiskums

Palielinoties kodolu lādiņam, periodos pakāpeniski pieaug arī galveno apakšgrupu elementu atomu ārējo elektronu skaits. Pārejot no viena perioda uz nākamo, ārējo elektronu skaits mainās lēcienveidīgi.



Tādējādi, palielinoties kodolu lādiņam, ārējo elektronu skaits galveno apakšgrupu elementu atomos periodiskās sistēmas tabulā kopumā mainās periodiski.

Metāli un nemetāli

Galvenajās apakšgrupās, palielinoties kārtas skaitļiem, elementiem metālu īpašības pieaug, bet nemetālu īpašības samazinās. Periodos, palielinoties kārtas skaitļiem, elementiem metālu īpašības samazinās, bet nemetālu īpašības pieaug.

		Galvenās apakšgrupas														
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII							
1	1	H							2	He						
2	3	Li	4	Be	5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne
3	11	Na	12	Mg	13	Al	14	Si	15	P	16	S	17	Cl	18	Ar
4	19	K	20	Ca	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr
5	37	Rb	38	Sr	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe
6	55	Cs	56	Ba	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn
7	87	Fr	88	Ra												

Metāli (cross-hatched) Elementi ar metālu un nemetālu īpašībām (diagonal-hatched) Nemetāli (white)

Metālu īpašības pieaug (downward arrow) Nemetālu īpašības pieaug (upward arrow)

Metālu īpašības pieaug (leftward arrow) Nemetālu īpašības pieaug (rightward arrow)

Galveno apakšgrupu elementu oksīdu īpašības

Katrā periodā (izņēmums ir 1. periods), pieaugot kārtas skaitļiem, galveno apakšgrupu elementu oksīdu bāziskās īpašības pavājinās. Vienlaikus pastiprinās šo oksīdu skābās īpašības. Katrā galvenajā apakšgrupā (izņēmums ir VIII grupa), palielinoties kārtas skaitļiem, elementu oksīdu bāziskās īpašības pieaug, vienlaikus skābās īpašības samazinās.

Galvenajās apakšgrupās (II...VI) sastopami arī elementi, kuriem ir amfotēri oksīdi.

➔ 2.2.

Amfotērie savienojumi uzrāda gan skābas, gan bāziskas īpašības. Atkarībā no tā, vai šie savienojumi reaģē ar bāzēm vai ar skābēm, tiem piemīt attiecīgi skābas vai bāziskas īpašības.

Galvenās apakšgrupas

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1 H							2 He
2	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra						

Bāziskie oksīdi
 Amfotērie oksīdi
 Skābie oksīdi

Oksīdu bāziskās īpašības pieaug ↓
 Oksīdu skābās īpašības pieaug ↑
 Oksīdu bāziskās īpašības pieaug ←
 Oksīdu skābās īpašības pieaug →

■ Alumīnija hidroksīds $\text{Al}(\text{OH})_3$

↑ Ķīmisko elementu periodiskā sistēma (sk. priekšlapas). Amfoteritāte (sk. 83. lpp.). Alumīnija hidroksīds (sk. 152. lpp.).

Galvenās apakšgrupas numurs un ķīmisko elementu stehiometriskā vērtība

Galvenās apakšgrupas numurs	I	II	III	IV	V	VI	VII
■ Savienojumi ar skābekli	Na_2O	CaO	Al_2O_3	CO_2	N_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Augstākā stehiometriskā vērtība attiecībā pret skābekli	I	II	III	IV	V	VI	VII
■ Savienojumi ar ūdeņradi	NaH	CaH_2	AlH_3	CH_4	NH_3 (H_3N)	SH_2 (H_2S)	ClH (HCl)
Augstākā stehiometriskā vērtība attiecībā pret ūdeņradi	I	II	III	IV	III	II	I

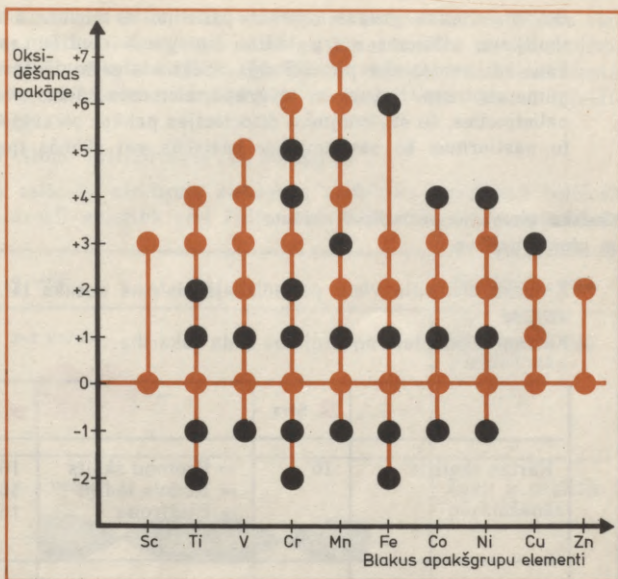
Galveno apakšgrupu elementu ķīmisko un fizikālo īpašību maiņas periodiskums

Īpašības	Īpašību maiņa	
	galvenajās apakšgrupās	periodos
Metālu īpašības	↓ pieaug	← pieaug
Nemetālu īpašības	↑ pieaug	→ pieaug
Augstākā stehiometriskā vērtība attiecībā pret skābekli	nemainīga	I VII → pieaug
Stehiometriskā vērtība attiecībā pret ūdeņradi	nemainīga	I IV I → ← pieaug
Kodola lādiņš	↓ pieaug	→ pieaug

Īpašības	Īpašību maiņa	
	galvenajās apakšgrupās	periodos
Elektronegativitāte	↑ visumā pieaug	➔ pieaug
Blīvums	↓ visumā pieaug	I IV VII ← → pieaug
Metālu kušanas un viršanas temperatūra	↑ visumā pieaug	—
Nemetālu kušanas un viršanas temperatūra	↓ visumā pieaug	—

Blakus apakšgrupu elementu ķīmisko īpašību maiņas periodiskums

- Blakus apakšgrupu elementu atomu ārējā orbitālē lielākoties ir divi *s* elektroni; šie elementi atšķiras ar elektronu izvietojumu *d* un *f* orbitālēs.
- Līdzība starp galveno apakšgrupu un blakus apakšgrupu elementiem vienā un tajā pašā grupā strauji pieaug virzienā no I uz IV grupu un samazinās virzienā no IV uz VII grupu.
- Līdzība starp galvenās apakšgrupas un blakus apakšgrupas elementiem sevišķi spilgti izpaužas, ja salīdzina vienas un tās pašas grupas galvenās apakšgrupas otro elementu un blakus apakšgrupas pirmo elementu.
- Blakus apakšgrupu elementu ķīmiskās īpašības gan vienā periodā, gan arī grupā mainās mazāk nekā galveno apakšgrupu elementu ķīmiskās īpašības.
- Blakus apakšgrupu elementiem dažādos ķīmiskajos savienojumos var būt dažādas oksidēšanas pakāpes.
- Atšķirībā no galveno apakšgrupu elementiem blakus apakšgrupu elementiem apakšgrupā pieaug to savienojumu stabilitāte, kuros tiem ir augstākā oksidēšanas pakāpe.
- Daudzi blakus apakšgrupu elementi ūdens šķīdumā veido krāsainus jonus.



Biezāk sastopamās oksidēšanas pakāpes apzīmētas ar sarkaniem riņķīšiem.

Blakus apakšgrupu elementu oksīdiem, kas atrodas virs sarkanās līnijas, ir skābas īpašības. Turpretī šo pašu elementu oksīdiem, kuros šiem elementiem ir zemāka oksidēšanas pakāpe, ir bāziskas īpašības.

Galveno apakšgrupu elementu ķīmisko īpašību atkarība no to fizikālajām īpašībām

Jona rādiuss ir mazāks par atoma rādiusu, ja jons veidojas, atšķēlot elektronu, turpretī jona rādiuss ir lielāks par atoma rādiusu, ja jons veidojas, pievienojot elektronu. Vienas grupas robežās jonu rādiusi palielinās, pieaugot kārtas skaitļiem. Ķīmiskajiem savienojumiem, kuri sastāv no joniem vai polārām molekulām, piemēram, hidroksīdiem vai skābekli nesaturošām

➔ 2.3.

skābēm, vienas grupas robežās palielinoties elementu kārtas skaitļiem, attālums starp lādiņu smaguma centriem pieaug. Tādējādi samazinās pievilkšanās spēki starp šo lādiņu smaguma centriem. Sakarā ar to grupā, elementu kārtas skaitļiem palielinoties, šo savienojumu disociācijas pakāpe pieaug, līdz ar to pastiprinās šo savienojumu bāziskās vai skābās īpašības.

Ķīmisko elementu periodiskā sistēma un atoma uzbūve

Ķīmiskā elementa vietu periodiskajā sistēmā nosaka tā atoma uzbūve.

Katram elementam novērojama šāda sakarība:

	■ Sērs		■ Sērs
Kārtas skaitlis	16	= Protonu skaits = Kodola lādiņš = Elektronu skaits	16 16 16
Galvenās apakšgrupas elementam Galvenās apakšgrupas numurs	VI	= Ārējo elektronu skaits	6
Perioda numurs	3	= Energijas līmeņu skaits	3

2. 3. Ķīmiskā saite






Kovalentā (atomārā) saite

Kovalentā (atomārā) saite ir ķīmiskā saite, ko veido kopējs elektronu pāris (notiek orbitāļu pārklāšanās); tā var veidoties gan starp vienādu, gan arī dažādu elementu atomiem. Šī ķīmiskā saite raksturīga galvenokārt nemetāliem. Vielas, kurās

ir kovalentā saite, bieži vien sastāv no molekulām. Cietās vielas, kurās ir kovalentā saite un kuras sastāv no molekulām, veido molekulu kristālrežģi. Cietās vielas, kurās ir kovalentā saite un kuras no molekulām nesastāv, veido atomu kristālrežģi.

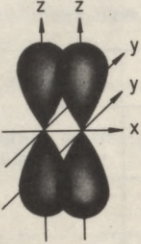
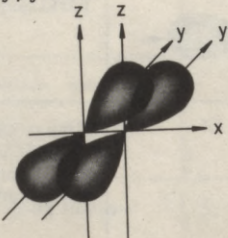
↗ Atomu kristālrežģis (sk. 36. lpp.).

σ saite — elektrona atrašanās varbūtība simetriskā rotējošā stāvoklī attiecībā pret līniju, kas savieno divu atomu kodolus.

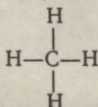
σ saite	Pārklāšanās veids
<p>s-s veida</p> 	Divu s orbitāļu pārklāšanās
<p>p-p veida</p> 	Divu p orbitāļu pārklāšanās
<p>sp^3-s veida</p> 	Vienas sp^3 orbitāles un vienas s orbitāles pārklāšanās
<p>sp^3-sp^3 veida</p> 	Divu sp^3 orbitāļu pārklāšanās
<p>s-p veida</p> 	Vienas s orbitāles un vienas p orbitāles pārklāšanās

➔ 2.3.

π saite — elektrona atrašanās varbūtība simetriskā stāvoklī attiecībā pret plakni, kas perpendikulāra līnijai, kura savieno divu atomu kodolus.

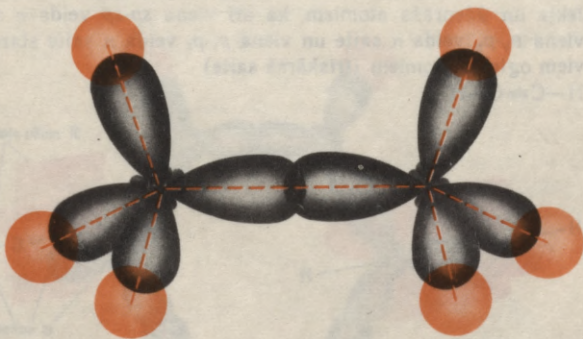
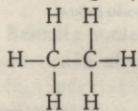
π saite	Pārklāšanās veids
<p>p_z-p_z veida</p> 	<p>Divu p_z orbitāļu pārklāšanās</p>
<p>p_y-p_y veida</p> 	<p>Divu p_y orbitāļu pārklāšanās</p>

- **Ūdeņraža molekula:** $s-s$ veida σ saite starp diviem ūdeņraža atomiem
H—H
- **Hlora molekula:** $p-p$ veida σ saite starp diviem hlora atomiem
Cl—Cl
- **Metāna molekula:** četras sp^3-s veida σ saites starp oglekļa atomu un ūdeņraža atomiem





- **Etāna molekula:** sešas sp^3-s veida σ saites starp oglekļa atomiem un ūdeņraža atomiem, kā arī viena sp^3-sp^3 veida σ saite starp diviem oglekļa atomiem (**vienkāršā saite**)

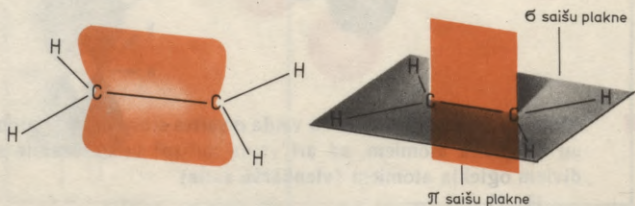
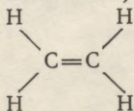


- **Hlorūdeņraža molekula:** $s-p$ veida σ saite starp ūdeņraža atomu un hlora atomu



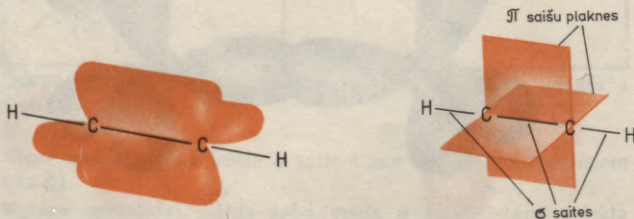
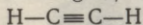
➔ 2.3.

- Etēna (etilēna) molekula:** četras sp^2 -s veida σ saites starp oglekļa un ūdeņraža atomiem, kā arī viena sp^2-sp^2 veida σ saite un viena p_z-p_z veida π saite starp diviem oglekļa atomiem (**divkāršā saite**)



π saites plakne ir perpendikulāra σ saišu plaknei.

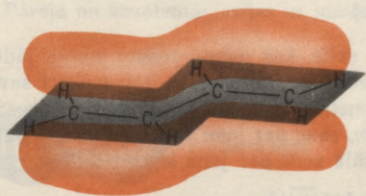
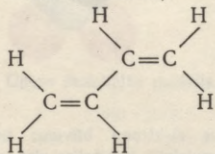
- Etīna (acetilēna) molekula:** divas sp -s veida σ saites starp oglekļa un ūdeņraža atomiem, kā arī viena $sp-sp$ veida σ saite, viena p_y-p_y veida π saite un viena p_z-p_z veida π saite starp diviem oglekļa atomiem (**trīskāršā saite**)



π saišu plaknes ir savstarpēji perpendikulāras.

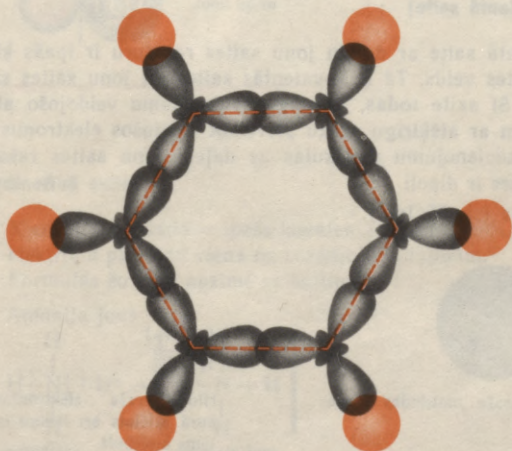
- Butadiēna molekula:** sešas sp^2 -s veida σ saites starp oglekļa un ūdeņraža atomiem, trīs sp^2-sp^2 veida σ saites starp četriem

oglekļa atomiem, kā arī četrus $2p_z$ orbitāļu pārklāšanās (divas divkāršās saites)



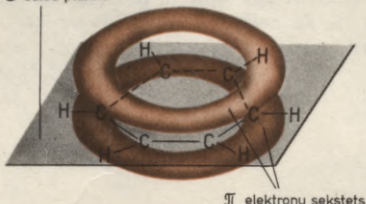
Butadiēna molekulā π elektronu blīvums izvietojies virs un zem σ saišu plaknes.

- **Benzola molekula:** sešas sp^2 - s veida σ saites starp oglekļa un ūdeņraža atomiem, sešas sp^2 - sp^2 veida σ saites un sešu p_z orbitāļu pārklāšanās, veidojot π elektronu sekstetu starp oglekļa atomiem



→ 2.3.

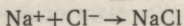
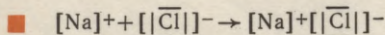
σ saišu plakne



π elektronu blīvums benzola molekulā izvietojies virs un zem σ saišu plaknes.

Jonu saite (jonu mijiedarbība)

Jonu saite ir ķīmiskā saite, kas rodas, diviem pretēji lādētiem joniem elektriski pievelkoties. Tā veidojas galvenokārt savienojumos, kas sastāv no metālu un nemetālu joniem. Cietās vielas, kas veidotas no joniem, sauc par **jonu kristāliem**. Jonu telpisko izvietojumu jonu kristālā sauc par jonu kristālrežģi.



↗ Jonu kristālrežģi (sk. 37. lpp.).

Kovalentā saite ar daļēju jonu saites raksturu (polārā kovalentā saite)

Kovalentā saite ar daļēju jonu saites raksturu ir īpašs ķīmiskās saites veids. Tā ir kovalentās saites un jonu saites starpforma. Šī saite rodas, attiecīgo savienojumu veidojošo atomu kodoliem ar atšķirīgu spēku pievelkot saistošos elektronus. Ķīmisko savienojumu molekulas ar daļēju jonu saites raksturu lielākoties ir dipoli.

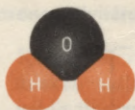
↗ Dipols (sk. 35. lpp.).



Hlorūdeņraža molekulas modelis.



Hlorūdeņraža elektronformula, kurā attēlots arī lādiņu izvietojums molekulā.

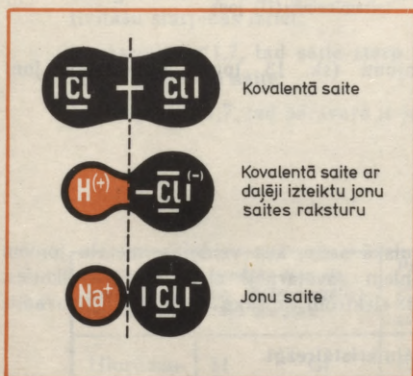


Ūdens molekulas modelis.



Ūdens elektronformula, kurā attēlots arī lādiņu izvietojums molekulā.

■ Pāreja no kovalentās saites uz jonu saiti (shēma)

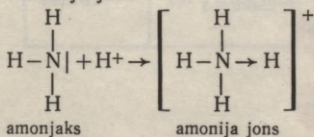


Koordinatīvā saite

Koordinatīvā saite ir īpašs kovalentās saites veids, kur saistošo elektronu pāri dod viena no reaģējošām daļiņām.

Formulās šo saiti apzīmē ar bultiņu.

■ Amonija jons



Elektronegativitātes izmantošana ķīmiskās saites veida noteikšanā

Kovalentā saite, jonu saite un metāliskā saite ir galvenie ķīmiskās saites veidi. Starp šiem ķīmiskās saites galvenajiem veidiem pastāv starpformas. Izmantojot elektronegativitātes tabulu, var noteikt (ar retiem izņēmumiem), vai dotajā ķīmiskajā savienojumā, ko veido divi galveno apakšgrupu elementi, pārsvarā ir kovalentā saite vai jonu saite.

↗ Ķīmisko elementu periodiskā sistēma (sk. priekšlapas).

No galveno apakšgrupu divu ķīmisko elementu elektronegativitāšu starpības izriet:

ja starpība $< 1,7$, tad saite starp šo elementu atomiem ir pārsvarā kovalentā saite;

ja starpība $> 1,7$, tad pārsvarā ir jonu saite.

Ķīmiskā savienojuma nosaukums	Ķīmiskā formula un elektronegativitāšu starpība	Pārsvarā esošais ķīmiskās saites veids	Ķīmiskā savienojuma uzbūve	
Hlorūdeņradis	H 2,1	Cl 3,0	Kovalentā saite	Molekula
Ūdens	H ₂ 2,1	O 3,5	Kovalentā saite	Molekula
Nātrija hlorīds	Na 0,9	Cl 3,0	Jonu saite	Jonu kristāls
Kalcija oksīds	Ca 1,0	O 3,5	Jonu saite	Jonu kristāls

➔ 2.4.

Ķīmiskās saites veidu salīdzinājums

	Kovalentā saite	Jonu saite	Metāliskā saite
Saites rašanās veids	Kopējs elektronu pāris	Pretēji lādētu jonu savstarpējā pievilkšanās	Metāla jonu un brīvo elektronu savstarpējā pievilkšanās
Saiti veidojošo atomu vai jonu raksturs	Galvenokārt nemetālu atomi	Galvenokārt metāla un nemetāla joni	Metāla joni un brīvie elektroni
Vielas uzbūve	Molekulas, molekulu kristālrežģi vai atomu kristālrežģi	Jonu kristālrežģi	Metālu kristālrežģi

2. 4. Ķīmisko elementu vērtība

Stehiometriskā vērtība

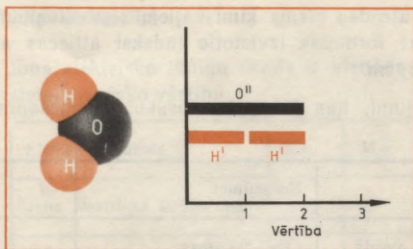
Stehiometriskā vērtība ir skaitlis, kas rāda, cik ūdeņraža atomu spēj pievienot vai aizvietot savienojumā dotā elementā atoms.

↑ Galvenās apakšgrupas numurs un ķīmisko elementu stehiometriskā vērtība (sk. 43. lpp.).

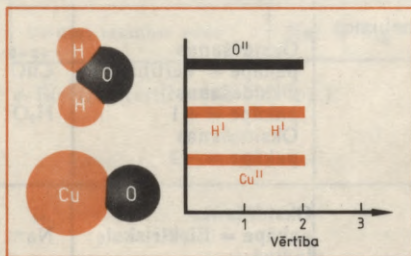
Ķīmisko elementu stehiometrisko vērtību apzīmē ar romiešu cipariem.

- Na^{I} — nātrijs ir vienvērtīgs.*
- Fe^{III} — dzelzs ir trīsvērtīgs.

* Vērtību biežāk norāda virs ķīmiskā elementa simbola. *Red. piez.*



Odenī skābeklis ir divvērtīgs, jo viens skābekļa atoms saista divus ūdeņraža atomus.

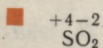


Vara oksīdā varš ir divvērtīgs, jo vara atoms aizvieto divus ūdeņraža atomus.

Elementa vērtību ķīmiskajā savienojumā var noteikt pēc ķīmiskās formulas, ja zināma citu elementu vērtība.

Oksidēšanas pakāpe (oksidācijas skaitlis)

Oksidēšanas pakāpe (oksidācijas skaitlis) parāda lādiņa veidu un tā skaitlisko vērtību elementam brīvā veidā vai savienojumā, nosacīti pieņemot, ka katra elementa daļiņa ir jona veidā. Oksidēšanas pakāpi raksta ar arābu cipariem virs attiecīgā ķīmiskā simbola, ciparam priekšā liekot lādiņa zīmi (plusa vai mīnusa zīmi).



2.4.

Koeficienti, kas atrodas pirms ķīmiskajiem simboliem un formulām, tāpat arī formulās izvietotie indeksi attiecas arī uz oksidēšanas pakāpēm.

Galvenie nosacījumi, kas jāievēro, nosakot oksidēšanas pakāpes

	Nosacījumi	■
Elementi brīvā veidā	Oksidēšanas pakāpe = 0	0 Cu 0 Cl ₂
Elementi savienojumos — metāli — ūdeņradis — skābeklis	Oksidēšanas pakāpe = Vērtība Oksidēšanas pakāpe = +1 Oksidēšanas pakāpe = -2	$+2 -2$ CuO $+1 -2$ H ₂ O
Vienkārši joni	Oksidēšanas pakāpe = Elektriskais lādiņš	$+1$ Na ⁺ -1 Br
Salikti joni	Visu elementu oksidēšanas pakāpju summa = Elektriskais lādiņš	$[-3 +1]^+$ [NH ₄] ⁺
Savienojumu molekulas*	Visu oksidēšanas pakāpju summa = 0	$+4 -2$ CO ₂
Elektroneitrālas atomu grupas organisko savienojumu molekulās	Visu oksidēšanas pakāpju summa = 0	$-3 +1$ -CH ₃

* Jonu savienojumu ķīmisko formulu rakstības pamatā ir jonu skaitliskā attiecība.

† Ķīmisko reakciju vienādojumu sastādīšana (sk. 23. lpp.).

Jona lādiņš un vērtība

Jona elektrisko lādiņu skaits ir vienāds ar atbilstošā elementa stehiometrisko vērtību.

Elementa simbols	Na	Mg	Al	S	Cl
Jona elektrisko lādiņu skaits	1	2	3	2	1
Jonu rakstības veids	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	S ²⁻	Cl ⁻
Atbilstošā elementa vērtība	I	II	III	II	I
Vērtības rakstības veids	Na ^I	Mg ^{II}	Al ^{III}	S ^{II}	Cl ^I

↗ Efektīvā vērtība (sk. 107. lpp.).

3. Ķīmiskās reakcijas

3. 1. Ķīmisko reakciju galvenās likumsakarības


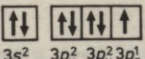
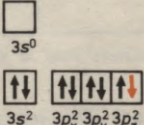
Ķīmiskā reakcija

Ķīmiskā reakcija ir process, kurā notiek vielu pārvērtības; šajā procesā veidojas jaunas vielas ar citām īpašībām. Vielas, kas savstarpēji reaģē, sauc par **izejvielām** (sākvielām). Vielas, kas rodas ķīmiskās reakcijas rezultātā, sauc par **reakcijas produktiem**. Visas vielas, kas piedalās ķīmiskajā reakcijā, sauc par **reakcijas vielām**.

Ķīmisko reakciju būtība:

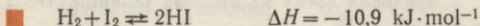
- atomu un jonu pārkārtošanās vai šo daļiņu pārvēršanās;
- ķīmiskās saites izmaiņas (tās rašanās, sairšana un pārveidošanās); turklāt bieži notiek arī elektronu pārkārtošanās;
- enerģijas pārvēršanās (mainās atsevišķu vielu enerģijas krājums).

↗ Enerģijas pārvēršanās (sk. 62. lpp.).

Reakcija	$2\text{Na} \cdot +$	$ \overline{\text{Cl}}-\overline{\text{Cl}} \rightarrow$	$2[\text{Na}] + [\overline{\text{Cl}}]^-$
Daļiņas	Atomi (joni metālu kristālrežģī)	Molekulas	Joni jonu kristālrežģī
Ķīmiskās saites veids	Metāliskā saite	Kovalentā saite	Jonu saite (pārsvarā)
Ārējo elektronu izvietojums	 $3s^1$	 $3s^2 \quad 3p_x^2 \quad 3p_y^2 \quad 3p_z^2$	 $3s^0$ $3s^2 \quad 3p_x^2 \quad 3p_y^2 \quad 3p_z^2$

Ķīmiskā sistēma

Ķīmiskā sistēma ir daļiņu un starp daļiņām notiekošo mijiedarbību kopums. Attiecībā uz ķīmiskajām reakcijām ķīmiskā sistēma ir izejvielu un reakcijas produktu kopums, kā arī šo vielu savstarpējās iedarbības kopums. Sistēma ir izolēta (noslēgta), ja tai ar blakus esošām sistēmām nepastāv mijiedarbība ne starp to vielām, ne to enerģiju.

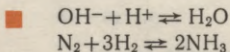


Jodūdeņraža veidošanās reakcijā ķīmiskajā sistēmā līdz ar reakcijas sākšanos ietilpst ūdeņraža, joda un jodūdeņraža molekulas, kā arī to savstarpējo iedarbību kopums, kas izpaužas kā ķīmisko saišu pārtrūkšana, izveidošanās vai pārvēršanās un kā šajos procesos notiekošā enerģijas maiņa (šajā piemērā — siltuma izdalīšanās).

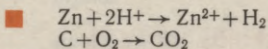
↑ Ķīmiskais līdzsvars (sk. 72. lpp.).

Homogēnā sistēma

Homogēnā sistēma ir tāda sistēma, kurā reakcijas vielas nav atdalītas ar robežvirsmu, bet veido vienu kopumu.

**Heterogēnā sistēma**

Heterogēnā sistēma ir tāda sistēma, kurā reakcijas vielas ir nodalītas ar robežvirsmu.

**Ķīmisko reakciju norises apstākļi**

Ķīmisko reakciju norises apstākļi ir tie nosacījumi, no kuriem ir atkarīga ķīmiskās reakcijas gaita; tos raksturo šādi parametri: temperatūra, spiediens, koncentrācija.

➔ 3.2.

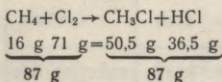
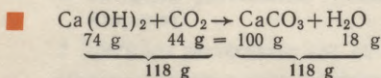
Parametri raksturo vielu īpašības dotajā momentā.
Ķīmiskā reakcija notiek, ja izejvielas atrodas noteiktā stāvoklī.

Parametri	Parametru izpausmes būtība
Temperatūra	Visu daļiņu vidējā kinētiskā enerģija
Spiediens	Spiediena spēks uz virsmas laukuma vienību $p = \frac{F}{S}$
Koncentrācija	Dotās vielas daļa (masas, tilpuma vai vielas daudzuma daļa) visā maisījumā masā, tilpumā vai daudzumā

† Koncentrācija (sk. 109. lpp.).

Masas nezūdamības likums

Katrā ķīmiskā reakcijā izejvielu kopējā masa ir vienāda ar reakcijas produktu kopējo masu (*M. Lomonosovs*, 1744; *A. Lavoazjē*, 1785).



3. 2. Enerģijas pārvēršanās ķīmiskajās reakcijās

Enerģijas pārvēršanās

Enerģijas pārvēršanās ir viena enerģijas veida pārvēršanās citos enerģijas veidos ķīmisko reakciju rezultātā. Enerģijas veidi: siltuma enerģija, elektroenerģija, elektromagnētiskā starojuma enerģija, mehāniskā enerģija, ķīmiskā enerģija.

Enerģijas krājums

Enerģijas krājums ir noteiktas ķīmiskās sistēmas pilnā enerģija; šīs sistēmas visu komponentu enerģijas summa.

Iekšējā enerģija u ir ķīmiskās sistēmas enerģijas krājums, ja tilpums ir nemainīgs.

Entalpija h ir ķīmiskās sistēmas enerģijas krājums, ja spiediens ir konstants; tā ir iekšējās enerģijas u un tilpuma izmaiņas darba pV summa:

$$h = u + pV$$

Ķīmiskās sistēmas enerģijas krājumu kopumā nav iespējams izmērīt, taču var noteikt enerģijas krājuma izmaiņu.

Enerģijas krājuma izmaiņa

Enerģijas krājuma izmaiņa ir enerģijas krājuma starpība ķīmiskā sistēmā, ja tā pāriet no stāvokļa 1 stāvoklī 2.

Iekšējās enerģijas izmaiņa Δu ir ķīmiskās sistēmas iekšējās enerģijas krājuma izmaiņa, ja ir konstants tilpums:

$$\Delta u = u_2 - u_1$$

To izraisa siltuma q atdošana vai uzņemšana, kā arī darba a veikšana.

$$\Delta u = q + a \text{ (1. termodinamikas likums)}$$

Sistēmas paveiktais vai tai pieliktais darbs daudzos gadījumos izpaužas tilpuma izmaiņas darba veidā: $a = -p \cdot \Delta V$, tādā gadījumā

$$\Delta u = q - p \cdot \Delta V$$

Entalpijas izmaiņa Δh ir ķīmiskās sistēmas enerģijas krājuma izmaiņa, ja ir konstants spiediens:

$$\Delta h = h_2 - h_1$$

$$\Delta h = \Delta u + p \cdot \Delta V$$

† Hesa likums (sk. 67. lpp.).

➔ 3.2.

Reakcijas molārais siltums Q

Reakcijas molārais siltums ir reakcijas gaitā atdotā vai uzņemtā enerģija (enerģijas krājuma izmaiņa), jo parasti šī enerģija izpaužas siltuma veidā. Reakcijas molāro siltumu attiecina uz vielas daudzumu atbilstoši reakcijas vienādojumam un to izsaka vienībā $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Reakcijas molārā enerģija ΔU ir reakcijas molārais siltums, ja ir konstants tilpums:

$$\Delta U = Q - p \cdot \Delta V$$

$$\Delta V = 0$$

$$\Delta U = Q$$

Reakcijas molārā entalpija ΔH ir reakcijas molārais siltums, ja ir konstants spiediens:

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

Diferencējot iegūst

$$dH = dU + p \cdot dV + V \cdot dp$$

Izmantojot dU vienādojumu

$$dU = dQ - p \cdot dV$$

iegūst vienādojumu

$$dH = dQ + V \cdot dp$$

$$\Delta H = Q + V \cdot \Delta p$$

$$\Delta p = 0$$

$$\Delta H = Q$$

Ja reakcijā piedalās tikai cietas vielas vai tikai šķidrās vielas, tad tilpuma izmaiņa ΔV ir niecīga. Tādā gadījumā izteiksmi $p \cdot \Delta V$ var neņemt vērā. Tad iekšējās enerģijas izmaiņa ΔU praktiski atbilst entalpijas izmaiņai:

$$\Delta U \approx \Delta H$$

† Ķīmisko reakciju molārās entalpijas aprēķini (sk. 127. lpp.).

Endotermiskās un eksotermiskās reakcijas

Endotermiskās reakcijas ir tādas ķīmiskās reakcijas, kurās tiek uzņemts siltums. Šajās reakcijās izejvielu enerģijas krājums ir mazāks par reakcijas produktu enerģijas krājumu.

Eksotermiskās reakcijas ir tādas ķīmiskās reakcijas, kurās izdalās siltums. Šajās reakcijās izejvielu enerģijas krājums ir lielāks par reakcijas produktu enerģijas krājumu.

Ķīmiskā reakcija	Reakcijas molārā entalpija	■
Endotermiskā reakcija	$\Delta H = +a \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO}$ $\Delta H = +172,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
Eksotermiskā reakcija	$\Delta H = -b \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ $\Delta H = -393,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

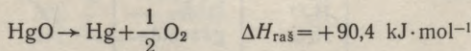
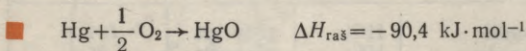
Molārais rašanās siltums $Q_{\text{raš}}$

Molārais rašanās siltums ir reakcijas molārais siltums, kas izdalās, sintezējot doto savienojumu no elementiem; to attiecina uz 1 mol reakcijas produkta.

Molārā rašanās enerģija $\Delta U_{\text{raš}}$ ir molārais rašanās siltums, ja tilpums ir nemainīgs.

Molārā rašanās entalpija $\Delta H_{\text{raš}}$ ir molārais rašanās siltums, ja spiediens ir nemainīgs.

Siltuma daudzums, kas nepieciešams ķīmiskā savienojuma sadalīšanai ķīmiskajos elementos, ir vienāds ar siltuma daudzumu, kas nepieciešams šī paša savienojuma veidošanai no elementiem. Tas attiecas uz visām ķīmiskajām reakcijām.



† Ķīmisko savienojumu molārās rašanās entalpijas aprēķini (sk. 126. lpp.).

➔ 3.2.

Dažu ķīmisko savienojumu molārā rašanās entalpija

Savienojuma nosaukums	Formula	Agregātvoklis	Molārā rašanās entalpija $\Delta H_{\text{raš}}$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
Nātrija oksīds	Na_2O	ciets	- 419
Nātrija hlorīds	NaCl	ciets	- 412
Nātrija karbonāts	Na_2CO_3	ciets	- 113
Kālija hidroksīds	KOH	ciets	- 427
Kālija hlorīds	KCl	ciets	- 435
Magnija oksīds	MgO	ciets	- 602
Kalcija oksīds	CaO	ciets	- 635
Kalcija hidroksīds	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	ciets	- 988
Kalcija hlorīds	CaCl_2	ciets	- 796
Kalcija karbonāts	CaCO_3	ciets	- 1210
Alumīnija oksīds	Al_2O_3	ciets	- 1591
Slāpekļa oksīds	NO	gāzveida	+ 90
Slāpekļa dioksīds	NO_2	gāzveida	+ 34
Fosfora pentoksīds	P_2O_5	ciets	- 1507
Oglekļa oksīds	CO	gāzveida	- 112
Oglekļa dioksīds	CO_2	gāzveida	- 394
Silīcija dioksīds	SiO_2	ciets	- 850
Sēra dioksīds	SO_2	gāzveida	- 297
Sēra trioksīds	SO_3	ciets	- 444
Hlorūdeņradis	HCl	gāzveida	- 91
Bromūdeņradis	HBr	gāzveida	- 35
Jodūdeņradis	HI	gāzveida	- 5,5
Ūdens	H_2O	šķidr	- 286
Ūdens	H_2O	gāzveida	- 242
Sērūdeņradis	H_2S	gāzveida	- 22
Amonjaks	NH_3	gāzveida	- 46

Hesa likums

Entalpijas izmaiņa ir atkarīga tikai no ķīmiskās sistēmas sākuma un beigu stāvokļa, bet nav atkarīga no procesa starpstāvokļiem, kādos notiek izejvielu pārvēršanās reakcijas produktos (*H. Hess*, 1840).

↗ Entalpijas izmaiņa (sk. 63. lpp.). Reakcijas molārās entalpijas aprēķini (sk. 127. lpp.).

Aktivācijas enerģija

Aktivācijas enerģija ir tā enerģija, kas jāpievada kādai ķīmiskai sistēmai papildus tās enerģijas krājumam, lai izraisītu doto ķīmisko reakciju.

↗ Aktivācija (sk. 68. lpp.).

3. 3. Ķīmisko reakciju norise**Ķīmisko reakciju norises priekšnosacījumi**

Ķīmisko reakciju norises priekšnosacījumi ir šādi:

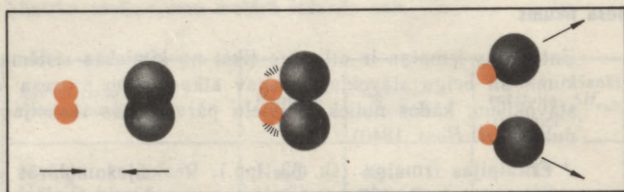
- izejvielu daļiņu esamība;
- daļiņu haotiska kustība;



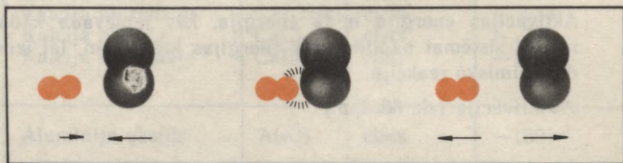
Shematiskā daļiņu haotiskās kustības attēlojums.

- daļiņu efektīva sadursme;

→ 3.3.



Dalīņu efektīva sadursme.



Dalīņu neefektīva sadursme.

— minimāls enerģijas krājums reagējošām vielām.

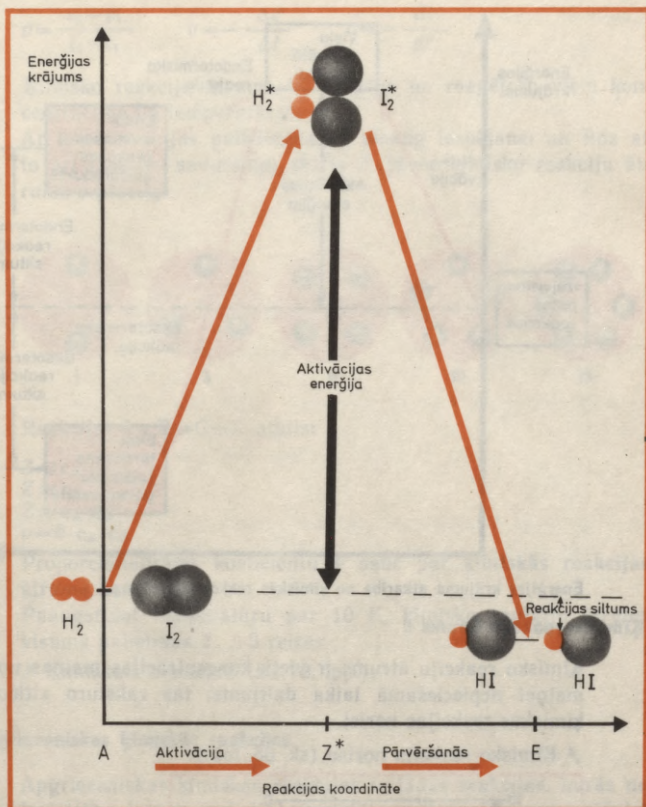
↗ Iekšējā enerģija (sk. 63. lpp.).

Ķīmisko reakciju norise

Ķīmisko reakciju norise ir daļiņu savstarpējā iedarbība, kuras rezultātā notiek vielu pārvēršanās. Tajā ir divi posmi: aktivācija un pārvēršanās.

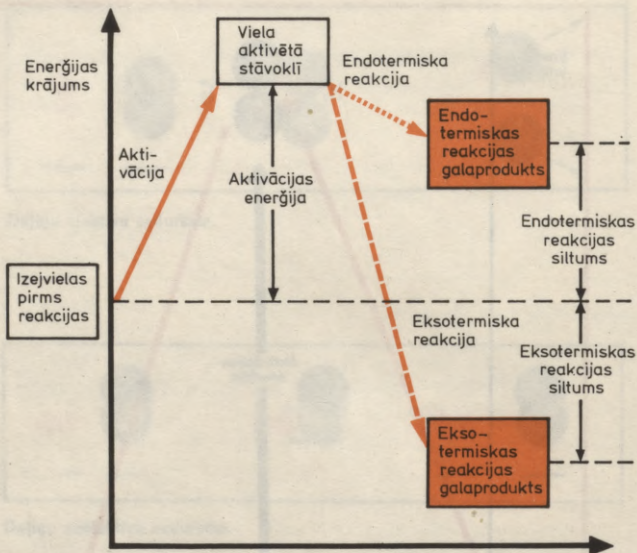
Aktivācija — tāda enerģijas daudzuma piedāvāšana daļiņām, ka to efektīvo sadursmju rezultātā norisinās ķīmisko saišu saīšana; veidojas vielas aktivētā stāvoklī.

Pārvēršanās — no vielām aktivētā stāvoklī veidojas reakcijas galaprodukti.



Aktivācija un pārvēršanās.

→ 3.3.

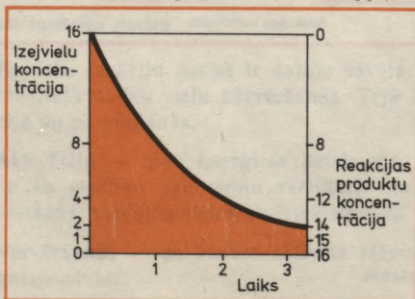


Enerģijas krājuma atkarība no ķīmiskās reakcijas virziena.

Ķīmisko reakciju ātrums v

Ķīmisko reakciju ātrums ir vielu koncentrācijas maiņas un šai maiņai nepieciešamā laika dalījums; tas raksturo attiecīgās ķīmiskās reakcijas norisi.

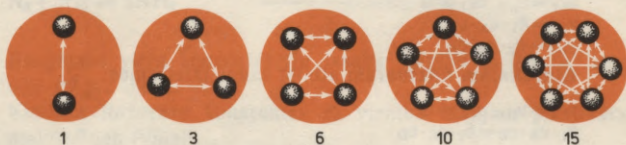
↗ Ķīmisko reakciju norise (sk. 68. lpp.).



$$v = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} \quad v = - \frac{\Delta c}{\Delta t} \quad v = - \frac{dc}{dt}$$

Ķīmisko reakciju ātrums ir atkarīgs no reaģējošo vielu koncentrācijas un temperatūras.

Ar koncentrācijas palielināšanos pieaug iespējamo un līdz ar to arī efektīvo sadursmju skaits Z , tāpēc ķīmisko reakciju ātrums v pieaug.



Reakcijai $A + B \rightarrow C + D$ atbilst

$$Z \approx c_A$$

$$Z \approx c_B$$

$$Z \approx c_A \cdot c_B$$

$$v = k \cdot c_A \cdot c_B$$

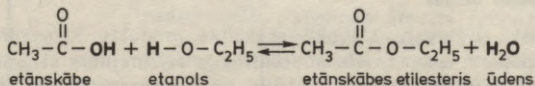
Proporcionalitātes koeficientu k sauc par ķīmiskās reakcijas ātruma konstanti.

Paaugstinot temperatūru par 10 K, ķīmisko reakciju ātrums visumā palielinās 2...3 reizes.

↑ Ķīmiskais līdzsvars (sk. 72. lpp.).

Apgriezeniskas ķīmiskās reakcijas

Apgriezeniskas ķīmiskās reakcijas ir tādas reakcijas, kurās no izejvielām iegūtie reakcijas produkti reaģē savā starpā, veidojot izejvielas.



→ 3.3.

Ķīmiskais līdzsvars

Ķīmiskais līdzsvars ir ķīmiskās sistēmas īpašs stāvoklis. Ķīmiskais līdzsvars ir raksturīgs jebkurai apgriezeniskai reakcijai, kas norisinās nemainīgā tilpumā noteiktos nemainīgos reakcijas apstākļos. Tas iestājas, ja tiešās reakcijas (v_{tr}) un pretreakcijas (v_{pr}) ātrumi ir vienādi. Tādā gadījumā nemainīgos reakcijas apstākļos izveidojas nemainīga izejvielu un reakcijas produktu koncentrāciju attiecība.

$$v_{tr} = v_{pr} \quad v_{tr} \neq 0$$

$$v_{tr} = k_1 \cdot c_A \cdot c_B$$

$$v_{pr} = k_2 \cdot c_C \cdot c_D$$

Ķīmiskajam līdzsvaram atbilst šādas izteiksmes:

$$v_{tr} = v_{pr} \quad v_{tr} \neq 0$$

$$k_1 \cdot c_A \cdot c_B = k_2 \cdot c_C \cdot c_D$$

$$\frac{c_C \cdot c_D}{c_A \cdot c_B} = \frac{k_1}{k_2}$$

$$\frac{c_C \cdot c_D}{c_A \cdot c_B} = K_t$$

Ķīmiskā līdzsvara iestāšanās ir laiks no apgriezeniskas ķīmiskās reakcijas sākšanās momenta līdz ķīmiskā līdzsvara iestāšanās momentam.

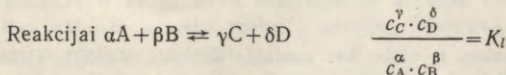
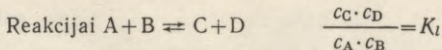
Ķīmiskā līdzsvara stāvoklis ir tā reaģējošo vielu koncentrāciju attiecība, kas izveidojas pēc ķīmiskā līdzsvara iestāšanās. Dotajam ķīmiskajam līdzsvaram šī attiecība ir nemainīga.

Ķīmiskā līdzsvara pazīmes:

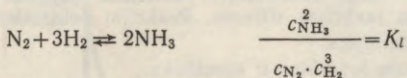
- ķīmiskajā sistēmā vienlaikus var konstatēt kā izejvielu, tā arī reakcijas produktu klātbūtni;
- visas reaģējošās vielas pārvēršas nepilnīgi, un to koncentrācijas maisījumā ir noteiktas;
- ķīmiskā līdzsvara apstākļos reaģējošo vielu koncentrācijas nemainās;
- ķīmisko līdzsvaru ir iespējams ietekmēt abos virzienos.

Darbīgo masu likums

Ķīmiskā līdzsvara stāvoklī reakcijas produktu koncentrāciju reizinājuma un izejvielu koncentrāciju reizinājuma attiecība ir konstants lielums, kas atkarīgs no temperatūras (K. Guldbergs un P. Vāge, 1867).



Ķīmiskā līdzsvara konstante K_l ir atkarīga no temperatūras. Tās vienības var būt dažādas.



Reagējošo vielu koncentrāciju izsaka vienībā molos uz litru: $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ jeb mol/l .

Ķīmiskā līdzsvara konstantes K_l vienība dotajam piemēram: $\text{mol}^{-2} \cdot \text{l}^2$ jeb l^2/mol^2 .

Ķīmisko līdzsvaru starp gāzveida vielām parasti izsaka ar dotajā maisījumā esošo gāzu **parciālo spiedienu** p_i . Ķīmiskā līdzsvara konstanti tādā gadījumā apzīmē ar K_p .

Lešateljē princips

Ja izmaina kādu no līdzsvarā esošas sistēmas reakcijas apstākļiem, tad tie izraisa ķīmiskā līdzsvara stāvokļa pārvietošanos virzienā, kas vājina šos apstākļus (*A. Lešateljē, 1884*).

Reakcijas apstākļu maiņa		Ietekme uz līdzsvara stāvokļa pārvietošanos
Temperatūra	paaugstinās	Palielinās endotermiskās reakcijas ātrums
	pazeminās	Palielinās eksotermiskās reakcijas ātrums
Spiediens	paaugstinās	Palielinās ātrums reakcijai, kuras gaitā tilpums samazinās
	pazeminās	Palielinās ātrums reakcijai, kuras gaitā tilpums palielinās
Koncentrācija	paaugstinās	Palielinās ātrums reakcijai, kurā pievadītā viela tiek izmantota
	pazeminās	Palielinās ātrums reakcijai, kurā veidojas viela, ko aizvada no sistēmas

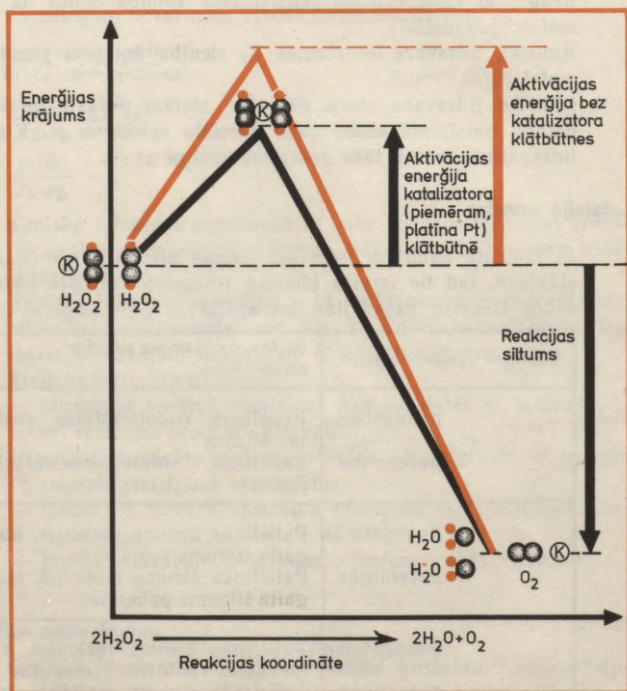
➔ 3.4.

3. 4. Katalīze

Katalizators

Katalizators ir viela, kas piedalās ķīmiskā reakcijā, samazinot vai palielinot kā tiešās reakcijas, tā pretreakcijas aktivācijas enerģiju; tas saīsina (vai pagarina) arī ķīmiskā līdzsvara stāvokļa iestāšanās laiku; katalizators neietekmē ķīmiskā līdzsvara stāvokli un reakcijas siltumu. Reakcijai beidzoties, katalizators nav izmainījies.

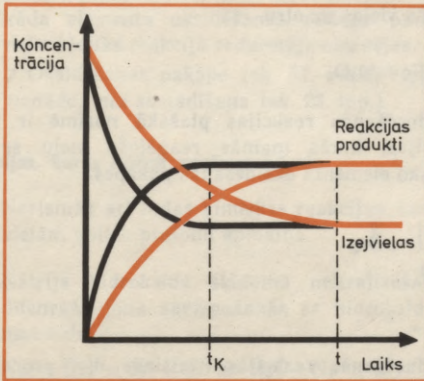
Daudzu katalizatoru iedarbība ir specifiska.



Daļiņas un enerģija ķīmiskajā reakcijā, kas norisinās katalizatora klātbūtnē un bez katalizatora.

Katalīze

Katalīze ir katalizatora iedarbība uz ķīmisko reakciju. **Pozitīvā katalīze** ķīmisko reakciju paātrina, **negatīvā katalīze** ķīmisko reakciju palēnina.



Sakarība starp koncentrāciju un reakcijas norises laiku vielu tiešajā reakcijā un pretreakcijā katalizatora klātbūtnē un bez katalizatora.

Biokatalizatori

Biokatalizatori ir tādi katalizatori, kas piedalās bioķīmiskos procesos.

- Enzīmi, hormoni, vitamīni.

Biokatalīze

Biokatalīze ir katalīze bioķīmiskos procesos.

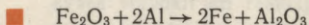
- Gremošana, oksidēšanās bioloģiskos procesos, asimilācija fotosintēzes procesā, alkoholiskā rūgšana, etiķskābā rūgšana.

➔ 3.5.

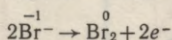
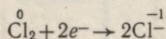
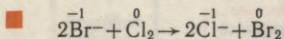
3. 5. Ķīmisko reakciju veidi

Oksidēšanās-reducēšanās reakcijas

Oksidēšanās-reducēšanās reakcijas šaurā nozīmē ir tādas ķīmiskās reakcijas, kurās notiek elementa skābekļa pāreja no vienas reaģējošās vielas uz otru.



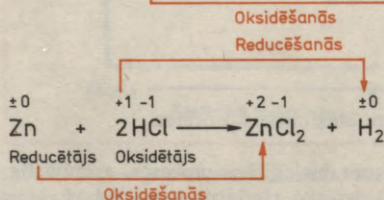
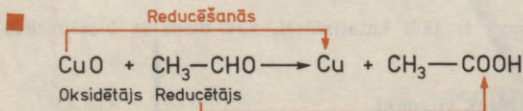
Oksidēšanās-reducēšanās reakcijas plašākā nozīmē ir tādas ķīmiskās reakcijas, kurās mainās reaģējošo vielu sastāvā ietilpstošo ķīmisko elementu oksidēšanas pakāpes.



Oksidēšanās-reducēšanās reakcijās norisinās divi procesi — oksidēšanās un reducēšanās.

Oksidēšanās — šaurākā nozīmē — ir reakcija, kurā reaģējošā viela pievieno skābekli; plašākā nozīmē — oksidēšanās ir reakcija, kurā palielinās ķīmiskā elementa oksidēšanas pakāpe.

Reducēšanās — šaurākā nozīmē — ir reakcija, kurā reaģējošā viela atdod skābekli; plašākā nozīmē — reducēšanās ir reakcija, kurā samazinās ķīmiskā elementa oksidēšanas pakāpe.



Oksidētājs — šaurākā nozīmē — ir viela, kas atdod skābekli; plašākā nozīmē — oksidētājs ir tā reaģējošā viela, kurā kāda elementa oksidēšanas pakāpe pazeminās. Oksidētājs oksidēšanas-reducēšanās reakcijās reducējas.

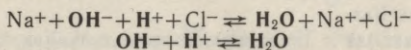
Reducētājs — šaurākā nozīmē — ir viela, kas skābekli pie- saista; plašākā nozīmē — reducētājs ir reaģējošā viela, kurā kāda elementa oksidēšanas pakāpe palielinās. Oksidēšanas-reducēšanās reakcijā reducētājs oksidējas.

↑ Oksidēšanas pakāpe (sk. 57. un 58. lpp.). Ķīmisko reakciju vienādojumu sastādīšana (sk. 23. lpp.).

Reakcijas, kurās notiek protonu pāreja

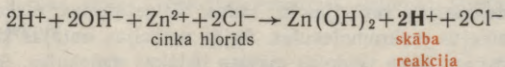
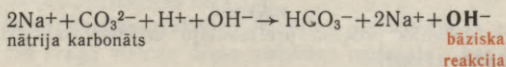
Norisinās arī tādas ķīmiskās reakcijas, kurās starp reaģējošām vielām notiek protonu apmaiņa.

- Nātrija hidroksīda šķīduma **neitralizēšana** ar sālsskābi — ūdeņraža jona savienošanās ar hidroksīdjonu, veidojot ūdens molekulu:



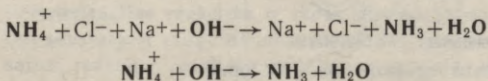
↑ Titrēšana pēc neitralizācijas metodes (sk. 246. lpp.). Ķīmiskie aprēķini (sk. 121. lpp.).

- **Hidrolīze** — ķīmiskā reakcija, kas noris starp sāli un ūdeni (neitralizācijas procesam pretējā reakcija):



↑ Hidrolīze (sk. 89. lpp.). Hidrolīzes pakāpe (sk. 89. un 90. lpp.).

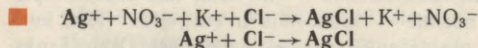
- Ķīmiskā reakcija starp amonija hlorīdu un nātrija hidroksīdu:



➔ 3.5.

Ķīmiskās reakcijas, kurās rodas nogulsnes

Daudzās reakcijās notiek savstarpēja iedarbība starp joniem, kas ietilpst slikti šķīstošu sāļu sastāvā; tādus gadījumus šie sāļi veido nogulsnes.

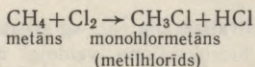


↗ Izgulsnēšanas metode kvalitatīvajā analizē (sk. 247. lpp.).

Aizvietošanas reakcijas

Aizvietošanas reakcijas ir tādas ķīmiskās reakcijas, kurās norisinās kāda savienojuma atomu vai atomu grupu apmaiņa ar citiem atomiem vai atomu grupām; šajās reakcijās veidojas vairāki reakcijas produkti.

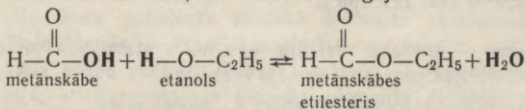
■ Hlorēšana:



Pie aizvietošanas reakcijām pieder arī kondensācijas un polikondensācijas reakcijas.

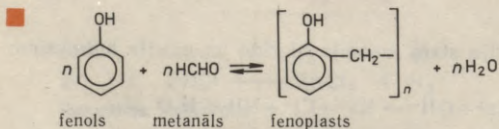
Kondensācijas reakcijas ir tādas aizvietošanas reakcijas, kurās kā blakusprodukts veidojas ūdens.

■ Estera veidošanās, metānskābei reaģējot ar etanolu:



Estera veidošanās procesa pretreakciju arī var uzskatīt par aizvietošanas reakciju.

Polikondensācijas reakcijas ir tādas aizvietošanas reakcijas, kurās veidojas makromolekulas. Šajās reakcijās iestājas ķīmiskais līdzsvars, kurā veidojas aizvien lielākas molekulas. Šādas reakcijas sauc arī par **pakāpeniskām reakcijām**.

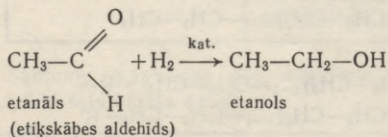


↗ Fenoplastu iegūšana (sk. 270. lpp.).

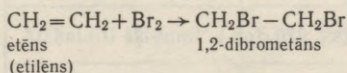
Pievienošanas reakcijas

Pievienošanas reakcijas ir tādas ķīmiskās reakcijas, kurās divu vai vairāku molekulu savstarpējās iedarbības rezultātā veidojas viena molekula; šīs reakcijas norisinās, ja vismaz vienai no reaģējošām vielām ir vairākkārša saite.

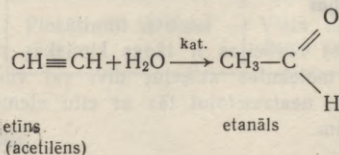
■ Hidrogēnēšanas reakcijas:



■ Halogēnēšanas reakcijas:

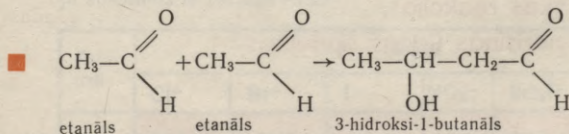


■ Hidratācijas reakcijas:



Par pievienošanas reakcijām var uzskatīt arī dimerizācijas un polimerizācijas reakcijas.

Dimerizācijas reakcijas ir tādas pievienošanas reakcijas, kurās reaģē vismaz divas vienādas molekulas, kas satur vairākkāršas saites, reakcijas rezultātā veidojot jaunas vielas molekulu.

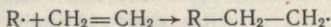


Polimerizācijas reakcijas ir tādas pievienošanas reakcijas, kurās savstarpēji reaģē daudzas molekulas, kas satur vairākkāršas saites, reakcijas rezultātā veidojot jaunas vielas makromolekulu.

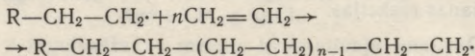
→ 3.6.

Polimerizācija pēc brīvo radikāļu mehānisma sastāv no daudzām cita citai sekojošām pārvērtībām (ķēdes reakcijas):

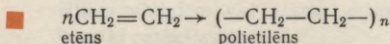
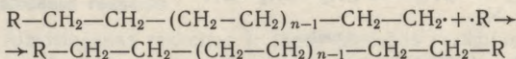
reakcijas ierosināšana (reakcijas sākums)



ķēdes augšana



ķēdes apraušana

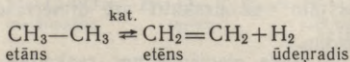


↗ Polietilēna iegūšana (sk. 270. lpp.).

Atšķelšanas (eliminācijas) reakcijas

Atšķelšanas (eliminācijas) reakcijas ir tādas ķīmiskās reakcijas, kurās no vienas molekulas atšķeļas divi vai vairāki atomi vai atomu grupas, neaizvietojojot tās ar citu elementu atomiem vai atomu grupām.

■ Dehidrogēšanas reakcijas:



3. 6. Ķīmiskās reakcijas, kas norisinās ūdens šķīdumos

Šķīdumi

Šķīdumi ir maisījumi, kuros cietu, šķidru vai gāzveida vielu daļiņas vienmērīgi izkliedētas starp šķidrās vielas molekulām. Atkarībā no izšķīdinātās vielas daļiņu lieluma šķīdumus iedala īstos šķīdumos un koloīdos šķīdumos.

Šķīduma veids	Daļiņas	Daļiņu izmēri (cm)
Istie šķīdumi	Molekulas, joni	10^{-7}
Koloīdie šķīdumi	Makromolekulas vai molekulu agregāti	$10^{-7} \dots 10^{-5}$

Šķīdumu iedalījums pēc izšķīdinātās vielas daudzuma no- teiktā šķīdinātāja daudzumā

Šķīduma veids	Šķīduma raksturojums
Atšķaidīti šķīdumi	Satur ļoti maz izšķīdinātās vielas
Koncentrēti šķīdumi	Satur daudz izšķīdinātās vielas
Piesātināti šķīdumi	Viela dotajā temperatūrā šajā šķī- dumā vairs nešķīst

Šķīdība

Šķīdība izsaka piesātināta šķīduma koncentrāciju. Paaugstino- ties temperatūrai, cietu vielu šķīdība parasti palielinās, tur- pretī gāzu šķīdība — samazinās.

■ Dažu sāļu šķīdība 20°C temperatūrā (sarkanajās rūtiņās dota attiecīgo sāļu masa gramos, kas spēj izšķīst 100 gramos ūdens, ja spiediens ir 101,325 kPa)

Kat- joni	Anjoni					
	Cl^-	Br^-	I^-	NO_3^-	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}
Na^+	35,8	90,5	184,0	88,0	19,4	21,6
NH_4^+	29,7	77,0	172,0	187,7	75,4	100,0

→ 3.6.

Tabulas turpinājums

Kat- joni	Anjoni					
	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻
Ca ²⁺	74,5	142,0	204,0	127,0	0,2	1,5 · 10 ⁻³
Ba ²⁺	37,5	104,0	170,0	9,0	2,5 · 10 ⁻⁴	1,7 · 10 ⁻³
Cu ²⁺	70,6	122,0	—	122,0	21,0	—
Ag ⁺	1,5 · 10 ⁻⁴	1,4 · 10 ⁻⁵	0,3 · 10 ⁻⁶	218,0	0,8	0,3 · 10 ⁻³
Zn ²⁺	367,0	447,0	432,0	327,0	54,0	6 · 10 ⁻⁵

Šķīšanas ātrums

Šķīšanas procesa ātrums ir atkarīgs no šķīdināmās vielas dabas, tās virsmas laukuma, šķīdinātāja temperatūras un iegūtā šķīduma koncentrācijas.

Šķīdinātāji

Šķīdinātāji ir šķidrums, kuros šķīst citas vielas. Svarīgākais šķīdinātājs ir ūdens.

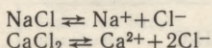
Izšķīdinātā viela

Izšķīdinātā viela ir tā viela, kas izšķīdināta šķīdinātājā. Labi šķīstošas vielas ir tādas vielas, kuras kāda šķīdinātāja noteiktā tilpumā izšķīst lielā daudzumā. Turpretī slikti šķīstošas vielas ir tādas vielas, kuras šķīdinātāja noteiktā tilpumā izšķīst nelielā daudzumā.

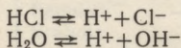
Disociācija

Disociācija ir process, kurā ūdens polāro molekulu ietekmē šķīdumā veidojas brīvi, kustīgi joni.

■ Jonu kristālu disociācija:



■ Vielu disociācija, kuru molekulās ir kovalentā saite ar daļēju jonu saites raksturu:



↗ Disociācijas vienādojumi (sk. 24. lpp.).

Hidratācija

Hidratācija ir process, kas norisinās, šķīdinot vielu ūdenī. Ūdens un izšķīdinātās vielas savstarpējās iedarbības rezultātā sairst jonu kristālrežģis; ūdens polārās molekulas aptver katjonus un anjonus, tādējādi pavājinot mijiedarbību starp joniem.



Pozitīvi lādētie joni (pa kreisi) un negatīvi lādētie joni (pa labi) kopā ar hidratapvalku.

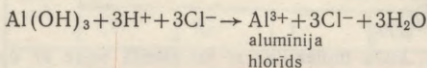
Amfoteritāte

Amfoteritāte ir dotā ķīmiskā savienojuma īpašība reaģēt ar skābēm kā bāzei un ar bāzēm — kā skābei.

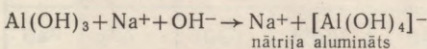
→ 3.6.

■ Alumīnija hidroksīds.

Bāziskas īpašības:



Skābas īpašības:



↑ Elementi, kuriem ir amfotēri oksīdi (sk. 41. lpp.).

Disociācijas konstantes K_s un K_b

Disociācijas konstantes ir skābju un bāzu disociācijas reakciju līdzsvara konstantes; katrai skābei un bāzei ir noteiktas disociācijas konstantes vērtības. Tās palielinās, paaugstinoties temperatūrai, bet nav atkarīgas no šķīduma koncentrācijas.

Skābju disociācijas konstantes K_s sauc arī par **skābju konstantēm**, bet bāzu disociācijas konstantes K_b — par **bāzu konstantēm**.

$$\frac{c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{X}^-}}{c_{\text{HX}}} = K_s \quad \frac{c_{\text{Me}^+} \cdot c_{\text{OH}^-}}{c_{\text{MeOH}}} = K_b$$

↑ Disociācija (sk. 82. un 83. lpp.). Ķīmiskais līdzsvars (sk. 72. lpp.).

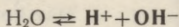
■ Svarīgāko skābju un bāzu disociācijas konstantes

Skābes vai bāzes nosaukums	Formula	K_s un K_b ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$), ja temperatūra 25 °C
Sālsskābe	HCl	10^7
Sērskābe	H ₂ SO ₄	10^3 (1. disociācijas stadija)
Slāpekļskābe	HNO ₃	$2,1 \cdot 10^1$
Sērskābe	H ₂ SO ₄	$1,2 \cdot 10^{-2}$ (2. disociācijas stadija)
Fosforskābe	H ₃ PO ₄	$1,1 \cdot 10^{-2}$ (1. disociācijas stadija)
Fluorūdeņražskābe	HF	$2,4 \cdot 10^{-4}$
Etānskābe (etiķskābe)	CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Ogļskābe	H ₂ CO ₃	$3 \cdot 10^{-7}$ (1. disociācijas stadija)

Skābes vai bāzes nosaukums	Formula	K_s un K_b ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$), ja temperatūra 25 °C
Ciānūdeņraž-skābe	HCN	$4,8 \cdot 10^{-10}$
Fenols	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	$1,2 \cdot 10^{-10}$
Etanols	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	10^{-16}
Amonija hidroksīds (amonjaka ūdens)	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Anilīns	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$3,8 \cdot 10^{-10}$

Ūdens disociācija

Ļoti niecīga daļa ūdens molekulu (1 molekula no 550 miljoniem molekulu) disociē ūdeņraža jonus un hidroksīdjonos:



No darbīgo masu likuma izriet, ka

$$\frac{c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{OH}^-}}{c_{\text{H}_2\text{O}}} = K_I$$

$$c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{OH}^-} = K_I \cdot c_{\text{H}_2\text{O}}$$

Ūdens koncentrācija salīdzinājumā ar ūdeņraža jonu un hidroksīdjonu koncentrāciju ir ļoti liela, un ķīmiskajās reakcijās tā praktiski nemainās, tāpēc šajā gadījumā līdzsvara konstanti K_I var pieņemt par pastāvīgu lielumu $K_{\text{H}_2\text{O}}$:

$$c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{OH}^-} = K_{\text{H}_2\text{O}}$$

Ūdens jonu reizinājums

Par ūdens jonu reizinājumu sauc ūdeņraža jonu un hidroksīdjonu koncentrāciju reizinājumu. Visām reakcijām, kas norisinās ūdens šķīdumos, ja temperatūra ir nemainīga, ūdens jonu reizinājums ir konstants lielums. Tas palielinās, paaugstinoties temperatūrai.

$$c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{OH}^-} = K_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2} \text{ (ja temperatūra ir 22 °C)}$$

➔ 3.6.

Odens jonu reizinājuma atkarība no temperatūras:

Temperatūra (°C)	Odens jonu reizinājums K_{H_2O} ($\text{mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$)
0	$0,13 \cdot 10^{-14}$
20	$0,86 \cdot 10^{-14}$
25	$1 \cdot 10^{-14}$
40	$3,8 \cdot 10^{-14}$
60	$12,6 \cdot 10^{-14}$
80	$34 \cdot 10^{-14}$
100	$74 \cdot 10^{-14}$

Lielums pH

Lielums pH (ūdeņraža eksponents) ir ūdeņraža jonu koncentrācijas negatīvais logaritms (bāze 10), ja ūdeņraža jonu koncentrāciju izsaka vienībā $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

$$\text{pH} = -\lg \frac{c_{\text{H}^+}}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}}$$

$\text{pH} < 7$ — šķīduma reakcija skāba

$\text{pH} = 7$ — šķīduma reakcija neitrāla

$\text{pH} > 7$ — šķīduma reakcija bāziska

↗ Indikatoru iedarbības robežas (sk. 249. lpp.). Aprēķini, kuros izmanto pH (sk. 122. lpp.).

Disociācijas pakāpe α

Disociācijas pakāpe α ir vielas disociējušās daļas koncentrācijas c un šīs vielas sākuma koncentrācijas c_0 attiecība.

$$\alpha = \frac{c}{c_0}$$

Disociācijas pakāpe palielinās, atšķaidot elektrolītu šķīdumus (*Ostvalda* atšķaidīšanas likums); disociācijas pakāpi ietekmē arī temperatūras izmaiņas. Ja elektrolīta šķīdumā ievada kādu no joniem, ko satur šis šķīdums, tad disociācijas process pavājinās. Elektrolītiem, kuri šķīdumā disociē, veidojot tikai divus

jonus, disociācijas pakāpi un disociācijas konstanti saista šāda sakarība:

$$K_D = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Stipras un vājas skābes un bāzes

Skābju vai bāzu stiprumu nosaka pēc to disociācijas konstantes vai arī pēc to disociācijas pakāpes.

Skābes vai bāzes stiprums	Skābes disociācijas konstante K_s vai bāzes disociācijas konstante K_b ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$)	Disociācijas pakāpe α
Stipra	> 1	$1 \dots 0,2$
Vidēji stipra	$1 \dots 10^{-4}$	$0,2 \dots 0,01$
Vāja	$10^{-4} \dots 10^{-10}$	$0,01 \dots 0,001$
Ļoti vāja	$< 10^{-10}$	$< 0,001$

- Dažādu skābju 1 n šķīdumu disociācijas pakāpe α 18 °C temperatūrā:

stipra skābe — slāpekļskābe

$$K_s = 1,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad \alpha = 0,82$$

vidēji stipra skābe — fluorūdeņražskābe

$$K_s = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad \alpha = 0,07$$

vāja skābe — etiānskābe (etiķskābe)

$$K_s = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad \alpha = 0,004$$

ļoti vāja skābe — sērūdeņražskābe

$$K_s = 1,1 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad \alpha = 0,0007$$

Buferšķīdumi

Buferšķīdums ir vājas skābes vai bāzes šķīdums, kuram pievienots no atbilstošās skābes vai bāzes veidota sāls šķīdums. Ja buferšķīdumam pievieno samērā lielu daudzumu stipras skābes vai bāzes, šķīduma pH izmaiņas ir niecīgas.

- Etiānskābes (etiķskābes) un nātrija acetāta maisījums.
Amonija hlorīda un amonjaka maisījums.

↗ Aprēķini pēc ķīmisko reakciju vienādojumiem (sk. 123. lpp.).

➔ 3.6.

Kompleksa nestabilitātes konstante K_d

Kompleksa nestabilitātes konstante ir komplekso savienojumu disociācijas konstante. Tā raksturo dotā kompleksā jona sadalīšanās pakāpi ūdens šķīdumā.

$$\frac{c_{\text{Ag}^+} \cdot c_{\text{NH}_3}^2}{c_{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}} = K_d$$

Kompleksa stabilitātes (veidošanās) konstante K_a

Kompleksa stabilitātes (veidošanās) konstante ir nestabilitātes konstantei K_d apgrieztais lielums.

$$K_a = \frac{1}{K_d}$$

- Dažādu komplekso savienojumu stabilitātes (veidošanās) konstantes

Līdzsvarā esoša sistēma	Kompleksa stabilitātes konstante K_a
$\text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$4 \cdot 10^{13} \text{ l}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$
$\text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1,3 \cdot 10^7 \text{ l}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$
$\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{13} \text{ l}^4 \cdot \text{mol}^{-4}$
$\text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$10^9 \text{ l}^4 \cdot \text{mol}^{-4}$

† Kompleksie savienojumi (sk. 13. un 14. lpp.). Kompleksie joni (sk. 34. lpp.).

Šķīdības reizinājums

Šķīdības reizinājums ir slikti šķīstošu savienojumu jonu koncentrāciju reizinājums, kas nemainīgā temperatūrā ir konstants lielums. Tas palielinās, paaugstinoties temperatūrai.

$$c_{\text{B}^+} \cdot c_{\text{X}^-} = S R_{\text{BX}}$$

■ Dažu savienojumu šķīdības reizinājums 25 °C temperatūrā

Savienojuma formula	Šķīdības reizinājums	Savienojuma formula	Šķīdības reizinājums
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$	FeS	$4 \cdot 10^{-19} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$	CuS	$4 \cdot 10^{-28} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$
PbSO ₄	$2 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$	Ca(OH) ₂	$3,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3 \cdot \text{l}^{-3}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$	Fe(OH) ₂	$4,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol}^3 \cdot \text{l}^{-3}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$	Fe(OH) ₃	$4 \cdot 10^{-38} \text{ mol}^4 \cdot \text{l}^{-4}$

Hidrolīze

Hidrolīze ir ķīmiska reakcija, kurā daļa izšķīdušā sāls katjonu vai anjonu (vai arī daļa abu sāls jonu) reaģē ar ūdeni, veidojot mazdisociētu skābi vai bāzi. Tādējādi hidrolīzes rezultātā parasti rodas šķīdumi, kuriem vairs nav neitrāla reakcija.

Reakcija	Sakarība starp K_s un K_b	pH	■
Disociācija (kurā nēnotiek hidrolīze)	$K_s \approx K_b$ $K_s \rightarrow \infty$ $K_b \rightarrow \infty$	~ 7	Nātrija hlorīds
Hidrolīze, kuras rezultātā šķīdumam veidojas skāba reakcija	$K_s > K_b$	< 7	Amonija hlorīds
Hidrolīze, kuras rezultātā šķīdumam veidojas bāziska reakcija	$K_s < K_b$	> 7	Nātrija acetāts
Hidrolīze, kas notiek līdz galam	$K_s \approx K_b$ $K_s \rightarrow 0$ $K_b \rightarrow 0$	~ 7	Amonija acetāts

➔ 3.7.

Hidrolīzes pakāpe β norāda, cik liela daļa ūdenī izšķīdinātās sāls hidrolizējas.

$$\beta = \frac{c}{c_0}$$

■ Dažu sāļu šķīdumu hidrolīzes pakāpe

Sāls nosaukums	Formula	Koncentrācija (mol · l ⁻¹)	Hidrolīzes pakāpe β (mol · l ⁻¹)
Nātrija acetāts	NaOOCCH ₃	1	2,3 · 10 ⁻⁵
Nātrija acetāts	NaOOCCH ₃	10 ⁻²	2,3 · 10 ⁻⁴
Nātrija karbonāts	Na ₂ CO ₃	1	1,6 · 10 ⁻²
Nātrija sulfīts	Na ₂ SO ₃	1	3,1 · 10 ⁻⁴
Amonija hlorīds	NH ₄ Cl	1	2,3 · 10 ⁻⁵
Alumīnija hlorīds	AlCl ₃	1	3,7 · 10 ⁻³

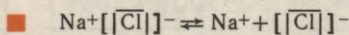
↗ Hidrolīze (sk. 89. lpp.).

3. 7. Elektroķīmiskās reakcijas

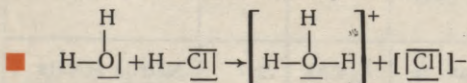
Elektrolīti

Elektrolīti ir vielas, kuru ūdens šķīdumi vai kausējumi satur brīvus kustīgus jonus un tāpēc vada elektrisko strāvu.

Istie elektrolīti ir elektrolīti, kuru kristālrežģis jau satur jonus. Istie elektrolīti galvenokārt ir metālu hidroksīdi un sāļi.



Potenciālie elektrolīti ir elektrolīti, kas veido jonus, tikai iedarbojoties ar ūdens molekulām. Potenciālie elektrolīti galvenokārt ir skābes un lielākā daļa organisko bāzu.



Neelektrolīti

Neelektrolīti ir vielas, kuru ūdens šķīdumi vai kausējumi nesatur brīvus kustīgus jonus un tāpēc elektrisko strāvu nevada.

■ Spirti, aldehīdi, ogļhidrāti, esteri.

Šķīšanas spriegums (spēja jonizēties)

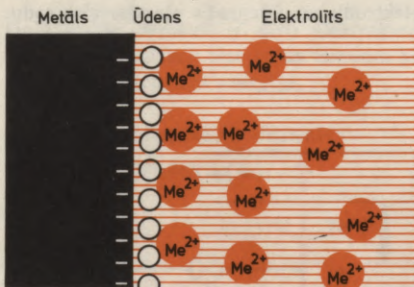
Šķīšanas spriegums ir metālu spēja pāriet šķīdumā pozitīvi lādētu jonu veidā, ja metāls iegremdēts šķīdinātājā; tā rezultātā metāla masa samazinās. Šī spēja katram metālam ir atšķirīga. Ja metāls saskaras ar šķīdumu, tad pozitīvi lādētie metāla joni tikmēr pāriet šķīdumā, līdz iestājas līdzsvars starp šiem joniem un metāla potenciālu, kurš izveidojas minēto jonu pārvietošanās rezultātā.

Elektroķīmiskais dubultslānis

Elektroķīmiskais dubultslānis veidojas uz metāla un šķīduma saskares virsmas, kur rodas potenciālu starpība.

Metāla (metāliskās fāzes) un tā jonu šķīduma (šķīduma fāzes) kopumu sauc par **elektroķīmisko metāla elektrodu**. Abas fāzes satur vienus un tos pašus metāla jonus, kas šķērso fāzu robežu.

- Varš/vara(II) sāls šķīdums (ar simboliem to apzīmē šādi: Cu/Cu^{2+}).



Elektroda potenciāls

Elektroda potenciāls ir relatīvā potenciālu starpība starp elektroķīmiskā metāla elektroda metālisko fāzi un šķīduma fāzi.

- $E^0_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}} = +0,344 \text{ V}$

→ 3.7.

Metāla standartelektrods

Metāla standartelektrods ir elektrods standartpotenciāla noteikšanai; tas ir metāls, kas ievietots tā sāļš 1 M šķīdumā 298 K (25°C) temperatūrā, ja spiediens 101,325 kPa.

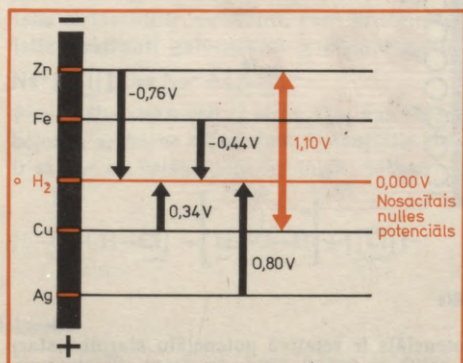
Ūdeņraža standartelektrods

Ūdeņraža standartelektrods ir nosacīts elektrods, ko izmanto standartpotenciāla noteikšanai; tas sastāv no platīna plāksnītes, kas iegremdēta 1 M sālsskābes šķīdumā un ko apskalo ar ūdeņradi 298 K (25°C) temperatūrā, ja spiediens ir 101,325 kPa.

$$E^0_{\text{H}_2(\text{Pt})/2\text{H}^+} = \pm 0,00 \text{ V}$$

Metāla standartpotenciāls

Metāla standartpotenciāls ir potenciālu starpība starp doto metāla standartelektrodu un ūdeņraža standartelektrodu.



Metālu standartpotenciāli salīdzinājumā ar nosacīto nulles potenciālu.

Metālu elektroķīmiskā spriegumu rinda

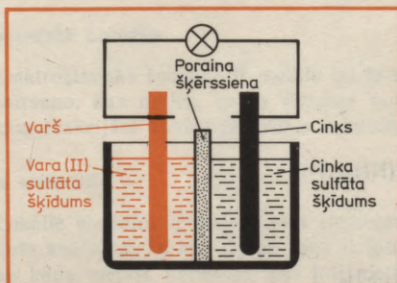
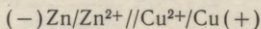
Metālu elektroķīmiskā spriegumu rinda ir metālu rinda, kurā tie novietoti standartpotenciālu samazināšanās kārtībā.

Metāla elektrod (standart- elektrods)	Standart- potenciāls (V)	Metāla elektrod (standart- elektrods)	Standart- potenciāls (V)
Li/Li ⁺	-3,01	Ni/Ni ²⁺	-0,23
K/K ⁺	-2,92	Sn/Sn ²⁺	-0,14
Ca/Ca ²⁺	-2,84	Pb/Pb ²⁺	-0,13
Na/Na ⁺	-2,71	H/H ⁺	±0,000
Mg/Mg ²⁺	-2,38	Cu/Cu ²⁺	+0,34
Mn/Mn ²⁺	-1,1	Ag/Ag ⁺	+0,80
Zn/Zn ²⁺	-0,76	Hg/Hg ²⁺	+0,85
Cr/Cr ³⁺	-0,56	Au/Au ³⁺	+1,4
Fe/Fe ²⁺	-0,44		

Galvaniskie elementi

Galvaniskie elementi ir divu elektroķīmisko elektrodu kombinācija. Galvaniskos elementus izmanto ķīmiskās enerģijas pārvēršanai elektriskajā enerģijā.

- Vara/cinka galvaniskais elements:



→ 3.7.

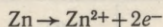
Aptuvenu vara-cinka galvaniskā elementa spriegumu var noteikt, izmantojot metālu elektroķīmiskos potenciālus:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{Cu/Cu}^{2+}} - E^0_{\text{Zn/Zn}^{2+}}$$

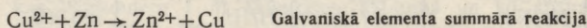
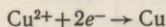
$$\Delta E^0 = +0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +1,1 \text{ V}$$

Reakcijas, kas norisinās pie elektrodiem, summējas un veido galvaniskā elementa summāro reakciju.



Reakcijas pie elektrodiem



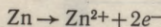
Primārais elements ir tāds galvaniskais elements, kurā norisinās neapgriezeniska reakcija.

■ Leklanšē elements

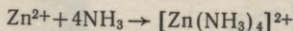


Cinka apvalks

Reakcija pie elektroda:

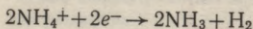


Tai sekojošā reakcija:

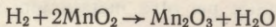


Ogles stienītis

Reakcija pie elektroda:

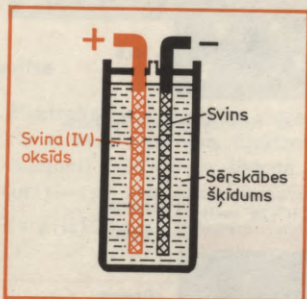


Tai sekojošā reakcija:

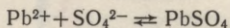
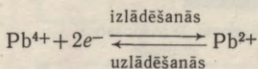


Sekundārais elements ir tāds galvaniskais elements, kurā norisinās apgrieziena reakcija.

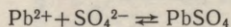
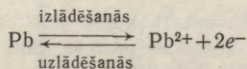
■ Svina akumulators



Pozitīvi lādētā plāksne



Negatīvi lādētā plāksne



Elektroķīmiskā korozija

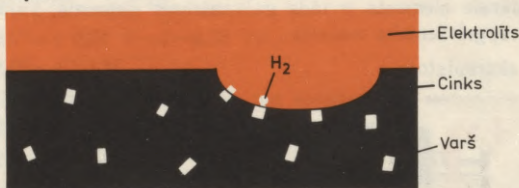
Elektroķīmiskā korozija ir metālu un to sakausējumu nevēlama sairšana, kas notiek, uz to virsmas norisinoties elektroķīmiskām reakcijām apkārtējās vides iedarbības rezultātā.

Lokālie elementi

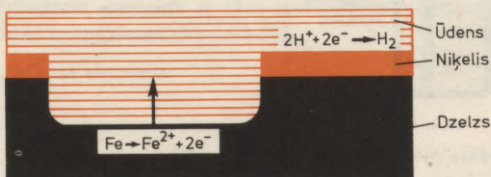
Lokālie elementi ir galvaniskie elementi, kuros elektrodiem ir tiešs kontakts. To iedarbības zona ir ļoti ierobežota, piemēram, ap kāda metāla paliekām, kas ļoti niecīgā daudzumā atrodas

➔ 3.7.

uz cita metāla izstrādājuma virsmas. Metāls, kuram ir zemāks standartpotenciāls, pāriet šķīdumā; pie otra metāla joni izlādējas.



Cinkā esošo piemaisījumu dēļ uz tā virsmas izveidojas lokālais elements.



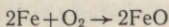
Bojājumi niķeļa pārklājumā izraisa lokālā elementa veidošanos dažādās tērauda izstrādājuma vietās.

Korozijas elementi

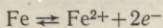
Korozijas elementi ir galvaniskie elementi, kuros elektrodiem ir tiešs kontakts un kuri veidojas korozijas procesā; tādā gadījumā tikai viens elektrods ir metāla elektrods.

■ Rūsas veidošanās uz dzelzs virsmas.

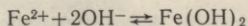
Dzelzs(II) oksīda veidošanās uz dzelzs un ūdens saskares virsmas:



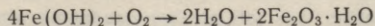
Reakcija pie dzelzs elektroda:

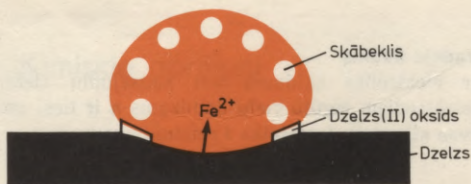


Tai sekojošā reakcija:



Dzelzs(II) hidroksīda oksidēšanās:

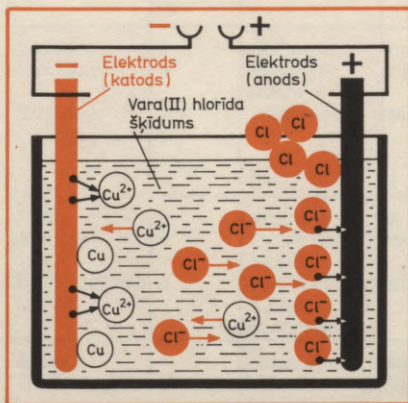




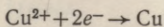
Elektrolīze

Elektrolīze ir elektrolīta ķīmiskas sadalīšanās process elektriskās strāvas iedarbībā. Elektrolīzes procesā pozitīvi lādētie joni (katjoni) virzās pie katoda, bet negatīvi lādētie joni (anioni) — pie anoda, kur tie savus lādiņus zaudē.

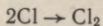
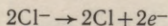
- Vara (II) hlorīda šķīduma elektrolīze.



Katods:



Anods:



➔ 3.7.

Faradeja likumi

Pirmais Faradeja likums

Laižot caur elektrolīta šķīdumu vai kausējumu elektrisko strāvu, pie elektrodiem iegūto vielu daudzums n ir tieši proporcionāls strāvas stipruma I un laika t reizinājumam.

$$n \sim I \cdot t$$

Otrais Faradeja likums

Ja elektrolīzes procesos izmantotie strāvas daudzumi ir vienādi, tad iegūto vielu masu m_1 un m_2 attiecība noteiktā momentā ir vienāda ar šo vielu molmasu M_1 un M_2 un attiecīgo jonu vērtības z_1 un z_2 dalījuma attiecību.

$$m_1 : m_2 = \frac{M_1}{z_1} : \frac{M_2}{z_2}$$

† Aprēķini, kuros izmanto Faradeja likumu (sk. 132. lpp.).

4. Ķīmiskie aprēķini

4.1. Svarīgākie lielumi un vienības

Pārskats par svarīgākajiem lielumiem un vienībām

Lielums	Lielumu apzīmējums formulās	Vienība	Vienības apzīmējums	Saistība ar pamatvienību
Garums Laukums Tilpums	l S V	metrs kvadrātmetrs kubikmetrs litrs	m m^2 m^3 l	Pamatvienība $1 m^2 =$ $= 1 m \cdot 1 m$ $1 m^3 =$ $= 1 m \cdot 1 m \times$ $\times 1 m$ $1 l = 0,001 m^3$
Laiks Ātrums Paātrinājums	t v a	sekunde metrs sekundē metrs uz sekundi kvadrātā	s $m \cdot s^{-1}$ $m \cdot s^{-2}$	Pamatvienība $1 m/s =$ $= 1 m \cdot s^{-1}$ $1 m/s^2 =$ $= 1 m \cdot s^{-2}$
Masa Blīvums Spēks Spiediens	m ρ F p	kilograms kilograms uz kubikmetru ņūtons paskāls	kg $kg \cdot m^{-3}$ N Pa	Pamatvienība $1 kg/m^3 =$ $= 1 kg \cdot m^{-3}$ $1 N = 1 kg \cdot m \cdot s^{-2}$ $1 Pa = 1 N \cdot m^{-2}$
Darbs Energija Jauda	A E P	ņūtonmetrs džouls vatsekunde vats	$N \cdot m$ J $W \cdot s$ W	$1 N \cdot m = 1 J$ $1 J = 1 W \cdot s$ $1 W \cdot s =$ $= 1 kg \cdot m^2 \cdot s^{-2}$ $1 W =$ $= 1 N \cdot m/s$

➔ 4.1.

Tabulas turpinājums

Lielums	Lielumu apzīmējums formulās	Vienība	Vienības apzīmējums	Saistība ar pamatvienību
Strāvas stiprums	I	ampērs	A	Pamatvienība
Spriegums	U	volts	V	$1 \text{ V} = 1 \text{ W/A}$
Pretestība	R	oms	Ω	$1 \Omega = 1 \text{ V/A}$
Elektriskais lādiņš (elektrības daudzums)	Q	kulons (ampērsekunde)	C	$1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot \text{s}$
Temperatūra*	T	kelvins	K	Pamatvienība
	t°	Celsija grāds	$^\circ\text{C}$	$0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$
Siltuma daudzums (reakcijas siltums, iekšējā enerģija, entalpija)	Q	džouls	J	$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}$
Vielas daudzums	n	mols	mol	Pamatvienība
Ekvivalentu daudzums	n_E	mols	mol	
Molmasa	M	grami uz molu	$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	
Moltilpums	V_M	litri uz molu	$\text{l} \cdot \text{mol}^{-1}$	

* Temperatūras starpību mēra kelvinos (saīsināti K).

Priedēkļi daudzskaitļu un daļskaitļu nosaukumu veidošanai

Skaitliskās vērtības	Priedēkļi	Saīsinātie apzīmējumi
10^{12} (biljons)	tera	T
10^9 (miljards)	giga	G
10^6 (miljons)	mega	M
10^3 (tūkstošs)	kilo	k
10^2 (simts)	hekto	h

Tabulas turpinājums

Skaitliskās vērtības	Priedēkļi	Saisinātie apzīmējumi
10^1 (desmit)	deka	da
10^{-1} (desmitdaļa)	deci	d
10^{-2} (simtdaļa)	centi	c
10^{-3} (tūkstošdaļa)	mili	m
10^{-6} (miljonā daļa)	mikro	μ
10^{-9} (miljardā daļa)	nano	n
10^{-12} (biljonā daļa)	piko	p

Dažu ķīmisko elementu un savienojumu molmasa un blīvums

Nosaukums	Simbols vai formula	Molmasa M (noapaļota) ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	Blīvums ($\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$; 20°C ; noapaļots)
1	2	3	4
Alumīnija oksīds	Al_2O_3	102	3,90
Alumīnija sulfāts	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	342	2,71
Alumīnijs	Al	27	2,70
Alva	Sn	119	7,28
Aminobenzols (anilīns)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	93	1,02
Amonija hlorīds	NH_4Cl	53,5	1,54
Amonija nitrāts	NH_4NO_3	80	1,73
Amonija sulfāts	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	132	1,77
Amonjaks	NH_3	17	0,77 $\text{g} \cdot \text{l}^{-1}$
Bārija hlorīds	BaCl_2	208	3,09
Bārijs	Ba	137	3,65
Benzaldehīds	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$	106	1,05
Benzols	C_6H_6	78	0,88
Broms	Br_2	160	3,14
Bromūdeņradis	HBr	81	2,17 $\text{g} \cdot \text{l}^{-1}$
Ciānūdeņražskābe (zilskābe)	HCN	27	0,69
Cinka hlorīds	ZnCl_2	136	2,91
Cinka oksīds	ZnO	81	5,47
Cinks	Zn	65	7,13

➔ 4.1.

Tabulas turpinājums

1	2	3	4
Dzelzs	Fe.	56	7,86
Dzelzs (III) hlorīds	FeCl ₃	162,5	2,80
Dzelzs (II) oksīds	FeO	72	5,70
Dzelzs (III) oksīds	Fe ₂ O ₃	160	5,24
Dzelzs (II) sulfīds	FeS	88	4,84
Dzīvsudraba (II) hlorīds	HgCl ₂	271,5	5,42
Dzīvsudraba (II) oksīds	HgO	216,5	11,14
Dzīvsudrabs	Hg	200,5	13,59
Etanāls (acetaldehīds)	CH ₃ CHO	44	0,79 (13 °C)
Etanols	C ₂ H ₅ OH	46	0,79
Etāns	C ₂ H ₆	30	1,356 g · l ⁻¹
Etānskābe (etiķskābe)	CH ₃ COOH	60	1,05
Etēns (etilēns)	C ₂ H ₄	28	1,260 g · l ⁻¹
Etilhlorīds (monohloretāns)	C ₂ H ₅ Cl	64,5	0,92
Etīns (acetilēns)	C ₂ H ₂	26	1,475 g · l ⁻¹
Fenols	C ₆ H ₅ OH	94	1,05
Fosfora (V) oksīds	P ₂ O ₅	142	2,11
Fosfors (baltais)	P (P ₄)	31	1,82
Fosforskābe (ortofosforskābe)	H ₃ PO ₄	98	1,88
Ftalskābe	C ₆ H ₄ (COOH) ₂	166	1,59
Glikoze (vīnogu cukurs)	C ₆ H ₁₂ O ₆	180	1,54
Hloretēns (vinilhlorīds)	C ₂ H ₃ Cl	62,5	0,97 (-13 °C)
Hlors	Cl ₂	71	3,214 g · l ⁻¹
Hlorūdeņradis	HCl	36,5	1,639 g · l ⁻¹
Hroms	Cr	52	7,19
Jods	I ₂	254	4,94
Jodūdeņradis	HI	128	5,79 g · l ⁻¹

1	2	3	4
Kalcija fosfāts	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	310	3,14
Kalcija hidroksīds	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	74	2,23
Kalcija hlorīds	CaCl_2	111	2,15
Kalcija karbīds	CaC_2	64	2,22
Kalcija karbonāts	CaCO_3	100	2,93
Kalcija oksīds	CaO	56	3,40
Kalcija sulfāts	CaSO_4	136	2,96
Kalcijs	Ca	40	1,54
Kālija bromīds	KBr	119	2,75
Kālija dihromāts	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	294	2,69
Kālija hidroksīds	KOH	56	2,04
Kālija hlorāts	KClO_3	122,5	2,32
Kālija hlorīds	KCl	74,5	1,98
Kālija karbonāts	K_2CO_3	138	2,43
Kālija nitrāts	KNO_3	101	2,11
Kālija permanganāts	KMnO_4	158	2,70
Kālijs	K	39	0,86
Magnija hlorīds	MgCl_2	95	2,32
Magnija oksīds	MgO	40	3,65
Magnija sulfāts	MgSO_4	120	2,66
Magnijs	Mg	24	1,74
Metanāls (formaldehīds)	HCHO	30	0,82
Metanols	CH_3OH	32	0,79
Metāns	CH_4	16	0,717 g · t ⁻¹
Metānskābe (skudrskābe)	HCOOH	46	1,23
Nātrija hidroksīds	NaOH	40	2,13
Nātrija hlorīds	NaCl	58,5	2,16
Nātrija karbonāts	Na_2CO_3	106	2,53
Nātrija nitrāts	NaNO_3	85	2,25
Nātrija sulfāts	Na_2SO_4	142	2,69
Nātrijs	Na	23	0,97
Nitrobenzols	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$	123	1,20
Oglekļa dioksīds (oglekļa (IV) oksīds)	CO_2	44	1,977 g · t ⁻¹
Oglekļa disulfīds (sērogleklis)	CS_2	76	1,26
Oglekļa monoksīds (oglekļa (II) oksīds)	CO	28	1,250 g · t ⁻¹

➔ 4.1.

Tabulas turpinājums

1	2	3	4
Ogleklis a) dimants b) grafiņs c) ogle Oleīnskābe	C C ₁₇ H ₃₃ COOH	12 282	3,51 2,25 1,8... 2,1 0,89
1-propanols Propanons (acetons) Propāns	C ₃ H ₇ OH CH ₃ COCH ₃ C ₃ H ₈	60 58 44	0,80 0,79 2,019 g·l ⁻¹
Sēra dioksīds (sēra (IV) oksīds) Sēra trioksīds (sēra (VI) oksīds) Sērs (rombiskais) Sērskābe Sērūdeņradis Silīcija dioksīds (kvarcs) Silīcijs Skābeklis Slāpeklis Slāpekļa dioksīds (slāpekļa (IV) oksīds) Slāpekļa monoksīds (slāpekļa (II) oksīds) Slāpekļskābe Stearīnskābe (oktadekānskābe) Sudraba nitrāts Sudrabs Svina (II) nitrāts Svina (II) oksīds Svina (II, IV) oksīds Svins	SO ₂ SO ₃ S H ₂ SO ₄ H ₂ S SiO ₂ Si O ₂ N ₂ NO ₂ NO HNO ₃ C ₁₇ H ₃₅ COOH AgNO ₃ Ag Pb(NO ₃) ₂ PbO Pb ₃ O ₄ Pb	64 80 32 98 34 60 28 32 28 46 30 63 284 170 108 331 223 685 207	2,926 g·l ⁻¹ 2,75 2,06 1,83 1,529 g·l ⁻¹ 2,65 2,33 1,429 g·l ⁻¹ 1,251 g·l ⁻¹ 1,49 (0 °C) 1,340 g·l ⁻¹ 1,51 0,84 4,35 10,50 4,53 9,53 9,10 11,34
Tereftalskābe Tetrahlorglekklis	C ₆ H ₄ (COOH) ₂ CCl ₄	166 154	1,51 1,60
Ūdeņradis Ūdeņraža peroksīds Ūdens	H ₂ H ₂ O ₂ H ₂ O	2 34 18	0,089 g l ⁻¹ 1,46 1,0

1	2	3	4
Vara (II) hlorīds	CuCl_2	134,5	3,05
Vara (II) oksīds	CuO	79,5	6,45
Vara (II) sulfāts	CuSO_4	159,5	3,61
Varš	Cu	63,5	8,92

Atoma absolūtā masa

Atoma absolūtā masa ir elementa viena atoma masa, kas izteikta gramos.

- Oglekļa atoma absolūtā masa ir $1,99 \cdot 10^{-23}$ g.

Relatīvā atommasa A_r

Relatīvā atommasa ir elementa atoma absolūtās masas attiecība pret 1/12 no oglekļa izotopa $^{12}_6\text{C}$ atoma absolūtās masas. Tā norāda, cik reižu elementa atoma absolūtā masa ir lielāka par 1/12 no oglekļa izotopa $^{12}_6\text{C}$ atoma absolūtās masas.

- Magnija relatīvā atommasa:

$$A_r = \frac{4 \cdot 10^{-23} \cdot 12 \text{ g}}{2 \cdot 10^{-23} \text{ g}}$$

$$A_r = 24$$

Lielākā daļa ķīmisko elementu sastāv no vairākiem izotopiem, tāpēc elementu relatīvo atommasu nosaka, ievērojot izotopu procentuālo sastāvu.

- Hlora sastāvā ir 75% izotopa $^{35}_{17}\text{Cl}$ un 25% izotopa $^{37}_{17}\text{Cl}$, tāpēc hlora relatīvā atommasa ir 35,5 (noapaļoti).

$$A_r = 0,75 \cdot 35 + 0,25 \cdot 37 = 35,5$$

↗ Ķīmisko elementu periodiskā sistēma (sk. priekšlapas).

Atommasas vienība u

Atommasas vienība ir atomfizikas vienība. Tā ir 1/12 no oglekļa izotopa $^{12}_6\text{C}$ atoma absolūtās masas.

$$1 u = 1,660277 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

➔ 4.1.

Relatīvā molekulmasa M_r

Relatīvā molekulmasa ir savienojuma vai elementa molekulas absolūtās masas attiecība pret $1/12$ no oglekļa izotopa $^{12}_6\text{C}$ atoma absolūtās masas. Relatīvā molekulmasa ir visu molekulā ietilpstošo atomu relatīvās atommasas summa.

Lošmita konstante N_L

Lošmita konstante N_L (arī Avogadro skaitlis N_A) norāda daļiņu skaitu vienā molā vielas.

$$N_L = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Lošmita konstante ir proporcionalitātes koeficients, kas saista daļiņu skaitu N un vielas daudzumu n .

$$N = N_L \cdot n$$

Vielas daudzums n

Vielas daudzums ir lielums, kas raksturo daļiņu* skaitu. To izsaka ar dotās vielas daļiņu skaitu N un Lošmita konstantes N_L attiecību.

$$n = \frac{N}{N_L}$$

Vielas daudzuma vienība ir mols, ko apzīmē ar mol.

Mols

Mols ir vielas daudzuma vienība. 1 mols (1 mol) satur tikpat daudz daļiņu, cik atomu ir 12 gramos oglekļa izotopa $^{12}_6\text{C}$, t. i., aptuveni $6 \cdot 10^{23}$ daļiņu.

* Ar daļiņām šajā gadījumā jāsaprot molekulas, atomi, joni, radikāļi, elektroni un citas elementārdaļiņas, kā arī formulvienības, t. i., ar formulu apzīmētais atomu grupējums, kas molekulas veidā īstenībā neeksistē.

- 1 mol oglekļa C satur aptuveni $6 \cdot 10^{23}$ oglekļa atomu;
- 1 mol hlora Cl_2 satur aptuveni $6 \cdot 10^{23}$ hlora molekulu;
- 1 mol nātrija hlorīda NaCl satur aptuveni $6 \cdot 10^{23}$ nātrija jonu un aptuveni $6 \cdot 10^{23}$ hlorīdjonu.

Ekvivalentu daudzums n_{ekv}

Ekvivalentu daudzums ir vielas daudzuma, kas izteikts molos, un efektīvās vērtības z reizinājums. Efektīvā vērtība šajā gadījumā ir vienāda ar ūdeņraža atomu molu skaitu, kas reakcijā ekvivalents 1 mol reaģējošās vielas.

$$n_{\text{ekv}} = z \cdot n$$

Viela	Formula	Efektīvā vērtība z	Vielas daudzums n	Ekvivalentu daudzums n_{ekv}
Sērskābe	H_2SO_4	2	1 mol	2 · 1 mol
Nātrija hidroksīds	NaOH	1	1 mol	1 · 1 mol
Dzelzs(III) hlorīds	FeCl_3	3	1 mol	3 · 1 mol
Kaļcija hidroksīds	Ca(OH)_2	2	$\frac{1}{2}$ mol	$2 \cdot \frac{1}{2}$ mol

Molmasa M

Molmasa ir attiecība starp vielas masu, kas izteikta gramos, un vielas daudzumu, kas izteikts molos.

Molmasas vienība ir $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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

- Hlora Cl_2 molmasa:

$$M_{\text{Cl}_2} = 71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Nātrija hlorīda NaCl molmasa:

$$M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Molmasa ir skaitliski vienāda ar vielas relatīvo atommasu vai relatīvo molekulmasu.

↑ Ķīmisko elementu tabulas (sk. 99. ... 105. un 135. ... 138. lpp.).

➔ 4.1.

Moltilpums V_M

Moltilpums ir attiecība starp vielas tilpumu, kas izteikts litros, un vielas daudzumu, kas izteikts molos. Moltilpuma vienība ir $l \cdot \text{mol}^{-1}$. Gāzveida vielu moltilpums normālos apstākļos ir aptuveni $22,4 l \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$V_M = \frac{V}{n}$$

Viela	Formula	Molmasa M ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	Moltilpums V_M ($l \cdot \text{mol}^{-1}$)
Ūdeņradis	H_2	2	22,4
Sēra dioksīds	SO_2	64	22,4
Metāns	CH_4	16	22,4
Etēns (etilēns)	C_2H_4	28	22,4

Sakarība starp moltilpumu V_M , molmasu M un blīvumu (litra masu) ρ :

$$\rho = \frac{M}{V_M}$$

$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

$$M = \rho \cdot V_M$$

kur ρ — blīvums ($\text{g} \cdot l^{-1}$), M — molmasa ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$), V_M — moltilpums ($l \cdot \text{mol}^{-1}$).

Dažu gāzu blīvums ρ , molmasa M un moltilpums V_M

Viela	Blīvums ρ normālos apstākļos ($\text{g} \cdot l^{-1}$)	Molmasa M ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	Moltilpums V_M ($l \cdot \text{mol}^{-1}$)
Ūdeņradis	0,089	2	22,4
Skābeklis	1,429	32	22,4
Slāpeklis	1,251	28	22,4
Oglekļa dioksīds	1,977	44	22,4

Oglekļa(II) oksīda blīvuma (litra masas) aprēķināšana:

$$\rho = \frac{M}{V_M}$$

$$\rho = \frac{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{22,4 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$\rho = 1,251 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$$

- Ūdeņraža moltilpuma aprēķināšana:

$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

$$V_M = \frac{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,089 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}}$$

$$V_M = 22,4 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Skābekļa molmasas aprēķināšana:

$$M = \rho \cdot V_M$$

$$M = 1,429 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 22,4 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

↗ Molmasa (sk. 107. lpp.).

Koncentrācija c

Koncentrācija ir dotās vielas daļa (izteikta masas, tilpuma vai vielas daudzuma vienībās), kas ietilpst noteiktā maisījuma masā, tilpumā vai daudzumā. Galvenie vielu koncentrācijas veidi: procentuālā koncentrācija masas procentos, procentuālā koncentrācija tilpumprocentos, procentuālā koncentrācija molprocentos, molārā koncentrācija, normālā koncentrācija.

↗ Darbīgo masu likums (sk. 72. lpp.).

Procentuālā koncentrācija masas procentos $c_{\text{masas-\%}}$

Procentuālā koncentrācija masas procentos ir procentos izteikta vielas masas daļa no vielu maisījuma kopējās masas. Tā izsaka vielas masu gramos, kas ietilpst 100 gramos maisījuma.

$$c_{\text{masas-\%}} = \frac{m}{m_{\text{mais}}} \cdot 100$$

kur m — vielas masa (g); m_{mais} — maisījuma masa (g).

➔ 4.1.

Vielu maisījums	Kopējā masa	Katrā komponenta masa	
10 masas-% nātrija hlorīda šķīdums	100 g	10 g nātrija hlorīda	90 g ūdens
5 masas-% sudraba nitrāta šķīdums	100 g	5 g sudraba nitrāta	95 g ūdens
24 masas-% nātrija hidroksīda šķīdums	100 g	24 g nātrija hidroksīda	76 g ūdens

↗ Aprēķini, kuros izmanto masas procentus (sk. 115. lpp.).

Procentuālā koncentrācija tilpumprocentos $c_{\text{tilp-\%}}$

Procentuālā koncentrācija tilpumprocentos ir procentos izteikta vielas tilpuma daļa no vielu maisījuma kopējā tilpuma. Tā izsaka vielas tilpumu mililitros, kas ietilpst 100 mililitros maisījuma.

$$c_{\text{tilp-\%}} = \frac{V}{V_{\text{mais}}} \cdot 100$$

kur V — vielas tilpums (ml), V_{mais} — maisījuma tilpums (ml).

Vielu maisījums	Kopējais tilpums	Katrā komponenta tilpums	
47 tilp-% metanola šķīdums	100 ml	47 ml metanola	53 ml ūdens
10 tilp-% etānskābes šķīdums	100 ml	10 ml etānskābes	90 ml ūdens
20 tilp-% propanola šķīdums	100 ml	20 ml propanola	80 ml ūdens

↗ Aprēķini, kuros izmanto tilpumprocentus (sk. 115. lpp.).

Procentuālā koncentrācija molprocentos $c_{\text{mol-\%}}$

Procentuālā koncentrācija molprocentos ir procentos izteikta vielas daudzuma daļa no vielu maisījuma kopējā daudzuma. Tā izsaka vielas daudzumu molos, kas ietilpst 100 molos maisījumā.

$$c_{\text{mol-\%}} = \frac{n}{n_{\text{mais}}} \cdot 100$$

kur n — vielas daudzums (mol), n_{mais} — maisījuma daudzums (mol).

Vielu maisījums	Kopējais daudzums	Katra komponenta daudzums	
3 mol-% nātrija hlorīda šķīdums	100 mol	3 mol nātrija hlorīda	97 mol ūdens
2 mol-% kālija hidroksīda šķīdums	100 mol	2 mol kālija hidroksīda	98 mol ūdens

† Aprēķini, kuros izmanto molprocentus (sk. 116. lpp.). Vielas daudzums (sk. 106. lpp.).

Molārā koncentrācija c_M

Molārā koncentrācija (molaritāte) ir attiecība starp izšķīdinātās vielas daudzumu, kas izteikts molos, un šķīduma tilpumu, kas izteikts litros. Tā norāda vielas daudzumu 1 litrā šķīduma. Molārās koncentrācijas vienība ir $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

$$c_M = \frac{n}{V}$$

kur n — izšķīdinātās vielas daudzums (mol), V — šķīduma tilpums (l).

4.1.

Šķīdums	Tilpums	Izšķīdinātās vielas daudzums
1 M nātrija hidroksīda šķīdums	1 l	1 mol nātrija hidroksīda
0,2 M sērskābes šķīdums	1 l	0,2 mol sērskābes
2 M kālija nitrāta šķīdums	1 l	2 mol kālija nitrāta

↗ Aprēķini, kuros izmanto molāro koncentrāciju (sk. 117. lpp.).
Vielas daudzums (sk. 106. lpp.).

Normālā koncentrācija c_n

Normālā koncentrācija (normalitāte) ir attiecība starp izšķīdinātās vielas ekvivalentu daudzumu, kas izteikts molos, un šķīduma tilpumu, kas izteikts litros. Tā norāda vielas ekvivalentu daudzumu (kas noteikts pēc efektīvās vērtības) 1 litrā šķīduma. Normālās koncentrācijas vienība ir $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

$$c_n = \frac{n_{\text{ekv}}}{V} \qquad c_n = \frac{z \cdot n}{V}$$

kur n_{ekv} — izšķīdinātās vielas ekvivalentu daudzums (mol),
 V — šķīduma tilpums (l), n — izšķīdinātās vielas daudzums (mol),
 z — izšķīdinātās vielas efektīvā vērtība.

Šķīdums	Tilpums	Izšķīdinātās vielas daudzums	Izšķīdinātās vielas ekvivalentu daudzums n_{ekv}
1 n sālsskābes šķīdums	1 l	1 mol	1 · 1 mol
2 n sērskābes šķīdums	1 l	1 mol	2 · 1 mol
0,1 n kalcijs hidroksīda šķīdums	1 l	0,05 mol	2 · 0,05 mol

↗ Aprēķini, kuros izmanto normālo koncentrāciju (sk. 118. lpp.).
Ekvivalentu daudzums (sk. 107. lpp.).

Faradeja konstante F

Faradeja konstante (Faradeja skaitlis) ir elementārlādiņa e un Lošmita konstantes N_L reizinājums.

$$F = e \cdot N_L$$

$$F = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Faradeja konstante ir proporcionalitātes koeficients starp N vienādu jonu kopējo lādiņu $Q = I \cdot t$ un ekvivalentu daudzumu n_{ekv} .

$$I \cdot t = F \cdot n_{\text{ekv}}$$

↗ Aprēķini, kuros izmanto Faradeja likumu (sk. 132. lpp.).

4. 2. Vielu maisījumu sastāva aprēķini**Aprēķini masu attiecību noteikšanai vielu maisījumos**

Lai aprēķinātu divu noteiktas procentuālās koncentrācijas šķīdumu (masas procentos) masu attiecību cita šķīduma pagatavošanai, kuram ir vajadzīgā procentuālā koncentrācija masas procentos $c_{\text{masas-\%}}$, var izmantot vienādojumu

$$m_1 \cdot c_1 + m_2 \cdot c_2 = (m_1 + m_2) \cdot c_{\text{mais}}$$

kur m_1 — šķīduma 1 masa (g), m_2 — šķīduma 2 masa (g), c_1 — šķīduma 1 procentuālā koncentrācija masas procentos, c_2 — šķīduma 2 procentuālā koncentrācija masas procentos, c_{mais} — maisījuma (pagatavojamā šķīduma) procentuālā koncentrācija masas procentos.

↗ Procentuālā koncentrācija masas procentos (sk. 109. lpp.).

➔ 4.2.

- 20 g 37 masas-% sālsskābes pielēja 100 g ūdens. Aprēķināt iegūtā sālsskābes šķīduma procentuālo koncentrāciju.

$$m_1 \cdot c_1 + m_2 \cdot c_2 = (m_1 + m_2) \cdot c_{\text{mais}}$$

$$c_{\text{mais}} = \frac{m_1 \cdot c_1 + m_2 \cdot c_2}{m_1 + m_2}$$

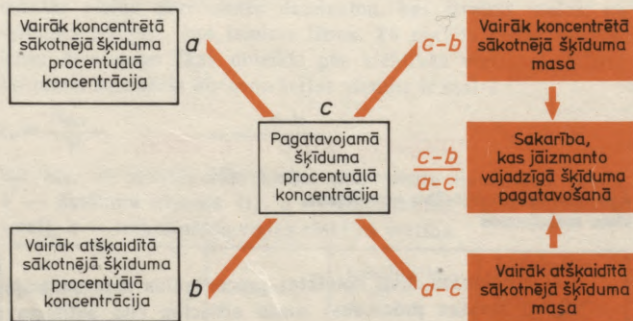
$$c_{\text{mais}} = \frac{20 \text{ g} \cdot 37 + 100 \text{ g} \cdot 0}{20 \text{ g} + 100 \text{ g}}$$

$$c_{\text{mais}} = \frac{740}{120} = 6,2$$

$$c_{\text{mais}} = 6,2\%$$

20 g 37 masas-% sālsskābes pielejot 100 g ūdens, iegūst 6,2 masas-% sālsskābes šķīdumu.

Iepriekš minēto vienādojumu var aizstāt ar t. s. diagonālo shēmu:



- Sajaucot 40 masas-% nātrija hidroksīda šķīdumu ar 20 masas-% nātrija hidroksīda šķīdumu, jāiegūst 30 masas-% nātrija hidroksīda šķīdums. Kādās masas daļās šie šķīdumi jā sajauc?

$$\begin{array}{ccc}
 40 & & 30 - 20 = 10 \\
 & \diagdown & / \\
 & 30 & \\
 & / & \diagdown \\
 20 & & 40 - 30 = 10 \\
 10:10 = 1:1
 \end{array}$$

Lai iegūtu 30 masas-% nātrija hidroksīda šķīdumu, 1 masas daļa 40 masas-% šķīduma jā sajauc ar 1 masas daļu 20 masas-% šķīduma.

Aprēķini, kuros izmanto masas procentus

Aprēķinos, kuros izmanto masas procentus, lieto šādu izteiksmi vai tās atvasinājumus:

$$c_{\text{masas-\%}} = \frac{m}{m_{\text{mais}}} \cdot 100$$

kur $c_{\text{masas-\%}}$ — vielu maisījuma procentuālā koncentrācija masas procentos, m — vielas masa (g), m_{mais} — vielu maisījuma masa (g).

↗ Procentuālā koncentrācija masas procentos (sk. 108. lpp.).

- Cik gramu sudraba nitrāta satur 175 g 5 masas-% sudraba nitrāta šķīduma?

$$c_{\text{masas-\%}} = \frac{m}{m_{\text{mais}}} \cdot 100$$

$$m = \frac{c_{\text{masas-\%}} \cdot m_{\text{mais}}}{100}$$

$$m = \frac{5 \cdot 175 \text{ g}}{100}$$

$$m = 8,75 \text{ g}$$

175 g 5 masas-% sudraba nitrāta šķīduma satur 8,75 g sudraba nitrāta.

Aprēķini, kuros izmanto tilpumprocentus

Aprēķinos, kuros izmanto tilpumprocentus, lieto šādu izteiksmi vai tās atvasinājumus:

$$c_{\text{tilp-\%}} = \frac{V}{V_{\text{mais}}} \cdot 100$$

kur $c_{\text{tilp-\%}}$ — vielu maisījuma procentuālā koncentrācija tilpumprocentos, V — vielas tilpums (ml), V_{mais} — vielu maisījuma tilpums (ml).

↗ Procentuālā koncentrācija tilpumprocentos (sk. 110. lpp.).

➔ 4.2.

- Cik mililitru 35 tilp-% metanola šķīduma var pagatavot no 175 ml metanola?

$$c_{\text{tilp-\%}} = \frac{V}{V_{\text{mais}}} \cdot 100$$

$$V_{\text{mais}} = \frac{V \cdot 100}{c_{\text{tilp-\%}}}$$

$$V_{\text{mais}} = \frac{175 \text{ ml} \cdot 100}{35}$$

$$V_{\text{mais}} = 500 \text{ ml}$$

No 175 ml metanola var pagatavot 500 ml 35 tilp-% metanola šķīduma.

Aprēķini, kuros izmanto molprocentus

Aprēķinos, kuros izmanto molprocentus, lieto šādu izteiksmi vai tās atvasinājumus:

$$c_{\text{mol-\%}} = \frac{n}{n_{\text{mais}}} \cdot 100$$

kur $c_{\text{mol-\%}}$ — vielu maisījuma procentuālā koncentrācija molprocentos, n — vielas daudzums (mol), n_{mais} — vielu maisījuma daudzums (mol).

↗ Procentuālā koncentrācija molprocentos (sk. 111. lpp.).

- Aprēķināt kālija hlorīda šķīduma procentuālo koncentrāciju molprocentos, ja zināms, ka 80 mol ūdens izšķīdināti 16 mol kālija hlorīda.

$$c_{\text{mol-\%}} = \frac{n}{n_{\text{mais}}} \cdot 100$$

$$c_{\text{mol-\%}} = \frac{16 \text{ mol} \cdot 100}{(16 + 80) \text{ mol}}$$

$$c_{\text{mol-\%}} = \frac{16 \text{ mol} \cdot 100}{96 \text{ mol}}$$

$$c_{\text{mol-\%}} = 16,7$$

Ja 80 mol ūdens izšķīdina 16 mol kālija hlorīda, tad iegūtā šķīduma koncentrācija ir 16,7 mol-%.

Aprēķini, kuros izmanto molāro koncentrāciju

Aprēķinos, kuros izmanto molāro koncentrāciju, lieto šādu izteiksmi vai tās atvasinājumus:

$$c_M = \frac{n}{V}$$

kur c_M — šķīduma molārā koncentrācija ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$), n — izšķīdinātās vielas daudzums (mol), V — šķīduma tilpums (l).

↑ Molārā koncentrācija (sk. 111. lpp.).

- Cik molu hlorūdeņraža satur 5 l tā 3 M šķīduma?

$$c_M = \frac{n}{V}$$

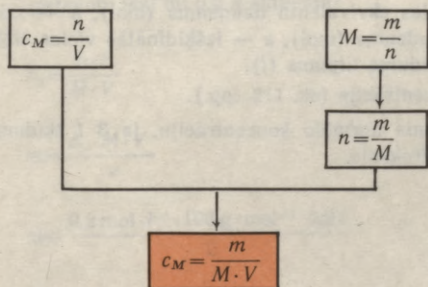
$$n = c_M \cdot V$$

$$n = 3 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 5 \text{ l}$$

$$n = 15 \text{ mol}$$

5 l 3 M šķīduma satur 15 mol hlorūdeņraža.

Aprēķinos, kuros izmanto molaritāti, daudzos gadījumos var lietot sakarību starp molaritātes un molmasas izteiksmēm (ievietošanas metode).



kur c_M — šķīduma molārā koncentrācija ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$), M — izšķīdinātās vielas molmasa ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$), m — izšķīdinātās vielas masa (g), V — šķīduma tilpums (l).

➔ 4.2.

- 2 l šķīduma satur 73 g hlorūdeņraža. Aprēķināt šā šķīduma molāro koncentrāciju.

$$c_M = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$c_M = \frac{73 \text{ g}}{36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 2 \text{ l}}$$

$$c_M = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Ja 2 l šķīduma satur 73 g hlorūdeņraža, tad tas ir vienmolārs (1 M) šķīdums.

Aprēķini, kuros izmanto normālo koncentrāciju

Aprēķinos, kuros izmanto normālo koncentrāciju, lieto šādu izteiksmi vai tās atvasinājumus:

$$c_n = \frac{n_{\text{ekv}}}{V}$$

vai

$$c_n = \frac{n \cdot z}{V}$$

kur c_n — šķīduma normālā koncentrācija ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$), n_{ekv} — izšķīdinātās vielas ekvivalentu daudzums (mol), n — izšķīdinātās vielas daudzums (mol), z — izšķīdinātās vielas efektīvā vērtība, V — šķīduma tilpums (l).

† Normālā koncentrācija (sk. 112. lpp.).

- Aprēķināt šķīduma normālo koncentrāciju, ja 3 l šķīduma ir 6 mol kalcijs hidroksīda.

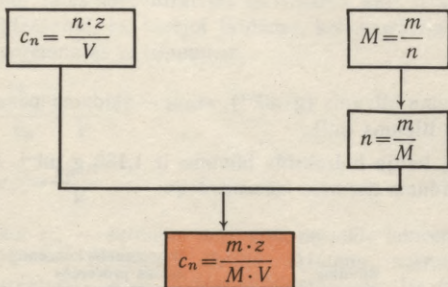
$$c_n = \frac{n \cdot z}{V}$$

$$c_n = \frac{6 \text{ mol} \cdot 2}{3 \text{ l}}$$

$$c_n = 4 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Ja 3 l šķīduma satur 6 mol kalcijs hidroksīda, tad tā normālā koncentrācija ir 4 n.

Aprēķinos, kuros izmanto normālo koncentrāciju, daudzos gadījumos var lietot sakarību starp normalitātes un molmasas izteiksmēm.



kur c_n — šķīduma normālā koncentrācija ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$), n — izšķīdinātās vielas daudzums (mol), z — izšķīdinātās vielas efektīvā vērtība, V — šķīduma tilpums (l), m — izšķīdinātās vielas masa (g).

- Cik gramu bezūdens nātrija karbonāta nepieciešams, lai pagatavotu 900 ml 0,2 n šķīduma?

$$c_n = \frac{m \cdot z}{M \cdot V}$$

$$m = \frac{c_n \cdot M \cdot V}{z}$$

$$m = \frac{0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 106 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,9 \text{ l}}{2}$$

$$m = 9,54 \text{ g}$$

Lai pagatavotu 900 ml 0,2 n šķīduma, nepieciešami 9,54 g bezūdens nātrija karbonāta.

➔ 4.2.

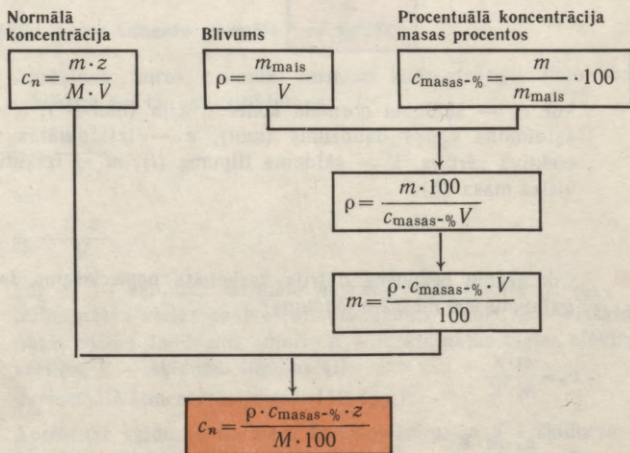
Aprēķini, kuros izmanto blīvumu

Daudzos aprēķinos, kas attiecas uz šķīdumiem, izmanto arī sakarības, kas saista iepriekšminētās c izteiksmes ar blīvumu.

$$\rho = \frac{m_{\text{mais}}}{V}$$

kur ρ — šķīduma blīvums ($\text{g} \cdot \text{ml}^{-1}$), m_{mais} — šķīduma masa (g), V — šķīduma tilpums (ml).

- 14,7 masas-% kālija hidroksīda blīvums ir $1,135 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$. Aprēķināt dotā šķīduma normālo koncentrāciju.



$$c_n = \frac{1,135 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 1000 \cdot 14,7 \cdot 1}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 100}$$

$$c_n \approx 3 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

14,7 masas-% kālija hidroksīda šķīdumam, kura blīvums ir $1,135 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$, normālā koncentrācija ir aptuveni 3 n .

Šķīduma koncentrācijas aprēķini, kuros izmanto titrēšanas datus

Šķīduma koncentrāciju iespējams aprēķināt pēc tā šķīduma normālās koncentrācijas un tilpuma, kurš izlietots dotā šķīduma titrēšanai, jo, titrējot šķīdumu, koncentrācijas ir apgriezti proporcionālas to tilpumiem.

$$\frac{c_{n_x}}{c_n} = \frac{a}{V}$$

$$c_{n_x} = \frac{c_n \cdot a}{V}$$

kur c_{n_x} — šķīduma nezināmā normālā koncentrācija ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$), c_n — titrēšanai lietotā šķīduma normālā koncentrācija ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$), a — titrēšanai lietotā normālās koncentrācijas šķīduma tilpums (ml), V — nezināmās koncentrācijas šķīduma tilpums (ml).

- 10 ml slāpekļskābes titrēšanai izlietoja 4,8 ml 1 n nātrija hidroksīda šķīduma. Aprēķināt slāpekļskābes normālo koncentrāciju.

$$c_{n_x} = \frac{c_n \cdot a}{V}$$

$$c_{n_x} = \frac{1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 4,8 \text{ ml}}{10 \text{ ml}}$$

$$c_{n_x} = 0,48 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Slāpekļskābes normālā koncentrācija ir 0,48 n .

↑ Titrēšana pēc neitralizācijas metodes (sk. 246. lpp.).

Vielas masas aprēķini, kuros izmanto titrēšanas datus

Izšķīdinātās vielas masu šķīdumā var noteikt ar titrēšanu, aprēķinos izmantojot pārveidoto izteiksmi, kas saista normalitāti un molmasu (↑ sk. 119. lpp.).

$$m = \frac{c_n \cdot M \cdot V}{z}$$

➔ 4.2.

Šī izteiksme atbilst atvasinātai formulai, ko lieto aprēķinos, kuros izmanto titrēšanas datus.

$$m_x = \frac{c_n \cdot M \cdot a}{z}$$

kur m_x — pētāmajā šķīdumā izšķīdinātās vielas masa (g), c_n — titrēšanai izmantotā šķīduma normālā koncentrācija ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$), M — izšķīdinātās vielas molmasa ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$), z — izšķīdinātās vielas efektīvā vērtība, a — titrēšanai izlietotā normālās koncentrācijas šķīduma tilpums.

- Titrējot sērskābes šķīduma paraugu, izlietoja 16,8 ml 0,1 n nātrija hidroksīda šķīduma. Cik gramu sērskābes satur dotais šķīduma paraugs?

$$m_x = \frac{c_n \cdot M \cdot a}{z}$$

$$m_x = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 16,8 \text{ l}}{2 \cdot 1000}$$

$$m_x \approx 0,082 \text{ g}$$

Dotais paraugs satur 0,082 g sērskābes.

↗ Titrēšana pēc neutralizācijas metodes (sk. 246. lpp.).

Aprēķini, kuros izmanto pH

Aprēķinos, kuros izmanto pH, lieto šādu izteiksmi vai tās atvasinājumus:

$$\text{pH} = -\lg \frac{c_{\text{H}^+}}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}}$$

↗ Lielums pH (sk. 86. lpp.). Bufēršķīdumi (sk. 87. lpp.).

- Ūdeņraža jonu koncentrācija šķīdumā ir $2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$. Aprēķināt šķīduma pH.

$$\text{pH} = -\lg \frac{2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}}$$

$$\text{pH} = -\lg 2 \cdot 10^{-1}$$

$$\text{pH} = -\lg 2 - \lg 10^{-1}$$

$$\text{pH} = -0,3010 + 1$$

$$\text{pH} = 0,6990.$$

Šķīduma pH ir aptuveni 0,7.

- Šķīduma pH ir 3,5. Aprēķināt ūdeņraža jonu koncentrāciju šķīdumā.

$$-\lg c_{\text{H}^+} = 3,5$$

$$\lg c_{\text{H}^+} = -3,5$$

$$\lg c_{\text{H}^+} = 0,5 - 4$$

$$c_{\text{H}^+} = 3,16 \cdot 10^{-4}$$

Ūdeņraža jonu koncentrācija šķīdumā ir $3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

- Buferšķīdums sastāv no etānskābes CH_3COOH ($K_s = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$) un nātrija acetāta CH_3COONa . Abu vielu koncentrācija šķīdumā ir 0,1 n. Aprēķināt buferšķīduma pH, izmantojot izteiksmi:

$$\text{pH} = -\lg K_s - \lg \frac{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{c_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}$$

$$\text{pH} = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} - \lg \frac{10^{-1}}{10^{-1}}$$

$$\text{pH} = 4,74$$

Buferšķīduma pH ir 4,74.

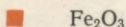
↗ Lielums pH (sk. 86. lpp.). Buferšķīdumi (sk. 87. lpp.).

4. 3. Aprēķini pēc ķīmisko reakciju vienādojumiem

Vielu masas aprēķini pēc ķīmisko reakciju vienādojumiem

Vielām, kas piedalās ķīmiskajās reakcijās, masu aprēķina pēc to daudzuma un molmasas.

➔ 4.3.



$$1 \text{ mol} \cdot 160 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 160 \text{ g}$$



$$2 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 112 \text{ g}$$

Vielas molmasa skaitliski vienāda ar šīs vielas relatīvo molkulmasu vai ar relatīvo atommasu.

↑ Vielas daudzums (sk. 106. lpp.). Molmasa (sk. 107. lpp.).

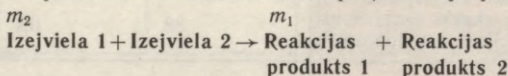
Darbību secība	■ Cik gramam dzelzs(III) oksīda jāreaģē ar alumīniju, lai iegūtu 560 g dzelzs?
1. Uzrakstīt ķīmiskās reakcijas vienādojumu	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$
2. Virs attiecīgajām formulām uzrakstīt dotos un aprēķināmos lielumus	$m \qquad \qquad \qquad 560 \text{ g}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$
3. Zem attiecīgajām formulām uzrakstīt vielu masu, kas aprēķināta pēc to molmasas un molu skaita (koeficienti reakcijas vienādojumā)	$m \qquad \qquad \qquad 560 \text{ g}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$ $160 \text{ g} \qquad \qquad \qquad 112 \text{ g}$
4. Sastādīt proporciju	$\frac{m}{160 \text{ g}} = \frac{560 \text{ g}}{112 \text{ g}}$
5. Aprēķināt proporcijas nezināmo lielumu	$m = \frac{160 \text{ g} \cdot 560 \text{ g}}{112 \text{ g}}$ $m = 800 \text{ g}$
6. Formulēt rezultātu	Lai iegūtu 560 g dzelzs, ar alumīniju jāreaģē 800 g dzelzs(III) oksīda

Vielu masu funkcionālā sakarība ķīmiskajās reakcijās

Sakarība starp vielu masu dotajā ķīmiskajā reakcijā izpaužas lineāras funkcijas veidā:

$$m_2 = k \cdot m_1$$

Proporcionalitātes koeficientu k aprēķina no proporcijas:



$$a_2 \cdot M_2 \qquad a_1 \cdot M_1$$

kur m_2 — aprēķināmā masa, m_1 — dotā masa, a_1 un a_2 — koeficienti ķīmiskās reakcijas vienādojumā, M_2 un M_1 — molmasa.

$$\frac{m_2}{a_2 \cdot M_2} = \frac{m_1}{a_1 \cdot M_1}$$

$$m_2 = \frac{a_2 \cdot M_2}{a_1 \cdot M_1} \cdot m_1$$

$$k = \frac{a_2 \cdot M_2}{a_1 \cdot M_1}$$

Vielu tilpumu aprēķini pēc ķīmisko reakciju vienādojumiem

Vielām, kas piedalās ķīmiskajā reakcijā, tilpumu aprēķina pēc to daudzuma un moltilpuma.

■ CO₂

$$1 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} = 22,4 \text{ l}$$

♣ Vielas daudzums (sk. 106. lpp.). Moltilpums (sk. 108. lpp.).

Darbību secība	■ Cik litru oglekļa dioksīda var iegūt gāzu iegūšanas iekārtā, 50 g kalcija karbonāta reaģējot ar sālsskābi?
1. Uzrakstīt ķīmiskās reakcijas vienādojumu	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
2. Virs attiecīgajām formulām uzrakstīt dotos un aprēķināmos lielumus	$50 \text{ g} \qquad \qquad \qquad \text{V}$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

➔ 4.3.

Tabulas turpinājums

3. Zem attiecīgo vielu formulām uzrakstīt masu un tilpumu, kas aprēķināti, izmantojot molmasu, moltilpumu un molu skaitu (koeficienti reakcijas vienādojumā)	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
	$\begin{array}{l} 50 \text{ g} \qquad \qquad \qquad V \\ 100 \text{ g} \qquad \qquad \qquad 22,4 \text{ l} \end{array}$
4. Sastādīt proporciju	$\frac{50 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{V}{22,4 \text{ l}}$
5. Aprēķināt proporcijas nezināmo lielumu	$V = \frac{50 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ l}}{100 \text{ g}}$ $V = 11,2 \text{ l}$
6. Formulēt rezultātu	No 50 g kalcija karbonāta var iegūt 11,2 l oglekļa dioksīda

Kīmisko savienojumu molārās rašanās entalpijas aprēķini

Aprēķinot savienojuma molāro rašanās entalpiju, pamatojas uz to, ka ar kalorimetru noteiktais siltuma daudzums Q_1 ir vienāds ar šī savienojuma molāro rašanās siltumu Q_2 , tikai tas ņemts ar pretēju zīmi:

$$Q_1 = -Q_2$$

$$Q_1 = \Delta T \cdot \omega$$

$$Q_2 = -\Delta H_{\text{raš}} \cdot \frac{m}{M}$$

$$\Delta T \cdot \omega = -\Delta H_{\text{raš}} \cdot \frac{m}{M}$$

$$\Delta H_{\text{raš}} = -\frac{\omega \cdot \Delta T \cdot M}{m}$$

kur ΔT — temperatūras starpība kalorimetrā (K), ω — kalorimetra siltuma ekvivalents ($\text{kJ} \cdot \text{K}^{-1}$), $\Delta H_{\text{raš}}$ — molārā rašanās entalpija ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), m — reakcijas produkta masa (g), M — reakcijas produkta molmasa ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

- Aprēķināt dzelzs(II) sulfida FeS molāro rašanās entalpiju, ja doti šādi lielumi:

Dzelzs(II) sulfida masa m (g)	Dzelzs(II) sulfida molmasa M ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	Kalorimetra siltuma ekvivalents ω ($\text{kJ} \cdot \text{K}^{-1}$)	Temperatūras izmaiņa ΔT (K)
7,0	88	4,01	2

$$\Delta H_{\text{raš}} = - \frac{4,01 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 2 \text{ K} \cdot 88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{7 \text{ g}}$$

$$\Delta H_{\text{raš}} \approx -100,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

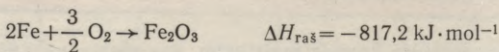
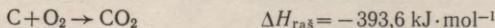
Dzelzs(II) sulfida FeS molārā rašanās entalpija $\Delta H_{\text{raš}} \approx -100,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

↑ Molārais rašanās siltums (sk. 65. lpp.).

Ķīmisko reakciju molārās entalpijas aprēķini

Ķīmisko reakciju molāro entalpiju var aprēķināt pēc ķīmisko savienojumu molārajām rašanās entalpijām, izmantojot Hesa likumu: reakcijas molārā entalpija ΔH ir vienāda ar šīs reakcijas produktu molāro rašanās entalpiju summu mīnus reakcijas izejvielu molāro rašanās entalpiju summa.

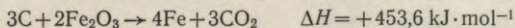
- Aprēķināt ķīmiskās reakcijas $3\text{C} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ molāro entalpiju.



$$\Delta H = 3 \cdot (-393,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - 2(-817,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$\Delta H = -1180,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 1634,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H = +453,6 \text{ kJ}$$



↑ Reakcijas molārais siltums (sk. 64. lpp.). Hesa likums (sk. 67. lpp.).

➔ 4.3.

Aprēķini, kuros izmanto darbīgo masu likumu

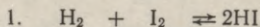
Aprēķinus, kuros izmanto darbīgo masu likumu, izdara pēc noteiktas secības.

↑ Darbīgo masu likums (sk. 72. un 73. lpp.). Ķīmiskais līdzsvars (sk. 72. lpp.).

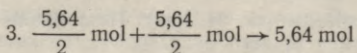
Aprēķina darbību secība, ja dots ķīmiskais līdzsvars un kopējais vielu daudzums (molu skaits) paliek bez izmaiņām ($\Delta v = 0$).

1. Uzrakstīt ķīmiskās reakcijas vienādojumu
2. Reakcijas vienādojumā zem ķīmiskajām formulām uzrakstīt izejvielu dotos daudzumus
3. Izmantojot dotos lielumus un reakcijas nosacījumus, aprēķināt tos vielu daudzumus, kas izreagējuši līdz ķīmiskā līdzsvara iestāšanās momentam
4. Aprēķināt vielu faktiskos daudzumus ķīmiskā līdzsvara stāvoklī
5. Uzrakstīt izteiksmi, kas atbilst darbīgo masu likumam
6. Izteiksmē ievietot ķīmiskā līdzsvarā esošo vielu daudzumu skaitliskās vērtības
7. Aprēķināt nezināmo lielumu
8. Formulēt rezultātu

■ 448 °C temperatūrā karsēja maisījumu, kas sastāv no 2,94 mol joda un 8,10 mol ūdeņraža. Kad ieguva 5,64 mol jodūdeņraža, iestājās šīs reakcijas ķīmiskais līdzsvars. Aprēķināt ķīmiskā līdzsvara konstanti K_l .



2. 8,10 mol 2,94 mol 0 mol



$$4. \quad 8,10 \text{ mol} - 2,82 \text{ mol} \quad 2,94 \text{ mol} - 2,82 \text{ mol} \quad 5,64 \text{ mol}$$

$$5,28 \text{ mol} \quad 0,12 \text{ mol} \quad 5,64 \text{ mol}$$

$$5. \quad K_t = \frac{c_{\text{HI}}^2}{c_{\text{H}_2} \cdot c_{\text{I}_2}}$$

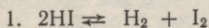
$$6. \quad K_t = \frac{5,64^2 \text{ mol}^2}{5,28 \text{ mol} \cdot 0,12 \text{ mol}}$$

$$7. \quad K_t = \frac{31,8 \text{ mol}^2}{0,63 \text{ mol}^2}$$

$$K_t = 50,2$$

8. Ķīmiskā līdzsvara konstante K_t ir 50,2.

■ Ķarsēja 1 mol jodūdeņraža. Izmantojot iepriekšējā uzdevumā noteikto ķīmiskā līdzsvara konstanti K_t , aprēķināt, cik procentu jodūdeņraža sadalijās par jodu un ūdeņradi.



$$2. \quad 1 \text{ mol} \quad 0 \text{ mol} \quad 0 \text{ mol}$$

$$3. \quad x \text{ mol} \rightarrow \frac{x}{2} \text{ mol} + \frac{x}{2} \text{ mol}$$

$$4. \quad 1 \text{ mol} - x \text{ mol} \quad \frac{x}{2} \text{ mol} \quad \frac{x}{2} \text{ mol}$$

$$5. \quad \frac{1}{K_t} = \frac{c_{\text{H}_2} \cdot c_{\text{I}_2}}{c_{\text{HI}}^2}$$

$$6. \quad \frac{1}{50,2} = \frac{\frac{x}{2} \text{ mol} \cdot \frac{x}{2} \text{ mol}}{(1-x)^2 \text{ mol}^2}$$

$$7. \quad 50,2 = \frac{(1-x)^2 \text{ mol}^2}{\frac{x^2}{4} \text{ mol}^2}$$

→ 4.3.

$$\frac{50,2x^2}{4} = (1-x)^2$$

$$x^2 + \frac{2x}{11,55} - \frac{1}{11,55} = 0$$

$$x_1 = \frac{2,54}{11,55} \quad x_1 = 0,220$$

$$x_2 = \frac{4,54}{11,55}$$

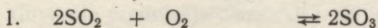
8. Sadalījās 22% jodūdeņražā.

Aprēķina darbību secība, ja dots gāzveida vielu ķīmiskais līdzsvars un kopējais reaģējošo vielu daudzums mainās ($\Delta v \neq 0$).

1. Uzrakstīt ķīmiskās reakcijas vienādojumu
2. Reakcijas vienādojumā zem ķīmiskajām formulām uzrakstīt dotos izejvielu daudzumus
3. Izmantojot dotos lielumus un reakcijas nosacījumus, aprēķināt tos vielu daudzumus, kas izreagējuši līdz ķīmiskā līdzsvara iestāšanās momentam
4.1. Aprēķināt vielu faktiskos daudzumus ķīmiskā līdzsvara stāvoklī
4.2. Aprēķināt visu ķīmiskā līdzsvarā esošo vielu daudzumu summu
4.3. Aprēķināt visu ķīmiskā līdzsvarā esošo vielu (gāzu) tilpumus
5. Uzrakstīt izteiksmi, kas atbilst darbīgo masu likumam
6. Izteiksmē ievietot vielu molāro koncentrāciju skaitliskās vērtības
7. Aprēķināt nezināmo lielumu
8. Formulēt rezultātu

- Pastāvot 848 K (575 °C) temperatūrai un 0,1 MPa (1 atm) spiedienam, no maisījuma, kurā bija 10 tilp-% sēra dioksīda un 90 tilp-% skābekļa, ieguva sēra trioksīdu. Aprēķināt šīs reakcijas ķīmiskā līdzsvara konstanti K_l , ja zināms, ka par sēra trioksīdu pārvērtās 90% sēra dioksīda.

($\Delta v \neq 0$).



$$2. \quad 10 \text{ mol} \quad 90 \text{ mol} \quad 0 \text{ mol}$$

$$3. \quad 9 \text{ mol} \quad +4,5 \text{ mol} \quad \rightarrow 9 \text{ mol}$$

$$4.1. \quad 1 \text{ mol} \quad 85,5 \text{ mol} \quad 9 \text{ mol}$$

$$4.2. \quad n = 1 \text{ mol} + 85,5 \text{ mol} + 9 \text{ mol}$$

$$n = 95,5 \text{ mol}$$

$$4.3. \quad V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{95,5 \text{ mol} \cdot 0,0082 \text{ MPa} \cdot 1 \cdot 848 \text{ K}}{0,1 \text{ MPa} \cdot \text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$V = 6641 \text{ l}$$

$$5. \quad K_l = \frac{c_{\text{SO}_3}^2}{c_{\text{SO}_2}^2 \cdot c_{\text{O}_2}}$$

$$6. \quad K_l = \frac{\left(\frac{9 \text{ mol}}{6641 \text{ l}} \right)^2}{\left(\frac{1 \text{ mol}}{6641 \text{ l}} \right)^2 \cdot \frac{85,5 \text{ mol}}{6641 \text{ l}}}$$

$$7. \quad K_l = \frac{(9 \text{ mol})^2 \cdot (6641 \text{ l})^2 \cdot 6641 \text{ l}}{(6641 \text{ l})^2 \cdot 1 \text{ mol}^2 \cdot 85,5 \text{ mol}}$$

$$K_l = \frac{9^2 \cdot 6641 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \cdot 85,5}$$

$$K_l = 6291 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$$

8. Reakcijas ķīmiskā līdzsvara konstante ir 6291 l·mol⁻¹.

➔ 4.3.

Aprēķini, kuros izmanto Faradeja likumu

Lai aprēķinātu elektrolīzes procesā iegūto vielu masu, jāizmanto Faradeja likums un molmasas izteiksme.

Faradeja likums

$$I \cdot t = F \cdot n_{\text{ekv}}$$

vai

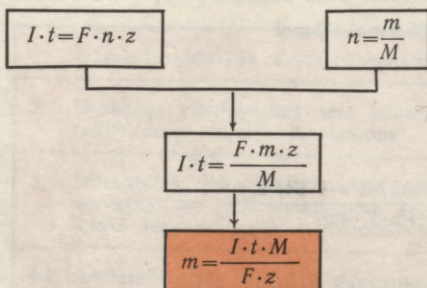
$$I \cdot t = F \cdot n \cdot z$$

Molmasa

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

vai

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



kur m — iegūtās vielas masa (g), I — strāvas stiprums (A), t — laiks (s), M — molmasa ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$), F — Faradeja konstante ($\text{A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$), z — efektīvā vērtība.

- Aprēķināt elektrolīzes iekārtas vienas sekcijas alumīnija produkciju diennaktī, ja zināms, ka strāvas stiprums iekārtā ir 100 000 A, bet alumīnija praktiskais iznākums $\eta = 80\%$.

Dotie lielumi:

I (A)	t (h)	M ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	η (%)	F ($\text{A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$)
100 000	24	27	80	96 500

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M \cdot \eta}{F \cdot z}$$

$$m = \frac{100\,000 \text{ A} \cdot 24 \cdot 3600 \text{ s} \cdot 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,8}{96\,500 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3}$$

$$m = 644\,642,5 \text{ g}$$

$$m \approx 644,64 \text{ kg}$$

Ja elektrolīzes iekārtas vienā sekcijā strāvas stiprums $I = 100\,000 \text{ A}$ un alumīnija praktiskais iznākums $\eta = 80\%$, tad alumīnija produkcija diennaktī ir aptuveni 644,64 kg.

Faradeja likumi (sk. 98. lpp.). Faradeja konstante (sk. 113. lpp.).

4.4. Ķīmisko savienojumu summārās (empīriskās) formulas noteikšana

Ķīmisko savienojumu summārās formulas noteikšanai izmanto kvalitatīvās un kvantitatīvās elementānālizēšanas datus. Jāievēro noteikta darbību secība.

Darbību secība	■
1. Izdarīt kvalitatīvo analīzi	Konstatēts: ogleklis ūdeņradis skābeklis
2. Izdarīt kvantitatīvo analīzi, izmantojot gravimetrijas metodi	Iesvars: 0,047 g vielas. Konstatēts: 0,132 g oglekļa dioksīda 0,027 g ūdens
3. Aprēķināt konstatēto elementu procentuālo saturu masas procentos	76,6 masas-% oglekļa 6,4 masas-% ūdeņraža 17,0 masas-% skābekļa
4. Aprēķināt atomu skaita attiecību	C: $\frac{76,6}{12}$ H: $\frac{6,4}{1}$ O: $\frac{17}{16}$ C: 6,38 H: 6,40 O: 1,06 C:H:O=6:6:1 C _{6n} H _{6n} O _n vai (C ₆ H ₆ O) _n

<p>5. Aprēķināt molmasu un līdz ar to arī relatīvo molekulmasu (pēc Viktora Meijera)</p>	<p>Iesvars: 0,141 g vielas Vielas tilpums normālos apstākļos: 35,4 ml Relatīvā molekulmasa: 89</p>
<p>6. Noteikt summāro formulu, pamatojoties uz atomu skaita attiecību un relatīvo molekulmasu</p>	<p>$(C_6H_6O)_n$ Ja $n=1$, tad molekulmasa ir 94 ja $n=2$, tad molekulmasa ir 188 ja $n=3$, tad molekulmasa ir 282 Pēc eksperimentāli noteiktās relatīvās molekulmasas (89) var secināt, ka $n=1$</p>
<p>7. Formulēt rezultātu</p>	<p>Pētāmās vielas summārā formula ir C_6H_6O</p>

Ķīmiskā savienojuma summārā formula vēl nedod priekšstatu par vielas struktūru. Vielas struktūru var noskaidrot, izmantojot ķīmiskas vai fizikālas metodes.

Vielu struktūras noteikšanas ķīmiskās metodes pamatojas uz reakcijām, pēc kurām, lietojot attiecīgus reagentus, var spriest par noteiktu atomu grupu (funkcionālo grupu) vai jonu esamību pētāmajā vielā.

Vielu struktūras noteikšanas fizikālās metodes lieto aizvien plašāk. Izmantojot šīs metodes, var noteikt ne tikai pētāmās vielas struktūrformulu, bet arī molekulas uzbūves detaļas, piemēram, molekulas izmērus, attālumus starp atomiem, kā arī leņķus starp ķīmiskajām saitēm. Vielu struktūras noteikšanas fizikālajām metodēm ir liela ticamības pakāpe. Salīdzinājumā ar klasiskajām ķīmijas pētīšanas metodēm tām nepieciešams arī ievērojami mazāks laika patēriņš. Komplicētākas molekulu struktūras tikai ar ķīmiskām metodēm vien vispār nav iespējams noteikt.

↗ Ķīmiskās formulas (sk. 15. ... 19. lpp.).

5. Ķīmiskie elementi un neorganiskie savienojumi

5. 1. Pārskats par ķīmiskajiem elementiem

Elements	Simbols	Protonu skaits = = Kārtas skaitlis	Neitronu skaits (biežāk sastopamiem izotopiem)	Molmasa* (g · mol ⁻¹)
Aktīnijs	Ac	89	138	[227]**
Alumīnijs	Al	13	14	27
Alva	Sn	50	70; 68; 66; 69;	119
Amerīcijs	Am	95	148	[243]
Antimons	Sb	51	70; 72;	122
Argons	Ar	18	22; 18; 20	40
Arsēns	As	33	42	75
Astats	At	85	130; 133; 134	[210]
Bārijs	Ba	56	82; 81; 80; 79; 78	137
Berilijs	Be	4	5	9
Berklijs	Bk	97	150	[247]
Bismuts	Bi	83	126	203
Bors	B	5	6; 5	11
Broms	Br	35	44; 46	80
Cērijs	Ce	58	82; 84; 80; 78	140
Cēzijs	Cs	55	78	133
Cinks	Zn	30	34; 36; 38; 37; 40	65
Cirkonijs	Zr	40	50; 54; 52; 51; 56	91
Disprozijs	Dy	66	98; 96; 97; 95; 94	162,5
Dzelzs	Fe	26	30; 28; 31; 32	56
Dzīvsudrabs	Hg	80	122; 120; 119; 121; 118	200,5
Einšteinijs	Es	99	155	[254]
Eiropijs	Eu	63	99; 98	152
Erbijijs	Er	68	98; 100; 99; 102; 96	167
Fermijs	Fm	100	153	[223] ²
Fluors	F	9	10	19

Elements	Simbols	Protonu skaits = = Kārtas skaitlis	Neitronu skaits (biežāk sastopamiem izotopiem)	Molmasa* g · mol ⁻¹)
Fosfors	P	15	16	31
Francijs	Fr	87	136	[223] ²
Gadolīnijs	Gd	64	94; 96; 92; 93; 91	157
Gallijs	Ga	31	38; 40	70
Germānijs	Ge	32	42; 40; 38; 41; 44	72,5
Hafnijs	Hf	72	108; 106; 105; 107; 104	178,5
Hēlijs	He	2	2; 1	4
Hlors	Cl	17	18; 20	35,5
Holmijs	Ho	67	98	165
Hroms	Cr	24	28; 29; 26; 30	52
Indijs	In	49	66; 64	115
Iridijs	Ir	77	116; 114	192
Iterbijs	Ib	70	104; 102; 103; 101; 106	173
Itrijs	Y	39	50	89
Jods	I	53	74	127
Kadmijs	Cd	48	66; 64; 63; 62; 65	112,5
Kalcijs	Ca	20	20; 24; 22; 28; 23	40
Kalifornijs	Cf	98	153	[251]
Kālijs	K	19	20; 22	39
Kirijs	Cm	96	151	[247]
Kobalts	Co	27	32	59
Kriptons	Kr	36	48; 50; 47; 46; 44	84
Ksenons	Xe	54	78; 75; 77; 80; 82	131
Kurčatovijs	(Ku)	104	156	[260]
Lantāns	La	57	82; 81	139
Litijs	Li	3	4; 3	7
Lourensijs	Lr	103	154	[257]
Lutēcijs	Lu	71	104; 105	175
Magnijs	Mg	12	12; 13; 14	24
Mangāns	Mn	25	30	55
Mendeļejevijs	Md	101	155	[256]
Molibdēns	Mo	42	56; 53; 50; 54; 58	96
Nātrijs	Na	11	12	23
Neodīms	Nd	60	82; 84; 86; 83; 85	144
Neons	Ne	10	10; 12; 11	20
Neptūnijs	Np	93	144	[237]
Niķelis	Ni	28	30; 32; 34; 33; 36	59
Niobijs	Nb	41	52	93

Tabulas turpinājums

Elements	Simbols	Protonu skaits = =Kārtas skaits	Neitronu skaits (biežāk sastopamiem izotopiem)	Molmasa* (g · mol ⁻¹)
Nobēlijs	(No)	102	152	[254]**
Ogleklis	C	6	6; 7	12
Osmijs	Os	76	116; 114; 113; 112; 111	190
Pallādijs	Pd	46	60; 62; 59; 64; 58	106
Platīns	Pt	78	117; 116; 118; 120; 114	195
Plutonijs	Pu	94	148	[242]
Polonijs	Po	84	126; 127; 128; 130; 131	209
Prazeodīms	Pr	59	82	141
Prometijs	Pm	61	86	[147]
Protaktīnijs	Pa	91	140	[231]
Rādijs	Ra	88	135; 136; 138; 140	[226]
Radons	Rn	86	133; 134; 136	[222]
Rēnijs	Re	75	112; 110	186
Rodijs	Rh	45	58	103
Rubīdijs	Rb	37	48; 50	85,5
Rutēnijs	Ru	44	58; 60; 57; 55; 56	101
Samārijs	Sm	62	90; 92; 85; 87; 86	150
Selēns	Se	34	46; 44; 42; 48; 43	79
Sērs	S	16	16; 18; 17	32
Silīcijs	Si	14	14; 15; 16	28
Skābeklis	O	8	8; 10; 9	16
Skandijs	Sc	21	24	45
Slāpeklis	N	7	7; 8	14
Stroncijs	Sr	38	50; 48; 49; 46	87,5
Sudrabs	Ag	47	60; 62	108
Svins	Pb	82	126; 124; 125; 122	207
Tallijs	Tl	81	124; 122	204
Tantāls	Ta	73	108	181
Tehnēcijs	Tc	43	56	[99]**
Telūrs	Te	52	78; 76; 74; 73; 72	127,5
Terbijs	Tb	65	94	159
Titāns	Ti	22	26; 24; 25; 27; 28	48
Torijs	Th	90	142	232
Tūlijs	Tm	69	100	169
Ūdeņradis	H	1	0; 1	1
Urāns	U	92	146; 143; 142	238
Vanādijs	V	23	28; 27	51

Elements	Simbols	Protonu skaits = = Kārtas skaitlis	Neitronu skaits (biežāk sastopamiem izotopiem)	Molmasa* (g · mol ⁻¹)
Varš	Cu	29	34; 36	63,5
Volframs	W	74	110; 112; 108; 109; 106	184
Zelts	Au	79	118	197

* Noapaļota.

** Kvadrātiekvāš dotie lielumi ir tāda izotopa molmasa, kuram ilgāks dzīves laiks, t. i., attiecīgā elementa pazīstamākā izotopa molmasa.

† Ķīmisko elementu elektronu konfigurācija (sk. pielikumu).

5. 2. Neorganisko savienojumu nomenklatūra

Divu elementu savienojumu (bināro savienojumu) nosaukumi

Vispārīgie nosacījumi. Nosaukumus tiem neorganiskajiem savienojumiem, kas sastāv no diviem elementiem, veido no abu elementu nosaukumiem.

Pirmo nosauc elementu (ģenitīvā), kuram ir mazāka elektronegativitāte, tad tam pievieno otra elementa (kuram lielāka elektronegativitāte) latīniskā nosaukuma atvasinājumu ar izskaņu -īds.

† Ķīmisko elementu periodiskā sistēma (sk. grāmatas priekšlapas).

Dažu elektronegativāko elementu nosaukumi bināros savienojumos:

Elementa nosaukums	Atvasinātais nosaukums ar izskaņu -īds	■ Savienojuma nosaukums	■ Ķīmiskā formula
Fluors	fluorīds	Kalcija fluorīds	CaF ₂
Hlors	hlorīds	Vara (I) hlorīds	CuCl
Broms	bromīds	Sudraba bromīds	AgBr
Jods	jodīds	Nātrija jodīds	NaI

Elementa nosaukums	Atvasinātais nosaukums ar izskaņu -ids	■ Savienojuma nosaukums	■ Ķīmiskā formula
Skābeklis Sērs Slāpeklis Ogleklis	oksīds sulfīds nitrīds karbīds	Sēra trioksīds Dzelzs(II) sulfīds Magnija nitrīds Kalcijs karbīds	SO ₃ FeS Mg ₃ N ₂ CaC ₂

Ja divi ķīmiskie elementi veido vairākus savienojumus, tad šo savienojumu nosaukumā jānorāda vai nu abu elementu skaita attiecība, vai arī tā elementa vērtība, kuram mazāka elektronegativitāte.

Ja ķīmiskie savienojumi sastāv no metāla un nemetāla, tad to nosaukumus atvasina šādā secībā:

— metāla (elementa, kuram mazāka elektronegativitāte) nosaukums ģenitīvā;

— metāla vērtība (oksidēšanas pakāpe), ko raksta ar romiešu cipariem iekavās;

— nemetāla (elementa, kuram lielāka elektronegativitāte) latīņu nosaukuma atvasinājums ar izskaņu -ids.

- Dzelzs un hlora savienojums;
ķīmiskā formula: FeCl₃.

Metāla nosaukums ģenitīvā	Metāla vērtība (oksidēšanas pakāpe)	Nemetāla nosaukuma atvasinājums ar izskaņu -ids
Dzelzs	(III)	hlorīds

Ja divi ķīmiskie elementi veido tikai vienu savienojumu, tad vērtību (oksidēšanas pakāpi) nenosauc un neraksta.

Ja ķīmiskie savienojumi sastāv no diviem nemetāliem, tad to nosaukumus atvasina šādā secībā:

— ar grieķu skaitļu vārdiem izteikts pirmā elementa (kuram ir mazāka elektronegativitāte) atomu skaits;

— šī elementa nosaukums ģenitīvā;

— ar grieķu skaitļu vārdiem izteikts otrā elementa (kuram ir lielāka elektronegativitāte) atomu skaits;

— šī elementa latīņu nosaukuma atvasinājums ar izskaņu -ids.

➔ 5.2.

- Fosfora un skābekļa savienojums;
ķīmiskā formula: P_2O_5 .

Pirmā elementa (kam mazāka elektronegati- vītāte) atomu skaits	Pirmā elementa nosaukums ģenitīvā	Otrā elementa (kam lielāka elektronegati- vītāte) atomu skaits	Otrā elementa latīniskā no- saukuma atvasi- nājums ar izskaņu -ids
Di	fosfora	pent	oksīds
Difosfora pentoksīds			
Fosfora pentoksīds, fosfora(V) oksīds.*			

Ja molekulā ir tikai viens tāda elementa atoms, kuram ir ma-
zākā elektronegativitāte, tad tā skaitu nenorāda.

Atomu skaita apzīmējumi (grieķu valodas skaitļu vārdi):

1 — mon(o)	3 — tri	5 — pent(a)
2 — di	4 — tetr(a)	6 — hex(a)
		7 — hept(a)

Bāzu nosaukumi

Bāzu (metālu hidroksīdu) nosaukumus atvasina šādā secībā:

- metāla jona nosaukums ģenitīvā;
- hidroksīdiona nosaukums.

Ja metāls veido vairākas bāzes, tad tā vērtību (oksidēšanas
pakāpi) norāda aiz metāla simbola ar romiešu cipariem iekavās.

Bāzes formula	Metāla nosaukums ģenitīvā	Metāla vērtība (oksidēšanas pakāpe)	Hidroksīdiona nosaukums
$Fe(OH)_3$	Dzelzs	(III)	hidroksīds
	Dzelzs(III) hidroksīds		
$Ca(OH)_2$	Kalcija	/	hidroksīds
	Kalcija hidroksīds		

* Latviešu valodā šos nosaukumus lieto biežāk.

Skābju un sāļu nosaukumi

Neorganisko skābju nosaukumu veidošanas pamatā nav noteiktas sistēmas.

Sāļu nosaukumus atvasina šādā secībā:

- metāla jona (arī amonija jona) nosaukums ģenitīvā;
- metāla vērtība (oksidēšanas pakāpe), ko raksta ar romiešu cipariem iekavās (ja metālam ir vairākas vērtības);
- skābes atlikuma jona nosaukums.

Sāls formula	Joni	Metāla nosaukums ģenitīvā	Metāla vērtība	Skābes atlikuma jona nosaukums
CuSO ₄	Cu ²⁺ ; SO ₄ ²⁻	Vara	(II)	sulfāts
		Vara (II) sulfāts		
KNO ₃	K ⁺ ; NO ₃ ⁻	Kālija	/	nitrāts
		Kālija nitrāts		

Skābju atlikumu jonu nosaukumi

Skābe		Skābes atlikuma jons	
nosaukums	formula	nosaukums	apzīmējums
Fluorūdeņražskābe	HF	fluorīdjons	F ⁻
Hlorūdeņražskābe (sālsskābe)	HCl	hlorīdjons	Cl ⁻
Hlorskābe	HClO ₃	hlorātjons	ClO ₃ ⁻
Bromūdeņražskābe	HBr	bromīdjons	Br ⁻
Jodūdeņražskābe	HI	jodīdjons	I ⁻
Sērūdeņražskābe	H ₂ S	hidrogēnsulfidjons	HS ⁻
Sērpaskābe	H ₂ SO ₃	sulfīdjons hidrogēnsulfitjons	S ²⁻ HSO ₃ ⁻
Sērskābe	H ₂ SO ₄	sulfītjons hidrogēnsulfātjons sulfātjons	SO ₃ ²⁻ HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻

Skābe		Skābes atlikuma jons	
nosaukums	formula	nosaukums	apzīmējums
Slāpekļpaskābe Slāpekļskābe Fosforskābe	HNO ₂ HNO ₃ H ₃ PO ₄	nitritjons nitrātsjons dihidrogēnfosfātjons hidrogēnfosfātjons	NO ₂ ⁻ NO ₃ ⁻ H ₂ PO ₄ ⁻
Ogļskābe	H ₂ CO ₃	fosfātsjons hidrogēnkarbonātsjons karbonātsjons	HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻ HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻

Skābekli nesaturošo skābju atlikumu jonu nosaukumus atvasina ar piedēkli -īd. Ja skābekli saturošajās skābēs ir minimālais skābekļa atomu skaits, tad šo skābju atlikumu jonu nosaukumus atvasina ar piedēkli -īt; turpretī, ja tajās ir maksimālais skābekļa atomu skaits, tad šo skābju atlikumu jonu nosaukumus atvasina ar piedēkli -āt.

- Hlorīdjons — sālsskābes HCl atlikuma jons.
- Sulfīdjons — sērskābes H₂SO₃ atlikuma jons.
- Sulfātsjons — sērskābes H₂SO₄ atlikuma jons.

Komplekso savienojumu nosaukumi

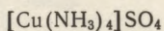
Komplekso savienojumu nosaukumus veido no tajos ietilpstošo katjonu un anjonu nosaukumiem. Pirmo norāda katjona nosaukumu, tad seko anjona nosaukums. Ķīmiskajās formulās kompleksos jonus raksta kvadrātiekvās.

Komplekso jonu nosaukumus atvasina šādā secībā:

- ligandu skaits ar grieķu valodas skaitļu vārdiem;
- liganda nosaukums (ligandu — anjonu nosaukumus atvasina ar galotni -o; neitrālo ligandu nosaukumiem nav noteiktās galotnes);
- centrālā jona nosaukums (katjona nosaukumu lieto ģenitīvā; anjona nosaukumu atvasina ar izskaņu -āts);
- centrālā jona oksidēšanas pakāpe, ko norāda ar romiešu ciparu iekavās.

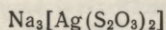
Pārskatāmības labad komplekso jonu atsevišķas sastāvdaļas ievieto apaļajās iekavās un kvadrātiekvās.

■ Kompleksais savienojums, kurā ir komplekss katjons:



Komplekss katjons				Anjons
ligandu skaits	liganda nosaukums	centrālā jona nosaukums	centrālā jona oksidēšanas pakāpe	Anjona nosaukums
Tetr	amīn	vara	(II)	sulfāts
Tetramīnvara (II) sulfāts				

■ Kompleksais savienojums, kurā ir komplekss anjons:



Katjons	Komplekss anjons			
katjona nosaukums	ligandu skaits	liganda nosaukums	centrālā jona nosaukums	centrālā jona oksidēšanas pakāpe
Nātrija	di	tiosulfāto	argentāts	(I)
Nātrija ditiosulfātoargentāts (I)				

Dažu svarīgāko ligandu nosaukumi:

H_2O — akva

OH^- — hidroksa

CN^- — ciano

NH_3 — amīn*

NO_2 — nitrito

SO_4^{2-} — sulfāto

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ — tiosulfāto

F^- — fluoro

Cl^- — hlora

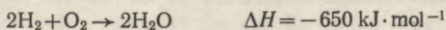
* Ja ligands ir amonjaks, tad pretēji citu ligandu nosaukumiem amonjaka nosaukumam amīn galotni -o nepievieno.

➔ 5.3.

5. 3. Ūdeņradis un ķīmisko elementu periodiskās sistēmas pirmās grupas galvenā apakšgrupa

Ūdeņradis

Ķīmiskais simbols: **H**; ķīmiskā formula: **H₂**. Ūdeņradis ir bezkrāsaina gāze bez smakas; tam ir vismazākais blīvums ($\rho = 0,089 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$) salīdzinājumā ar visām pārējām gāzēm; stipri atdziestojot, tas pārvēršas bezkrāsainā šķidrumā, kas savukārt var pārvērsties cietā masā, ja temperatūru turpina pazemināt; ūdeņradis slikti šķīst ūdenī. Ūdeņradis viegli reaģē ar skābekli, sadegot tajā ar zilganu liesmu un izdalot lielu siltuma daudzumu:



Ūdeņraža un skābekļa maisījums (sprāgstošā gāze) reaģē, ja to sakarsē, bet ūdeņraža un hlora maisījums (hlora sprāgstošā gāze) jau eksplodē saules gaismas iedarbībā. Ūdeņradis ir labs reducētājs.

↑ Ūdeņraža jonu pierādīšana (sk. 249. lpp.). Izmantošana (sk. 272. lpp.).

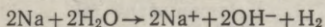
Pirmās grupas galvenās apakšgrupas elementi (sārnu metāli)

Elements Simbols	Litijs Li	Nātrijs Na	Kālijs K	Rubī- dijs Rb	Cēzijs Cs
Relatīvā atommasa	6,94	22,99	39,10	85,47	132,91
Blīvums ρ ($\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$)	0,53	0,97	0,86	1,52	1,87
Kušanas temperatūra t_k ($^{\circ}\text{C}$)	179	97,8	63,5	39	28,5

Elements Simbols	Litijs Li	Nātrijs Na	Kālijs K	Rubi- dijs Rb	Cēzijs Cs
Viršanas tempera- tūra t_v (°C)	1340	883	760	696	708
Aktivitāte reakcijā ar skābekli	pieaug →				
Bāzes	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
Oksīdu bāziskās īpašības	pieaug →				
Elektronegativitāte	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7
Vērtība (oksidēšanas pakāpe) attiecībā pret skābekli	I (+1)	I (+1)	I (+1)	I (+1)	I (+1)
Vērtība (oksidēšanas pakāpe) attiecībā pret ūdeņradi	I (+1)	I (+1)	I (+1)	I (+1)	I (+1)

Nātrijs

Ķīmiskais simbols: **Na**. Nātrijs ir sudrabbalts, ļoti mīksts metāls. Tas aktīvi reaģē ar skābekli, tāpēc gaisā ļoti strauji oksidējas. Nātriju uzglabā petrolejā vai parafīnēļā. Nātrijs aktīvi reaģē ar ūdeni, izdalot ūdeņradi un veidojot nātrija hidroksīdu:



Nātrija hidroksīds (kodīgais nātrijs)

Ķīmiskā formula: **NaOH**. Nātrija hidroksīds ir balta, kristāliska viela, kas gaisa klātbūtnē izplūst; stipra bāze, labi šķīst ūdenī, izdalot daudz siltuma. Nātrija hidroksīdu un tā šķīdumu ūdenī sauc arī par nātrija sārmu, uzglabā plastmasas traukos.

⚠ Izmantošana (sk. 271. lpp.).

➔ 5.3.

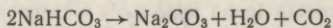
Nātrija karbonāts (soda)

Ķīmiskā formula: Na_2CO_3 . Nātrija karbonāts veido bezkrāsainus, caurspīdīgus kristālus, bet, zaudējot kristalizācijas ūdeni, tas pārvēršas baltā pulverveida vielā. Nātrija karbonāts labi šķīst ūdenī. Hidrolīzes rezultātā šim šķīdumam ir bāziska reakcija.

↗ Izmantošana (sk. 272. lpp.).

Nātrija hidroģēnkarbonāts (dzeramā soda)

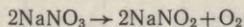
Ķīmiskā formula: NaHCO_3 . Nātrija hidroģēnkarbonāts ir balta, kristāliska, pulverveida viela, kas karsējot sadalās:



Nātrija hidroģēnkarbonāta šķīdība ūdenī nedaudz mazāka par nātrija karbonāta šķīdību. Hidrolīzes rezultātā nātrija hidroģēnkarbonāta šķīdumam ūdenī ir bāziska reakcija.

Nātrija nitrāts (nātrija salpētris)

Ķīmiskā formula: NaNO_3 . Nātrija nitrāts ir bezkrāsaina, kristāliska viela, kas gaisā izplūst; labi šķīst ūdenī. Karsējot nātrija nitrāts sadalās, veidojot skābekli un nātrija nitrītu:



Nātrija hlorīds (vārāmais sāls)

Ķīmiskā formula: NaCl . Nātrija hlorīds veido bezkrāsainus, kubiskus kristālus, kas sašķeļas pa kuba skaldnēm; labi šķīst ūdenī, pie tam šķīdība ūdenī gandrīz nav atkarīga no temperatūras.

↗ Vielas struktūra (sk. 37. lpp.). Izmantošana (sk. 252. lpp.).

Kālijs

Ķīmiskais simbols: **K**. Kālijs ir sudrabbalts, mīksts metāls, kas enerģiski reaģē ar skābekli, tāpēc gaisā ļoti strauji oksidējas; to uzglabā petrolejā. Kālijs ļoti strauji reaģē ar ūdeni, veidojot kālija hidroksīdu un izdalot ūdeņradi, kas pats no sevis aizdegas.

Kālija hidroksīds (kodīgais kālijs)

Ķīmiskā formula: KOH . Kālija hidroksīds ir balta, kristāliska viela, kas gaisā izplūst; ļoti kodīga viela. Kālija hidroksīds labi šķīst ūdenī, izdalot daudz siltuma. Tā šķīdumu ūdenī sauc arī par kālija sārmu. Kālija hidroksīdu uzglabā plastmasas traukos.

Kālija karbonāts (potaša)

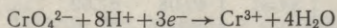
Ķīmiskā formula: K_2CO_3 . Kālija karbonāts ir balta pulverveida viela, kas labi šķīst ūdenī; hidrolīzes rezultātā šim šķīdumam ir bāziska reakcija.

Kālija nitrāts (kālija salpetris)

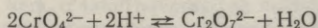
Ķīmiskā formula: KNO_3 . Kālija nitrāts veido bezkrāsainus kristālus vai kristālisku pulveri; tas labi šķīst ūdenī. Ķarsējot kālija nitrāts viegli sadalās, veidojot skābekli un kālija nitrītu. Kālija nitrāts maisījumā ar viegli uzliesmojošām vielām ir eksplozīvs.

Kālija hromāts

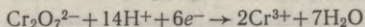
Ķīmiskā formula: K_2CrO_4 . Kālija hromāts ir dzeltena, kristāliska viela, kas labi šķīst ūdenī. Kālija hromāta ūdens šķīdumam skābā vidē ir spēcīgas oksidējošas īpašības.



Paskābinot kālija hromāta šķīdumu, tā dzeltenā krāsa pārvēršas oranžā, jo veidojas dihromātjoni:

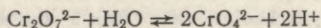
**Kālija dihromāts**

Ķīmiskā formula: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Kālija dihromāts ir oranža, kristāliska viela, kas labi šķīst ūdenī. Kālija dihromāta šķīdumam skābā vidē ir spēcīgas oksidējošas īpašības:



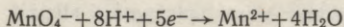
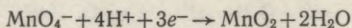
➔ 5.4.

Kālija dihromāta ūdens šķīdumam ir skāba reakcija, jo daļa dihromātjonu veido hromātjonus:



Kālija permanganāts

Ķīmiskā formula: KMnO_4 . Kālija permanganāts ir tumši violeta, kristāliska viela ar metālisku spīdumu. Tas labi šķīst ūdenī, veidojot intensīvas violetas krāsas šķīdumu. Kālija permanganāts ir spēcīgs oksidētājs, kas neitrālā, vāji bāziskā vai vāji skābā šķīdumā reducējas par mangāna(IV) oksīdu, bet stipri skābā vidē — līdz mangāna(II) sālim:



5. 4. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas otrās grupas galvenā apakšgrupa

Otrās grupas galvenās apakšgrupas elementi (sārmzemju metāli)

Elements Simbols	Berilijs Be	Magnijs Mg	Kalcijs Ca	Stroncijs Sr	Bārijs Ba
Relatīvā atommasa	9,01	24,31	40,08	87,62	137,34
Blīvums ρ ($\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$)	1,86	1,74	1,54	2,60	3,65
Kušanas tem- peratūra t_k ($^{\circ}\text{C}$)	1285	650	845	757	710
Viršanas tem- peratūra t_v ($^{\circ}\text{C}$)	2970	1120	1439	1366	1696

Tabulas turpinājums

Elements Simbols	Berilijs Be	Magnijs Mg	Kalcijs Ca	Stroncijs Sr	Bārijs Ba
Aktivitāte reakcijā ar skābekli	pieaug →				
Bāzes	Be(OH) ₂	Mg(OH) ₂	Ca(OH) ₂	Sr(OH) ₂	Ba(OH) ₂
Oksīdu bāziskās īpašības	pieaug →				
Elektronegativitāte	1,5	1,2	1,0	1,0	0,9
Vērtība (oksidēšanas pakāpe) attiecībā pret skābekli	II (+2)	II (+2)	II (+2)	II (+2)	II (+2)
Vērtība (oksidēšanas pakāpe) attiecībā pret ūdeņradi	II (+2)	II (+2)	II (+2)	II (+2)	II (+2)

Magnijs

Simbols: **Mg**. Magnijs ir sudrabbalts, spīdīgs metāls, kas sausā gaisā gandrīz nemaz nemainās; sadeg ar baltu, ļoti spožu liesmu, pārvēršoties par magnija oksīdu. Magnijs reaģē ar skābēm, izdalot ūdeņradi un veidojot sāļus.

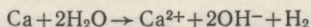
Magnija oksīds

Ķīmiskā formula: **MgO**. Magnija oksīds ir balta, ļoti irdena pulverveida viela, kas lēni reaģē ar ūdeni, veidojot magnija hidroksīdu. Magnija oksīds ķīmiski saista no gaisa ūdeni (mitrumu) un oglekļa dioksīdu.

➔ 5.4.

Kalcijs

Ķīmiskais simbols: **Ca**. Kalcijs ir sudrabbalts, samērā mīksts metāls. Tas aktīvi reaģē ar skābekli, tāpēc gaisā ātri oksidējas. Kalciju uzglabā petrolejā vai parafinēļā. Ar ūdeni kalcijs reaģē straujāk nekā magnijs, bet lēnāk nekā sārmu metāli:



Kalcija oksīds (dedzinātie kaļķi)

Ķīmiskā formula: **CaO**. Kalcija oksīds ir balta pulverveida vai gabalveida viela; tas reaģē ar ūdeni, izdalot daudz siltuma un veidojot kalcija hidroksīdu.

↗ Iegūšana (sk. 263. lpp.). Izmantošana (sk. 271. lpp.).

Kalcija hidroksīds (dzēstie kaļķi)

Ķīmiskā formula: **Ca(OH)₂**. Kalcija hidroksīds ir balta, kodīga pulverveida viela, kas šķīst ūdenī. Tā ūdens šķīdumu sauc par kaļķūdeni, bet uzduļķojumu ūdenī — par kaļķu pienu.

↗ Iegūšana (sk. 264. lpp.).

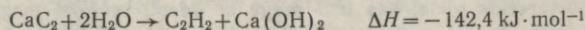
Kalcija karbonāts

Ķīmiskā formula: **CaCO₃**. Kalcija karbonāts ir balta pulverveida viela, kas slikti šķīst ūdenī. Kalcija karbonāts karsējot sadalās (kaļķu dedzināšana).

↗ Izmantošana (sk. 254. lpp.).

Kalcija karbīds

Ķīmiskā formula: **CaC₂**. Tīrs kalcija karbīds ir bezkrāsaina, kristāliska viela; tas ļoti strauji reaģē ar ūdeni, izdaloties liellam siltuma daudzumam. Reakcijā veidojas etīns (acetilēns):



↗ Iegūšana (sk. 267. lpp.). Izmantošana (sk. 277. lpp.).

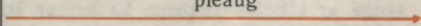
Kalcija sulfāts

Ķīmiskā formula: CaSO_4 (satur kristalizācijas ūdeni). Kalcija sulfāts ir balta, kristāliska pulverveida viela, kas slikti šķīst ūdenī. Uzmanīgi karsējot, kalcija sulfāta kristālhidrāts pārvēršas par dedzināto ģipsi; reaģējot ar ūdeni, tas sacietē, palielinoties tilpumam. Ja ģipsi karsē līdz $500 \dots 600^\circ\text{C}$ temperatūrā, tas pilnīgi zaudē kristalizācijas ūdeni, veidojot bezūdens ģipsi, kas ar ūdeni vairs nereaģē un nesacietē.

↗ Izmantošana (sk. 252. lpp.).

5. 5. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas trešās grupas galvenā apakšgrupa

Trešās grupas galvenās apakšgrupas elementi (bora apakšgrupas elementi)

Elements Simbols	Bors B	Alumīnijs Al	Gallijs Ga	Indijs In	Tallijs Tl
Relatīvā atommasa	10,81	26,98	69,72	114,82	204,37
Blīvums ρ ($\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$)	2,34	2,70	5,91	7,31	11,83
Kušanas temperatūra t_k ($^\circ\text{C}$)	2400	660	29,8	156	303
Viršanas temperatūra t_v ($^\circ\text{C}$)	2550	2500	2000	2300	1457
Oksīds	B_2O_3	Al_2O_3	Ga_2O_3	In_2O_3	Tl_2O_3
Oksīdu bāziskās īpašības	pieaug 				

Elements Simbols	Bors B	Alumīnijs Al	Gallijs Ga	Indijs In	Tallijs Tl
Elektronegativitāte	1,0	1,5	1,6	1,7	1,8
Augstākā vērtība (oksidēšanas pakāpe) attiecībā pret skābekli	III (+3)	III (+3)	III (+3)	III (+3)	III (+3)
Vērtība (oksidēšanas pakāpe) attiecībā pret ūdeņradi	III (+3)	III (+3)	III (+3)	III (+3)	III (+3)

Alumīnijs

Ķīmiskais simbols: **Al**. Alumīnijs ir sudrabbalts, plastisks, samērā mīksts metāls, kas labi vada elektrisko strāvu. Tas gaisā oksidējas, un oksīda kārtiņa to aizsargā no tālākas oksidēšanās. No oksīda kārtiņas atbrīvots alumīnijs reaģē ar stiprām skābēm, kā arī ar stiprām bāzēm, veidojot sāļus (amfoteritāte).
 ↗ Iegūšana (sk. 259. lpp.). Izmantošana (sk. 274. lpp.).

Alumīnija oksīds

Ķīmiskā formula: **Al₂O₃**. Alumīnija oksīds ir balta pulverveida viela, kas slikti šķīst ūdenī. Tas reaģē ar stiprām skābēm, kā arī ar stiprām bāzēm, veidojot sāļus (amfoteritāte). Alumīnija oksīds kristāliskā stāvoklī ar skābēm nereaģē.

Alumīnija hidroksīds

Ķīmiskā formula: **Al(OH)₃**. No šķīdumiem alumīnija hidroksīds izdalās kā receklveida nogulsnes, kas ieņem lielu tilpumu. Tas reaģē ar stiprām skābēm, kā arī ar stiprām bāzēm, veidojot sāļus (amfoteritāte).

5. 6. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas ceturtais grupas galvenā apakšgrupa

Ceturtais grupas galvenās apakšgrupas elementi
(oglekļa apakšgrupas elementi)

Elements Simbols	Ogleklis C	Silīcijs Si	Germā- nijs Ge	Alva Sn	Svins Pb
Relatīvā atommasa	12,01	28,09	72,59	118,69	207,19
Blīvums ρ ($\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$)	Dimants 3,51 Grafiits 2,25	2,33	5,35	7,28	11,34
Kušanas tem- peratūra t_k ($^{\circ}\text{C}$)	Dimants 3540 Grafiits 3800	1413	958	232	327
Viršanas tem- peratūra t_v ($^{\circ}\text{C}$)	4347	2630	2700	2350	1750
Dioksīds	CO_2	SiO_2	GeO_2	SnO_2	PbO_2
Oksīdu skābās īpašības	← pieaug →				
Elektronega- tivitāte	2,5	1,8	1,8	1,8	1,8
Augstākā vēr- tība (oksidē- šanas pakāpe) attiecībā pret skābekli	IV (+4)	IV (+4)	IV (+4)	IV (+4)	IV (+4)
Vērtība (oksi- dēšanas pa- kāpe) attie- cībā pret ūdeņradi	IV (+4)	IV (+4)	IV (+4)	IV (+4)	IV (+4)

➔ 5.6.

Ogleklis

Ķīmiskais simbols: **C**. Oglekļa modifikācijas ir dimants un grafīts.

Dimants ir veidots no bezkrāsainiem līdz tumšiem, spīdīgiem kristāliem ar ļoti lielu gaismas laušanas spēju. Tā ir viscietākā no dabā sastopamajām vielām, taču trausla. Dimants ir izturīgs pret skābju un bāzu iedarbību; deg tīrā skābeklī, veidojot oglekļa dioksīdu.

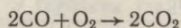
Grafīts ir pelēka, pēc taustes taukaina, zvīņveida viela. Tas ir ļoti mīksts un vieglī ziežas. Grafīts labi vada siltumu un elektrisko strāvu, tam ir liela izturība pret augstas temperatūras un daudzu ķīmisko reaģentu iedarbību. Grafīts deg tīrā skābeklī, veidojot oglekļa dioksīdu.

Ja nepietiekamā gaisa daudzumā sadedzina vielas, kas satur daudz oglekļa, tad izdalās kvēpi (mikroskopiski mazi grafīta kristāliņi).

↗ Struktūra (sk. 36. lpp.).

Oglekļa monoksīds [oglekļa(II) oksīds]

Ķīmiskā formula: **CO**. Oglekļa monoksīds ir bezkrāsaina gāze bez smakas. Tā blīvums ($\rho=1,25 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$) ir nedaudz mazāks par gaisa blīvumu. Oglekļa monoksīds slikti šķīst ūdenī. Ieelpojot tas ir ļoti indīgs. Oglekļa monoksīdam sadegot, veidojas oglekļa dioksīds:



↗ Iegūšana (sk. 265. lpp.). Izmantošana (sk. 280. lpp.).

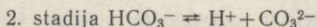
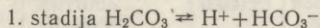
Oglekļa dioksīds [oglekļa(IV) oksīds]

Ķīmiskā formula: **CO₂**. Oglekļa dioksīds ir bezkrāsaina gāze bez smakas. Tā blīvums ($\rho=1,977 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$) ir lielāks par gaisa blīvumu. Oglekļa dioksīds ir nedegošs, kā arī neuztur degšanu un ir smacējošs. Tas šķīst ūdenī un daļēji reaģē ar to, veidojot ogļskābi. Paaugstinātā spiedienā šī gāze pārvēršas bezkrāsainā šķidrumā. Šķidro oglekļa dioksīdu stipri atdzesējot, iegūst cietu masu (sauso ledu). Oglekļa dioksīdu var reducēt ar oglekli, iegūstot oglekļa monoksīdu.

↗ Pierādīšana (sk. 248. lpp.).

Ogļskābe

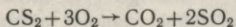
Ķīmiskā formula: H_2CO_3 . Ogļskābe pastāv tikai ūdens šķīdumā. Tā ir vāja skābe, kas viegli sadalās. Ogļskābe disociē divās stadijās:



Ogļskābe veido sāļus — **karbonātus**, no kuriem to var izdalīt ar mazāk gaistošām skābēm. Tā karsējot sadalās.

Oglekļa disulfīds (sērogleklis)

Ķīmiskā formula: CS_2 . Oglekļa disulfīds ir bezkrāsains šķidrums ar lielu gaismas laušanas spēju. Tīram sērogleklam ir aromātiska smarža, bet, uzglabājot šo vielu gaismā, tā iegūst ārkārtīgi nepatīkamu smaku. Oglekļa disulfīds ir stipra inde (neiroparalītiska inde). Tas strauji iztvaiko (viršanas temperatūra $t_v = 46^\circ\text{C}$) un ir ugunsnedrošs. Tas slikti šķīst ūdenī, bet labi sajaucas gandrīz ar visiem organiskajiem šķīdinātājiem. Oglekļa disulfīds deg, izdalot siltumu:



Oglekļa disulfīda un gaisa maisījums ir eksplozīvs.

Silīcijs

Ķīmiskais simbols: **Si**. Silīcijs ir brūna pulverveida vai tumši pelēka, ļoti cieta, kristāliska viela; abas šīs formas tomēr nav silīcija alotropiskās modifikācijas. Ar citiem elementiem silīcijs reaģē tikai augstās temperatūrās. Tas ir izturīgs pret skābju iedarbību, taču reaģē ar stiprām bāzēm, veidojot silikātus un izdalot ūdeņradi.

Silīcija dioksīds

Ķīmiskā formula: SiO_2 . Silīcija dioksīds ir baltā, kristāliska viela. Tas sastopams arī labi izveidotu, bezkrāsainu kristālu veidā (kalnu kristāli). Silīcija dioksīdam ir liela cietība, un

➔ 5.7.

tas ir ķīmiskā ziņā izturīgs pret gandrīz visu skābju iedarbību. Silīcija dioksīds reaģē ar sārmu metālu hidroksīdiem, veidojot silikātus un ūdeni.

↗ Izmantošana (sk. 254. lpp.).

Alva

Ķīmiskais simbols: **Sn**. Alva ir sudrabbalts, spīdīgs, samērā mīksts, stipri plastisks metāls. To locot, dzirdama čirkstoša skaņa (alvas kliedziens). Istabas temperatūrā alva ir izturīga pret gaisa un ūdens iedarbību, bet, stipri karsējot, tā sadeg ar spožu liesmu, veidojot alvas(IV) oksīdu SnO_2 . Alva reaģē ar stipru skābju atšķaidītiem šķīdumiem, veidojot sāļus un izdalot ūdeņradi. Paaugstinātā temperatūrā tā reaģē arī ar sārmu šķīdumiem, veidojot sāļus — stannātus un ūdeņradi.

↗ Izmantošana (sk. 274. lpp.).

Svins

Ķīmiskais simbols: **Pb**. Svins ir zilganbalts, spīdīgs metāls, kas gaisā oksidējas un kļūst pelēks. Tam ir samērā maza cietība, bet liels plastiskums. Ja svinu karsē, tas gaisa klātbūtnē oksidējas par svina(II) oksīdu. Svins ir izturīgs pret sērskābes iedarbību, taču tas reaģē ar slāpekļskābi, veidojot svina(II) nitrātu.


↗ Svina jonu pierādīšana (sk. 247. lpp.). Izmantošana (sk. 275. lpp.).

5. 7. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas piektās grupas galvenā apakšgrupa

Piektās grupas galvenās apakšgrupas elementi (slāpekļa apakšgrupas elementi)

Elements Simbols	Slāpeklis N	Fosfors P	Arsēns As	Antimons Sb	Bismuts Bi
Relatīvā atommasa	14,007	30,97	74,92	121,75	208,98

Tabulas turpinājums

Elements Simbols	Slāpeklis N	Fosfors P	Arsēns As	Antimons Sb	Bismuts Bi
Blīvums ($\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$)	0,00125	Baltais 1,82 Sarkanais 2,36	Pelēkais 5,72 Dzelte- nais 1,97	Pelēkais 6,69 Dzelte- nais (nav. apr.)	9,80
Kušanas tem- peratūra t_k ($^{\circ}\text{C}$)	-210	Baltais 44,1 Sarkanais 590	Pelēkais 817 ($p=3,64$ MPa)	Pelēkais 630	271
Viršanas tem- peratūra t_v ($^{\circ}\text{C}$)	-195,8	Baltais 280 Sarkanais subli- mējas 416	Pelēkais subli- mējas 633	Pelēkais 1635	1560
Pentoksīds	N_2O_5 stipri skābs	P_2O_5 skābs	As_2O_5 skābs	Sb_2O_5 vāji skābs	Bi_2O_5 bāzisks
Skābe	HNO_3	H_3PO_4	H_3AsO_4	—	—
Oksīdu skābās īpašības	pieaug 				
Elektronega- tivitāte	3,0	2,1	2,0	1,9	1,9
Oksidēšanas pakāpe savie- ņojumos	+5 +4 +3 -3 +2 -2 +1 -1	+5 +4 +3 -3 -2 +1	+5 +3 -3	+5 +3 -3	+5 +3 -3

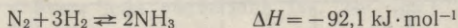
→ 5.7.

Tabulas turpinājums

Elements Simbols	Slāpeklis N	Fosfors P	Arsēns As	Antimons Sb	Bismuts Bi
Vērtība attiecībā pret ūdeņradi	III	III	III	III	III
Augstākā vērtība attiecībā pret skābekli	V	V	V	V	V

Slāpeklis

Ķīmiskais simbols: N, tā molekulas formula: N₂. Slāpeklis ir bezkrāsaina gāze, bez smakas. Tā blīvums ($\rho = 1,251 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$) ir nedaudz mazāks par gaisa blīvumu. Slāpeklis nedeg un neuztur degšanu; tas slikti šķīst ūdenī. Pazeminot temperatūru un paaugstinot spiedienu, slāpeklis sašķidrinās. Normālos apstākļos slāpeklis ir ķīmiskā ziņā inerts, taču paaugstinātā spiedienā un temperatūrā tas reaģē ar ūdeņradi un veido amonjaku:

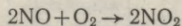


Slāpeklis oksidējas ļoti augstā temperatūrā.

↗ Gaiss (sk. 256. lpp.).

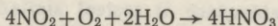
Slāpekļa monoksīds (slāpekļa(II) oksīds)

Ķīmiskā formula: NO. Slāpekļa monoksīds ir bezkrāsaina gāze, kas likti šķīst ūdenī; ļoti indīgs (smacējoša inde), Slāpekļa monoksīds nedeg, kā arī neuztur degšanu. Gaisā tas strauji reaģē ar skābekli, veidojot slāpekļa dioksīdu:



Slāpekļa dioksīds (slāpekļa[IV] oksīds)

Ķīmiskā formula: NO_2 . Slāpekļa dioksīds ir sarkanbrūna gāze. Reaģējot ar skābekli un ūdeni, tas veido slāpekļskābi:



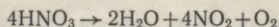
Slāpekļa dioksīds ir ļoti indīgs (smačējoša inde). Slāpekļa dioksīds šķīst koncentrētā slāpekļskābē (sarkanā, kūpošā slāpekļskābē).

Slāpekļskābe

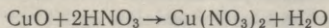
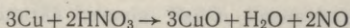
Ķīmiskā formula: HNO_3 .

Atšķaidīta slāpekļskābe ir bezkrāsains šķidrums bez smakas. Tā reaģē ar gandrīz visiem metāliem (izņēmums ir cēlmetāli). Šajās reakcijās izdalās ūdeņradis, veidojas sāļi — **nitrāti**.
 † Nitrātjonu noteikšana (sk. 249. lpp.).

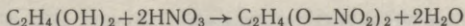
Koncentrēta slāpekļskābe ir bezkrāsains šķidrums, kas gaismā sadalās jau istabas temperatūrā:



Slāpekļa dioksīds, kas rodas šajā reakcijā, šķīst slāpekļskābē un piešķir tai dzeltenu līdz sarkanu krāsu. Koncentrēta slāpekļskābe ir spēcīgs oksidētājs; viegli degošas vielas, saskaroties ar koncentrētu slāpekļskābi, var uzliesmot. Oksidējošās iedarbības dēļ slāpekļskābe reaģē arī ar neaktīviem metāliem, veidojot sāļus:



Koncentrēta slāpekļskābe reaģē ar olbaltumvielām; rodas vielas dzeltenā krāsā (ksantoproteīna reakcija). Ar spirtiem koncentrēta slāpekļskābe veido slāpekļskābes esterus:

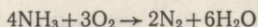


† Izmantošana (sk. 272. lpp.).

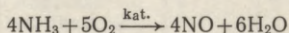
➔ 5.7.

Amonjaks

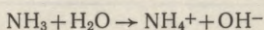
Ķīmiskā formula: NH_3 . Amonjaks ir bezkrāsaina gāze ar asu smaku; tas deg skābeklī:



Katalizatora klātbūtnē amonjaks oksidējas par slāpekļa monoksīdu un ūdeni:



Amonjaks ļoti labi šķīst ūdenī un daļēji ar to reaģē:



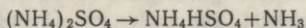
Amonjaka šķīdumu ūdenī sauc par **amonjaka ūdeni**.

Amonjaks, kā arī amonjaka ūdens reaģē ar skābēm, veidojot sāļus (amonija sāļus).

↗ Iegūšana (sk. 262. lpp.). Izmantošana (sk. 271. lpp.). Pierādīšana (sk. 249. lpp.).

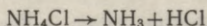
Amonija sulfāts

Ķīmiskā formula: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Amonija sulfāts veido bezkrāsainus kristālus. Tas labi šķīst ūdenī. Karsējot amonija sulfāts sadalās par amonija hidrogēnsulfātu un amonjaku:

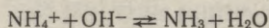


Amonija hlorīds (salmiaks)

Ķīmiskā formula: NH_4Cl . Amonija hlorīds ir balta, kristāliska viela, kas labi šķīst ūdenī. Tas karsējot sadalās:



Amonija hlorīds reaģē ar mazāk gaistošām bāzēm, izdalot brīvu amonjaku:



↗ Amonija jonu pierādīšana (sk. 249. lpp.).

Fosfors

Ķīmiskais simbols: **P**. Fosfora modifikācijas ir baltais fosfors un sarkanais fosfors.

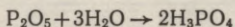
Baltais fosfors ir vaskveida viela, kas slikti šķīst ūdenī, bet labi šķīst oglekļa disulfīdā (sērogleklī). Baltais fosfors enerģiski reaģē ar skābekli; pats no sevis aizdegas 50°C temperatūrā. Sasmalcināts pulvera veidā, tas aizdegas jau istabas temperatūrā. Gaisā baltais fosfors veido baltus dūmus (difosfora pentoksīdu). Tumsā tas spīd. Baltais fosfors ir ļoti indīga, kodīga viela. Gaismā baltais fosfors lēnām pārvēršas sarkanajā fosforā. Balto fosforu uzglabā tumsā zem ūdens.

Sarkanais fosfors ir tumši sarkans pulveris, kas slikti šķīst ūdenī un oglekļa disulfīdā. Tas ir ķīmiskā ziņā mazāk aktīvs nekā baltais fosfors un aizdegas tikai tad, ja temperatūra augstāka par 400°C. Sarkanais fosfors tumsā nespīd. Tas ir indīgs, jo bieži satur baltā fosfora piemaisījumus.

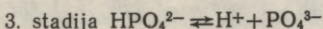
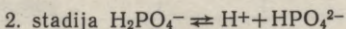
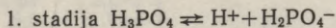
↗ Modifikācijas (sk. 36. lpp.).

Difosfora pentoksīds (fosfora[V] oksīds)

Ķīmiskā formula: **P₂O₅**. Difosfora pentoksīds ir balts, irdens pulveris, kas enerģiski (ar šņākoņu) reaģē ar ūdeni, veidojot fosforskābi:

**Fosforskābe**

Ķīmiskā formula: **H₃PO₄**. Fosforskābe ir bezkrāsains šķidrums bez smakas. Atkarībā no koncentrācijas tā var būt šķidra, sīrupveidīga vai cieta. Fosforskābe ir vidēji stipra skābe, kas disociē šādi:



Fosforskābe veido sāļus — **fosfātus**.

➔ 5.8.

Arsēns

Ķīmiskais simbols: **As**. Tā modifikācijas ir dzeltenais nemetāliskais arsēns un pelēkais metāliskais arsēns.

Dzeltenais arsēns ir kristāliska, indīga viela ar ķiploku smaku. Tas labi šķīst oglekļa disulfīdā (sērogleklī). Dzeltenais arsēns ir nestabila viela, jo sildot vai arī gaismā tas pārvēršas pelēkajā modifikācijā.

Pelēkais arsēns ir kristāliska, slāņaina, ļoti trausla viela, kas vada elektrisko strāvu. Sausā gaisā tas ir stabils, bet mitrā gaisā oksidējas par arsēna trioksīdu.

Bismuts

Ķīmiskais simbols: **Bi**. Bismuts ir sārti balts, spožs, trausls metāls ar mazu cietību. Karsējot tas gaisa klātbūtnē oksidējas par bismuta (III) oksīdu.

5. 8. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas sestās grupas galvenā apakšgrupa

Sestās grupas galvenās apakšgrupas elementi (halkogēni)

Elements Simbols	Skābeklis O	Sērs S	Selēns Se	Telūrs Te
Relatīvā atommasa	15,999	32,06	78,96	127,60
Blīvums ρ ($\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$)	0,0014	rombiskais 2,06	metāliskais 4,82 nemetāliskais 4,47	metāliskais 6,25 nemetāliskais 6,0
Kušanas temperatūra t_k ($^{\circ}\text{C}$)	-219	rombiskais 113	220	452

Tabulas turpinājums

Elements Simbols	Skābeklis O	Sērs S	Selēns Se	Telūrs Te
Viršanas temperatūra t_v (°C)	-183	445	685	1390
Dioksīds	—	SO ₂	SeO ₂	TeO ₂
Skābe	—	H ₂ SO ₃	H ₂ SeO ₃	H ₂ TeO ₃
Trioksīds	—	SO ₃	SeO ₃	TeO ₃
Skābe	—	H ₂ SO ₄	H ₂ SeO ₄	H ₆ TeO ₆
Oksīdu skābās īpašības		← pieaug		
Elektronegativitāte	3,5	2,5	2,4	2,1
Oksidēšanas pakāpe savienojumos		+6 +4	+6 +4	+6 +4
	-2 -1	-2 -1	-2	-2
Augstākā vērtība attiecībā pret skābekli	—	VI	VI	VI
Vērtība attiecībā pret ūdeņradi	II	II	II	II

Skābeklis

Ķīmiskais simbols: O; molekulas formula: O₂. Skābeklis ir bezkrāsaina gāze bez smakas un garšas; tā blīvums ($\rho = 1,429 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$) ir nedaudz lielāks par gaisa blīvumu. Skābeklis

➔ 5.8.

slikti šķīst ūdenī, nedeg, taču tas uztur degšanu un reaģē ar degošo vielu (oksidēšanās).

↑ Oksidēšanās-reducēšanās reakcijas (sk. 76. lpp.). Gaiss (sk. 256. lpp.).

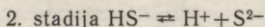
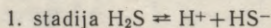
Sērs

Ķīmiskais simbols: **S**. Sērs ir cieta, trausla, dzeltena viela. Tā cietība ir neliela. Sērs ūdenī praktiski nešķīst, taču labi šķīst oglekļa disulfīdā (sērogleklī). Tas deg ar zilu liesmu, veidojot sēra dioksīdu. Paaugstinātā temperatūrā sērs savienojas ar metāliem, veidojot sulfīdus, bet, savienojoties ar ūdeņradi, tas veido sērūdeņradi.

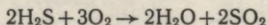
↑ Struktūra (sk. 38. lpp.). Izmantošana (sk. 272. lpp.).

Sērūdeņradis

Ķīmiskā formula: **H₂S**. Sērūdeņradis ir bezkrāsaina gāze ar ļoti nepatīkamu smaku. Tas ir indīgs (smacējoša inde). Sērūdeņradis šķīst ūdenī un nedaudz disociē jonus (sērūdeņražskābe):

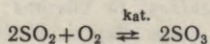


Sērūdeņradis reaģē ar smago metālu sāļu šķīdumiem, veidojot slikti šķīstošus sāļus — **sulfīdus**. Tas gaisā deg ar zilganu liesmu:

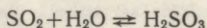


Sēra dioksīds (sēra[IV] oksīds)

Ķīmiskā formula: **SO₂**. Sēra dioksīds ir bezkrāsaina gāze ar asu smaku (blīvums $\rho = 2,926 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$). Tas ir indīgs (smacējoša inde). Sēra dioksīds nedeg un arī neuztur degšanu; tas reaģē ar skābekli, veidojot sēra trioksīdu:



Sēra dioksīds šķīst ūdenī, daļēji reaģējot ar to un veidojot sēr-
paskābi:



Sēra dioksīds reaģē ar metālu oksīdiem un hidroksīdiem, vei-
dojot sāļus.

↗ Iegūšana (sk. 261. lpp.).

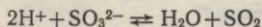
Sēra trioksīds (sēra[VI] oksīds)

Ķīmiskā formula: SO_3 . Sēra trioksīds sastopams bezkrāsainu, adātām līdzīgu kristālu veidā, kas kūst jau 17°C temperatūrā. Sēra trioksīds ļoti enerģiski reaģē ar ūdeni, veidojot sērskābi un izdalot lielu siltuma daudzumu. Gaisā tas veido biezu, baltu miglu, kas slikti šķīst ūdenī, lēni veidojot sērskābi.

↗ Iegūšana (sk. 262. lpp.).

Sērpaskābe

Ķīmiskā formula: H_2SO_3 . Sērpaskābe pastāv tikai ūdens šķī-
dumā; tā ir bezkrāsains šķidrums. Sērpaskābei ir sēra dioksī-
dam līdzīga, asa smaka. Tā ir vāja skābe, kas karsējot sa-
dalās:

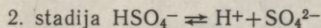
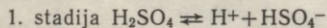


Sērpaskābe veido sāļus — **sulfītus**.

Sērskābe

Ķīmiskā formula: H_2SO_4 .

Atšķaidīta sērskābe ir bezkrāsains šķidrums bez smakas. Tā ir stipra skābe, kas disociē jonus:



Atšķaidīta sērskābe reaģē ar aktīviem un vidēji aktīviem me-
tāliem, izdalot ūdeņradi un veidojot sāļus — **sulfātus**.

Koncentrēta sērskābe ir bezkrāsains, eļļai līdzīgs šķidrums bez

→ 5.9.

smakas, tā ir stipri kodīga viela. Tās blīvums $\rho = 1,8 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Koncentrēta sērskābe sajaucas ar ūdeni, izdalot lielu siltuma daudzumu (*skābe jālej ūdenī!*). Koncentrētai sērskābei ir oksidējošas īpašības, tāpēc tā reagē arī ar neaktīvajiem metāliem, veidojot sāļus.

↑ Sulfātjonu pierādīšana (sk. 248. lpp.). Iegūšana (sk. 262. lpp.). Izmantošana (sk. 272. lpp.).

Selēns

Ķīmiskais simbols: **Se**. Tā modifikācijas ir pelēkais metāliskais selēns un sarkanais nemetāliskais selēns.



Pelēkais selēns ir melni pelēka, kristāliska viela, kas praktiski nešķīst oglekļa disulfidā (sērogleklī). Tam ir zema elektrovadītspēja, kas gaismas ietekmē pieaug (selēna fotoelements). **Sarkanais selēns** ir kristāliska vai amorfa viela sarkanā krāsā, tas šķīst oglekļa disulfidā. Ja to karsē temperatūrā, kas augstāka par 100°C , tas pārvēršas par pelēko selēnu.

5. 9. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas septītās grupas galvenā apakšgrupa

Septītās grupas galvenās apakšgrupas elementi (halogēni)

Elements Simbols	Fluors F	Hlors Cl	Broms Br	Jods I
Relatīvā atommasa	18,998	35,45	79,91	126,9
Blīvums ρ ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$)	1,51 (viršanas tempera- tūrā)	1,57 (viršanas tempera- tūrā)	3,14	4,94
Kušanas tempera- tūra t_k ($^\circ\text{C}$)	-220	-101	-7	114

Tabulas turpinājums

Elements Simbols	Fluors F	Hlors Cl	Broms Br	Jods I
Viršanas temperatūra t_v (°C)	-188	-34	59	185
Krāsa istabas temperatūrā	zaļgan-dzeltena	dzelten-zaļa	sarkan-brūna	zilgan-melna
Krāsa gāzveida stāvoklī	zaļgan-dzeltena	dzelten-zaļa	sarkan-brūna	violeta
Elektronegativitāte	4,0	3,0	2,8	2,5
Oksidēšanas pakāpe savienojumos		+7 +5 +4 +3 +1	+5	+7 +5 +4
		-1	+1 -1	+1 -1
Vērtība attiecībā pret ūdeņradi	I	I	I	I
Augstākā vērtība attiecībā pret skābekli	I	VII	V	VII
Aktivitāte reakcijās ar metāliem		pieaug 		
Aktivitāte reakcijā ar skābekli		pieaug 		

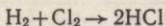
Hlors

Ķīmiskais simbols: Cl; ķīmiskā formula: Cl₂. Hlors ir dzeltenzaļa gāze ar asu smaku. Tā blīvums ($\rho=3,214 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$) ir lielāks par gaisa blīvumu. Hlors nedeg un arī neuztur degšanu*. Tas

* Apgalvojums, ka hlors neuztur degšanu, nav pilnīgi precīzs. Tā, piemēram, metāns deg hlorā. — *Red. piez.*

→ 5.9.

ir ļoti indīgs (smacējoša inde). Mitram hloram ir dezinficējoša un balinoša iedarbība. Hlors samērā labi šķīst ūdenī. Tas reaģē gandrīz ar visiem elementiem jau zemās temperatūrās, izdalot lielu siltuma daudzumu, kas bieži izpaužas uzliesmojumu veidā. Hlora un ūdeņraža maisījums saules gaismā reaģē ar sprādzienu (hlora sprāgstošā gāze), veidojot hlorūdeņradi:



↑ Izmantošana (sk. 271. lpp.).

Hlorūdeņradis

Ķīmiskā formula: **HCl**. Hlorūdeņradis ir bezkrāsaina gāze ar asu smaku. Tas ir indīgs (smacējoša inde). Hlorūdeņradis ļoti enerģiski saista ūdeni (mitrumu); tā rezultātā gaisā veidojas migla. Ūdens šķīdumā hlorūdeņradis disociē jonos un veido skābi — hlorūdeņražskābi jeb sālsskābi. Sālsskābe ir stipra skābe. Tā veido sāļus — **hlorīdus**.

↑ Hlorīdjonu pierādīšana (sk. 248. lpp.).

Broms

Ķīmiskais simbols: **Br**; ķīmiskā formula: **Br₂**. Broms ir tumšbrūns šķidrums, kas jau istabas temperatūrā veido sarkanbrūnus tvaikus ar ļoti nepatīkamu smaku. Broms ir stipri kodīgs un ļoti indīgs (smacējoša inde). Ūdenī broms šķīst sliktāk par hloru. Broms reaģē gandrīz ar visiem elementiem, bieži vien uzliesmojumu veidā. Broms savienojas ar ūdeņradi, veidojot bromūdeņradi.

Bromūdeņradis

Ķīmiskā formula: **HBr**. Bromūdeņradis ir bezkrāsaina gāze ar asu, smacējošu smaku, indīgs. Tas enerģiski saista ūdeni (mitrumu), gaisā veidojot miglu. Ūdens šķīdumā bromūdeņradis ļoti labi disociē jonos. Bromūdeņražskābe ir stipra skābe. Tā veido sāļus — **bromīdus**.

↑ Bromīdjonu pierādīšana (sk. 247. lpp.).

Jods

Ķīmiskais simbols: **I**; ķīmiskā formula: I_2 (gāzveida agregātstāvoklī). Jods ir zilganmelna, kristāliska viela ar metālisku spīdumu. Ķarsējot tas veido violetus, kodīgus tvaikus, kas atdzesējot pārvēršas cietā jodā. Jods ir indīgs. Tas slikti šķīst ūdenī, veidojot jodūdeni (dzeltenā krāsā). Jods labi šķīst etanolā, veidojot joda tinktūru (brūnā krāsā). Jods reaģē ar ūdeņradi, reakcijā rodas jodūdeņradis.

Jodūdeņradis

Ķīmiskā formula: **HI**. Jodūdeņradis ir bezkrāsaina, indīga gāze, kas enerģiski saista ūdeni, tāpēc gaisā tas veido miglu. Ūdens šķīdumā jodūdeņradis labi disociē jonus. Jodūdeņražskābe ir stipra skābe, kas viegli sadalās. Jodūdeņražskābe veido sāļus — **jodīdus**.

↑ Jodīdjonu pierādīšana (sk. 248. lpp.).

5. 10. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas astotās grupas galvenā apakšgrupa

Astotās grupas galvenās apakšgrupas elementi (cēlgāzes)

Elements Simbols	Hēlijs He	Neons Ne	Argons Ar	Kriptons Kr	Ksenons Xe
Relatīvā atommasa	4,003	20,18	39,95	83,80	131,30
Blīvums ρ ($g \cdot cm^{-3}$)	0,00018	0,0009	0,00178	0,0037	0,00589
Kušanas temperatūra t_k ($^{\circ}C$)	-272,1	-248,6	-189,4	-157	-111,8.
Viršanas temperatūra t_v ($^{\circ}C$)	-268,9	-246,0	-185,8	-152,9	-107,1

➔ 5.II.

5. II. Ķīmisko elementu periodiskās sistēmas blakus apakšgrupas

**Pirmās grupas blakus apakšgrupas elementi
(vara apakšgrupas elementi)**

Elements Simbols	Varš Cu	Sudrabs Ag	Zelts Au
Relatīvā atommasa	63,54	107,87	196,97
Blīvums ρ ($\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$)	8,92	10,50	19,30
Kušanas temperatūra t_k ($^{\circ}\text{C}$)	1083	960,5	1063
Viršanas temperatūra t_v ($^{\circ}\text{C}$)	2550	2200	2700
Oksidēšanas pakāpe savienojumos	+2 +1	+1	+3 +1

Varš

Ķīmiskais simbols: **Cu**. Varš ir samērā mīksts, plastisks metāls sarkanīgā līdz dzeltensarkanā krāsā. Tas ļoti labi vada siltumu un elektrisko strāvu. Gaisā vara virsējā kārtiņa oksidējas par vara(I) oksīdu, bet karsējot — par vara(II) oksīdu. Varš reaģē ar skābēm, kurām ir oksidējošas īpašības, veidojot sāļus.

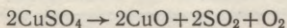
↑ Struktūra (sk. 37. lpp.). Iegūšana (sk. 260. lpp.). Izmantošana (sk. 275. lpp.).

Vara(II) oksīds

Ķīmiskā formula: **CuO**. Vara(II) oksīds ir melna, amorfa pulverveida viela, kas ūdenī praktiski nešķīst. Gaisā tas ir stabils arī paaugstinātās temperatūrās, taču viegli reducējas organisko vielu iedarbībā. Vara(II) oksīds reaģē ar skābēm, kurām ir oksidējošas īpašības, veidojot vara(II) sāļus.

Vara(II) sulfāts

Ķīmiskā formula: CuSO_4 . Vara(II) sulfāts ir zila, kristāliska viela, kuras sastāvā ir ūdens molekulas. Tas šķīst ūdenī. Karsējot vara(II) sulfāts pārvēršas bezkrāsainā pulverveidīgā bezūdens sāļi. Stipri karsējot, tas sadalās:

**Sudrabs**

Ķīmiskais simbols: **Ag**. Sudrabs ir balts, spīdīgs, samērā mīksts cēlmetāls, ļoti plastisks, sevišķi labi vada elektrību un siltumu. Tas ir izturīgs pret gaisu, ūdens un tādu skābju iedarbību, kurām nav oksidējošu īpašību. Sudrabs reaģē ar sēru un sērūdeņraža savienojumiem, veidojot sudraba sulfīdu. Tas reaģē ar skābēm, kurām ir oksidējošas īpašības, veidojot sudraba sāļus.
 † Izmantošana (sk. 274. lpp.).

Sudraba nitrāts

Ķīmiskā formula: AgNO_3 . Sudraba nitrāts ir bezkrāsaina, kristāliska viela, kas jutīga pret gaismas iedarbību. Tas labi šķīst ūdenī un ir kodīgs (velnākmens).

† Hlorīdjonu pierādīšana (sk. 248. lpp.).

Sudraba hlorīds

Ķīmiskā formula: AgCl . Sudraba hlorīds ir balta viela, kas slikti šķīst ūdenī. Tas reaģē ar amonjaka šķīdumiem, veidojot sudraba amīnkompleksos savienojumus. Gaisā sudraba hlorīds pakāpeniski sadalās.

Zelts

Ķīmiskais simbols: **Au**. Zelts ir dzeltens, mīksts cēlmetāls, ļoti plastisks. Tas labi vada siltumu un elektrisko strāvu. Zelts ir izturīgs pret gaisu un ūdens iedarbību. Uz to neiedarbojas arī vairums ķīmikāliju. Zelts reaģē ar vielām, kurām spīgti

➔ 5.II.

izteiktas oksidējošas īpašības, piemēram, ar hlorūdeni un karalūdeni, kā arī ar kompleksus veidojošām vielām, piemēram, ar kālija cianīda šķīdumu.

Otrās grupas blakus apakšgrupas elementi (cinka apakšgrupas elementi)

Elements Simbols	Cinks Zn	Kadmijs Cd	Dzīvsudrabs Hg
Relatīvā atommasa	65,37	112,40	200,59
Blīvums ρ ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$)	7,13	8,64	13,59
Kušanas temperatūra t_k ($^{\circ}\text{C}$)	419,4	320,9	-38,8
Viršanas temperatūra t_v ($^{\circ}\text{C}$)	907	767	356,9
Oksidēšanas pakāpe savienojumos	+2	+2	+2 +1

Cinks

Ķīmiskais simbols: **Zn**. Cinks ir zilganbalts metāls ar nelielu cietību, trausls, taču 100 līdz 150 $^{\circ}\text{C}$ temperatūrā to viegli stiept un velmēt. Ja temperatūra augstāka par 205 $^{\circ}\text{C}$, cinks atkal kļūst trausls. Tas ir izturīgs pret gaisa iedarbību, jo pārklājas ar plānu cinka oksīda aizsargkārtiņu. Sasniedzot viršanas temperatūru, cinks deg ar gaišu, zilganbaltu liesmu, veidojot baltus cinka oksīda dūmus. Cinks ir neizturīgs pret ūdens tvaika iedarbību. Tas reaģē ar skābēm, veidojot sāļus un izdalot ūdeņradi.

↗ Iegūšana (sk. 261. lpp.). Izmantošana (sk. 274. lpp.).

Dzīvsudrabs

Ķīmiskais simbols: **Hg**. Dzīvsudrabs ir sudrabbalts, spīdīgs metāls — vienīgais metāls, kas istabas temperatūrā ir šķīdņā veidā. Dzīvsudrabam ir zema elektrovadītspēja, taču tā ievēro-

jami pieaug dzīvsudraba sacietēšanas temperatūrā. Dzīvsudrabs ir indīgs. Tas ir izturīgs pret gaisa iedarbību, tāpat nereaģē ar vairumu atšķaidīto skābju, tomēr lēni reaģē ar slāpekļskābes šķīdumu. Dzīvsudrabs reaģē ar skābēm, kurām ir oksidējošas īpašības, veidojot sāļus. Tāpat tas reaģē ar sēru un halogēniem. Ar daudziem metāliem dzīvsudrabs veido sakausējumus (amalgāmas).

Dzīvsudraba(II) oksīds

Ķīmiskā formula: **HgO**. Dzīvsudraba(II) oksīds ir sarkana, kristāliska vai dzeltena, amorfa pulverveida viela. Tas slikti šķīst ūdenī, veidojot šķīdumu ar vāji bāzisku reakciju. Dzīvsudraba(II) oksīds viegli reducējas, bet temperatūrā, kas augstāka par 400 °C, tas sadalās par dzīvsudrabu un skābekli. Dzīvsudraba(II) oksīds reaģē ar skābēm, veidojot sāļus un ūdeni.

Sestās grupas blakus apakšgrupas elementi [hroma apakšgrupas elementi]

Elements Simbols	Hroms Cr	Molibdēns Mo	Volframs W
Relatīvā atommasa	51,996	95,94	183,85
Blīvums ρ (g·cm ⁻³)	7,19	10,2	19,3
Ķušanas temperatūra t_k (°C)	1900	2600	3400
Viršanas temperatūra t_v (°C)	2300	4800	6000
Oksidēšanas pakāpe savienojumos	+6 +5 +4 +3 +2	+6 +5 +4 +3 +2	+6 +5 +4 +3 +2

➔ 5.II.

Hroms

Ķīmiskais simbols: Cr. Hroms ir sudrabbalts līdz tēraudzils metāls. Tas ir ļoti ciets, izturīgs, plastisks. Hroms ir izturīgs pret gaisa un ūdens iedarbību. Tas deg tikai skābekļa plūsmā. Hroms nereaģē ne ar slāpekļskābi, ne ar citu tādu skābju maisījumu, kurām ir oksidējošas īpašības, taču uz to lēni iedarbojas vidējas koncentrācijas sālsskābe, bromūdeņražskābe un sērskābe.

† Izmantošana (sk. 274. lpp.).

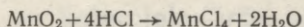
Septīfās grupas blakus apakšgrupas elementi (mangāna apakšgrupas elementi)

Elements Simbols	Mangāns Mn	Tehnēcijs Tc	Rēnijs Re
Relatīvā atommasa	54,94	[99]	186,2
Blīvums ρ ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$)	7,21	11,50	20,9
Kušanas temperatūra t_k ($^{\circ}\text{C}$)	1244	2200	3150
Viršanas temperatūra t_v ($^{\circ}\text{C}$)	2100	—	5500
Biežāk sastopamās oksidēšanas pakāpes savienojumos	+7 +6 +4 +3 +2	—	+7 +6 +4 +3 +2

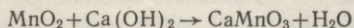
Mangāna(IV) oksīds (mangāna dioksīds)

Ķīmiskā formula: MnO_2 . Mangāna(IV) oksīds ir melna pulverveida viela, kas sadalās, ja temperatūra augstāka par 530°C . Stipri karsējot, mangāna(IV) oksīds pārvēršas mangāna(II, III)

oksīdā Mn_3O_4 . Mangāna(IV) oksīds ir amfotērs savienojums. Reaģējot ar skābēm, tas veido ļoti nestabilus mangāna(IV) sāļus:



Reakcijās ar bāzēm mangāna(IV) oksīds veido mangānpaskābes H_2MnO_3 sāļus:



Astotās grupas blakus apakšgrupas elementi (dzelzs apakšgrupas elementi)

Elements Simbols	Dzelzs Fe	Kobalts Co	Niķelis Ni
Relatīvā atommasa	55,85	58,93	58,71
Blīvums ρ ($g \cdot cm^{-3}$)	7,86	8,83	8,90
Kušanas temperatūra t_k ($^{\circ}C$)	1535	1490	1453
Viršanas temperatūra t_v ($^{\circ}C$)	3000	3000	2900
Oksidēšanas pakāpes savienojumos	+6 +3 +2	+3 +2	+2

Dzelzs

Ķīmiskais simbols: **Fe**. Dzelzs ir sudrabbalts, spīdīgs, samērā mīksts, plastisks metāls, kam piemīt spilgti izteiktas feromagnētiskas īpašības. Dzelzs ir vidēji aktīvs metāls. Mitrā gaisā tā rūsē, bet paaugstinātā temperatūrā sadala ūdens tvaiku. Gaisā kvēlojoša dzelzs oksidējas par dzelzs(III) oksīdu, bet tirā skābeklī tā pārvēršas par dzelzs(II, III) oksīdu. Dzelzs

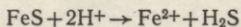
➔ 5.II.

reagē ar atšķaidītām skābēm, veidojot sāļus un izdalot ūdeņradi.

↗ Iegūšana (sk. 257. lpp.). Izmantošana (sk. 273. lpp.).

Dzelzs(II) sulfīds

Ķīmiskā formula: **FeS**. Dzelzs(II) sulfīds ir kristāliska, pelēk-dzeltena viela, kurai var būt arī metālisks spīdums. Tas slikti šķīst ūdenī; kūstoša viela. Dzelzs(II) sulfīds reagē ar skābēm, veidojot sāļus un sērūdeņradi:



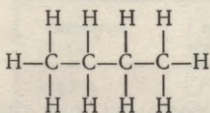
6. Organiskie savienojumi un lielmolekulārās vielas

6. 1. Organiskās ķīmijas pamatjēdzieni

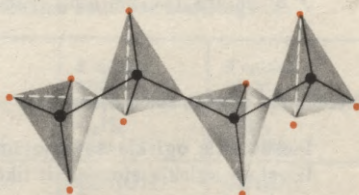
Oglekļa virknes veida savienojumi

Oglekļa virknes veida savienojumi ir savienojumi, kuru molekulas oglekļa atomi savā starpā saistīti ķēdē jeb virknē.

■ Nesazarota virkne: butāns.

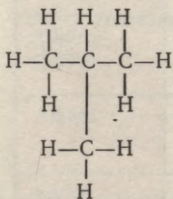


struktūrformula

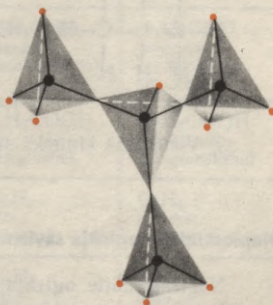


Atomu telpiskais sakārtojums molekulā.

■ Sazarota virkne: metilpropāns.



struktūrformula



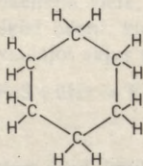
Atomu telpiskais sakārtojums molekulā.

† Struktūra (sk. 37. lpp.). Nosaukumi (sk. 182. ... 185. lpp.).

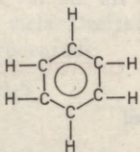
➔ 6.1.

Cikliskie oglekļa savienojumi

Cikliskie oglekļa savienojumi ir savienojumi, kuru molekulās oglekļa atomi savā starpā saistīti gredzena veidā.



cikloheksāns

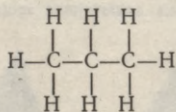


benzols

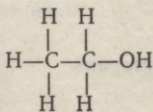
↗ Struktūra (sk. 38. lpp.). Nosaukumi (sk. 188. ... 190. lpp.).

Piesātinātie oglekļa savienojumi

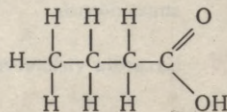
Piesātinātie oglekļa savienojumi ir savienojumi, kuru molekulās starp oglekļa atomiem ir tikai vienkāršās saites.



propāns



etanols

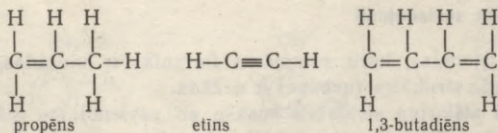


butānskābe

↗ Vienkāršā ķīmiskā saite (sk. 48. lpp.).

Nepiesātinātie oglekļa savienojumi

Nepiesātinātie oglekļa savienojumi ir savienojumi, kuru molekulās starp oglekļa atomiem ir tikai vairākkāršās saites (divkāršās saites, trīskāršās saites) vai arī vairākkāršās saites un vienkāršās saites.



↗ Divkāršā ķīmiskā saite (sk. 50. lpp.). Trīskāršā ķīmiskā saite (sk. 50. lpp.).

Homologu rinda

Homologu rinda ir līdzīgu ķīmisku savienojumu rinda, kurā katra nākamā locekļa (savienojuma) formula atšķiras par CH_2 grupu. Vienas homologu rindas locekļiem dažas īpašības ir līdzīgas, jo šiem savienojumiem ir līdzīga struktūra. Taču vienas homologu rindas locekļiem ir atšķirīga molekulmasa, kā arī to uzbūvē ir noteiktas atšķirības, tāpēc šiem savienojumiem ir arī atšķirīgas īpašības.

Vienas homologu rindas locekļus sauc par **homologiem**.

Homologu rinda	1 oglekļa atoms	2 oglekļa atomi	3 oglekļa atomi
Alkāni	CH_4 metāns	C_2H_6 etāns	C_3H_8 propāns
Alkanoli	CH_3OH metanols (metilspirts)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ etanols (etilspirts)	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ propanols (propilspirts)
Alkanāli	HCHO metanāls (formaldehīds)	CH_3CHO etanāls (acetaldehīds)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{CHO}$ propanāls (propionskābes aldehīds)
Alkānskābes	HCOOH metānskābe (skudrskābe)	CH_3COOH etānskābe (etiķskābe)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ propānskābe (propionskābe)
Alkāni	—	C_2H_4 etēns (etilēns)	C_3H_6 propēns (propilēns)
Alkāni	—	C_2H_2 etīns (acetilēns)	C_3H_4 propīns (metilacetilēns)

↗ Nosaukumi (sk. 182. ... 188. lpp.).

➔ 6.1.

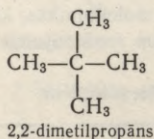
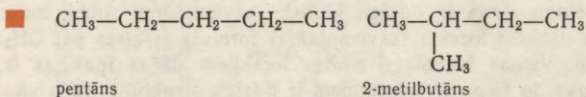
Izomērie oglekļa savienojumi

Izomēri ir vielas, kuru summārās formulas ir vienādas, bet to molekulu struktūra (uzbūve) ir dažāda.

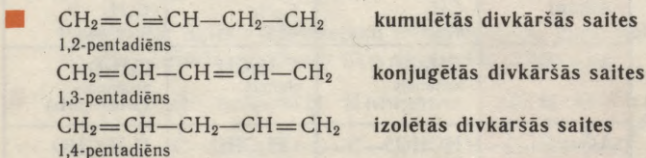
Molekulu atšķirīgā struktūra nosaka arī savienojumu atšķirīgās īpašības. Parādību, ka veidojas izomēri savienojumi, sauc par **izomēriju**.

Oglekļa savienojumu izomēriju nosaka vairāki faktori.

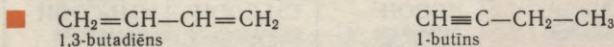
Oglekļa atomu virknes dažāda uzbūve: C_5H_{12}



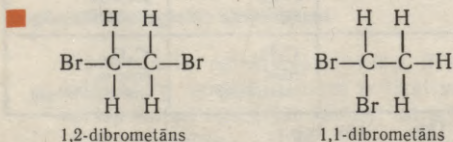
Divkārsšo saišu dažāds novietojums: C_5H_8



Atšķirīgas vairākkāršās saites: C_4H_6



Atšķirīgs aizvietotāju stāvoklis: $C_2H_4Br_2$; $C_6H_4(CH_3)_2$

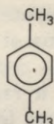




1,2-dimetilbenzols
orto-stāvoklis



1,3-dimetil-
benzols
meta-stāvoklis



1,4-dimetilbenzols
para-stāvoklis

Atvasinājumi (derivāti)

Atvasinājumi ir tādi savienojumi, kuru molekulas veidojušās, atomus vai atomu grupas aizvietojo ar citiem atomiem vai atomu grupām.

■ Daži etāna C₂H₆ atvasinājumi

C₂H₅Cl — monohloretāns } halogēnatvasinājumi
C₂H₄Br₂ — dibrometāns }

C₂H₅OH — etanols } skābekļa atvasinājumi
C₂H₅CHO — propanāls }
C₂H₅COOH — propānskābe }

Funkcionālās grupas

Funkcionālās grupas ir tādas atomu grupas, kas lielā mērā nosaka attiecīgo atvasinājumu ķīmiskās īpašības:

hidroksilgrupa —OH	karboksilgrupa —COOH
aldehīdgrupa —CHO	aminogrupa —NH ₂
oksogrupa >CO	nitrogrupa —NO ₂

Radikāļi

Radikāļi ir atomu grupas, kurās vienam oglekļa atomam ir nesapārots elektrons. Tie veidojas, pārtrūkstot vienkāršai saitei starp diviem oglekļa atomiem. Radikāļi parasti ir ļoti nestabili.

→ 6.2.

Radikāļiem, kuriem ir viens nesapārots elektrons, nosaukumus atvasina ar izskaņu **-il**. Radikāļa vispārīgais simbols ir **R•** vai **R—**.

Alkili ir radikāļi, kas atvasināti no alkānu molekulām. Alkilu vispārīgā formula ir **C_nH_{2n+1}**.

- | | | |
|---------|--------------------------------|---------------------------------------|
| ■ Metil | —CH ₃ | metāns CH ₄ |
| Etil | —C ₂ H ₅ | etāns C ₂ H ₆ |
| Propil | —C ₃ H ₇ | propāns C ₃ H ₈ |

6. 2. Organisko savienojumu nomenklatūra

Sistemātiskie nosaukumi

Savienojumu sistemātiskos nosaukumus veido, pamatojoties uz vienotiem likumiem. Pēc šiem nosaukumiem var spriest par attiecīgā savienojuma sastāvu un struktūru.

- | | |
|---|--------------------------|
| ■ Vienkāršota struktūrformula | Sistemātiskais nosaukums |
| $\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | 2-metil-1,3-butadiēns |

Triviālie nosaukumi

Triviālie nosaukumi ir vēsturiski izveidojušies ķīmisko savienojumu nosaukumi, pēc kuriem lielākajā daļā gadījumu nav iespējams spriest ne par vielas sastāvu, ne struktūru; šos nosaukumus bieži lieto rūpniecībā un zinātnē.

- | | |
|---|----------------------|
| ■ Vienkāršota struktūrformula | Triviālais nosaukums |
| $\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | Izoprēns |

Nesazarotas virknes ogļūdeņražu nosaukumi

Nesazarotas virknes ogļūdeņražu sistemātiskos nosaukumus veido šādi:

— arābu cipars (atdalīts ar defisi), kas norāda vairākkāršās saites vietu. (Oglekļa atomus iepriekš numurē no tā virknes gala, kuram vairākkāršā saite ir tuvāk);

— tā vārda (nosaukuma) sakne, kurš norāda oglekļa atomu skaitu molekulā;

— izskaņa, kas raksturo starp oglekļa atomiem esošās saites veidu.

	Vairākkāršās saites vieta	Nosaukuma sakne (oglekļa atomu skaits)	Izskaņa
Savienojuma nosaukums	1-	but	ēns
	1-butēns		
Nozīme	divkāršā saite pie 1. oglekļa atoma	nesazarota virkne ar 4 oglekļa atomiem	nepiesātināts savienojums ar divkāršo saiti
Struktūrformula	$ \begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C} & =\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{H} & \\ & & & & & & \\ & & & \text{H} & \text{H} & & \end{array} $		

Nosaukumu saknes

Oglekļa atomu skaits virknē	Nosaukuma sakne
1	met
2	et
3	prop
4	but
5	pent
6	heks
7	hept

Oglekļa atomu skaits virknē	Nosaukuma sakne
8	okt
9	non
10	dek
11	undek
12	dodek
13	tridek
14	tetradek

Oglekļa atomu skaits virknē	Nosaukuma sakne
15	pentadek
16	heksadek
17	heptadek
18	oktadek
19	nonadek
20	eikoz

➔ 6.2.

Nosaukumu izskaņas

Izskaņa	Izskaņas pazīme	Homologu rinda	■
-āns	piesātināts savienojums: vienkāršā saite starp oglekļa atomiem $\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ -C-C- \\ \diagdown \quad \diagup \end{array}$	alkāni	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃ propāns
-ēns	nepiesātināts savienojums: viena divkāršā saite starp oglekļa atomiem $>C=C<$	alkēni	CH ₂ =CH ₂ etēns (etilēns)
-(a)diēns	nepiesātināts savienojums: divas divkāršās saites starp oglekļa atomiem $\begin{array}{c} >C=C-C=C< \\ \quad \end{array}$	alkadiēni	CH ₂ =CH-CH=CH ₂ 1,3-butadiēns
-īns	nepiesātināts savienojums: viena trīskāršā saite starp oglekļa atomiem $-C\equiv C-$	alkīni	CH≡C-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ 1-pentīns

Sazarotas virknes ogļūdeņražu nosaukumi

Sazarotas virknes ogļūdeņražu nosaukumu pamatā ir garākās nesazarotās (galvenās) oglekļa atomu virknes nosaukums. Pirms galvenās oglekļa atomu virknes nosaukuma jānorāda sānvirknes veidojošo ogļūdeņražu atlikumu vieta, skaits un nosaukums. Sazarotas virknes ogļūdeņražu sistemātiskos nosaukumus veido šādi:

- arābu cipari (atdalīti ar defisi), kas norāda ogļūdeņražu atlikumu vietu;
- grieķu skaitļu vārdi, kas norāda vienādo ogļūdeņraža atlikumu skaitu;
- to ogļūdeņražu atlikumu nosaukumi, kas veido sānu virknes;
- galvenās virknes ogļūdeņraža nosaukums.

	Ogļūdeņražu atlikumu vieta	Ogļūdeņražu atlikumu skaits	Sānvirknes veidojošie ogļūdeņraža atlikumi	Galvenās virknes ogļūdeņraža nosaukums
Savienojuma nosaukums	2,4-	di	metil	pentāns
	2,4-dimetilpentāns			
Nozīme	1 alkilatlikums pie 2. oglekļa atoma; 1 alkilatlikums pie 4. oglekļa atoma	2	metil	5 oglekļa atomi veido molekulas galveno nesazaroto virkni
Strukturformula	$ \begin{array}{ccccccccc} & 1 & & 2 & & 3 & & 4 & & 5 \\ & \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & & \\ & & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 & & \end{array} $			

Sānvirknes atomu grupu (ogļūdeņražu atlikumu) nosaukumus atvasina no sānvirkni veidojošā ogļūdeņraža nosaukuma saknes, pievienojot izskaņu **-il**. Šīs no alkāniem atvasinātās atomu grupas atbilstoši sauc par **alkiliem**.

Bez sistemātiskajiem nosaukumiem lieto arī senākus nosaukumus:

***n*-savienojumi** (normālie savienojumi) ir savienojumi, kas sastāv no nesazarotām virknēm.

■ $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ pentāns (*n*-pentāns)

Izosavienojumi sastāv no sazarotām virknēm.

■ $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_2\text{—CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2-metilbutāns (izopentāns)

➔ 6.2.

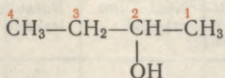
Ar funkcionālajām grupām atvasināto virknes veida ogļūdeņražu nosaukumi

Ar funkcionālajām grupām atvasināto virknes veida ogļūdeņražu sistemātiskos nosaukumus veido šādi:

- arābu cipari (atdalīti ar defisi), kas norāda funkcionālo grupu vietu;
- ogļūdeņraža nosaukums, kas atbilst oglekļa atomu skaitam;
- grieķu skaitļu vārdi, kas norāda funkcionālo grupu skaitu;
- izskaņa, kas raksturo attiecīgās funkcionālās grupas veidu.

	Funkcionālo grupu vieta	Ogļūdeņraža nosaukums bez galotnes	Funkcionālo grupu skaits	Izskaņa (funkcionālo grupu veids)
Savienojuma nosaukums	1-	butan	/	ols
1-butanolis				
Nozīme	pie 1. oglekļa atoma	nesazarots, piesātināts ogļūdeņradis ar 4 oglekļa atomiem		hidroksilgrupa
Strukturformula	$ \begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{OH} & \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \end{array} $			
Savienojuma nosaukums	1,2,3-	propān	tri	ols
1,2,3-propāntriols				
Nozīme	pie 1., 2. un 3. oglekļa atoma	nesazarots, piesātināts ogļūdeņradis ar 3 oglekļa atomiem	3	hidroksilgrupas
Strukturformula	$ \begin{array}{ccccc} & \text{CH}_2 & - \text{CH} & - \text{CH}_2 & \\ & & & & \\ & \text{OH} & \text{OH} & \text{OH} & \end{array} $			

Oglekļa atomu numerāciju sāk no tā virknes gala, kuram tuvāk atrodas oglekļa atoms ar attiecīgo funkcionālo grupu.


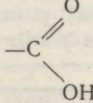


Ja savienojumā ir divas dažādas funkcionālās grupas, tad otru funkcionālo grupu nosaukumā apzīmē ar piedēkli. Arābu cipars (atdalīts ar defisi) pirms piedēkļa norāda funkcionālo grupu vietu, bet grieķu skaitļa vārds — šo funkcionālo grupu skaitu.

	Otra funkcionālā grupa		Oglūdeņraža nosaukums bez galotnes	Pirmā funkcionālā grupa
	vieta	veids		
Savienojuma nosaukums	2-	amino	etān	skābe
2-aminoetānskābe				
Nozīme	pie 2. oglekļa atoma	amino-grupa	nesazarots, piesātināts ogļūdeņradis ar 2 oglekļa atomiem	karboksil-grupa
Strukturformula	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array} $			

Funkcionālo grupu nosaukumi savienojumos


Funkcionālās grupas		Nosaukums piedēkli	Nosaukums izskaņā
nosaukums	apzīmējums		
Hidroksilgrupa	—OH	hidroksi	ols
Aldehīdgrupa	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array} $	—	als

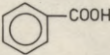
Funkcionālās grupas		Nosaukums priedēkli	Nosaukums izskaņā
nosaukums	apzīmējums		
Oksogrūpa		okso	ons
Karboksilgrūpa		karboksi	skābe
Aminogrūpa	$-\text{NH}_2$	amino	amīns
Nitrogrūpa	$-\text{NO}_2$	nitro	—

Benzola homologu un tā atvasinājumu nosaukumi

Benzola homologiem un tā atvasinājumiem pārsvarā lieto triviālos nosaukumus. Šo savienojumu sistemātiskos nosaukumus veido šādi:

- aizvietotāja nosaukums (priedēkli vai izskaņā);
- pamatogļūdeņraža — benzola nosaukums.

	Aizvietotāja nosaukums (priedēklis)	Pamatogļūdeņ- raža nosaukums	Aizvietotāja nosaukums (izskaņa)
Savienojuma nosaukums	amino	benzols	—
	aminobenzols (anilīns)		
Nozīme	1 amino- grūpa kā aiz- vietotājs	pamatogļ- ūdenradis — benzols	—
Struktūr- formula			

	Aizvietotāja nosaukums (priedēklis)	Pamatogļūdeņraža nosaukums	Aizvietotāja nosaukums (izskaņa)
Savienojuma nosaukums	—	benzol	karbonskābe
	benzolkarbonskābe (benzoscābe)		
Nozīme	—	pamatogļūdeņradis — benzols	1 karboksilgrupa kā aizvietotājs
Struktūrformula			

Nosaukumus benzola homoloģiem un to atvasinājumiem ar vairākiem aizvietotājiem veido šādi:

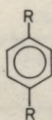
— arābu cipari (atdalīti ar defisi), kas norāda aizvietotāja vietu:



1,2-stāvoklis
(orto-stāvoklis)



1,3-stāvoklis
(meta-stāvoklis)



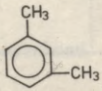
1,4-stāvoklis
(para-stāvoklis)

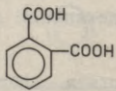
— grieķu skaitļu vārdi aizvietotāju priekšā; tie norāda šo aizvietotāju skaitu;

— aizvietotāju nosaukumi (pirms vai aiz galvenā ogļūdeņraža nosaukuma);

— pamatogļūdeņraža — benzola nosaukums.

➔ 6.2.

	Aizvietotāju vieta	Aizvietotāju skaits	Aizvietotāju nosaukums	Pamatglūdeņraža nosaukums
Savienojuma nosaukums	1,3-	di	metil	benzols
	1,3-dimetilbenzols (<i>meta</i> -ksilols)			
Nozīme	pa vienam aizvietotājam pie 1. un pie 3. oglekļa atoma	2 aizvietotāji	metilgrupas kā aizvietotāji	pamatglūdeņradis — benzols
Struktūrformula				

	Pamatglūdeņraža nosaukums bez galotnes	Aizvietotāju vieta	Aizvietotāju skaits	Aizvietotāju nosaukums
Savienojuma nosaukums	benzol	1,2-	di	karbonskābe
	benzol-1,2-dikarbonskābe (<i>ftalskābe</i>)			
Nozīme	pamatglūdeņradis — benzols	pa vienam aizvietotājam pie 1. un pie 2. oglekļa atoma	2 aizvietotāji	karboksilgrupas kā aizvietotāji
Struktūrformula				

6. 3. Oglūdeņraži

Oglūdeņražu raksturojums

Oglūdeņraži ir savienojumi, kas sastāv no oglekļa un ūdeņraža. Cits no cita tie atšķiras ar saišu veidu un atomu skaitu molekulās, kā arī ar molekulu struktūru (uzbūvi).

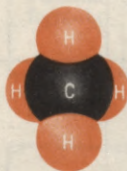
Oglūdeņraža nosaukums	Raksturīgās struktūras pazīmes	Vispārīgās formulas
Alkāni (parafīni)	Piesātināti virknes veida savienojumi: to molekulās ir tikai vienkāršās saites starp oglekļa atomiem, kā arī starp oglekļa un ūdeņraža atomiem	C_nH_{2n+2}
Alkāni (olefīni)	Nepiesātināti virknes veida savienojumi: to molekulās ir viena divkāršā saite starp diviem oglekļa atomiem un vienkāršās saites starp pārējiem atomiem	C_nH_{2n}
Alkāni (acetilēni)	Nepiesātināti virknes veida savienojumi: to molekulās ir viena trīskāršā saite starp diviem oglekļa atomiem un vienkāršās saites starp pārējiem atomiem	C_nH_{2n-2}
Cikloalkāni (naftēni)	Piesātināti cikliski savienojumi: to molekulās ir tikai vienkāršās saites starp oglekļa atomiem, kā arī starp oglekļa un ūdeņraža atomiem	C_nH_{2n}

➔ 6.3.

Tabulas turpinājums

Ogļūdeņraža nosaukums	Raksturīgās struktūras pazīmes	Vispārīgās formulas
Aromātiskie ogļūdeņraži	Cikliski savienojumi, kuru molekulās ir benzolam C_6H_6 raksturīgā saišu sistēma: benzola molekulā ir tikai vienkāršās saites un elektronu sekstets starp sešiem oglekļa atomiem	—

↗ Nosaukumi (sk. 182. ...185. lpp.). Ogļūdeņražu ķīmiskās reakcijas (sk. 194. lpp.)



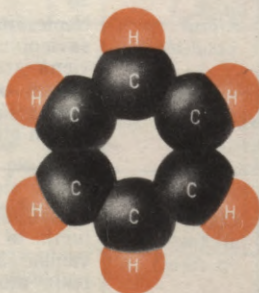
Metāna molekulas modelis un ķīmiskā formula







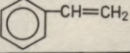
Etilēna molekulas modelis un vienkāršota struktūrformula.



Acetilēna molekulas modelis un vienkāršota struktūrformula.



Benzola molekulas modelis un nosacītā formula.

Sistemātiskais nosaukums	Triviālais nosaukums	Summārā formula	Vienkāršotā struktūrformula
Metāns Etāns Propāns Butāns		CH ₄ C ₂ H ₆ C ₃ H ₈ C ₄ H ₁₀	CH ₄ CH ₃ —CH ₃ CH ₃ —CH ₂ —CH ₃ CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₃
Etēns Propēns 1-butēns 2-metilpropēns	Etilēns Propilēns Butilēns Izobutilēns	C ₂ H ₄ C ₃ H ₆ C ₄ H ₈ C ₄ H ₈	CH ₂ =CH ₂ CH ₂ =CH—CH ₃ CH ₂ =CH—CH ₂ —CH ₃ CH ₂ =C—CH ₃ CH ₃
1,3-butadiēns 2-metil-1,3-butadiēns	Butadiēns Izoprēns	C ₄ H ₆ C ₅ H ₈	CH ₂ =CH—CH=CH ₂ CH ₂ =C—CH=CH ₂ CH ₃
Etīns Propīns 1-butīns 2-butīns	Acetilēns Metilacetilēns Etilacetilēns Dimetilacetilēns	C ₂ H ₂ C ₃ H ₄ C ₄ H ₆ C ₄ H ₆	CH≡CH CH≡C—CH ₃ CH≡C—CH ₂ —CH ₃ CH ₃ —C≡C—CH ₃
Ciklopropāns Cikloheksāns	Trimetilēns Heksametilēns	C ₃ H ₆ C ₆ H ₁₂	 
Benzols Metilbenzols	Toluols	C ₆ H ₆ C ₇ H ₈	 
	Stirols	C ₈ H ₈	

Metāns

Ķīmiskā formula: CH_4 . Metāns ir bezkrāsaina gāze bez smakas. Tas deg, veidojot oglekļa dioksīdu un ūdeni. Maisījumā ar divas reizes lielāku skābekļa tilpumu vai desmit reižu lielāku gaisa tilpumu metāns veido ļoti eksplozīvu maisījumu. Metāns reaģē ar halogēniem, veidojot halogēnatvasinājumus un halogēnūdeņražus (aizvietošanas reakcijas).

↑ Ķīmiskā saite (sk. 49. lpp.). Dabagāze (sk. 253. lpp.).

Etēns (etilēns)

Ķīmiskā formula: C_2H_4 . Etēns ir bezkrāsaina gāze ar saldeni smaržu. Tas deg ar spožu, nedaudz kvēpošu liesmu. Ar skābekli etēns veido eksplozīvus maisījumus. Tā kā etēna molekulā ir divkāršā saite, etēns ir ķīmiski aktīva viela.

↑ Divkāršā saite (sk. 50. lpp.).

Etīns (acetilēns)

Ķīmiskā formula: C_2H_2 . Etīns ir bezkrāsaina gāze, gandrīz bez smakas. Tas nedaudz šķīst ūdenī, ļoti labi šķīst propanonā (acetonā). Etīns deg ar spožu, stipri kvēpošu liesmu. Ar skābekli vai gaisu tas veido ļoti eksplozīvu maisījumu. Tā kā etīna molekulā ir trīskāršā saite, etīns ir ķīmiskā ziņā ļoti aktīva viela (it sevišķi pievienošanas reakcijās).

↑ Trīskāršā saite (sk. 50. lpp.). Iegūšana (sk. 267. lpp.).

Benzols

Ķīmiskā formula: C_6H_6 . Benzols ir ļoti kustīgs, bezkrāsains šķidrums ar īpatnēju smaku; ūdenī tas gandrīz nešķīst. Benzolā labi šķīst tauki, eļļas, sveķi un citas organiskās vielas. Benzola blīvums $\rho = 0,88 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Jau istabas temperatūrā tas veido viegli uzliesmojošus tvaikus. Benzols deg ar spožu, stipri kvēpošu liesmu. Tā tvaiki ir indīgi. Atbilstošos reakcijas apstākļos benzolam nav raksturīgas nepiesātināto ogļūdeņražu ķīmiskās īpašības, taču noteiktu katalizatoru klātbūtnē tas var piedalīties aizvietošanas un pievienošanas reakcijās.

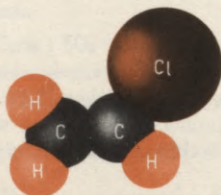
↑ Ķīmiskā saite (sk. 51. lpp.). Izmantošana (sk. 276. lpp.).

➔ 6.4.

6. 4. Ogļūdeņražu halogēnatvasinājumi

Ogļūdeņražu halogēnatvasinājumu raksturojums

Ogļūdeņražu atvasinājumus, kuru molekulās kā aizvietotājs ir vismaz viens halogēna atoms, sauc par ogļūdeņražu halogēnatvasinājumiem.



Monohlorētēna (vinilhlorīda) molekulas modelis

Sistemātiskais nosaukums	Triviālais nosaukums	Vienkāršotā struktūrformula
Monohlormetāns	Metilhlorīds	CH_3Cl
Dihlormetāns	Metilēnhlorīds	CH_2Cl_2
Trihlormetāns	Hloroforms	CHCl_3
Tetrahlormetāns	Tetrahlorglegklis	CCl_4
Monohlorētāns	Etilhlorīds	$\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$
Monohlorētēns	Vinilhlorīds	$\text{CH}_2=\text{CHCl}$
Monobrommetāns	Metilbromīds	CH_3Br

↗ Atvasinājumi (sk. 181. lpp.).

Trihlormetāns (hloroforms)

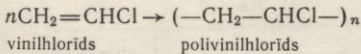
Ķīmiskā formula: CHCl_3 . Trihlormetāns ir šķidrums ar saldenu smaku. Tas nedeg, bet gaismas klātbūtnē reaģē ar skābekli, veidojot fosģēnu COCl_2 (indīga viela) un hlorūdeņradi. Trihlormetāns slikti šķīst ūdenī, taču pats ir ļoti labs sveķu, tauku un citu vielu šķīdinātājs. Trihlormetāna tvaikiem piemīt narkotiska iedarbība.

Tetrahlormetāns [tetrahlorogleklis]

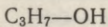
Ķīmiskā formula: CCl_4 . Tetrahlormetāns ir bezkrāsains šķidrums ar ētera smaržu. Tas nedeg un slāpē liesmu (tādā gadījumā veidojas fosgēns). Tetrahlorogleklis slikti šķīst ūdenī, bet pats ir labs tauku, eļļu, sveķu un vasku šķīdinātājs. Tā tvaikiem piemīt narkotiska iedarbība.

Monohlorefēns [vinilhlorīds]

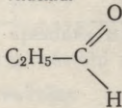
Ķīmiskā formula: $\text{CH}_2=\text{CHCl}$. Istabas temperatūrā monohlorefēns ir gāzveida viela. Tas spēj polimerizēties.

**6. 5. Ogļūdeņražu skābekļa atvasinājumi****Ogļūdeņražu skābekļa atvasinājumu raksturojums**

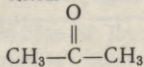
Ogļūdeņražu skābekļa atvasinājumu molekulu funkcionālajā grupā ir vismaz viens skābekļa atoms.

Hidroksil-
atvasinājumi

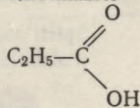
propanols

Aldehīdi

propanāls

Ketoni

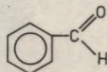
propanons

Karbonskābes

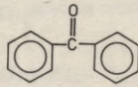
propānskābe



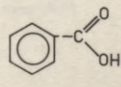
fenols



benzaldehīds



benzofenons



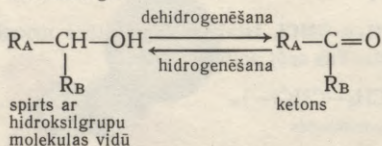
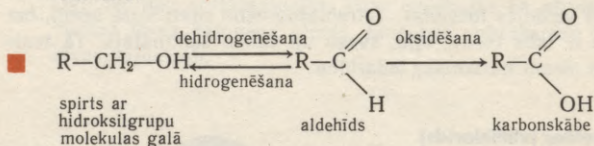
benzoscābe

↗ Atvasinājumi (sk. 181. lpp.).

➔ 6.5.

Skābekļa atvasinājumu ķīmiskās reakcijas

Dehidrogenēšanas, oksidēšanas vai hidrogenēšanas reakciju procesā ogļūdeņražu skābekļa atvasinājumi var pārveidoties cits citā.



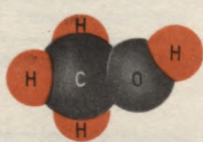
Šīs reakcijas vairāk raksturīgas tiem homologu rindu pārstāvjiem, kuru molekulās ir mazāks oglekļa atomu skaits. Augstākajiem ogļūdeņražu atvasinājumiem spīgtāk izteiktas ogļūdeņražu īpašības, nevis funkcionālo grupu īpašības.

↗ Oksidēšanās (sk. 76. lpp.). Atšķelšanas reakcijas (sk. 80. lpp.).

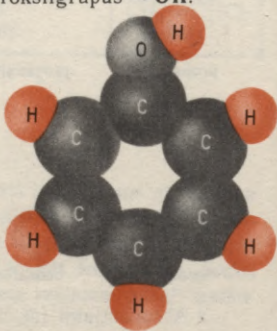
6. 5. 1. Spirti un fenoli

Spirtu un fenolu raksturojums

Spirti un fenoli ir ogļūdeņražu skābekļa atvasinājumi, kuru molekulās ir viena vai vairākas hidroksilgrupas —OH.




Metanola molekulas modelis.



Fenola molekulas modelis.

Nosaukums	Raksturīgās struktūras pazīmes
Alkanoli	Virknes veida molekulas; piesātināti savienojumi ar 1 hidroksilgrupu molekulā
Alkāntrioli	Virknes veida molekulas; piesātināti savienojumi ar 3 hidroksilgrupām molekulā
Fenoli	Benzola atvasinājumi ar vismaz vienu hidroksilgrupu molekulā

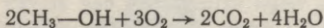
↗ Nosaukumi (sk. 186. ... 189. lpp.).

Sistemātais nosaukums	Triviālais nosaukums	Summārā formula	Vienkāršotā struktūrformula
Metanols	Metilspirts	CH ₃ OH	CH ₃ —OH
Etanols	Etilspirts	C ₂ H ₅ OH	CH ₃ —CH ₂ —OH
Propanols	Propilspirts	C ₃ H ₇ OH	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —OH
1,2,3-propāntriols	Glicerīns	C ₃ H ₅ (OH) ₃	CH ₂ OH—CH(OH)—CH ₂ OH
Fenols	Kārbolskābe	C ₆ H ₅ OH	

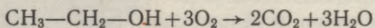
Spirtu ķīmiskās reakcijas

Spirtiem raksturīgās ķīmiskās reakcijas ir oksidēšanas, dehidroģenēšanas (atšķelšanas) un esterificēšanas reakcijas.

Spirtu pilnīga oksidēšana:



metanols



etanols

↗ Oksidēšana (sk. 76. lpp.).

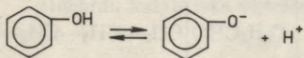
Glicerīns

Ķīmiskā formula: $\text{CH}_2(\text{OH})-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2(\text{OH})$. Glicerīna sistemātiskais nosaukums ir 1,2,3-propāntriols. Glicerīns ir bezkrāsains, viskozs šķidrums bez smakas, ar saldu garšu. Ar ūdeni un etilspirtu glicerīns sajaucas jebkurā attiecībā. Tas piedalās esterificēšanas reakcijās gan ar neorganiskajām, gan organiskajām skābēm.

↑ Tauki (sk. 212. lpp.).

Fenols

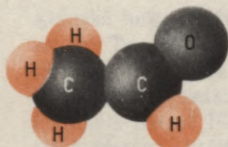
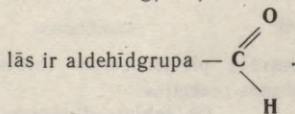
Ķīmiskā formula: $\text{C}_6\text{H}_5-\text{OH}$. Fenols ir bezkrāsaina, kristāliska viela. Tā trauslie kristāli gaisa klātbūtnē pēc neilga laika kļūst sārti. Fenolam ir īpatnēja smaka. Tas slikti šķīst ūdenī, bet labi šķīst etanolā. Fenols ir indīgs un kodīgs. Tā reakcija ir vāji skāba:



↑ Izmantošana (sk. 277. lpp.).

6. 5. 2. Aldehīdi**Aldehīdu raksturojums**

Aldehīdi ir ogļūdeņražu skābekļa atvasinājumi, kuru molekulas ir aldehīdgrupa



Etanāla (acetaldehīda) molekulas modelis.

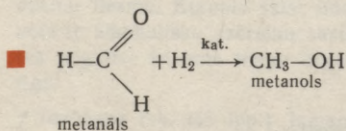
6.5.

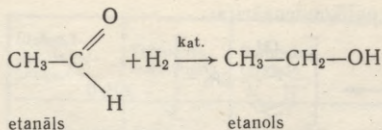
Sistemātiskais nosaukums	Triviālais nosaukums	Summārā formula	Vienkāršotā struktūrformula
Metanāls	Formaldehīds	HCHO	
Etanāls	Acetaldehīds	CH ₃ CHO	
Propanāls	Propionskābes aldehīds	C ₂ H ₅ CHO	
Butanāls	Sviestskābes aldehīds	C ₃ H ₇ CHO	
Benzaldehīds	Rūgto mandeļu eļļa	C ₆ H ₅ CHO	

Aldehīdu ķīmiskās reakcijas

Aldehīdiem raksturīgas ūdeņraža pievienošanas (hidrogenēšana, reducēšana) un oksidēšanas reakcijas.

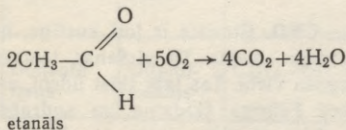
Ūdeņraža pievienošana:





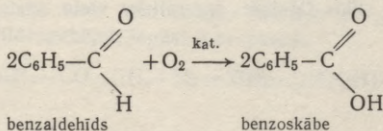
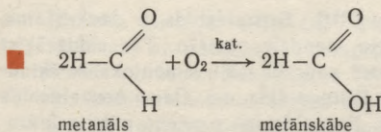
↗ Pievienošanas reakcijas (sk. 79. lpp.).

Aldehīdu pilnīga oksidēšana:



↗ Oksidēšanās reakcijas (sk. 76. lpp.).

Aldehīdu katalītiska oksidēšana par karbonskābēm:

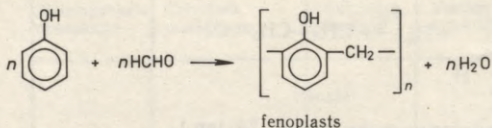


Metanāls (formaldehīds)

Ķīmiskā formula: **HCHO**. Metanāls ir bezkrāsaina gāze ar asu smaku. Tas labi šķīst ūdenī. Pārdošanā ir 35...40% metanāla šķīdums. Metanāls reaģē ar olbaltumvielām, veidojot slikti šķīstošas, pat cietas vielas. Tam ir arī dezinficējoša iedarbība. Metanāls reducē Fēlinga šķīdumu un sudraba sāļu amonjākālos šķīdumus. Aldehīdu funkcionālās grupas ietekmē metanāls ir ļoti aktīvs savienojums.

➔ 6.5.

■ Metanāla un fenola polikondensācija:



↗ Izmantošana (sk. 277. lpp.).

Etanāls (acetaldehīds)

Ķīmiskā formula: $\text{CH}_3\text{—CHO}$. Etanāls ir ļoti kustīgs, bezkrāsains šķidrums ar īpatnēju smaku. Tā viršanas temperatūra $t_v = 20^\circ\text{C}$. Etanāls ir degoša viela. Tas labi šķīst ūdenī, etanolā, benzolā. Etanāls reducē Fēlinga šķīdumu un sudraba sāļu amonjakālos šķīdumus. Funkcionālās grupas — aldehīdgrupas ietekmē etanāls ir ļoti aktīvs savienojums.

↗ Izmantošana (sk. 276. lpp.).

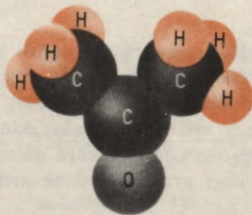
Benzaldehīds

Ķīmiskā formula: $\text{C}_6\text{H}_5\text{—CHO}$. Benzaldehīds ir bezkrāsains, eļļains šķidrums ar rūgto mandeļu smaržu. Tas slikti šķīst ūdenī. Benzaldehīds reducē sudraba sāļu amonjakālos šķīdumus, bet neiedarbojas uz Fēlinga šķīdumu. Gaisā benzaldehīds oksidējas par benzoscābi. Benzaldehīds pievieno nātrija hidroģensulfītu, veidojot slikti šķīstošu, kristālistu vielu.

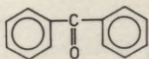
6. 5. 3. Ketoni

Ketonu raksturojums

Ketoni ir ogļūdeņražu skābekļa atvasinājumi, kuru molekulā ir oksogrups $>\text{C}=\text{O}$.

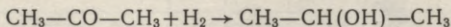


Propanona molekulas modelis.

Sistemātiskais nosaukums	Triviālais nosaukums	Summārā formula	Vienkāršotā struktūrformula
Propanons	Acetons, dimetilketons	$\text{CH}_3\text{—CO—CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—C—CH}_3 \\ \\ \text{O} \end{array}$
Butanons	Metiletilketons	$\text{CH}_3\text{—CO—C}_2\text{H}_5$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—C—CH}_2\text{—CH}_3 \\ \\ \text{O} \end{array}$
Benzofenons	Difenilketons	$\text{C}_6\text{H}_5\text{—CO—C}_6\text{H}_5$	

Propanons (acetons)

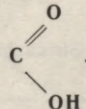
Ķīmiskā formula: $\text{CH}_3\text{—CO—CH}_3$. Propanons ir bezkrāsains šķidrums ar patīkamu atsvaidzinošu smaržu. Tas viegli iztvaiko (viršanas temperatūra $t_v = 56^\circ\text{C}$) un ir ugunsnedrošs. Ar ūdeni, etanolu un citiem organiskajiem šķīdinātājiem propanons sajaucas jebkurā attiecībā. Propanons ir daudzu organisko vielu šķīdinātājs. Tas deg ar gaišu liesmu. Propanonu hidrogenējot, iegūst 2-propanolu:



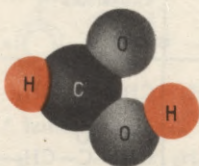
6. 5. 4. Karbonskābes

Karbonskābju raksturojums

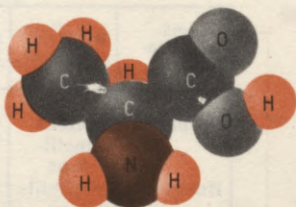
Karbonskābes ir ogļūdeņražu skābekļa atvasinājumi, kuru mo-

lekulās ir viena vai vairākas karboksilgrupas —  .

➔ 6.5.



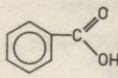
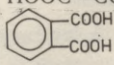
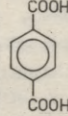
Skudrskābes molekulas modelis.



Alanīna molekulas modelis.

Nosaukums	Raksturīgās struktūras pazīmes
Monokarbonskābes	Molekulā viena karboksilgrupa
Dikarbonskābes	Molekulā divas karboksilgrupas
Oksikarbonskābes	Molekulā vismaz viena hidroksilgrupa un viena karboksilgrupa
Aminokarbonskābes	Molekulā vismaz viena amino-grupa un viena karboksilgrupa

Sistemātiskais nosaukums	Triviālais nosaukums*	Vienkāršota struktūrformula
Metānskābe	Skudrskābe	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$
Etānskābe	Etiķskābe	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$
Butānskābe	Sviestskābe	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$

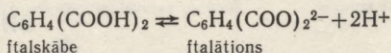
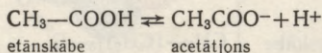
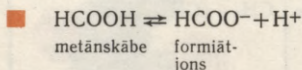
Hekšadekānskābe	Palmitīnskābe	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{14}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$
Oktadekānskābe	Stearīnskābe	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$
Propēnskābe	Akrilskābe	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$
Benzolkarbonskābe	Benzoskābe	
Etāndiskābe	Oksālskābe, skābenkābe	$\text{HOOC}-\text{COOH}$
Benzol-1,2-dikarbonskābe	Ftalskābe	
Benzol-1,4-dikarbonskābe	Tereftalskābe	
2-hidroksi-propānskābe	Pienskābe	$\text{CH}_3-\text{CH}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$
2-aminoetānskābe	Glikokols	$\text{CH}_2-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$ NH_2
2-aminopropānskābe	Alanīns	$\text{CH}_3-\text{CH}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$ NH_2

* Skābju triviālos nosaukumus lieto biežāk nekā sistemātiskos nosaukumus, kā arī tos biežāk izmanto sarežģītāku nosaukumu veidošanai.

➔ 6.5.

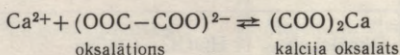
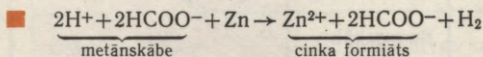
Karbonskābju disociācija un reakcijas

Karbonskābju disociācija:



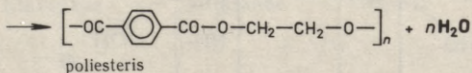
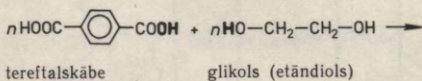
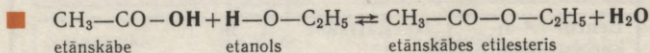
↗ Disociācija (sk. 82. lpp.).

Sāļu veidošanās:



↗ Sāļi (sk. 13. lpp.).

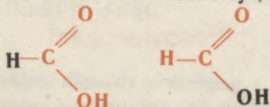
Esteru veidošanās:



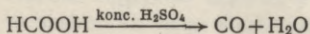
↗ Aizvietošanas reakcijas (sk. 78. lpp.).

Metānskābe (skudrskābe)

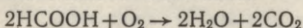
Ķīmiskā formula: **HCOOH**. Skudrskābe ir ļoti kustīgs, bezkrāsains šķidrums ar asu smaku. Ar ūdeni un etanolu tā sajaukas jebkurā attiecībā. Skudrskābe ir kodīga, un, nokļūstot uz ādas, tā rada brūces. Skudrskābe veido sāļus — **formiātus**. Skudrskābe ir reducētāja, jo tās molekulā ir arī aldehīdgrupa.



Skudrskābes sadalīšanās:



Skudrskābes oksidēšanās:



↑ Izmantošana (sk. 277. lpp.).

Etānskābe (etiķskābe)

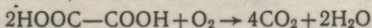
Ķīmiskā formula: **CH₃-COOH**. Etānskābe ir dzidr, bezkrāsains šķidrums ar asu smaku. Ja temperatūra zemāka par tās kušanas temperatūru ($t_k = 16,6^\circ\text{C}$), etānskābe pārvēršas ledum līdzīgā masā (tāpēc koncentrētu etānskābi sauc arī par ledus etiķskābi). Etānskābe šķīst ūdenī un etanolā. Pārdošanai gatavo 10% etānskābes šķīdumu ūdenī, ko sauc par galda etiķi, kā arī 40% šķīdumu — etiķa esenci. Etānskābe ir ļoti kodīga: Tā disociē jonus, kā arī veido sāļus — **acetātus**.

↑ Iegūšana (sk. 269. lpp.). Izmantošana (sk. 276. lpp.).

Skābeņskābe (oksāliskābe)

Ķīmiskā formula: **HOOC-COOH**. Skābeņskābes sistemātiskais nosaukums ir etāndiskābe. Istabas temperatūrā skābeņskābe ir balta, kristāliska viela, bez smakas, labi šķīst ūdenī. Tā ir indīga. Skābeņskābe ir reducētāja, pie tam tā oksidējas par oglekļa dioksīdu un ūdeni. Skābeņskābe disociē jonus, kā arī veido sāļus — **oksalātus**.

Skābeņskābes oksidēšanās:



➔ 6.6.

Tereftalskābe

Ķīmiskā formula: $C_6H_4(COOH)_2$. Sistemātiskais nosaukums ir 1,4-benzoldikarbonskābe. Tereftalskābe ir bezkrāsaina viela, kas sastāv no adatveida kristāliem. Tā slikti šķīst ūdenī un etanolā. Tereftalskābe disociē jonus, kā arī veido sāļus — tereftalātus. Tereftalskābe reaģē ar alkāndioliem, veidojot poliesterus.

6. 6. Amīni, skābju amīdi un nitrosavienojumi

Amīnu raksturojums


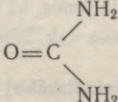
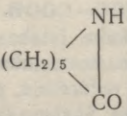
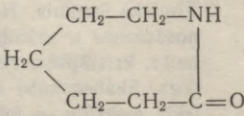

Amīni ir slāpekli saturoši organiskie savienojumi — amonjaka atvasinājumi, kur amonjaka molekulā viens vai vairāki ūdeņraža atomi ir aizvietoti ar ogļūdeņražu atlikumiem.

Skābju amīdu raksturojums

Skābju amīdi ir karbonskābju atvasinājumi, kuru molekulās karbonskābes hidroksilgrupa aizstāta ar aminogrupu.

Nitrosavienojumu raksturojums

Nitrosavienojumi ir ogļūdeņražu atvasinājumi, kuru molekulās ir viena vai vairākas nitrogrupas.

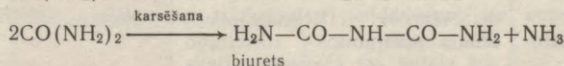
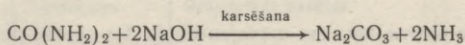
Nosaukums	Summārā formula	Vienkāršotā struktūrformula
Metilamīns	CH_3NH_2	CH_3-NH_2
Aminobenzols (anilīns)	$C_6H_5NH_2$	
Ogļskābes diamīds (urīnviela)	$CO(NH_2)_2$	
ε-aminokaprolaktāms (kaprolaktāms)		
Nitrobenzols	$C_6H_5NO_2$	

Aminobenzols (anilīns)

Ķīmiskā formula: $C_6H_5-NH_2$. Aminobenzols ir bezkrāsains, nedaudz eļļains šķidrums, kas gaisā strauji paliek brūns. Tā kušanas temperatūra $t_k = -6,2^\circ C$. Aminobenzolam ir īpatnēja smaka. Tas slikti šķīst ūdenī, turpretī daudzos organiskajos šķīdinātājos aminobenzola šķīdība ir neierobežota. Aminobenzola tvaiki ir indīgi.

Ogļskābes diamīds (urīnviela)

Ķīmiskā formula: $CO(NH_2)_2$. Ogļskābes diamīds ir cieta viela, kas sastāv no prizmveida kristāliem. Tas labi šķīst ūdenī un etanolā. Ogļskābes diamīds ir ļoti vāja bāze, kas tomēr reaģē ar skābēm un veido sāļus. Paaugstinātā temperatūrā tas reaģē ar sārmi šķīdumiem, bet sausajā pārtvaicē tas sadalās par amonjaku un biuretu.

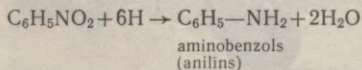
 **ϵ -aminokaprolaktāms (ϵ -kaprolaktāms)**

Ķīmiskā formula: $(CH_2)_5 \begin{array}{c} \text{NH} \\ | \\ \text{CO} \end{array}$. ϵ -aminokaprolaktāms ir balta

viela, kas šķīst ūdenī. Katalizatoru klātbūtnē tas pārvēršas polikaprolaktāmā, kas sastāv no virknes veida makromolekulām. \nearrow Poliamīdi (sk. 225. lpp.).

Nitrobenzols

Ķīmiskā formula. $C_6H_5-NO_2$. Nitrobenzols ir dzeltenīgs šķidrums ar rūgto mandeļu smaržu. Tas ļoti slikti šķīst ūdenī, bet labi šķīst etanolā un benzolā. Nitrobenzola tvaiki ir indīgi. Ar atomāro ūdeņradi nitrobenzols reducējas par aminobenzolu.

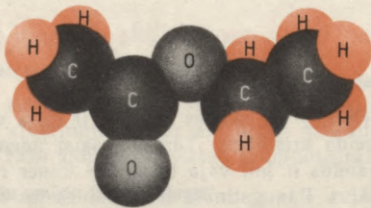


➔ 6.7.

6. 7. Esteri un tauki

Esteru raksturojums

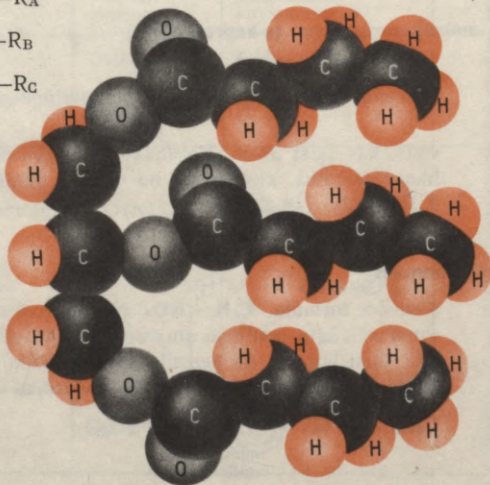
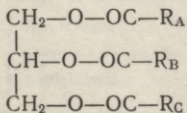
Esteri ir vielas, kas veidojas skābju un spirtu kopējas kondensācijas procesā (ķīmiskais līdzsvars).



Etiķskābes etilestera molekulas modelis.

Tauku raksturojums

Tauki pieder pie vielām, kas veidojas dabā. Tie sastāv no glicerīna un taukskābju (galvenokārt alkāniskābju un alkēniskābju) estēru maisījuma.



Glicerīna un sviestskābes estera molekulas modelis.

Taukus, kas istabas temperatūrā ir šķidrā stāvoklī, sauc par eļļām. No minerāleļļām (ogļūdeņražiem) tie atšķiras ar struktūru un īpašībām. Par taukiem visbiežāk esterificējas heksadekānskābe (palmitīnskābe) $C_{15}H_{31}-COOH$, oktadekānskābe (stearīnskābe) $C_{17}H_{35}-COOH$ un oktadekānskābe (oleīnskābe) $C_{17}H_{33}-COOH$.

† Izmantošana (sk. 255. lpp.).

6. 8. Ogļhidrāti

Ogļhidrātu raksturojums

Ogļhidrāti pieder pie savienojumiem, kas veidojas dabā. To vispārīgā formula ir $C_n(H_2O)_m$. Daudzi no šiem savienojumiem ir lielmolekulāras vielas.

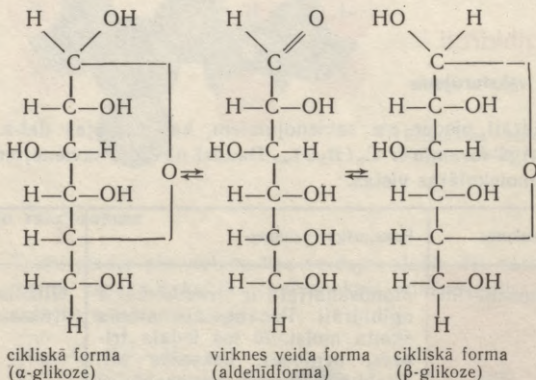
Nosaukums	Raksturīgās pazīmes	■
Monosaharīdi	Monosaharīdi ir vienkāršākie ogļhidrāti. Pēc oglekļa atomu skaita molekulā tos iedala triozēs, pentozēs, heksozēs utt. Skābju klātbūtnē monosaharīdi nesadalās	Glikoze, fruktoze
Oligosaharīdi	Oligosaharīdi pieder pie saliktajiem ogļhidrātiem; to molekulas sastāv no 2...10 monosaharīdu atlikumiem. (Ogļhidrātus, kas sastāv no diviem monosaharīdu atlikumiem, sauc par disaharīdiem .) Skābju klātbūtnē oligosaharīdi sadalās monosaharīdos	Maltoze, saharoze
Polisaharīdi	Polisaharīdi pieder pie saliktajiem ogļhidrātiem; to molekulas sastāv no vairāk nekā desmit monosaharīdu atlikumiem. Skābju klātbūtnē polisaharīdi sadalās daudzās monosaharīdu molekulās	Ciete, celuloze

➔ 6.8.

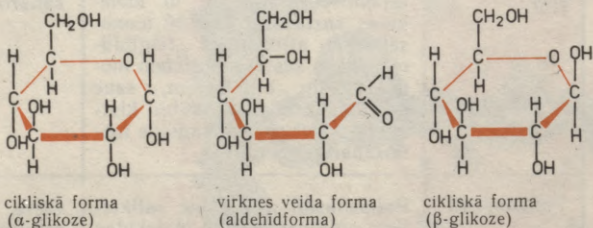
Glikoze (vīnogu cukurs)

Ķīmiskā formula: $C_6H_{12}O_6$. Glikoze ir monosaharīds. Tā ir balta pulverveida viela ar saldu garšu, bez smakas. Glikoze labi šķīst ūdenī, bet ļoti maz tā šķīst etanolā. Glikozes molekulām var būt virknes veida vai cikliska uzbūve.*

Struktūrformulas:

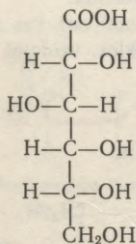


Glikozes struktūrformulu attēlojums perspektīvā:

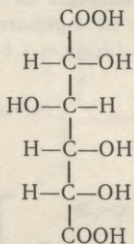


* Dažu ķīmisku vielu spēja eksistēt divās formās, kas atšķiras viena no otras ar molekulas struktūru un fizikāli ķīmiskām īpašībām, sauc par tautomēriju. — *Red. piez.*

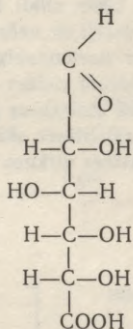
Karsējot glikoze pārvēršas tumši brūnā masā ar rūgtu piegaršu (karamele). Glikozei ir reducējošas īpašības, pie tam atkarībā no reakcijas apstākļiem tā pārvēršas dažādās karbonskābēs:



glikonskābe



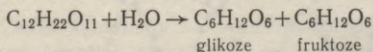
glikocukurskābe



glikuronskābe

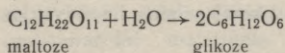
Saharoze (niedru cukurs)

Ķīmiskā formula: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Saharoze ir disaharīds. Tā veido lielus, bezkrāsainus kristālus vai arī baltu, kristālistu pulverveida vielu. Saharozei ir ļoti salda garša. Tā labi šķīst ūdenī, bet ļoti vāji tā šķīst etanolā. Saharozei nav reducējošu īpašību. Uzmanīgi karsējot, tā pārvēršas brūnā masā ar ļoti patīkamu garšu (karamele). Ja saharozi vāra atšķaidītās skābēs, tā veido glikozi un fruktozi.



Maltoze (iesalcukurs)

Ķīmiskā formula: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Maltoze ir disaharīds. Tā veido sikus, bezkrāsainus kristālus. Tai ir salda garša. Maltoze labi šķīst ūdenī, bet ļoti vāji tā šķīst etanolā. Tai ir reducējošas īpašības. Skābju šķīdumu iedarbībā maltoze sadalās par glikozi.



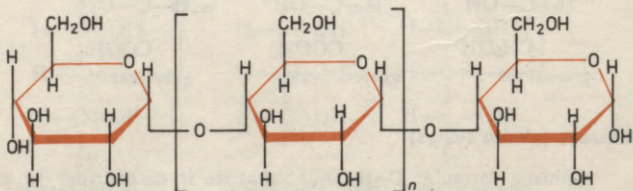
maltoze

glikoze

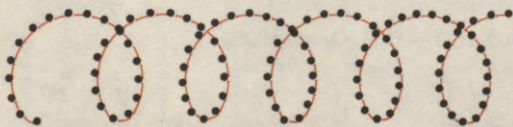
Ciete

Ķīmiskā formula: $(C_6H_{10}O_5)_n$. Ciete ir polisaharīds. Tā ir balta pulverveida viela (ļoti smalks pulveris) bez smakas un bez garšas. Ciete slikti šķīst ūdenī, karstā ūdenī ($60 \dots 80^\circ C$) tā izšķīst daļēji un uzbriest (cietes klīsteris). Ciete pēc ķīmiskā sastāva ir nevienmabīgs polisaharīds. Tā sastāv no divām lielmolekulārām vielām — no **amilozes** un **amilopektīna**.

Amilozes molekulas sastāv no α -glikozes atlikumiem, kas savā starpā saistīti ar skābekļa tiltiņiem 1,4-stāvokļos, veidojot spirālēs savītas virknes.

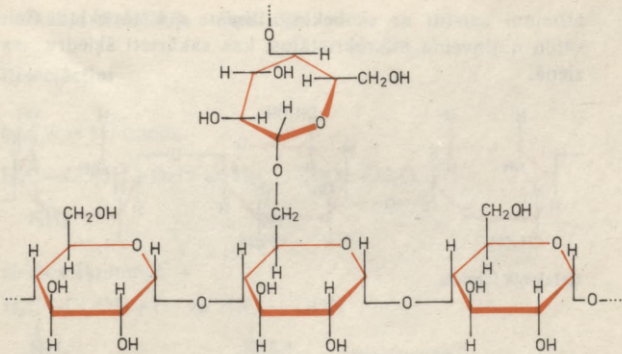


Amilozes formula.



Amilozes molekulu struktūra.

Amilopektīna molekulas arī sastāv no α -glikozes atlikumiem, kas saistīti ar skābekļa tiltiņiem, taču veidojot sazarotu virkni. Galvenajā virknē α -glikozes atlikumi saistīti 1,4-stāvokļos, bet sānvirknēs — 1,6-stāvokļos.

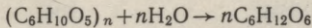


Amilopektīna formula.



Amilopektīna molekulu struktūra.

Cietes šķīdumam nav reducējošu īpašību. Fermentu iedarbībā vai karsējot atšķaidītu skābju iedarbībā ciete pārvēršas par glikozi vai maltozi.

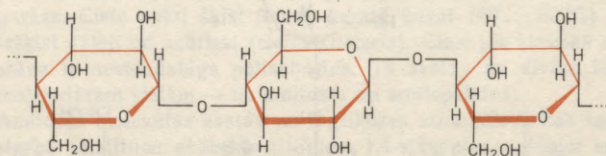


Celuloze

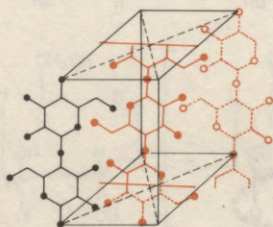
Ķīmiskā formula: $(C_6H_{10}O_5)_n$. Celuloze ir polisaharīds. Tā ir balta, cieta viela, kurai nav ne smakas, ne garšas. Tā nešķīst arī verdošā ūdenī. Celuloze ir dažādu lielmolekulāru vielu (polisaharīdu) maisījums. Celulozes molekulās β -glikozes

➔ 6.9.

atlikumi saistīti ar skābekļa tiltiņiem 1,4-stāvokļos. Celuloze veido nūjiņveida mikrokristālus, kas sakārtoti šķiedru ass virzienā.



Celulozes formula.



Celulozes molekulu struktūra.

Celuloze ir izturīga pret atšķaidītu sārmu iedarbību. Tā pakāpeniski noārdās (sašķeļas), ja to kombinēti apstrādā ar koncentrētām un atšķaidītām skābēm. Celuloze reaģē ar koncentrētām bezūdens skābēm, veidojot esterus (celulozes slāpekļskābes esteri, celulozes etiķskābes esteri).

↗ Izmantošana (sk. 276. lpp.).

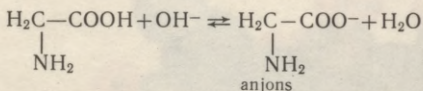
6. 9. Olbaltumvielas

Olbaltumvielu raksturojums

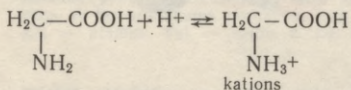
Olbaltumvielas ir lielmolekulāri savienojumi, kas galvenokārt ir veidoti no polipeptīdiem. Tās var sašķelties 2-aminoskābēs (α -aminoskābēs). Visi līdz šim zināmie dzīvības procesi ir saistīti ar olbaltumvielām.

α -aminoskābju disociācija un reakcijas**Disociācija:**

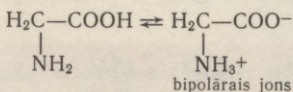
- bāziskos šķīdumos



skābos šķīdumos

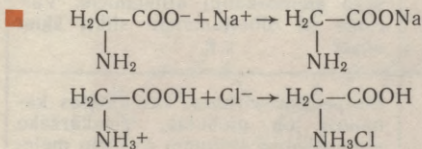
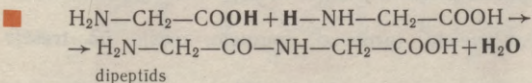


neitrālos šķīdumos



α -aminoskābēm raksturīgās reakcijas ir sāļu veidošanas un aizvietošanas reakcijas.

↗ Disociācija (sk. 82. lpp.). Bipolārie joni (sk. 34. lpp.).

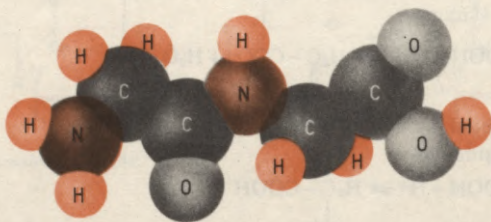
Sāļu veidošanās:**Aizvietošanas reakcijas (peptīdu veidošanās):**

↗ Aizvietošanas reakcijas (sk. 78. lpp.).

➔ 6.9.

Polipeptīdi

Polipeptīdi ir savienojumi, kuru molekulās ir saistīti vairāk nekā desmit (līdz 100) α -aminoskābju atlikumi.



Dipeptīda molekulas modelis.

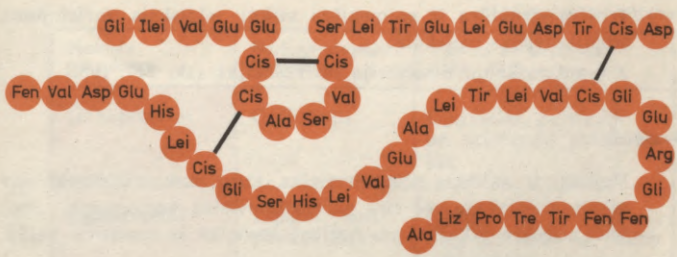
Olbaltumvielas (proteīni)

Proteīni ir vienkāršas olbaltumvielas, kas veidotas tikai no α -aminoskābju atlikumiem.

Nosaukums	Raksturīgās pazīmes
Fibrilārie proteīni (skleroproteīni)	Polipeptīdu virknes, kas ir diegveidīgas vai savītas spirālē. To molekulas sastāv galvenokārt no vienkāršāko aminoskābju atlikumiem. Vairums šo olbaltumvielu slikti šķīst ūdenī
Globulārie proteīni (sferoproteīni)	Polipeptīdu virknes, kas savītas kamolos jeb globulās. Vienkāršāko aminoskābju atlikumu šo vielu molekulās ir nedaudz. Vairums globulāro proteīnu labi šķīst ūdenī

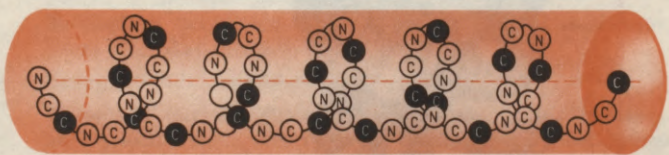
Izšķir olbaltumvielu (proteīnu) pirmējo, otrējo un trešējo struktūru.

Pirmējā struktūra ir α -aminoskābju atlikumu secība polipeptīdu virknē.

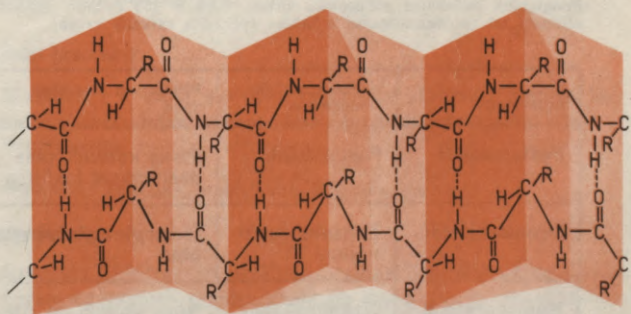


Insulīna polipeptīdu virknes pirmējā struktūra (katra aminoskābe apzīmēta ar tās nosaukuma pirmajiem trim burtiem, piemēram, Glī — glicīns, Ala — alanīns, Val — valīns u. c.).

Otrējā struktūra ir polipeptīdu virknes telpiskā struktūra jeb konfigurācija (diegveida, spirāles veida, savīta kamolos).



Olbaltumvielas molekulas polipeptīdu virknes struktūra spirāles veidā (galvenā virkne bez sānvirknēm).



Olbaltumvielas molekulas polipeptīdu virknes struktūra salocītas lapas veidā.

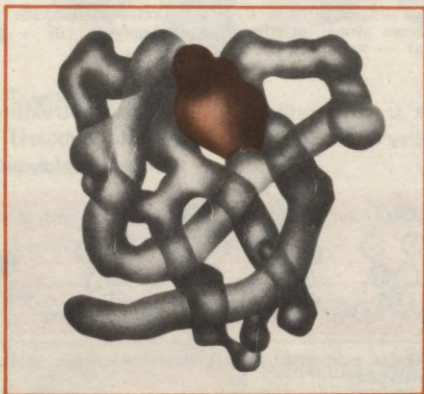
→ 6.9.

Trešējā struktūra ir polipeptīdu virkņu telpiskais novietojums olbaltumvielas molekulā.

↗ α -aminoskābju disociācija un reakcijas (sk. 219. lpp.).

Proteīdi

Proteīdi ir saliktas olbaltumvielas, kuru makromolekulās bez olbaltumvielas ir vēl cits neolbaltumvielas komponents. Proteīdus iedala atkarībā no neolbaltumvielas komponenta veida.



Mioglobīna molekulas polipeptīdu virkne, kurā ir 153 dažādu aminoskābju atlikumi un neolbaltumvielas atlikums (parādīts sarkanā krāsā).

Proteīdu nosaukums	Neolbaltumvielas komponents	Piemēri un atrašanās dabā
Fosfoproteīdi	Fosforskābe	Piena kazeīns, olas dzeltenuma fosfitīns
Hromoproteīdi	Krāsaini savienojumi	Hemoglobīns, mioglobīns
Nukleoproteīdi	Nukleīnskābes	Šūnu kodola un citoplazmas sastāvdaļas

Proteīdu nosaukums	Neolbaltumvielas komponents	Piemēri un atrašanās dabā
Glikoproteīdi	Ogļhidrāti	Gļotvielas, balstaudu un saistaudu sastāvdaļas
Lipoproteīdi	Lipoīdi (tauku pavadvielas)	Atrodas asins plazmā, olas dzeltenumā; šūnu sastāvdaļa

6. 10. Plastmasas, elastomēri, ķīmiskās šķiedrvielas

Plastmasas

Plastmasas ir sintētiski iegūtas lielmolekulāras vielas, kuras pakļaujas plastiskai apstrādei.

Termoplasti (termoplastiskās plastmasas) ir tādas plastmasas, kuras plastiskai apstrādei pakļaujas sildot.

- Polivinilhlorīds, polietilēns, polistirols.

Duroplasti (termoreaktīvās plastmasas) ir tādas plastmasas, kuru plastiskums izpaužas tikai to apstrādes laikā, bet termiskās iedarbības vai kāda cita veida iedarbības rezultātā tās kļūst cietas un nekūstošas.

- Fenoplasti, aminoplasti.

Elastomēri (kaučuki)

Elastomēri ir dabā sastopamas vai arī sintētiski iegūtas lielmolekulāras vielas, kurām piemīt gumijai līdzīgas īpašības — liela elastība.

- Dabiskais kaučuks, sintētiskais kaučuks, gumija.

Ķīmiskās šķiedras

Ķīmiskās šķiedras ir sintētiski iegūtas lielmolekulāras vielas, kuras izgatavotas šķiedru veidā un kuras var izmantot tekstilizstrādājumu ražošanai. Ķīmiskās šķiedras iedala divās grupās.

➔ 6.10.

Ķīmiskie diegi ir nepārtraukti pavedieni, kurus izmanto zīda tekstilizstrādājumu gatavošanai.

Vērpjamie ķīmiskie diegi ir štāpeļdiegu garumā sagrieztas šķiedras, kuras pārstrādā kokvilnai vai vilnai līdzīgos tekstilizstrādājumos.

- Poliakrilnitrilšķiedras (volprils, dralons, orlons, nitrons). Poliamīdu šķiedras (dederons, nailons, perlons, kaprons). Poliesteru šķiedras (grizutēns, elāns, trevils, terilēns, laysāns). ↗ Lielmolekulārās vielas (sk. 14. lpp.). Polimerizācija (sk. 79. lpp.). Polikondensācija (sk. 78. lpp.).

Fenoplasti

Fenoplasti ir termoreaktīvas plastmasas. Atkarībā no polikondensācijas pakāpes fenoplasti ir bezkrāsainas līdz brūnas vai sarkanbrūnas vielas. Fenoplastiem nav ne smakas, ne garšas, taču tie niecīgos daudzumos satur brīvu fenolu, un tāpēc nav izslēgta to fizioloģiska iedarbība. Fenoplasti ir izturīgi pret ūdens, vāju bāzu un skābju, kā arī pret organisko šķīdinātāju iedarbību. Tie slikti vada siltumu un elektrisko strāvu. Fenoplastu blīvums $\rho = 1,25 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. To stiprība stiepē ir $50 \text{ N}\cdot\text{mm}^{-2}$, spiedienizturība $300 \text{ N}\cdot\text{mm}^{-2}$. Fenoplasti neuzliesmo, karsējot pārogļojas. To īpašības var izmainīt, pievienojot krāsvielas un pildvielas.

↗ Iegūšana (sk. 270. lpp.). Izmantošana (sk. 278. lpp.).

Polivinilhlorīds (PVH)

Polivinilhlorīds ir termoplastiska plastmasa. Atkarībā no polimerizācijas pakāpes polivinilhlorīda krāsa var būt no baltas līdz sarkanbrūnai. Polivinilhlorīds ir bez smakas un bez garšas, tam nav arī nekāda fizioloģiska iedarbība. Tas ir izturīgs pret ūdens, vāju bāzu un skābju, kā arī pret daudzu organisko šķīdinātāju iedarbību, taču gaismas ietekmē tas lēnām sadalās. Polivinilhlorīds ļoti vāji vada siltumu un elektrisko strāvu. Tā blīvums $\rho = 1,38 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, stiprība stiepē $55 \text{ N}\cdot\text{mm}^{-2}$, spiedienizturība $70 \text{ N}\cdot\text{mm}^{-2}$. Polivinilhlorīds grūti uzliesmo. $75 \dots 80^\circ\text{C}$ temperatūrā tas kļūst miksts. Polivinilhlorīda īpašības iespējams izmainīt, pievienojot plastifikatorus, putu veidotājas vielas, krāsvielas, stabilizatorus, kā arī citus polimērus.

↗ Iegūšana (sk. 270. lpp.). Izmantošana (sk. 279. lpp.).

Poliamīdi

Poliamīdi ir termoplastiskas plastmasas. Šīs vielas ir gan caurspīdīgas, gan necaurspīdīgas, bet to krāsa — no baltas līdz dzeltenīgai. Poliamīdi ir bez smakas un bez garšas, tiem nav arī nekāda fizioloģiska iedarbība. Poliamīdi ir izturīgi pret ūdens, atšķaidītu skābju un organisko šķīdinātāju iedarbību. Tie slikti vada siltumu un elektrisko strāvu. Poliamīdu blīvums $\rho = 1,13 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, stiprība stiepē $50 \dots 80 \text{ N}\cdot\text{mm}^{-2}$, spiedienizturība $110 \text{ N}\cdot\text{mm}^{-2}$. Poliamīdi ir elastīgi, viegli uzliesmo, $215 \dots 250^\circ\text{C}$ temperatūrā kļūst mīksti. Tos var viegli izstiept pavedienos.

↗ Izmantošana (sk. 278. lpp.).

Polietilēns

Polietilēns ir termoplastiska plastmasa. Tā krāsa ir no baltas līdz dzeltenīgai. Polietilēns ir bez smakas un bez garšas, tam nav arī fizioloģiska iedarbība. Polietilēns ir izturīgs pret ūdens, bāzu, skābju (izņemums ir slāpekļskābe), sāļu šķīdumu, tauku un eļļu iedarbību. Tas nav izturīgs pret halogēnu, organisko šķīdinātāju un minerāleļļu iedarbību. Polietilēns slikti vada siltumu un elektrisko strāvu. Tā blīvums $\rho = 0,92 \dots 0,97 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, izturība stiepē $18 \dots 20 \text{ N}\cdot\text{mm}^{-2}$. Taustot polietilēns atgādina parafīnu. Tas ir elastīgs, spēj uzliesmot, $110 \dots 135^\circ\text{C}$ temperatūrā kļūst mīksts. Polietilēna īpašības stipri atkarīgas no tā iegūšanas paņēmiena, kā arī tās var mainīt, pievienojot pildvielas, citus polimērus un krāsvielas.

↗ Iegūšana (sk. 270. lpp.). Izmantošana (sk. 278. lpp.).

Polistirols

Polistirols ir termoplastiska plastmasa. Tā ir bezkrāsaina, caurspīdīga viela bez smakas un bez garšas. Polistirolam nav fizioloģiskas iedarbības. Tas ir izturīgs pret ūdens, bāzu, skābju, organisko šķīdinātāju iedarbību. Polistirols slikti vada siltumu un elektrisko strāvu. Tā blīvums $\rho = 1,08 \dots 1,09 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, stiprība stiepē $30 \text{ N}\cdot\text{mm}^{-2}$, spiedienizturība $100 \text{ N}\cdot\text{mm}^{-2}$. Polistirols ir trausls, spēj uzliesmot, 75°C temperatūrā kļūst mīksts. Tā īpašības iespējams izmainīt, pievienojot citus polimērus, putu veidotājas vielas, plastifikatorus un krāsvielas.

↗ Izmantošana (sk. 279. lpp.).

7. Ķīmiskie eksperimenti

7. 1. Vispārīgie noteikumi ķīmisko eksperimentu veikšanai

Ķīmiskā eksperimenta sagatavošana

1. Pārdomāt uzdevumu, līdz tas ir pilnīgi izprasts; apsvērt, kāds ir dotā eksperimenta mērķis.
2. Pārdomāt, kādā veidā vislabāk izdarīt doto eksperimentu.
3. Pārdomāt, kādas likumsakarības izpaudīsies attiecīgajos apstākļos.
4. Apsvērt, kādas kļūmes varētu rasties eksperimenta gaitā un kādi drošības pasākumi būtu jāveic.
↗ Drošības tehnikas noteikumi (sk. 227. lpp.).
5. Izraudzīties piemērotāko aparatūru un uzzīmēt tās skici.
↗ Darba metodes un aparatūra (sk. 238. lpp.).
6. Sagatavot nepieciešamos laboratorijas traukus un piederumus un ķīmikālijas.
7. Sastādīt aparatūru un pārbaudīt to.
8. Pārdomāt, kādā secībā eksperiments veicams un kādi novērojumi paredzami.

Eksperimenta veikšana un analīze

1. Izdarīt eksperimentu, vērojot tā gaitu.
2. Pārtraukt aparatūras darbību un eksperimentā iegūtos reakcijas produktus novietot norādītā vietā.
3. Novērojumu rezultātus, kā arī kvantitatīvos eksperimentos iegūtos lielumus ierakstīt protokolā.
↗ Eksperimenta protokols (sk. 227. lpp.).

4. Izskaidrot, respektīvi, analizēt eksperimentu: uzrakstīt reakciju vienādojumus un izskaidrot notikušās reakcijas, analizēt iegūtos lielumus un, pamatojoties uz atsevišķiem faktiem, izdarīt vispārīgus secinājumus.
5. Sakārtot darba vietu, izmazgāt lietotos laboratorijas traukus un notīrīt piederumus, pēc tam nomazgāt rokas.

Eksperimenta protokols

Eksperimenta nosaukums		
Uzdevums un tā mērķis		Literatūra
Eksperimenta sagatavošana Eksperimenta veikšanas secība Darba piederumi un aparātūra	Iespējamo nelaimes gadījumu cēloņi Ķīmikālijas	Drošības tehnikas pasākumi
Eksperimenta gaita Novērojumi Iegūtie lielumi		
Secinājumi Ķīmisko reakciju vienādojumi Aprēķini		
Vispārinājumi		

7. 2. Drošības tehnikas noteikumi

Vispārīgi norādījumi

Skolēniem paredzētajos eksperimentos nepieciešama sevišķa uzmanība un rūpība. Vispirms jāievēro šādi noteikumi.

— Rūpēties par darba vietas kārtību un tīrību.

➔ 7.2.

— Saudzīgi un rūpīgi apieties ar visiem laboratorijas traukiem un piederumiem un eksperimenta aparāturu. Par jebkuru negadījumu nekavējoties ziņot skolotājam.

— Uzvesties disciplinēti. Uzmanīgi sekot skolotāja paskaidrojumiem un ievērot rakstiskās instrukcijas. Ja radušās neskaidrības, jautāt skolotājam.

— Savlaicīgi noskaidrot, kāda ir lietojamo vielu bīstamības pakāpe, kā arī to, kādas kļūmes varētu rasties eksperimenta laikā.

— Vienmēr lietot tikai nelielus vielu daudzumus.

— Eksperimentu sākt tikai tad, kad ir skaidri zināms, kas jāveic eksperimenta laikā un kā tas jāveic.

— Lai nesabojātu apģērbu, uzvilkt ķiteli vai uzlikt priekšautu.

— Izpildīt visus instrukcijā minētos drošības tehnikas pasākumus (uzlikt aizsargbrilles, izmantot velkmi, lietot aizsargekrānu utt.).

— Par jebkuru ievainojumu nekavējoties ziņot skolotājam.

— Neparedzētos starpgadījumos saglabāt mieru un stingri ievērot skolotāja norādījumus.

— Zināt, kur atrodas ugunsdzēsības piederumi un medikamenti pirmās palīdzības sniegšanai.

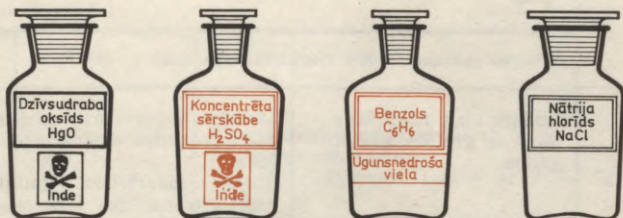
— Izmantojot ķīmikālijas, ievērot to lietošanas noteikumus. Pirmās pakāpes indīgās vielas, kā arī eksplozīvās vielas skolas eksperimentos aizliegts lietot.

Otrās pakāpes indīgās vielas, kā arī ugunsnedrošās vielas skolas eksperimentos drīkst lietot tikai skolotāja vadībā.

Drošības noteikumi, kas jāievēro, strādājot ar ķīmiskām vielām

— Ķīmikālijas neiebert vai neliet traukos, kas paredzēti pārtikas produktu uzglabāšanai (piemēram, pudelēs, ievārijumiem paredzētā stikla tarā).

— Uz traukiem, kuros tiek uzglabātas ķīmikālijas, jābūt speciālām pazišanas zīmēm.



— Ķīmikālijas nedrīkst aizskart ar rokām! Pēc eksperimenta veikšanas rokas rūpīgi jānomazgā.

— Darba telpā (laboratorijā) nedrīkst ēst un dzert. Laboratorijas traukus vai citus piederumus nedrīkst izmantot pārtikas produktu ievietošanai.

— Aizliegts pārbaudīt vielu garšu; izņēmums ir tie gadījumi, ja skolotājs devis īpašu norādījumu pārbaudīt vielas garšu.

— Vielas pēc smakas pārbaudīt, tikai ar rokas vēzieniem tuvinot vielas tvaikus degunam.

— Eksperiments jāizdara tā, lai novērstu veselībai kaitīgu gāzu iedarbību uz apkārtējiem cilvēkiem, vislabāk izmantot velkmes skapi.

— Strādājot ar ugunsnedrošām vielām, jāievēro, ka to tuvumā nedrīkst atrasties atklāta liesma vai stipri sakarsēti priekšmeti (degoši degļi, elektriskās plītiņas u. c.).

— Traukus ar ugunsnedrošām vielām tūlīt pēc lietošanas aizvērt un nolikt tiem paredzētā vietā.

Nelaiemes gadījumi, strādājot ar ķīmiskām vielām, un pirmās palīdzības sniegšana

Nelaiemes gadījuma veids	Pirmā palīdzība
Kodīgu vielu nokļūšana uz ādas	Skalot ādu ar lielu ūdens daudzumu
Kodīgu vielu iekļūšana acīs	Skalot acis ar lielu ūdens daudzumu

Nelaimes gadījuma veids	Pirmā palīdzība
Kodīgu vielu nokļūšana mutē un gremošanas orgānos	Skābju iedarbības gadījumā dzert magnija oksīda uzduļķojumu Sārnu iedarbības gadījumā dzert citronskābes šķīdumu vai stipri atšķaidītu etiķskābi
Saindēšanās ar cietām vai šķidrām vielām	Izraisīt vemšanu, iedzerot, piemēram, 1% vara(II) sulfāta šķīdumu
Saindēšanās ar gāzveida vielām	Cietušo nekavējoties izvest svaigā gaisā
Apdegumi	Apskalot ar aukstu ūdeni, tulznas nepārplēst

Indes

Indes ir vielas, kas pat ļoti mazos daudzumos kaitīgi iedarbojas uz dzīvjiem organismiem. Tās var iedarboties ārīgi vai arī nonākt ķermenī caur gremošanas un elpošanas orgāniem, kā arī caur ievainojumiem un ādu. Taču arī citas ķīmikālijas, kuras neuzskata par indēm, var kaitīgi ietekmēt cilvēka veselību.

Iedalījums	Svarīgākie pārstāvji
Pirmās pakāpes indīgās vielas	Akrilnitrils Arsēns un tā savienojumi Ciānūdeņražskābe un tās sāļi Dzīvsudraba savienojumi (izņēmumi ir dzīvsudraba sulfīds un dzīvsudraba(I) hlorīds) Fluorūdeņražskābe Kadmījs un tā savienojumi Tetraetilsvins

Iedalījums	Svarīgākie pārstāvji
<p>Otrās pakāpes indīgās vielas</p>	<p>Alvas savienojumi (šķīstošie) Aminobenzols (anilīns) Amonjaka šķīdums (sākot ar 10% šķīdumu) Antimona savienojumi (šķīstošie) Bārija savienojumi (šķīstošie) Benzols Broms Bromūdeņražskābe Cinka savienojumi (šķīstošie) Dzīvsudraba(I) hlorīds Etānskābe (etiķskābe, sākot ar 80% šķīdumu) Fenols Fluorīdi (šķīstošie) Fosfora(III) hlorīds Fosforskābe (sākot ar 50% šķīdumu) Heksafluorosilīcijskābe un tās savienojumi (šķīstošie) Hlors Hroma(III) un hroma(VI) savienojumi (šķīstošie) Kālija hidroksīda šķīdums (sākot ar 5% šķīdumu) Kālija hidroksīds Metanāls (formaldehīds) Metanols Metānskābe (skudrskābe, sākot ar 50% šķīdumu) Monohloretāns (vinilhlorīds) Nātrija hidroksīda šķīdums (sākot ar 5% šķīdumu) Nātrija hidroksīds Nitrīti Nitrobenzols Oglekļa disulfīds (sērogleklis) Sālsskābe (hlorūdeņražskābe, sākot ar 15% šķīdumu) Sērskābe (sākot ar 15% šķīdumu) Skābeņskābe (oksāliskābe) un tās savienojumi Slāpekļskābe (sākot ar 15% šķīdumu)</p>

Iedalījums	Svarīgākie pārstāvji
	Stroncija savienojumi (šķīstošie) Sudraba savienojumi (šķīstošie) Sulfīdi (šķīstošie) Svina savienojumi (šķīstošie) Tetrahlorometāns (tetrahlorogleklis) Tribrommetāns (bromoforms) Trihlormetāns (hloroforms) Urāna savienojumi (šķīstošie) Vara savienojumi (šķīstošie)

	Svarīgākie pārstāvji
Indīgās gāzes	Aminobenzola (anilīna) tvaiki Amonjaks Benzola tvaiki Dzīvsudraba tvaiki Fluors Hlors Hlorūdeņradis Nitrobenzola tvaiki Oglekļa monoksīds (oglekļa(II) oksīds) Sēra dioksīds (sēra(IV) oksīds) Sērūdeņradis Slāpekļa dioksīds (slāpekļa(IV) oksīds) Slāpekļa monoksīds (slāpekļa(II) oksīds) Tetrahlorometāna tvaiki

Ugunsnedrošās vielas

Ugunsnedrošās vielas ir tādas vielas, kurām zema uzliesmošanas temperatūra.

Vielas	Bīstamības klase
Benzīns (vieglais)	A I
Benzols	A I
Etoksietāns (diētilēteris)	A I

Tabulas turpinājums

Vielas	Bīstamības klase
Metilbenzols (toluols)	A I
Oglekļa disulfīds (sērogleklis)	A I
1-butanols (butilspirts)	A II
Petroleja (vieglā)	A II
Terpentīnēļļa	A II
Aminobenzols (anilīns)	A III
Benzaldehīds	A III
Nitrobenzols	A III
Etanāls (acetaldehīds)	B I
Etanols (etilspirts)	B I
Metanols	B I
1-propanols (propilspirts)	B I
Propanons (acetons)	B I
Etānskābe (etiķskābe)	B II

Eksplozīvās vielas

Eksplozīvās vielas ir tādas vielas, kas reaģē ar sprādzienu.

Gāzu maisījumi	Ūdeņradis ar gaisu vai skābekli Hlors ar ūdeņradi Metāns ar gaisu vai skābekli Oglekļa monoksīds ar gaisu vai skābekli Propāns ar gaisu vai skābekli Sērūdeņradis ar gaisu vai skābekli Deggāze ar gaisu vai skābekli Etāns ar gaisu vai skābekli Ugunsnedrošo vielu tvaiki ar gaisu vai skābekli
Cietas vielas	Hlorāti ar ugunsnedrošām vielām Nitrāti ar ugunsnedrošām vielām Nātrijs vai kālijs ar ūdeni

➔ 7.3.

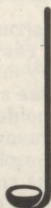
7. 3. Laboratorijas trauki un piederumi



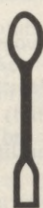
Tīģelknaibles



Mēģeņu turētājs



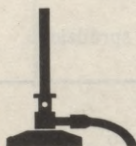
Dzelzs karotiņe



Karotiņe ar lāpstiņu



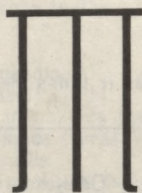
Azbesta sietiņš



Gāzes deglis



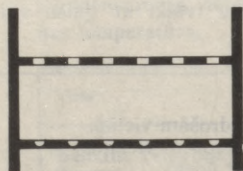
Spirta lampiņa



Trijkājis



Porcelāna trijstūris



Mēģeņu staffs



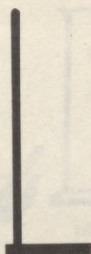
Mēģeņu paliktis



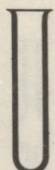
Pusmikrometodes trauku paliktis



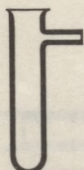
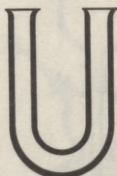
Suka



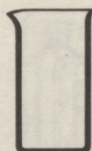
Statīvs

Statīva
gredzensStatīva
uzmavaStatīva
skava

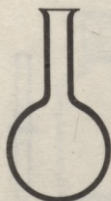
Mēģene

Mēģene ar
atzarojumu

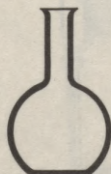
U veida caurule



Vārglāze



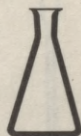
Apaļkolba



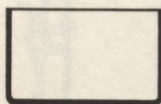
Stāvkolba



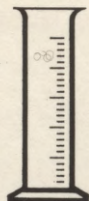
Pusmikromēģene

Erlenmeijera
kolba

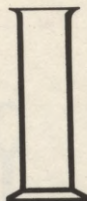
➔ 7.3.



Pneimatiskā vanna



Mērcilindrs



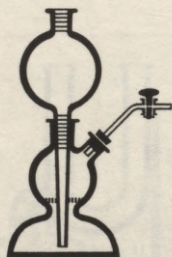
Cilindrs



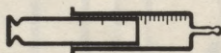
Strūklene



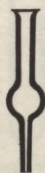
SkaloŅne



Kipa aparāts



Šjirce



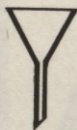
Caurulīte
gāzu
žāvēšanai



Pipete



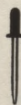
Stikla
nūjiņa



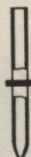
Piltuve



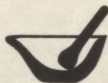
Pilināmā
piltuve



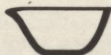
Pilināmā
pipete



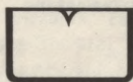
Caurulīte
ar filtru



Bļodiņa ar
pestiņu



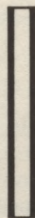
Bļodiņa
iztvaicēšanai



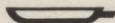
Kristalizators



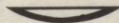
Porcelāna
tīģelis



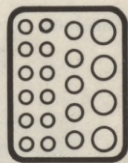
Termoizturīga
caurulīte



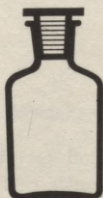
Porcelāna
silīte



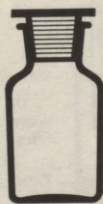
Pulksteņstikls



Plāksnīte ar
iedobumiem



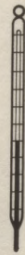
Saurkakla
pudele



Plaškakla
pudele



Pudele
ar pipeti



Termometrs

➔ 7.4.

7. 4. Darba metodes un aparatūra ķīmisko eksperimentu veikšanai

7. 4. 1. Vielu atdalīšana

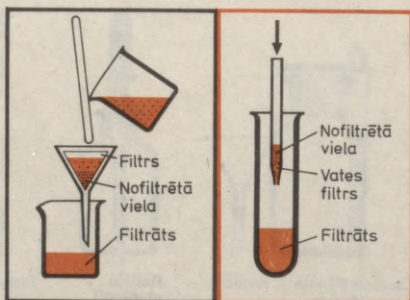
Ūdens šķīduma iztvaicēšana



Porcelāna bļodiņu, kas paredzēta ietvaicēšanai, piepilda ar šķīdumu ne vairāk kā līdz pusei un karsē uz nelielas liesmas. Šķīdumu nepārtraukti maisa ar stikla nūjiņu. Kad šķīduma ir palicis pavisam maz, karsēšanu pārtrauc. Šķīdinātāja pārpalikums iztvaiko, izmantojot sakarsušās porcelāna bļodiņas siltumu.

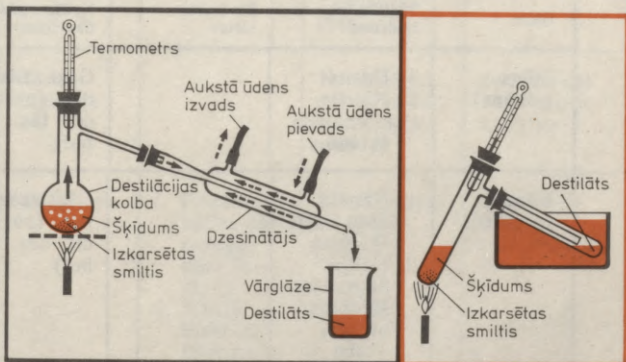
Filtrēšana

Piltuvē ieliek atbilstoša lieluma salocītu filtrpapīra filtru, piespiež to pie piltuves sienīņas un samitrina ar destilētu ūdeni. Filtrējamo šķīdumu piltuvē lej gar stikla nūjiņu. Piltuvi drīkst piepildīt ne augstāk kā 1 cm zem filtra malas. Filtrējamā šķīduma nākamā porcija jāpielej, kamēr caur filtru nav iztecējis viss šķīdums. Piltuves slīpajam galam jāpiekļaujas pie vār-glāzes sienīņas.



Destilēšana

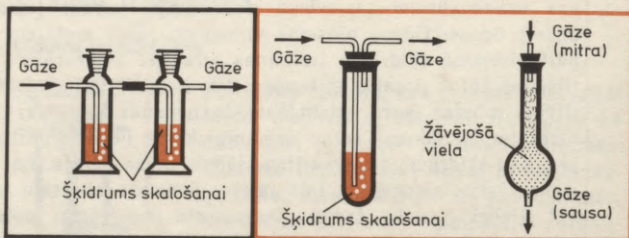
Destilācijas kolbu drīkst piepildīt ne vairāk kā līdz pusei. Iekams sāk karsēt kolbu, kurā ir destilējamais šķidrums, kolbas novadcaurulei jāpievieno dzesinātājs, kuram jāpievada auksts ūdens. Ūdens plūsmas virzienam jābūt pretējam nekā pārtvaicējamā šķidruma tecēšanas virziens. Temperatūru destilācijas kolbā nosaka ar termometru (ievērot termometra mērījumu robežu), kura galam jāatrodas nedaudz zemāk par kolbas atzarojumu. Sākumā kolbu uzmanīgi karsē lielākā liesmā, bet tad, kad šķidrums sācis vārīties, jālieto maza liesma. Lai šķidrums vārītos vienmērīgi, tajā jāieber nedaudz izkarsētu smilšu vai jāieliek pumeks. Izdarot frakcionētu destilēšanu, noteiktās temperatūras robežās jāmaina destilāta uztveršanas trauki. Destilējot ugunsnedrošus šķidrumus, nedrīkst lietot atklātu liesmu.

**Gāzu attīrīšana un žāvēšana**

Pirms lietošanas gāzes parasti attīra un žāvē. Šim nolūkam lieto attiecīgus šķidrumus, kā arī cietas vielas. Šķidrumus ielej gāzu skalotnēs, bet cietās vielas ievieto speciālās caurulītēs. Skalotnē gāzi ievada pa cauruli, kuras gals atrodas gāzes žā-

➔ 7.4.

vēšanai vai attīrīšanai paredzētajā šķīdumā. Pārpalikušās indīgās vai kaitīgās gāzes jānovada velkmes skapī vai jāabsorbē. Taču ugunsnedrošās gāzes velkmes skapī nedrīkst ievadīt.



Gāze	Skalošanas šķīdumi	Zāvējošās vielas	Kaitīgo gāzu likvidēšana
Etēns (etilēns)	1. Ūdens 2. Nātrija hidroksīda šķīdums		Gāzi sadedzināt (pārbaudīt tās tīrību!)
Etīns (acetilēns)	1. Nātrija hidroksīda šķīdums 2. Kālija dihromāta šķīdums un sērskābe		Gāzi sadedzināt (pārbaudīt tās tīrību!)
Hlors	Piesātināts kālija permanganāta šķīdums	Koncentrēta sērskābe vai kalcijs hlorīds	Gāzi izlaist caur nātronkaļķiem
Hlorūdeņradis		Koncentrēta sērskābe vai kalcijs hlorīds	Gāzi izlaist caur nātronkaļķiem

Tabulas turpinājums

Gāze	Skalošanas šķidrums	Zāvējošās vielas	Kaitīgo gāzu likvidēšana
Oglekļa dioksīds	Ūdens	Koncentrēta sērskābe vai kalcijs hlorīds	Ja nepieciešams, gāzi izlaist caur nātronkaļķiem
Oglekļa monoksīds	Nātrija hidroksīda šķīdums	Koncentrēta sērskābe vai kalcijs hlorīds	Gāzi sadedzināt (pārbaudīt tās tīrību!)
Skābeklis	Ūdens	Koncentrēta sērskābe vai kalcijs hlorīds	
Sēra dioksīds		Koncentrēta sērskābe vai kalcijs hlorīds	Gāzi izlaist caur nātronkaļķiem
Ūdeņradis	1. Piesātināts kālija permanganāta šķīdums 2. Kālija hidroksīda šķīdums	Koncentrēta sērskābe	Gāzi sadedzināt (pārbaudīt tās tīrību!)

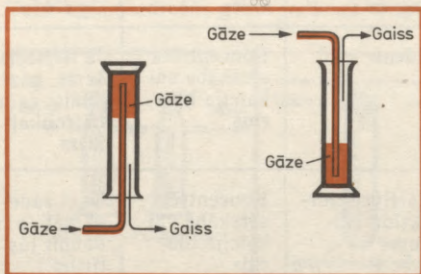
7. 4. 2. Gāzu uzkrāšana

Gāzu uzkrāšana, izspiežot gaisu

Gāzes, kuru blīvums ir mazāks par gaisa blīvumu, uzkrāj traukos ar vaļējo galu uz leju. Gāzes ar lielu blīvumu uzkrāj traukos, kuru vaļējais gals vērsts uz augšu. Abos gadījumos gāze

→ 7.4.

jāpievada samērā ilgi. Ar indīgām gāzēm jāstrādā, izmantojot velkmi.

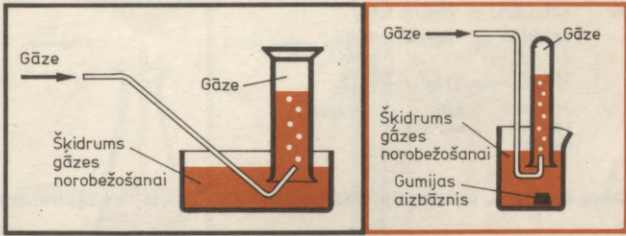


↑ Indīgās gāzes (sk. 232. lpp.).

Uztveramā gāze	Gāzes blīvums ρ ($\text{g} \cdot \text{l}^{-1}$)
Amonjaks	0,77
Ūdeņradis	0,089
Hlors	3,214
Hlorūdeņradis	1,639
Oglekļa dioksīds	1,977
Sēra dioksīds	2,926

Pneimatiskā gāzu uzkrāšana (uzkrāšana virs šķidruma)

Trauks, kurā jāuzkrāj gāze, vispirms jāpiepilda ar šķidrumu gāzes norobežošanai. Pneimatiskajā vannā jāielej tik daudz šķidrums, lai tajā varētu ietilpt arī nō gāzes uztveršanas trauka izspiestais šķidrums. Kad pneimatiskā gāzes uzkrāšana ir pabeigta, gāzes novadcaurulītes gals nekavējoties jāizņem no šķidrums, lai tas neieplūstu traukā, kurā gāzi iegūst. Pneimatiskās vannas un cilindra vietā eksperimentiem skolā ieteicams izmantot mazākus ķīmiskos traukus. Gāzu uztveršanai jāizmanto tikai tādi šķidrums, kuros attiecīgās gāzes šķīdība ir minimāla.

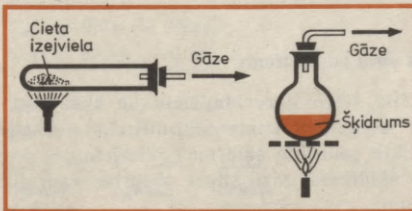


Uztveramā gāze	Šķidrums gāzes uztveršanai
Etīns (acetilēns) Etēns (etilēns) Oglekļa monoksīds Metāns Skābeklis Slāpeklis Slāpekļa monoksīds Ūdeņradis	Ūdens
Hlors Oglekļa dioksīds Sērūdeņradis	Koncentrēts nātrija hlorīda šķīdums

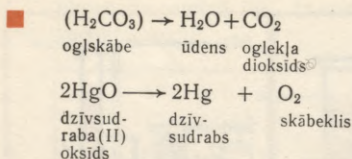
7. 4. 3. Ķīmisko eksperimentu metodika

Gāzu iegūšana, izejvielas karsējot

Gāzu iegūšanai paredzētās cietās vielas jākarsē mēģenēs, bet šķidrums — apaļkolbās. Šķidrumu karsēšanas temperatūra nedrīkst būt pārāk augsta, lai līdz ar gāzi neizdalītos arī šķidruma tvaiki.

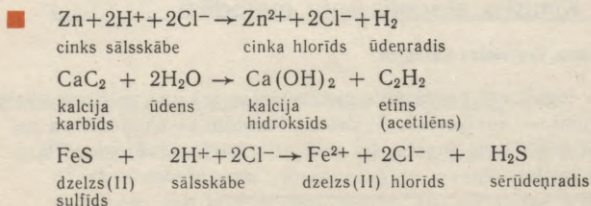
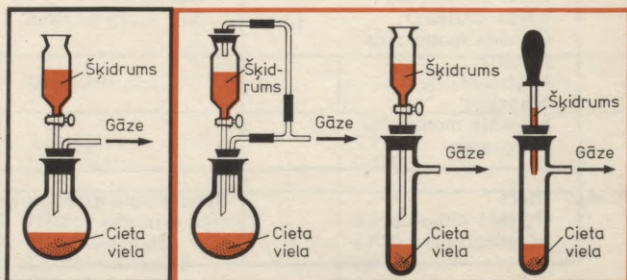


➔ 7.4.



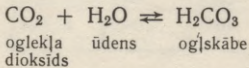
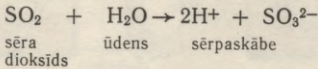
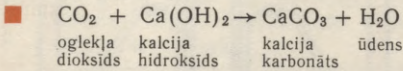
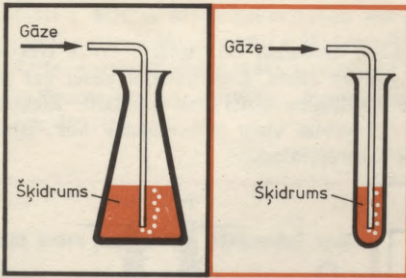
Gāzu iegūšana, savstarpēji le darbojoties cietai vielai un šķīdumam

Lai iegūtu gāzi, šķīdums lēnām jāpilina uz cietās izejvielas. Ja gāzes iegūšanas iekārtai pievienota skalotne, tad jāizmanto ierīce gāzes spiediena līdzsvarošanai, lai gāze nesāktu izplūst caur pilināmās piltuves krānu.



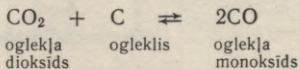
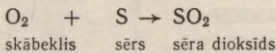
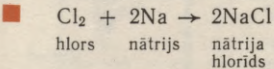
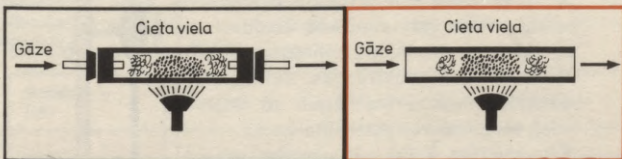
Reakcija starp gāzveida vielu un šķīdumu

Lai notiktu reakcija starp gāzveida vielu un šķīdumu, gāzi ievada šķīdumā, izmantojot stikla caurulīti. Lai reakcija notiktu pilnīgāk, stikla caurulīte šķīdumā jāievieto pēc iespējas dziļāk. Taču, ja šķīdums gāzi stipri absorbē, caurulīti nedrīkst ielikt šķīdumā.



Reakcija starp gāzveida vielu un cietu vielu

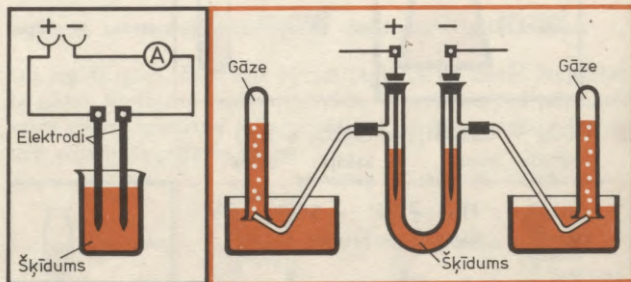
Lai notiktu reakcija starp gāzveida vielu un cietu vielu, gāzi laiž pāri cietajai izejvielai, kas ievietota termoizturīgā caurulē nelielas kaudzītes veidā. Cieto vielu norobežo ar stikla vati vai ieber porcelāna silītē. Cietā izejviela parasti jākarsē.



➔ 7.4.

Šķīdumu elektrolīze

Lai elektrolizētu kādu šķīdumu, tajā ievieto divus elektrodus, kas savienoti ar strāvas avotu. Elektriskajai ķēdei var pievienot kādu strāvas mērīšanas ierīci vai spuldzīti. Elektrolīzes procesā radušos gāzveida vielu uztveršanai var izmantot U-veida cauruli ar atzarojumiem.



Titrēšana, kurā izmanto neitralizācijas reakciju

Titrēšana, kurā izmanto neitralizācijas reakciju, ir kvantitatīvās analīzes paņēmieni, kur dotās skābes vai bāzes šķīduma koncentrāciju var noteikt, pievienojot tam kādu šķīdumu ar zināmu normālo koncentrāciju. Nezināmās koncentrācijas šķīduma noteiktu tilpumu (apmēram 10 ml) ielej vārglāzē vai platkakla kolbā — Erlenmeijera kolbā un pievieno dažus pilienus indikatora šķīduma. Tad šķīdumu ar zināmo normālo koncentrāciju no biretes lēnām pilina nezināmās koncentrācijas šķīdumā, līdz indikatora krāsas maiņa norāda, ka reakcija beigusies. Lai abi šķīdumi labi sajauktos, šķīdums vārglāzē nepārtraukti jāskalina. Reakcijai bei-



dzoties, biretes krāns nekavējoties jāaizver. Pēc biretes skalas nosaka titrēšanai izmantotā šķīduma tilpumu un, pamatojoties uz to, aprēķina vielas masu nezināmās koncentrācijas šķīdumā. / Koncentrācijas aprēķini, kuros izmanto titrēšanas datus (sk. 121. lpp.).

7. 5. Vielu pierādīšanas reakcijas

Liesmas krāsa (iepriekšēja pārbaude)

Ja gāzes degļa bezkrāsainajā liesmā ar iepriekš izkarsētu tērauda stieplīti ievieto kādu vielu, tad tās tvaiku iedarbībā liesma iegūst krāsu.

Metāls	Litijs	Nātrijs	Kālijs	Kalcijs	Bārijs	Varš
Liesmas krāsa	sarkana	dzeltena	violeta	ķieģel-sarkana	dzeltenzaļa	zaļa

Precīza liesmas krāsas noteikšana iespējama tikai ar spektroskopu.

Nogulsnēšanas reakcijas

Nogulsnēšanas reakcijas ir daudzas ķīmiskās reakcijas, kas norisinās šķīdumos, kur sastopas joni, kuri veido slikti šķīstošus sāļus; tādā gadījumā rodas nogulsnes.

Nosakāmie joni	Reaģenti	Reakciju raksturīgās pazīmes
Svina joni	Sērūdeņradis	Nogulsnes: svina sulfīds melnā krāsā $Pb^{2+} + S^{2-} \rightleftharpoons PbS$
Bromīdjoni	Sudraba nitrāta šķīdums ar slāpekļskābes šķīdumu	Nogulsnes: sudraba bromīds iedzeltenā krāsā $Ag^+ + Br^- \rightleftharpoons AgBr$ Nogulsnes šķīst koncentrētā amonjaka šķīdumā

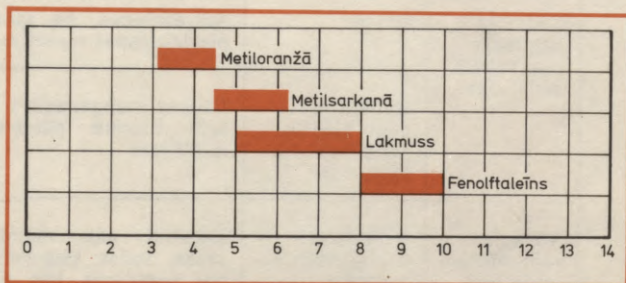
Nosakāmie joni	Reagenti	Reakciju raksturīgās pazīmes
Hlorīdjoni	Sudraba nitrāta šķīdums ar slāpekļskābes šķīdumu	Nogulsnes: sudraba hlorīds baltā krāsā $Ag^+ + Cl^- \rightleftharpoons AgCl$ Nogulsnes šķīst amonjaka šķīdumā
Jodīdjoni	Sudraba nitrāta šķīdums ar slāpekļskābes šķīdumu	Nogulsnes: sudraba jodīds dzeltenā krāsā $Ag^+ + I^- \rightleftharpoons AgI$ Nogulsnes slikti šķīst vājā amonjaka šķīdumā
Karbonātjoni (oglekļa dioksīds)	Kalcija hidroksīda šķīdums Bārija hidroksīda šķīdums	Nogulsnes: kalcija karbonāts baltā krāsā $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightleftharpoons CaCO_3$ Nogulsnes: bārija karbonāts baltā krāsā $Ba^{2+} + CO_3^{2-} \rightleftharpoons BaCO_3$
Sulfātjoni	Bārija hlorīda šķīdums sālsskābes šķīdumā	Nogulsnes: bārija sulfāts baltā krāsā $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightleftharpoons BaSO_4$
Sulfīdjoni	Svina acetāta šķīdums Svina nitrāta šķīdums	Nogulsnes: svina(II) sulfīds melnā krāsā $Pb^{2+} + S^{2-} \rightleftharpoons PbS$

Krāsu reakcijas

Krāsu reakcijas ir tādas ķīmiskas reakcijas, kas norisinās, ja salej kopā šķīdumus (vai šķīdumā iemērc indikatora papīriņu); tad parādās krāsojums.

Nosakāmie joni	Reaģenti	Reakciju raksturīgās pazīmes
Hidroksīd-joni (pārākumā)	Lakmuss Fenolftaleīns Metilsarkanā Universālindi- katora papīritis	Krāsojums: zils Krāsojums: sarkans Krāsojums: dzeltens Krāsojumu salīdzina ar krāsu skalu un nosaka pH
Odeņraža joni (pārākumā)	Lakmuss Metiloranžā Universālindi- katora papīritis	Krāsojums: sarkans Krāsojums: sarkans Krāsojumu salīdzina ar krāsu skalu un nosaka pH
Nitrātjoni	Sērskābe, dzelzs(II) sul- fāts, koncentrē- ta sērskābe	Parādās gredzens no vio- letas līdz brūnai krāsai, ko veido dzelzs(II) nitroz- sulfāts $\text{Fe}(\text{NO})\text{SO}_4$

Indikatoru iedarbības zonas



Amonjaka un amonija jona pazīšana

Nosakāmie joni	Reaģenti	Reakciju raksturīgās pazīmes
Amonjaks	Sālsskābe	Amonija hlorīds baltu dūmu veidā $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
Amonija joni	Hidroksīdjoni	Amonjaka smaka

➔ 7.5.

Organisko vielu pazīšana

Nosakāmā viela	Reaģenti	Reakciju raksturīgās pazīmes
Alkanāli	Fuksīnsērpa-skābe	Krāsojums: sarkani violets (norisinās pievienošanas reakcija)
Olbaltumvielas	Koncentrēta slāpekļskābe	Krāsojums: dzeltens; pievienojot bāzisku šķīdumu, krāsojums oranžs (ksanto-proteīna reakcija)
Olbaltumvielu šķīdumi	Kālija hidroksīda šķīdums, vara(II) sulfāta šķīdums	Krāsojums: sarkani violets (biureta reakcija)
Vielas ar vairākkāršām saitēm molekulās	Broms	Atkrāsošanās, ko izraisa pievienošanas reakcijas
	Baijera reaģents (kālija permanganāta šķīdums)	Brūnas mangāna(IV) oksīda hidrāta pārslveida nogulsnes
Vielas ar reducējošām īpašībām	Fēlinga šķīdums (tikko nogulsnēta vara(II) hidroksīda šķīdums vīnskābes šķīdumā)	Karsējot sāk mainīties krāsa, rodas ķieģeļsarkanas nogulsnes, kas satur vara(I) oksīdu
	Svaigs sudraba sāļu amonjaka-lais šķīdums	Sildot parādās melns krāsojums — izdalās sīkas sudraba daļiņas. Sudraba spogulis uz trauka sienīņām

Nosakāmie joni	Reaģenti	Reakciju raksturīgās pazīmes
Ciete	Joda šķīdums kālija jodīda šķīdumā	Krāsojums: zils
Celuloze	Jodīda šķīdums cinka hlorīda šķīdumā	Krāsojums: zils

8. Tehniskā ķīmija

8. 1. Ķīmiskās rūpniecības izejvielas

Kaln rūpniecības produkti

Izejviela	Izejvielas sastāvs	Izmantošana
Akmenssāls	Sāls nogulu minerāls, kas sastāv no nātrija hlorīda NaCl	Izejviela nātrija karbonāta, nātrija hidroksīda, hlora, sālskābes un citu ķīmikāliju ražošanai; izmanto arī ziepju ražošanā; piedeva pārtikas produktiem; konservēšanas līdzeklis
Akmeņogles	Minerālogles, kas bezūdens stāvoklī satur aptuveni 83% C un 5% H; ūdens saturs 2...20%; degošo vielu saturs aptuveni 90%	Izejviela sausās pārtvaices un koksēšanas procesos; kurināmais
Anhidrīts	Kalcija sulfāts CaSO_4	Izejviela sērskābes un amonija sulfāta ražošanai
Apatīts	Fosfātu minerāls, kas satur kalcija fosfātu $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (satur aptuveni 42% P_2O_5)	Izejviela fosfora minerālmēsli, fosforskābes un fosfora ražošanai

Izejviela	Izejvielas sastāvs	Izmantošana
Boksīts	Alumīnija rūda, kas satur 50...70% alumīnija, pārrēķinot uz Al_2O_3 ; līdz ar citiem alumīnija savienojumiem satur arī alumīnija hidroksīdu $Al(OH)_3$ un alumīnija oksihidroksīdu $AlO(OH)$; piemaisījumi: dzelzs(III) oksīds un silīcija dioksīds.	Izejviela alumīnija ražošanai
Brūnogleš	Minerāloģles, kas bezūdens stāvoklī satur aptuveni 68% C un 5% H; brūnoglēs ir aptuveni 55% ūdens, aptuveni 40% degošo vielu	Izejviela sausās pārtvaices, koksēšanas un citos ķīmijas tehnoloģiskajos procesos; kurināmais
Cinka māns	Cinka rūda, kas sastāv no cinka sulfīda ZnS un dzelzs(II) sulfīda FeS piemaisījumiem	Izejviela cinka un sēra dioksīda ražošanai
Dabasgāze	Gāzveida vielu maisījums, kas sastāv galvenokārt no metāna (līdz 95% CH_4)	Degvēģe; izejviela naftas ķīmiskajā rūpniecībā
Kālija sāls	Kālija un magnija minerālsāļu nogulas; satur kālija hlorīdu, magnija hlorīdu, nātrija hlorīdu, magnija sulfātu, nelielus bromīdu piemaisījumus	Mēslošanas līdzeklis; izejviela kālija hidroksīda, kālija karbonāta, sprāgstvielu, citu kālija savienojumu un broma ražošanai

Izejviela	Izejvielas sastāvs	Izmantošana
Kaļķakmens	Kalcija karbonāts CaCO_3 ; satur mālus, dzelzs oksidus, silīcija dioksīdu un citas vielas	Izejviela dedzināto kaļķu, cementa, stikla, kalcija karbīda ražošanai; kušņi čuguna un tērauda ražošanā; mēslošanas līdzeklis; piedeva celulozes ražošanā
Kvarca smiltis	Silīcija dioksīds SiO_2	Izejviela stikla ražošanai; celtniecības javas komponents
Magnētiskā dzelzsrūda	Oksīdu dzelzsrūda; satur 50...70% dzelzs; tā sastāv galvenokārt no dzelzs (II, III) oksīda Fe_3O_4	Izejviela čuguna ražošanai; papildizejviela tērauda ražošanā
Nafta	Virknes veida un ciklisko ogļūdeņražu maisījums; satur 80...87% oglekļa, 9...14% ūdeņraža	Izejviela dzinēju degvielu, smērvielu, mazuta, parafīna, naftas piķa ražošanai; galvenā izejviela naftas ķīmiskajā rūpniecībā
Pirīts	Sulfīdu dzelzsrūda, kas satur 33...45% dzelzs, 32...48% sēra, sastāv no dzelzs(II) disulfīda FeS_2	Izejviela sēra dioksīda un čuguna ražošanai
Sarkanā dzelzsrūda	Oksīdu dzelzsrūda, kas satur 35...60% dzelzs; rūda sastāv no dzelzs(III) oksīda Fe_2O_3	Izejviela čuguna ražošanai

Izejviela	Izejvielas sastāvs	Izmantošana
Svina spīde	Svina rūda, kas satur līdz 86% svina; tā sastāv galvenokārt no svina sulfīda PbS	Izejviela svina un sēra dioksīda iegūšanai
Vara rūda	Slāņains, bitumenu saturošs mergelis, kura sastāvā ir 0,6...3% vara; tā ir vara sulfīdu rūda (Cu_3FeS_3 , CuFeS_2 , Cu_2S), kas satur arī citu metālu (dzelzs, cinka, svina, sudraba u. c.) sulfīdus, kā arī vairākus citus savienojumus	Izejviela vara ražošanai; no tā iegūst daudzus blakusproduktus, piemēram, sērskābi, sudrabu, svinu, germāniju, selēnu

Augu un dzīvnieku valsts produkti

Izejviela	Izejvielas sastāvs	Izmantošana
Tauki	Tādu esteru maisījums, kas veidojušies no glicerīna un virknes veida taukskābēm	Pārtikas produkti; izejviela ziepju, krāsvielu, kosmētisko vielu un glicerīna ražošanai
Koksne	No celulozes veidoti audi; bezūdens koksne satur līdz 50% celulozes, dažādus polisaharīdus un citas vielas	Izejviela kokogles, celulozes, etanola, līmju, cietināšanas līdzekļu, sveķu un piķa ražošanai

➔ 8.2.

Gaisa un ūdens produkti

Izejviela	Izejvielas sastāvs	Izmantošana
Ūdens	H ₂ O; izšķīdušā veidā visbiežāk satur neorganiskos sāļus un dažas gāzes	Tīrīšanas līdzeklis, šķīdinātājs, siltuma enerģijas pārnēsējs (tvaiks), dzesēšanas līdzeklis, izejviela dzēsto kaļķu, sintētisko gāzu, etīna, etanāla un citu vielu ražošanā; izmanto tauku un ogļhidrātu hidrolīzei
Gaiss	Galvenās sastāvdaļas: 78,1 tilp-% slāpekļa, 20,9 tilp-% skābekļa	Izejviela dažādām reakcijām, kurās nepieciešams skābeklis un slāpeklis; dzesēšanas līdzeklis

8. 2. Ķīmisko vielu ražošanas vispārīgie pamatprincipi un metodes

Nepārtrauktie procesi

Nepārtrauktajos ķīmiski tehnoloģiskajos procesos izejvielas nepārtraukti tiek ievadītas attiecīgajos aparātos, kur tās nepārtraukti reaģē noteiktos apstākļos, bet reakcijas produkti nepārtraukti tiek aizvadīti.

↑ Cuguna ražošana (sk. 257. lpp.). Dedzināto kaļķu iegūšana (sk. 263. lpp.). Sērskābes ražošana pēc kontaktmetodes (sk. 262. lpp.). Amonjaka sintēze (sk. 262. lpp.). Ūdens gāzes iegūšana (sk. 265. lpp.).

Pārtrauktie jeb periodiskie procesi

Pārtrauktajos jeb periodiskajos ķīmiski tehnoloģiskajos procesos izejvielu piegāde, ķīmisko reakciju norise, kā arī reakcijas produktu aizvadišana notiek cita pēc citas un periodiski atkārtojas.

Pretplūsmas princips

Pretplūsmas princips ir tāds ķīmiski tehnoloģisko procesu princips, kur dažādas vielas tiek pārvietotas savstarpēji pretējās virzienos, lai radītu optimālos apstākļus gan enerģētiskajiem, gan ķīmiskajiem procesiem.

↑ Sērskābes ražošana pēc kontaktmetodes (sk. 262. lpp.).
Amonjaka sintēze (sk. 262. lpp.).

Cirkulācijas princips

Cirkulācijas princips ir tāds ķīmiski tehnoloģisko procesu princips, kur neizreagējušās izejvielas, kā arī palīgvielas no jauna ievada attiecīgajā aparātā. Cirkulācijas princips veicina vielu racionālu izmantošanu. To visbiežāk lieto nepārtrauktajos procesos.

↑ Amonjaka sintēze (sk. 262. lpp.).

Virstošā slāņa metode

Virstošā slāņa metode ir tāda ķīmiski tehnoloģisko procesu metode, kur gāzveida izejvielas attiecīgajā aparātā no apakšas ievada pa speciālu sprauslu, bet cietā, sīki sasmalcinātā izejviela gāzu plūsmā it kā «virst» kustīgā slānī, kurā notiek ķīmiskās reakcijas.

↑ Sēra dioksīda iegūšana (sk. 261. lpp.). Ūdens gāzes iegūšana (sk. 265. lpp.).

8. 3. Ķīmiskā rūpniecība

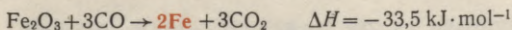
8. 3. 1 Metālu ražošana

Čuguna ražošana

Izejviela: dzelzsrūda.

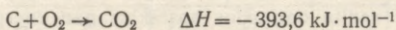
Palīgvielas: kokss, gaiss, papildvielas.

Ķīmiskās reakcijas: dzelzs oksīdus, ko satur rūda, reducē oglekļa monoksīds.

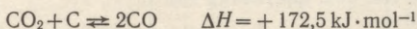


8.3.

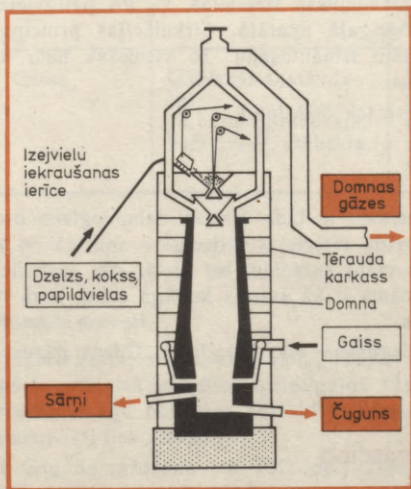
Kokss sadeg, veidojot oglekļa dioksīdu. Šajā reakcijā izdalās siltums, kas nepieciešams dzelzs un sārņu izkausēšanai, kā arī ķīmisko reakciju norisei.



Oglekļa dioksīds reducējas par oglekļa monoksīdu:



Čuguna iegūšanas iekārta: domna.



Vispārīgie principi: nepārtraukts process (izejvielu iekraušana un čuguna izvadišana tomēr notiek periodiski), pretplūsmas princips.

Galvenais produkts: čuguns.

Blakusprodukti: sārņi, domnas gāze.

† Izmantošana (sk. 273. lpp.).

Tērauda ražošana

Izejvielas: šķidrums čuguns un gaiss vai arī dzelzs oksīdi un metāllūžņi.

Palīgvielas: dažādas papildvielas, piemēram, dedzinātie kaļķi.

Ķīmiskās reakcijas: šķīdrajā čugunā piemaisījumu veidā esošos elementus oksidē ar pievadīto skābekli (vai gaisu) un pārvērš sārņos, pievienojot oksīdus.

Galvenais produkts: tērauds.

Blakusprodukti: sārņi, aizplūstošās gāzes.

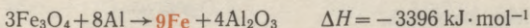
↑ Izmantošana (sk. 273. lpp.).

Aluminotermija

Izejvielas: dzelzs oksīds, alumīnija pulveris.

Palīgviela: aizdedzinošs vielu maisījums.

Ķīmiskā reakcija: dzelzs oksīda un alumīnija pulvera maisījumu māla tīgelī sakarsē un izraisa reakciju:



Galvenais produkts: šķidra dzelzs.

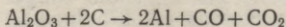
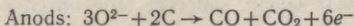
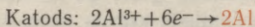
Blakusprodukts: sārņi.

Alumīnija iegūšana, izmantojot kausējuma elektrolīzi

Izejviela: alumīnija oksīds.

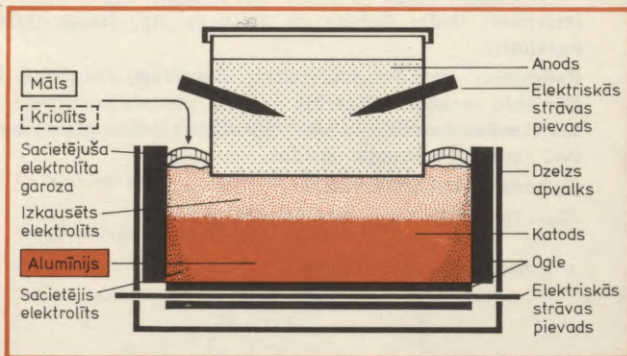
Palīgvielas: kriolīts, ogles elektrodi.

Ķīmiskās reakcijas: izkausēta kriolīta masā izšķīdināts alumīnija oksīds elektrolīzes procesā sadalās.



➔ 8.3.

Alumīnija iegūšanas iekārta: elektrolīzes vanna.



Galvenais produkts: alumīnijs.

Blakusprodukti: aizplūstošās gāzes.

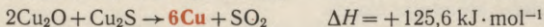
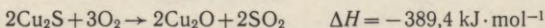
↗ Ipašības (sk. 152. lpp.). Izmantošana (sk. 274. lpp.).

Vara iegūšana (sausā pārstrāde)

Izejviela: vara rūda.

Palīgvielas: gaiss, papildvielas (kokss un kvarcs), vara(II) sulfāts, sērskābe.

Ķīmiskās reakcijas: bagātinātu rūdu apdedzina speciālās daudzvelvju krāsnīs. Pēc tam šahtveida krāsnīs tā sadalās, veidojot t. s. vara akmeni ($\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{FeS}$) un sārņus. Konvertorā caur izkausētu vara akmeni pūš gaisu un iegūst jēlvaru un sēra dioksīdu saturošu gāzi:



Jēlvaru attīra, elektrolītiski rafinējot.

Galvenais produkts: elektrolītiskais varš.

Blakusprodukti: sēra dioksīdu saturoša gāze, putekļi (satur svinu, cinku, rēniņu un citus elementus), krāsns gāze, sārņi, anoda piemaisījumi (satur selēnu, sudrabu, zeltu un citus elementus).

↗ Ipašības (sk. 170. lpp.). Izmantošana (sk. 275. lpp.).

Cinka iegūšana (slapjā pārstrāde)

Izejviela: cinka māns.

Palīgvielas: gaiss, sērskābe, cinka putekļi, cinka sulfāts.

Ķīmiskās reakcijas: cinka mānu apdedzina. Uz apdedzināto masu iedarbojas ar sērskābi. Iegūst cinka sulfāta šķīdumu, ko attīra no piemaisījumiem un elektrolizē.

Galvenais produkts: elektrolītiskais cinks.

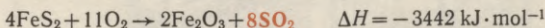
Blakusprodukti: sēra dioksīdu saturoša gāze, cietais atlikums (satur varu, kobaltu, kadmiju, indiju un citus elementus).

↑ Ipašības (sk. 172. lpp.). Izmantošana (sk. 274. lpp.).

8. 3. 2. Svarīgāko neorganisko savienojumu ražošana**Sēra dioksīda iegūšana no sulfīdu rūdām**

Izejvielas: sulfīdu rūdas (piemēram, pirīts), gaiss.

Ķīmiskās reakcijas: sulfīdu rūdas speciālās iekārtās (piemēram, rotējošās cauru|krāsnīs, virstošā slāņa krāsnīs) oksidē aptuveni 650 °C temperatūrā.



Iegūtie produkti: sēra dioksīdu saturoša gāze, izdedži (piemēram, dzelzs oksīdi).

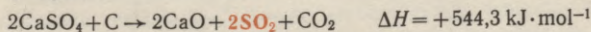
↑ Ipašības (sk. 164. lpp.).

Sēra dioksīda iegūšana no anhidrīta

Izejvielas: anhidrīts vai ģipsis, smiltis, māli, ogle.

Palīgvielas: kokss, gaiss.

Ķīmiskā reakcija: izejvielas rotējošās cauru|krāsnīs apdedzina līdz 1200 °C temperatūrā. Šajā procesā kalcija sulfāts reaģē ar ogli:



No kalcija oksīda, māliem un smiltīm izveidojas cementa klinķers.

Iegūtie produkti: sēra dioksīdu saturoša gāze, cementa klinķers.

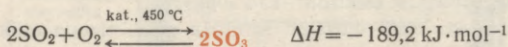
➔ 8.3.

Sērskābes ražošana pēc kontaktmetodes

Izejvielas: sēra dioksīdu saturoša gāze, gaiss.

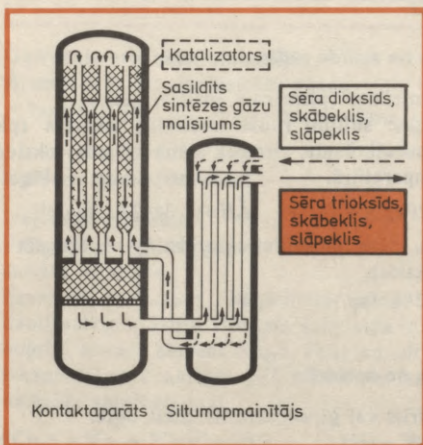
Palīgvielas: ūdens, sērskābe, katalizatori.

Ķīmiskās reakcijas: attīrītu un izžāvētu sēra dioksīdu saturošu gāzi kopā ar gaisu ievada kontaktaparātā, kur jaukta vanādija katalizatora klātbūtnē 450 °C temperatūrā notiek reakcija:



Sēra trioksīdu ievada koncentrētā sērskābē, pēc tam, šim šķīdumam pievienojot ūdeni, iegūst sērskābi.

Sēra trioksīda iegūšanas iekārta: kontaktaparāts ar siltumapmainītāju.



Vispārīgie principi: nepārtraukts process, pretplūsmas princips. Galvenais produkts: sērskābe.

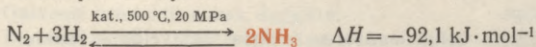
↗ Ipašības (sk. 165. lpp.). Izmantošana (sk. 272. lpp.).

Amonjaka sintēze

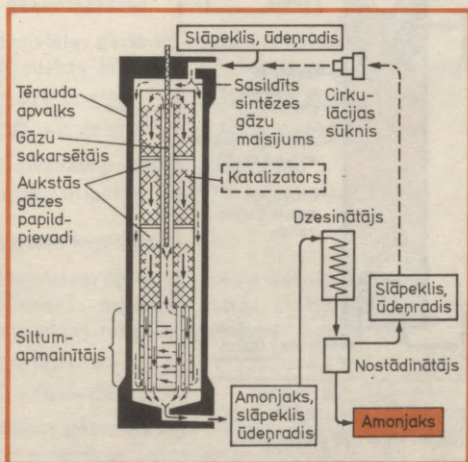
Izejvielas: slāpekļa un ūdeņraža maisījums.

Palīgvielas: katalizatori.

Ķīmiskā reakcija: gāzu maisījums katalizatoru klātbūtnē pārvēršas par amonjaku.



Amonjaka iegūšanas iekārta: kontaktparāts (sintēzes kolonna).



Vispārīgie principi: nepārtraukts process, siltumapmaiņa, cirkulācijas princips.

Galvenais produkts: amonjaks.

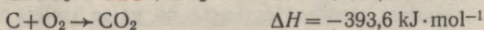
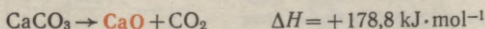
↗ Ipašības (sk. 160. lpp.). Izmantošana (sk. 271. lpp.).

Dedzināto kaļķu iegūšana (kaļķakmens apdedzināšana)

Izejviela: kaļķakmens.

Palīgvielas: kokss, gaiss.

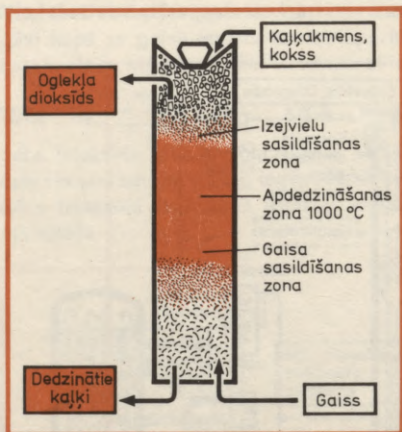
Ķīmiskā reakcija: kaļķakmeni termiski sadala šahtveida krāsnīs aptuveni 1000 °C temperatūrā. Reakcijai nepieciešamo siltumu iegūst, sadedzinot koksu.



➔ 8.3.

Vispārīgie principi: nepārtraukts process (izejvielu iekraušana un kaļķu izvadīšana tomēr notiek periodiski), pretplūsmas princips.

Dedzināto kaļķu iegūšanas iekārta: šahtveida krāsns.



Galvenais produkts: dedzinātie kaļķi.

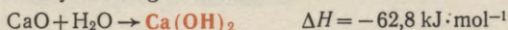
Blakusprodukts: oglekļa dioksīds.

↑ Ipašības (sk. 150. lpp.). Izmantošana (sk. 271. lpp.).

Kaļķu dzēšana

Izejvielas: dedzinātie kaļķi, ūdens.

Ķīmiskā reakcija: kalcijs oksīds dedzināto kaļķu un ūdens maisījumā reaģē ar ūdeni:



Reakcijas produkts: dzēstie kaļķi.

8. 3. 3. Akmeņogļu un naftas pārstrādāšana

Akmeņogļu koksēšana

Izejviela: akmeņogles.

Palīgvielas: deggāze, gaiss.

Ķīmiskās reakcijas: akmeņogles karsē no gaisa izolētā telpā;

notiek akmeņogļu termiska sadalīšanās un ķīmiskas pārvērtības.

Galvenie produkti: kokss, deggāze.

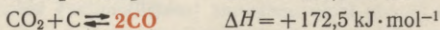
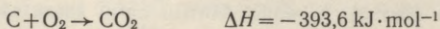
Blakusprodukti: akmeņogļu darva, amonjaka ūdens, benzols.

↑ Izmantošana (sk. 280. lpp.).

Gaisa gāzes iegūšana

Izejviela: gaiss un kokss vai ogles.

Ķīmiskās reakcijas: skābeklis reaģē ar kvēlojošām oglēm:



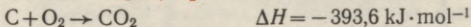
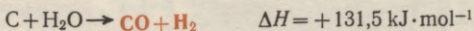
Galvenais produkts: gaisa gāze.

↑ Izmantošana (sk. 279. lpp.).

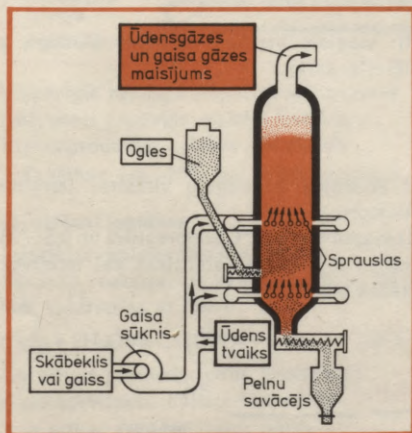
Ūdens gāzes iegūšana

Izejvielas: ogles vai kokss, ūdens, skābeklis.

Ķīmiskās reakcijas: ūdens tvaiks (kopā ar nelielu daudzumu skābekļa) reaģē ar kvēlojošām oglēm.



Ūdens gāzes ieguves iekārta: Vinklera ģenerators.



➔ 8.3.

Vispārīgie principi: nepārtraukts process, reakcijas virstošajā slānī.

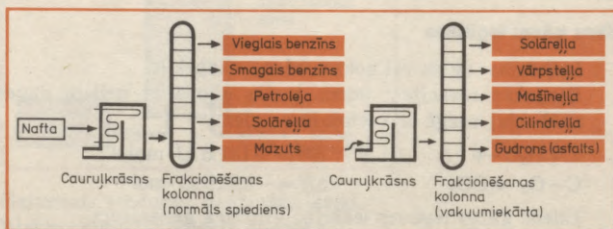
Galvenais produkts: ūdens gāze.

↗ Izmantošana (sk. 280. lpp.).

Naftas pārstrādāšana

Izejviela: nafta.

Pārstrādāšanas process: no naftas atdala piemaisījumus (smiltis, ūdeni) un gāzveida alkānus. Attīrītu naftu karsē cauruļkrāsnīs, tad to ievada frakcionēšanas (rektifikācijas) kolonnās, kur destilācijas (vai vakuumdestilācijas) procesā sakarsēto naftu sadala frakcijās atbilstoši to viršanas temperatūrai.



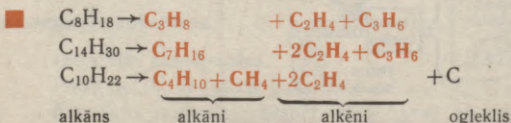
Galvenie produkti: vieglais benzīns, smagais benzīns, petroleja, solāreļļa, smēreļļa, asfalts.

Naftas krekings

Izejvielas: naftas frakcijas ar augstu viršanas temperatūru.

Palīgvielas: katalizatori.

Ķīmiskās reakcijas: aptuveni 500 °C temperatūrā un 0,5... 8 MPa spiedienā ogļūdeņražu molekulas katalītiskā vai termiskā procesā sašķeļas mazākās molekulās.



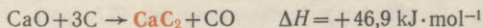
Naftas krekinga produkti: maisījums, kas sastāv no ogļūdeņražiem ar zemāku viršanas temperatūru (dzinēju degvielas, izejvielas naftas ķīmiskajai rūpniecībai).

8. 3. 4. Svarīgāko organisko vielu ražošana

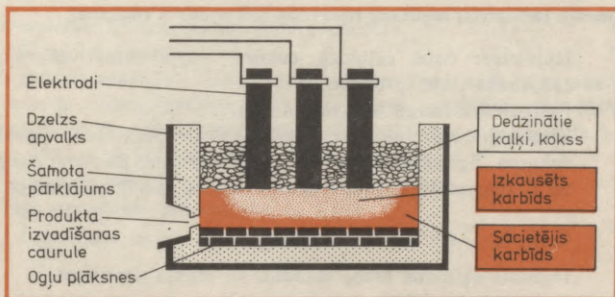
Kalcija karbīda iegūšana

Izejvielas: dedzinātie kaļķi, kokss.

Ķīmiskā reakcija: izejvielas — dedzinātie kaļķi un kokss reaģē aptuveni 2000 °C temperatūrā, veidojot kalcija karbīdu un oglekļa monoksīdu.



Kalcija karbīda ieguves iekārta: elektrokrāsns.



Vispārīgie principi: nepārtraukts process.

Galvenais produkts: kalcija karbīds.

Blakusprodukts: oglekļa monoksīds.

↑ Ipašības (sk. 150. lpp.). Izmantošana (sk. 277. lpp.).

Efīna (acetilēna) iegūšana

Izejvielas: kalcija karbīds, ūdens.

Ķīmiskā reakcija: uz kalcija karbīdu, kas ievietots slēgtos traukos, iedarbojas ar ūdeni.



Galvenais produkts: etīns (acetilēns).

Blakusprodukts: kalcija hidroksīds.

↑ Ipašības (sk. 195. lpp.).

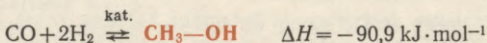
➔ 8.3.

Metanola [metilspirta] sintēze

Izejvielas: oglekļa monoksīds, ūdeņradis.

Palīgvielas: katalizatori.

Ķīmiskā reakcija: aptuveni 370 °C temperatūrā un 20 MPa spiedienā oglekļa monoksīda un ūdeņraža maisījums katalizatoru (cinka un hroma oksīdi) klātbūtnē pārvēršas par metanolu.



Galvenais produkts: metanols.

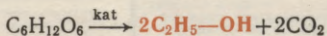
↑ Ipašības (sk. 200. lpp.). Izmantošana (sk. 277. lpp.).

Etanola [etilspirta] iegūšana raudzējot [alkoholiskā rūgšana]

Izejvielas: ciete, celuloze, cukurs, augļu sulas vai celulozes ražošanas blakusprodukti.

Palīgvielas: rauga fermenti, ūdens.

Ķīmiskās reakcijas: izejvielas vispirms pārstrādā rūgstošajos cukuros. Šķīdumam, kas satur šos cukurus, pievieno raugu un 25 °C temperatūrā dažas dienas raudzē speciālos traukos.



Iegūtais šķīdums satur etanolu, ko atdala destilējot.

Galvenais produkts: etanols.

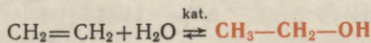
Blakusprodukti: raugs, oglekļa dioksīds, alkanoli, kuriem lielākas molekulmasas.

Etanola [etilspirta] sintēze

Izejvielas: etēns (etilēns), ūdens.

Palīgvielas: katalizatori.

Ķīmiskā reakcija: katalizatoru klātbūtnē etēnam pievienojas ūdens.



Galvenais produkts: etanols.

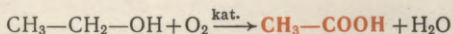
↑ Ipašības (sk. 200. lpp.). Izmantošana (sk. 276. lpp.).

Etānskābes (etiķskābes) iegūšana raudzējot (etiķskābā rūgšana)

Izejvielas: etanolu saturoši šķīdumi (vīni, ierūguši augļi un ogas), skābeklis (gaiss).

Palīgvielas: etiķskābes baktēriju fermenti.

Ķīmiskā reakcija: etanols biokatalītiski oksidējas par etānskābi (etiķskābi).



Galvenais produkts: etānskābe.

↑ Ipašības (sk. 209. lpp.). Izmantošana (sk. 276. lpp.).

Celulozes iegūšana (sulfītmēģe)

Izejvielas: koksne, kalcija hidrogēnsulfīts.

Palīgviela: ūdens.

Ķīmiskās reakcijas: sasmalcinātu koksni kopā ar t. s. vārskābi (kalcija hidrogēnsulfīta šķīdumu) karsē autoklāvos 0,3 MPa spiedienā un 130 °C temperatūrā. Tad celulozes masu atdala no vārskābes un pēc tam attīra, balina, atūdeņo.

Galvenais produkts: celuloze.

Blakusprodukts: sulfītsārms.

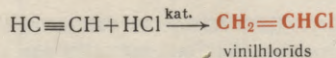
↑ Izmantošana (sk. 276. lpp.).

8. 3. 5. Lielmolekulāro vielu ražošana**Polivinilhlorīda (PVH) ražošana**

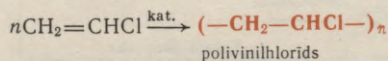
Izejvielas: etīns (acetilēns), hlorūdeņradis.

Palīgvielas: katalizatori.

Ķīmiskās reakcijas: katalizatoru klātbūtnē etīns reagē ar hlorūdeņradi, veidojot monohlorešanu (vinilhlorīdu).



Monohlorešana katalizatoru klātbūtnē polimerizējas:



➔ 8.3.

No polivinilhlorīda emulsijas, to žāvējot ar izsmidzināšanas paņēmieni, iegūst PVH pulveri.

Galvenais produkts: PVH pulveris.

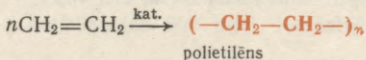
↑ Ipašības (sk. 224. lpp.). Izmantošana (sk. 279. lpp.).

Polietilēna ražošana

Izejviela: etēns (etilēns).

Palīgvielas: katalizatori.

Ķīmiskā reakcija: katalizatoru klātbūtnē etēns polimerizējas.



Galvenais produkts: polietilēns.

↑ Ipašības (sk. 225. lpp.). Izmantošana (sk. 278. lpp.).

Fenoplastu ražošana

Izejvielas: fenols, metanāls (formaldehīds).

Palīgvielas: katalizatori.

Ķīmiskās reakcijas: izejvielas sajauc ar katalizatoriem un iztur, līdz sākas kondensācijas process. Pirmajā kondensācijas stadijā veidojas virknes veida makromolekulas (rezoli); otrajā kondensācijas stadijā iegūst produktus ar telpisku struktūru (rezitolus).

Galvenais produkts: fenolsveķi (tālāk pārstrādājot, fenolsveķi veido rezītu).

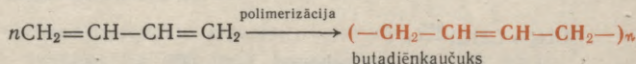
↑ Ipašības (sk. 224. lpp.). Izmantošana (sk. 278. lpp.).

Kaučuku sintēze

Izejvielas: dažādi ogļūdeņraži un citas vielas.

Palīgvielas: katalizatori.

Ķīmiskās reakcijas: no izejvielām, veidojoties vairākiem starpproduktiem, iegūst 1,3-butadiēnu, kas polimerizējas par sintētisko kaučuku.



1,3-butadiēnu var pārstrādāt arī par jauktu polimēru, kopolimerizējot to ar citām vielām, piemēram, ar stirolu, akrilnitrilu. Galvenais produkts: sintētiskais kaučuks.

↗ Gumija (sk. 278. lpp.).

8. 4. Ķīmiskās rūpniecības produkti


Ķīmiskās rūpniecības neorganisko vielu pamatprodukti

Ķīmiskās rūpniecības neorganisko vielu pamatprodukti ir tādas neorganiskās vielas, kuras iegūst rūpnieciskā veidā un izmanto galvenokārt par izejvielām ķīmiski tehnoloģiskajos procesos.

Vielas nosaukums	Vielas sastāvs	Izmantošana
Amonjaks	NH_3	Izejviela slāpekļskābes, mēslošanas līdzekļu un sodas ražošanai; dzesēšanas līdzeklis saldēšanas iekārtās
Dedzinātie kaļķi	Kalcija oksīds CaO	Papildviela tērauda ražošanas procesā; palīgviela cukura un sodas ražošanā; izejviela dzēsto kaļķu un kalcija karbīda iegūšanai; mēslošanas līdzeklis
Hlors	Cl_2	Izejviela plastmasu, krāsvielu, ārstniecības vielu, kaitēkļu iznīcināšanas līdzekļu ražošanai; dezinfekcijas un balināšanas līdzeklis
Nātrija hidroksīds	NaOH	Izejviela ziepju un dažādu ķīmikāliju ražošanai; palīgviela celulozes ražošanas procesā, tauku un minerāleļļu attīrīšanā

➔ 8.4.

Tabulas turpinājums

Vielas nosaukums	Vielas sastāvs 	Izmantošana
Sērs	S	Izejviela oglekļa disulfīda, krāsvielu, ārstniecības vielu, dezinfekcijas un kaitēkļu iznīcināšanas līdzekļu ražošanai; kaučuka vulkanizēšanai
Sērskābe	H_2SO_4	Izmanto mēslošanas līdzekļu, krāsvielu, ķīmisko šķiedrvielu, plastmasu, ārstniecības vielu ražošanai, rūdu pirm-apstrādei, naftas attīrīšanai, gāzu žāvēšanai
Slāpekļskābe	HNO_3	Izejviela mēslošanas līdzekļu, krāsvielu, laku, plastmasu, ārstniecības vielu, sprāgstvielu, ķīmisko šķiedrvielu ražošanai
Soda	Nātrija karbonāts Na_2CO_3	Izejviela ziepju, stikla, dažādu nātrija savienojumu un mēslošanas līdzekļu ražošanai
Ūdeņradis	H_2	Izejviela amonjaka, ogļūdeņražu, metanola, sālskābes un citu vielu sintēzēm; izmanto metālu autogēnajai metināšanai un griešanai

Metāli un metālu sakausējumi

↑ Metāli (sk. 9. lpp.).

Dzelzs sakausējumi

Sakausējuma nosaukums	Sakausējuma sastāvs	Izmantošana
Čuguns	Dzelzs un oglekļa sakausējums, kas satur aptuveni 4% oglekļa: pelēkais čuguns baltais čuguns	Kaļamais čuguns Izejviela tērauda ražošanai
Oglekļa tēraudi	Dzelzs un oglekļa sakausējumi, kas satur līdz 1,7% oglekļa	Tērauda izstrādājumu ražošanai, lietojot liešanas, velmēšanas, vilkšanas un kalšanas paņēmienus
Legētie tēraudi	Dzelzs sakausējumi ar metāliem un oglekli Legējošie elementi: mangāns līdz 14% (liela nodilumizturība) hroms ne mazāk par 13% (cietība, izturība pret koroziju) niķelis 25...36% (mehāniskā izturība, niecīga termiskā izplešanās) hroms un niķelis (cietība, mehāniskā izturība, ķīmiskā izturība) volframs 15...18% (augsta temperatūras izturība)	Izejmateriāls dzelzceļa sliežu izgatavošanai Izejmateriāls instrumentu un lodīšu gultņu ražošanai Izejmateriāls mēraparātu izgatavošanai Izejmateriāls kloķvārpstu, asu, ķīmisko iekārtu izgatavošanai Izejmateriāls metālu apstrādāšanas iekārtu izgatavošanai

8.4.

Krāsainie metāli

Metāla nosaukums	Izmantošana
Alumīnijs	Izejmateriāls elektrotehnikā (elektriskās strāvas vadītājs); izejmateriāls mājsaimniecības piederumu, dažādu tvertņu, profilu, formu, iesaiņošanas foliju, metālu sakausējumu (legējošais elements), celtniecības materiālu ražošanai; izejviela aluminotermijā
Alva	Izmanto par legējošo metālu un par aizsargpārklājumu tērauda skārda izstrādājumiem (baltais skārds)
Cinks	Izmanto par aizsargpārklājumu izstrādājumiem, kas veidoti no dzelzs sakausējumiem (skārdam, caurulēm, stieplēm, naglām); izejmateriāls skārdu, kabatas lampaņu bateriju un metālu sakausējumu (legējošais elements) ražošanai
Hroms	Izmanto metālu sakausējumu ražošanai (legējošais elements), citu metālu pārklāšanai (pret nodilumu un pret koroziju)
Mangāns	Legējošais metāls
Niķelis	Izmanto metālu sakausējumu ražošanai (legējošais elements), citu metālu pārklāšanai (pret nodilumu un pret koroziju), akumulatoru plašu, kā arī radiolampu izgatavošanai
Sudrabs	Izmanto metālu sakausējumu ražošanai (legējošais elements), rotaslietu, ierīču, spoguļpārklājumu, elektrisko slēdžu kontaktu izgatavošanai, fotoķīmikāliju iegūšanai

Metāla nosaukums	Izmantošana
Svins	Izmanto metālu sakausējumu ražošanai (legējošais elements); izejmateriāls aizsargkonstrukcijām pret radioaktīvo starojumu, kabeļu, cauruļu, svina akumulatoru izgatavošanai
Varš	Izejmateriāls elektrotehnikā (elektriskās strāvas vadītājs); izejmateriāls sildierīču, saldēšanas iekārtu, ķīmiskās rūpniecības aparātūras ražošanai; legējošais metāls

Krāsaino metālu sakausējumi

Sakausējuma nosaukums	Sakausējuma sastāvs	Izmantošana
Bronza	70...96% vara 4...30% alvas	Ražo mašīnu detaļas, kurām jāiztur liela slodze; izejmateriāls dažādu armatūru izgatavošanai
Jaunsudrabs (melhioris)	60% vara 18% cinka 22% niķeļa	Izejmateriāls smalkmehānikas ierīču un medicīnisko instrumentu izgatavošanai
Konstantāns	60% vara 40% niķeļa	Materiāls elektriskās pretestības ierīcēm
Misiņš	54...90% vara 46...10% cinka	Izejmateriāls stieplu, skārda, dažādu profilu, armatūru un elektroiekārtu ražošanai
Tompaks (sarkanlējums)	86% vara 4% cinka 10% alvas	Izejmateriāls mašīnu detaļām

8.4.

Ķīmiskās rūpniecības organisko vielu pamatprodukti

Ķīmiskās rūpniecības organisko vielu pamatprodukti ir tādi organiskie savienojumi, kurus iegūst rūpnieciskā veidā un izmanto galvenokārt par izejvielām daudzos ķīmiski tehnoloģiskajos procesos.

Savienojuma nosaukums	Savienojuma sastāvs	Izmantošana
Benzols	C_6H_6	Šķīdinātājs; piedeva dzinēju degvielām; izejviela dažādu kaitēkļu apkarošanas līdzekļu, ķīmisko šķiedrvielu, krāsvielu, ārstniecības vielu, mazgāšanas līdzekļu un sintētisko kaučuku ražošanai
Celuloze	Gandrīz tīra celuloze	Izejviela ķīmisko šķiedrvielu, papīra, folijas, plastmasu, līmvielu, cietināšanas līdzekļu, laku, sprāgstvielu, iesaiņojamo materiālu ražošanai
Etanāls (etiķskābes aldehīds)	CH_3CHO	Starpprodukts sintētiskā kaučuka, etanola, etānskābes, krāsvielu un ārstniecības vielu iegūšanas procesā
Etanols (etilspirts)	C_2H_5OH	Šķīdinātājs, degviela, raķešu dzinēju degviela; izejviela dažādos ķīmiski tehnoloģiskajos procesos
Etānskābe (etiķskābe)	CH_3COOH	Izejviela ķīmisko šķiedrvielu, ugunsdrošo filmu, krāsvielu, ārstniecības vielu, smaržvielu un dažādu šķīdinātāju ražošanai; garšviela un konservēšanas līdzeklis

Tabulas turpinājums

Savienojuma nosaukums	Savienojuma sastāvs	Izmantošana
Fenols	C_6H_5OH	Izejviela plastmasu, ķīmisko šķiedrvielu, kaitēkļu apkarošanas līdzekļu, miecvielu, krāsvielu un ārstniecības vielu ražošanai
Kalcija karbīds	CaC_2	Izejviela kalcija ciānamīda, plastmasu, sintētiskā kaučuka, ķīmisko šķiedrvielu, šķīdinātāju, ārstniecības vielu, etanola un etānskābes ražošanai
Metanāls (formaldehīds)	$HCHO$	Dezinfekcijas un konservēšanas līdzeklis; izejviela plastmasu ražošanai
Metanols	CH_3OH	Šķīdinātājs, degviela, raķešu dzinēju degviela; izejviela dažādos ķīmiski tehnoloģiskos procesos
Metānskābe (skudrskābe)	$HCOOH$	Dezinfekcijas, konservēšanas, tekstilizstrādājumu apdares un ādu miecēšanas līdzeklis
Parafīns	Cieto alkānu maisījums	Izejmateriāls dažādu politūru, smērvielu, sveču un mākslīgo ziedu izgatavošanai, izejviela taukskābju ražošanai; izolācijas un impregnēšanas materiāls
Urīnviela	$CO(NH_2)_2$	Izejviela aminoplastu un dažādu medikamentu ražošanai; piedeva lauksaimniecības dzīvnieku barībai

8.4.

Plastmasas, elastomēri, ķīmiskās šķiedrvielas

† Plastmasas, elastomēri, ķīmiskās šķiedrvielas (sk. 223. lpp.).

Nosaukums	Sastāvs	Izmantošana
Aminoplasti	Amīnu (vai urīnvielas) un metanāla polikondensācijas produkti	Izejviela laku, līmju, tepju, presēto plastmasas izstrādājumu un izolācijas materiālu ražošanai
Fenoplasti	Fenola (vai tā homologu) un metanāla polikondensācijas produkti	Izejviela sintētisko sveķu, laku, līmju, tepju, presēto plastmasas izstrādājumu ražošanai
Gumija	Ar sēru vulkanizēts sintētiskais vai dabiskais kaučuks; elastomērs	Izgatavo riepas, dažādus aizsargtērpus, šļūtenes, dzensiksnašas, plaša patēriņa priekšmetus
Poliakrilonitrils	Akrilnitrila polimerizācijas produkts	Ķīmiskā šķiedrviela (volprils)
Poliamīdi	Kaprolaktāma vai citu vielu polikondensācijas produkti	Izejmateriāls mašīnu detaļu, plaša patēriņa priekšmetu, armatūru, māsājniecības piederumu, tauvu, foliju (plēvju) un ķīmisko šķiedru ražošanai; materiāls mēbeļu apdarei
Polietilēns	Etēna polimerizācijas produkts	Izejmateriāls māsājniecības piederumu un iesaiņošanas materiālu, cauruļu, šļūteņu ražošanai; izolācijas materiāls elektrotehnikā

Tabulas turpinājums

Nosaukums	Sastāvs	Izmantošana
Polistirols	Stirola polimerizācijas produkts	Izejmateriāls mājsaimniecības piederumu un iesaiņošanas materiālu, rotaļlietu un mašīnu detaļu ražošanai
Polivinilhlorīds (PVH)	Vinilhlorīda polimerizācijas produkts	Izejmateriāls armatūru, cauruļu, ķīmiskās rūpniecības iekārtu, mājsaimniecības piederumu un iesaiņošanas materiālu, dažādu plākšņu, foliju (plēvju), grīdas pārsegumu, šļūteņu ražošanai; izolācijas materiāls elektrotehnikā

Gāzveida kurināmais

Gāzveida kurināmais ir tādas gāzes, kuras izmanto par siltumenerģijas avotu, pamatojoties uz šo gāzu degtspēju.

Gāzes nosaukums	Gāzes sastāvs	Izmantošana
Brūnogļu koksas gāze	~ 35% ūdeņraža ~ 20% oglekļa monoksīda ~ 15% metāna ~ 18% oglekļa dioksīda ~ 11% slāpekļa	Gāzveida kurināmais mājsaimniecībā un rūpniecībā
Gaisa gāze	~ 30% oglekļa monoksīda ~ 60% slāpekļa ~ 5% oglekļa dioksīda	Gāzveida kurināmais rūpniecībā

➔ 8.4.

Tabulas turpinājums

Gāzes nosaukums	Gāzes sastāvs	Izmantošana
Ūdens gāze	~ 50% ūdeņraža ~ 40% oglekļa monoksīda	Gāzveida kurināmais rūpniecībā
Akmeņogļu koksas gāze	~ 50% ūdeņraža ~ 30% metāna ~ 10% oglekļa monoksīda	Gāzveida kurināmais mājsaimniecībā un rūpniecībā
Dabasgāze	Līdz 95% metāna	Gāzveida kurināmais rūpniecībā un mājsaimniecībā

Dzinēju degvielas

Dzinēju degvielas ir degtspējīgas vielas, kuras izmanto iekšdedzes dzinēju darbināšanai.

Degvielas nosaukums	Degvielas sastāvs	Izmantošana
Dīzeļdegviela	Alkānu un ciklisko ogļūdeņražu maisījums, kuru viršanas temperatūra ir 190 ... 345 °C	Dīzeļdzinēju degviela
Pārgāzējamā (karburatora) degviela	Alkānu (no pentāna līdz dodekānam) un ciklisko ogļūdeņražu maisījums ar antide-tonatoru piemaisījumu	Automobiļu dzinēju degviela

8. 5. Ķīmiskā rūpniecība*

Ķīmiskā rūpniecība ir valsts industrijas sistēmā iekļauta nozare, kas, izmantojot ķīmiski tehnoloģiskos procesus, ražo tautas saimniecībai nepieciešamus materiālus, vielas, enerģijas avotus un citus produktus.

Ķīmiskās rūpniecības nozares

Kālija sāls un akmenssāls pārstrādes rūpniecība	} Kalnrūpniecības un ķīmiskās pamatprodukcijas rūpniecības nozaru grupa
Naftas, dabasgāzes un akmeņogļu pārstrādes rūpniecība	
Neorganisko vielu pamatprodukcijas rūpniecība	
Organisko vielu pamatprodukcijas rūpniecība	
Farmaceutiskā rūpniecība	} Ķīmisko šķiedru, plastmasu un gumijas rūpniecības nozaru grupa
Plastmasu rūpniecība	
Gumijas un azbesta rūpniecība	
Ķīmisko šķiedru rūpniecība	
Speciālas nozīmes ķīmisko un ķīmiski tehnoloģisko produktu rūpniecība	

* Tulkojot šo nodaļu, izlaisti daži dati, kas attiecas tikai uz Vācijas Demokrātisko Republiku. — *Red. piez.*

Ķīmiskais kombināts

Ķīmiskais kombināts ir uzņēmums, kurā izejvielas dažādu produktu ražošanai izmanto kompleksi. Ķīmiskajos kombinātos dažādas nodaļas (cehi) ar līdzīgu ražošanas tehnoloģiju ir saistītas vienotā sistēmā. Tas veicina izejvielu racionālu izmantošanu, ļauj realizēt nepārtrauktības principu. Ar mērķtiecīgu ražošanas koncentrāciju un koordināciju tiek panākta arī produkcijas pašizmaksas pazemināšanās.

Zinātniski tehniskā revolūcija sociālisma apstākļos

Zinātniski tehniskā revolūcija ir radikāls moderno sociālistiskās sabiedrības ražošanas spēku pārveidošanas process. To raksturo zinātnes pārvēršanās tiešā ražošanas spēkā, kvalitatīvas izmaiņas tautas saimniecības materiāli tehniskās bāzes radīšanā, cilvēka loma un vieta ražošanas procesā.

Svarīgākās zinātniski tehniskās revolūcijas pazīmes:

- atomenerģijas ieguves un kodoltehnikas attīstība;
- mehanizācijas pieaugums, daļēja vai pilnīga rūpniecības automatizācija;
- pakāpeniska tautsaimniecības ķimizācija;
- informācijas un dokumentācijas izmantošanas iespēju racionalizācija, ieviešot elektronisko skaitļošanas tehniku;
- sociālistiskās darba zinātniskās organizācijas attīstība.

Tautas saimniecības ķimizācija

Tautas saimniecības ķimizācija ir pastiprināta ķīmiskās rūpniecības ražojumu un darba metožu ieviešana citās tautas saimniecības nozarēs.

Savstarpējās ekonomiskās palīdzības padome (SEPP)

Savstarpējās ekonomiskās palīdzības padome ir sociālistisko valstu internacionāla organizācija, kas dibināta 1949. gadā. Tās mērķis ir realizēt ekonomisko sadarbību starp sociālistiskajām valstīm.

Galvenie SEPP uzdevumi ķīmijas un ķīmiskās rūpniecības jomā ir šādi:

- koordinēt tautsaimniecības plānus, lai realizētu ražošanas specializāciju un kooperāciju;
- koordinēt kapitālieguldījumu plānus un kopīgos kapitālieguldījumus;
- koordinēt zinātniski pētniecisko darbību un attīstības procesus; projektu un konstrukciju plānu apmaiņu;
- plānot ilgtermiņa vispusēju preču apgrozību.

1971. gadā pieņēma sociālistisko valstu ekonomiskās integrācijas komplekso programmu.

Koksa ķīmiskā rūpniecība

Koksa ķīmiskā rūpniecība ir tehniskās ķīmijas pamatnozare, kur par galveno izejvielu izmanto brūnogles un akmeņogles. Attiecīgajos procesos šeit noris ogļu bagātināšana un iegūto produktu tālāka pārstrāde.

- Koksēšana, gazifikācija, sausā pārtvaice, hidrogenēšana paugstinātā spiedienā.

Naftas ķīmiskā rūpniecība

Naftas ķīmiskā rūpniecība ir tehniskās ķīmijas pamatnozare, kur par izejvielām izmanto naftu un dabasgāzi.

- Plastmasu, ķīmisko šķiedrvielu, mēslošanas līdzekļu, mazgāšanas līdzekļu ražošana.

Pielikums

Svarīgākie pētījumi un atklājumi ķīmijā

- 1744 Krievu zinātnieks *Mihails Lomonosovs* (1711—1765) atklāj vielas masas nezūdamības likumu.
↑ Vielas masas nezūdamības likums (sk. 62. lpp.).
- 1777 Franču ķīmiķis *Antuāns Lorāns Lavuazjē* (1743—1794) izskaidro, ka degšanas process ir reakcija ar skābekli.
↑ Oksidēšanās (sk. 76. lpp.).
- 1785 Franču ķīmiķis *Antuāns Lorāns Lavuazjē* (1743—1794) pilnveido vielas masas nezūdamības likuma formulējumu.
↑ Vielas masas nezūdamības likums (sk. 62. lpp.).
- Ap Angļu dabas pētnieks *Džons Daltons* (1766—1844) izvirza
1800 hipotēzi, ka katrs elements sastāv no vienādām, ļoti sīkām daļiņām — atomiem.
- 1801 Franču ķīmiķis *Žozefs Luijs Prusts* (1754—1826) formulē konstanto proporciju (vienkāršo attiecību) likumu.
- 1811 Itāliešu fiziķis *Amadeo Avogadro* (1776—1856) izsaka atziņu, ka visu gāzu vienādos tilpumos vienādā temperatūrā un spiedienā ir vienāds daļiņu skaits.
↑ Moltilpums (sk. 108. lpp.).
- 1815 Zviedru ķīmiķis *Jens Jakobs Bercēliuss* (1779—1848) ierosina ieviest ķīmiskos apzīmējumus, kurus lieto vēl tagad.
↑ Ķīmiskie simboli (sk. 15. lpp.).
- 1824 Vācu ķīmiķis *Fridrihs Vēlers* (1800—1882) sintezē organisko savienojumu — oksālskābi (skābeņskābi).
- 1828 Vācu ķīmiķis *Fridrihs Vēlers* (1800—1882) no neorganiska savienojuma sintezē organisku vielu — urīnvielu.
- 1829 Vācu ķīmiķis *Johans Volfgangs Debereiners* (1780—1849) klasificē ķīmiskos elementus pa triādēm.

- 1834 Angļu zinātnieks *Maikls Faradejs* (1791—1867) atklāj kvantitatīvo sakarību starp elektrolīzes procesā izdalīto vielas masu un izmantoto elektrības daudzumu. Viņš formulē šo sakarību, kas vēlāk nosaukta par Faradeja likumu. Tiek ieviesti jēdzieni: elektrolīze, katods, anods, katjons, anjons.
 † Faradeja likumi (sk. 98. lpp.).
- Ap Vācu ķīmiķis *Justuss Libigs* veic fundamentālus atklājumus
- 1840 augsnes zinātnes un augkopības jomā.
- 1840 Krievu ķīmiķis *Hermanis Hess* atklāj likumu, saskaņā ar kuru entalpijas izmaiņa ir atkarīga tikai no sistēmas sākuma un beigu stāvokļa.
 † Hesa likums (sk. 67. lpp.).
- 1861 Krievu ķīmiķis *Aleksandrs Butļerovs* (1828—1886) sintezē cukurvielas.
- 1861 Krievu ķīmiķis *Aleksandrs Butļerovs* (1828—1886) izstrādā organisko savienojumu uzbūves teoriju un izskaidro sakarību starp organisko savienojumu īpašībām un to struktūru (uzbūvi).
- 1865 Vācu ķīmiķis *Augusts Kekulē* (1829—1896) nosaka benzola struktūrformulu.
- 1867 Norvēģu matemātiķis *Kato Maksimilians Guldbergs* (1836—1902) un norvēģu ķīmiķis *Pēteris Vāge* atklāj darbīgo masu likumu. Tiek ieviests jēdziens aktivācijas enerģija.
 † Darbīgo masu likums (sk. 72. lpp.). Aktivācijas enerģija (sk. 67. lpp.).
- 1869 Krievu ķīmiķis *Dmitrijs Mendeļejevs* (1834—1907) atklāj periodisko likumu un klasificē ķīmiskos elementus, izvietojot tos ķīmisko elementu periodiskās sistēmas tabulas veidā.
 † Periodiskais likums (sk. 39. lpp.).
- 1869 Vācu ķīmiķis *Lotars Meijers* (1830—1895) sistematizē ķīmisko elementus, pamatojoties uz to atommasu.
- 1883 Zviedru ķīmiķis *Svante Arēniuss* (1859—1927; Nobeļa prēmija, 1903) atklāj, ka skābju un bāzu ūdens šķīdumi vada elektrisko strāvu.
- 1883 Holandiešu ķīmiķis *Jakobs Henriks Vanthofs* (1852—1911; Nobeļa prēmija, 1901) izstrādā mācību par ķīmisko reakciju ātrumu.
 † Ķīmisko reakciju ātrums (sk. 70. lpp.).

- 1884 Franču fiziķis un ķīmiķis *Anri Lūijs Lešateljē* (1850—1936) formulē sakarību starp ķīmiskā līdzsvara stāvokli un reakcijas apstākļiem; vēlāk šī sakarība nosaukta par Lešateljē principu.
 † Lešateljē princips (sk. 73. lpp.).
- 1887 Zviedru ķīmiķis *Svante Arēniuss* (1859—1927; Nobeļa prēmija, 1903) izvirza teoriju par disociācijas procesiem ūdens šķīdumos un definē jēdzienus: skābe, bāze, sāls.
 † Disociācija (sk. 82. lpp.). Skābes (sk. 12. lpp.). Bāzes (sk. 13. lpp.).
- Ap Vācu ķīmiķis *Klemenss Vinklers* (1838—1904) un *Rūdolfs*
 1900 *Knītšs* (1854—1906) izstrādā sērskābes ražošanas ķīmiski tehnoloģiskos pamatus.
 † Sērskābes ražošana pēc kontaktmetodes (sk. 262. lpp.).
- Ap Sveices ķīmiķis *Alfrēds Verners* (1866—1919) izstrādā kom-
 1900 plekso savienojumu ķīmijas pamatus.
 † Kompleksie savienojumi (sk. 13. lpp.).
- Ap Vācu fizikālķīmiķis *Vilhelms Ostvalds* (1853—1932; Nobeļa
 1900 prēmija, 1909) teorētiski izskaidro katalīzes parādību.
 † Katalīze (sk. 75. lpp.).
- 1903 Vācu ķīmiķis *Emīls Fišers* (1852—1909; Nobeļa prēmija, 1902)
 1907 sintezē peptīdus no α -aminoskābēm. Tādējādi pierādīja, ka olbaltumvielu veidošanā piedalās α -aminoskābes.
- 1907 Beļģu ķīmiķis *Leo Henriks Bekelands* (1863—1944) izstrādā fenoplastu ražošanas metodi, pēc kuras tos iegūst fenola un metanāla (formaldehīda) polikondensācijas procesā.
 † Fenoplastu iegūšana (sk. 270. lpp.).
- 1908 Vācu fizikālķīmiķis *Vilhelms Ostvalds* (1853—1932; Nobeļa
 prēmija, 1909) izstrādā slāpekļskābes ražošanas tehnoloģiskos pamatus, izmantojot amonjaka katalītisko oksidēšanu.
- Ap Vācu ķīmiķis *Fricis Hābers* (1868—1934; Nobeļa prēmija,
 1910 1918) un *Kārlis Bošs* (1874—1940; Nobeļa prēmija, 1931) izstrādā amonjaka sintēzes ķīmiski tehnoloģiskos pamatus.
 † Amonjaka sintēze (sk. 262. lpp.).
- 1911 Angļu fiziķis *Ernests Rēzerfords* (1871—1937; Nobeļa prēmija, 1908) izstrādā jaunu atoma uzbūves modeli, kurā elektroni riņķo ap atoma kodolu.

- 1913 Vācu ķīmiķis *Fricis Klats* (1880—1934) realizē monohlorētēna (vinilhlorīda) polimerizāciju un polivinilhlorīda iegūšanu tehnikā.
- 1913 Dāņu fiziķis *Nilss Bors* (1885—1962; Nobeļa prēmija, 1922) pilnveido Rēzerforda atoma modeli — izstrādā jaunu atoma uzbūves modeli (Rēzerforda—Bora atoma modeli), kurā elektroniem piemīt noteikta enerģija un tāpēc elektronu apvalkā tie kustas tikai pa noteiktām orbītām.
- 1916 Vācu fizikālķīmiķis *Valters Koseļs* (1888—1956) un amerikāņu fizikālķīmiķis *Gilberts Nūtons Lūiss* (1875—1946) dod ieguldījumu jonu saites un kovalentās saites teorijas izveidošanā.
 † Atomārā saite (sk. 46. lpp.). Jonu saite (sk. 52. lpp.).
- Ap Padomju ķīmiķis *Nikolajs Zeļinskis* (1861—1953) pierāda, ka
- 1920 olbaltumvielām var būt arī cikliska uzbūve.
- 1920 Franču fiziķis *Luijs Debrolji* (dz. 1892. gadā; Nobeļa prēmija, 1929), austriešu fiziķis *Ervinš Šrēdingerš* (1887—1961; Nobeļa prēmija, 1933), vācu fiziķis *Makss Borns* (1882—1970; Nobeļa prēmija, 1954) un *Verners Heizenbergs* (1901—1976; Nobeļa prēmija, 1932), kā arī angļu fiziķis *Pauls Adriāns Moriss Diraks* (1902—1977; Nobeļa prēmija, 1933) veikuši ļoti svarīgus atomu uzbūves pētījumus, kas ir pamatā mūsdienu priekšstatiem par atoma modeli.
 † Atomu modeļi (sk. 25. lpp.).
- 1922 Vācu ķīmiķis *Hermanis Štaudingerš* (1881—1965; Nobeļa prēmija, 1953) pierāda, ka kaučuki un daudzi citi dabiskie un sintētiskie materiāli ir lielmolekulāras vielas.
- 1923 Dāņu ķīmiķis *Johans Nikolajs Brenstedš* (1879—1947) dod jaunu definīciju jēdzieniem skābe un bāze; to var attiecināt arī uz šo vielu neūdens šķīdumiem.
 † Skābes (sk. 12. lpp.). Bāzes (sk. 13. lpp.).
- 1932 Angļu fiziķis *Džeimss Čedviks* (1891—1974; Nobeļa prēmija, 1935) atklāj neitronus.
 † Neitroni (sk. 26. lpp.).
- 1939 Amerikāņu ķīmiķis *Lainuss Polings* (dz. 1901. gadā; Nobeļa prēmija, 1953; Nobeļa prēmija, 1954; Ļeņina miera prēmija, 1969) izskaidro ķīmisko saiti, pamatojoties uz elektronegativitātes tabulu.
 † Elektronegativitātes tabulas izmantošana (sk. 55. lpp.).

- 1939 Pamatojoties uz amerikāņu ķīmiķa *Vallasa Hjūma Karozersa* (1896—1937) darbiem, tiek izstrādāta ķīmiskās šķiedrvielas nailona rūpnieciskās iegūšanas metode.
- 1940 Pamatojoties uz vācu ķīmiķa *Paula Šlaka* darbiem, tiek izstrādāta ķīmiskās šķiedrvielas perlona rūpnieciskās iegūšanas metode.
♣ Poliamīdi (sk. 278. lpp.).
- 1951 Amerikāņu ķīmiķis *Lainuss Polings* (dz. 1901. gadā; Nobeļa miera prēmija, 1953; Nobeļa prēmija, 1954; Ļeņina miera prēmija, 1969) izstrādā polipeptīdu spirāles modeli.
♣ Olbaltumvielas (proteīni), otrējā struktūra (sk. 218. lpp.).
- 1953 Amerikāņu biologs *Džeims Deviss Vatsons* (dz. 1928. gadā; Nobeļa prēmija, 1962) un angļu molekulārbiologs *Frensiss Kriks* (dz. 1916. gadā, Nobeļa prēmija, 1952) izskaidro dezoksiribonukleīnskābes struktūru.
- Ap Padomju fizikālķīmiķis *Nikolajs Semjonovs* (dz. 1896. gadā, 1954 Nobeļa prēmija, 1956) un amerikāņu fizikālķīmiķis *Kirils Normans Hinšelvuds* (dz. 1897. gadā, Nobeļa prēmija, 1956) veic pētījumus par ķīmisko reakciju mehānismu.
- 1957 Angļu bioķīmiķis *F. Sengers* (dz. 1918. gadā, Nobeļa prēmija, 1958) izskaidro insulīna pirmējo struktūru.
- 1958 Amerikāņu bioķīmiķis *Artūrs Kornbergs* (dz. 1918. gadā, Nobeļa prēmija, 1959) un spāņu bioķīmiķis *Severo Očo*a (dz. 1905. gadā, Nobeļa prēmija, 1959) atklāj ribonukleīnskābes biosintēzes metodi.

Atomu elektronu konfigurācija (atoma pamatstāvoklī)

Koda- la lā- diņš	Elementa nosaukums	Ķīmī- kais sim- bols	Elektronu apvalki																		
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s	
1. periods	1	Odepradis	H	1																	
	2	Hēlijs	He	2																	
2. periods	3	Litijs	Li	2	1																
	4	Berīlijs	Be	2	2																
	5	Bors	B	2	2	1															
	6	Ogleklis	C	2	2	2															
	7	Slāpeklis	N	2	2	3															
	8	Skābeklis	O	2	2	4															
	9	Fluors	F	2	2	5															
	10	Neons	Ne	2	2	6															
	3. periods	11	Nātrijs	Na	2	2	6	1													
		12	Magnījs	Mg	2	2	6	2													
13		Alumīnijs	Al	2	2	6	2	1													
14		Silīcijs	Si	2	2	6	2	2													
15		Fosfors	P	2	2	6	2	3													
16		Sērs	S	2	2	6	2	4													
17		Hlors	Cl	2	2	6	2	5													
18		Argons	Ar	2	2	6	2	6													

Kodo- la lā- diņš	Elementa nosaukums	Ķīmis- kais sim- bols	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6p	6d	7s
4. periods																			
19	Kālijs	K	2	2	6	2	6		1										
20	Kalcijs	Ca	2	2	6	2	6		2										
21	Skandijs	Sc	2	2	6	2	6	1	2										
22	Titāns	Ti	2	2	6	2	6	2	2										
23	Vanādijs	V	2	2	6	2	6	3	2										
24	Hroms	Cr	2	2	6	2	6	5	1										
25	Mangāns	Mn	2	2	6	2	6	5	2										
26	Dzelzs	Fe	2	2	6	2	6	6	2										
27	Kobalts	Co	2	2	6	2	6	7	2										
28	Niķelis	Ni	2	2	6	2	6	8	2										
29	Varš	Cu	2	2	6	2	6	10	1										
30	Cinks	Zn	2	2	6	2	6	10	2										
31	Gallijs	Ga	2	2	6	2	6	10	2	1									
32	Germānijs	Ge	2	2	6	2	6	10	2	2									
33	Arsēns	As	2	2	6	2	6	10	2	3									
34	Selēns	Se	2	2	6	2	6	10	2	4									
35	Broms	Br	2	2	6	2	6	10	2	5									
36	Kriptons	Kr	2	2	6	2	6	10	2	6									
5. periods																			
37	Rubīdijs	Rb	2	2	6	2	6	10	2	6			1						
38	Stroncijs	Sr	2	2	6	2	6	10	2	6			2						
39	Itrijs	Y	2	2	6	2	6	10	2	6	1		2						
40	Cirkonijs	Zr	2	2	6	2	6	10	2	6	2		2						
41	Niobijs	Nb	2	2	6	2	6	10	2	6	4		1						
42	Molibdēns	Mo	2	2	6	2	6	10	2	6	5		1						

43	Tehnēcijs	Tc	2	6	2	6	10	2	6	5	2*		
44	Rutēnijs	Ru	2	6	2	6	10	2	6	7	1		
45	Rodijs	Rh	2	6	2	6	10	2	6	8			
46	Palladijs	Pd	2	6	2	6	10	2	6	10			
47	Sudrabs	Ag	2	6	2	6	10	2	6	10	1		
48	Kadmijijs	Cd	2	6	2	6	10	2	6	10	2		
49	Indijs	In	2	6	2	6	10	2	6	10	2	1	
50	Alva	Sn	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	
51	Antimons	Sb	2	6	2	6	10	2	6	10	2	3	
52	Telurs	Te	2	6	2	6	10	2	6	10	2	4	
53	Jods	I	2	6	2	6	10	2	6	10	2	5	
54	Ksenons	Xe	2	6	2	6	10	2	6	10	2	6	
55	Cēzijs	Cs	2	6	2	6	10	2	6	10	2	6	1
56	Bārijs	Ba	2	6	2	6	10	2	6	10	2	6	2
57	Lantāns	La	2	6	2	6	10	2	6	10	2	6	1
58	Cērijs	Ce	2	6	2	6	10	2	6	10	1	2	6
59	Prozodīms	Pr	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6
60	Neodīms	Nd	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6
61	Prometijs	Pm	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6
62	Samārijs	Sm	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6
63	Eiropijs	Eu	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6
64	Gadolīnijs	Gd	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6
65	Terbijs	Tb	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6
66	Disprozijs	Dy	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6
67	Holmijs	Ho	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6
68	Erbijijs	Er	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6
69	Tūlijs	Tm	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6
70	Iterbijs	Yb	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6
71	Lutēcijs	Lu	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6
72	Hafnijs	Hf	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6
73	Tantāls	Ta	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6

6. periods

Kodo- la lā- diņš	Elementa nosaukums	Kīmis- kais sim- bols	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s
74	Volframs	W	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4		2			
75	Rēnijs	Re	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5		2			
76	Osmijs	Os	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6		2			
77	Iridijs	Ir	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7		2			
78	Platīns	Pt	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9		1*			
79	Zelts	Au	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		1			
80	Dzīvsudrabs	Hg	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			
81	Tallijs	Tl	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			
82	Svins	Pb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			
83	Bismuts	Bi	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			
84	Polonijs	Po	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			
85	Astats	At	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			
86	Radons	Rn	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			
6. periods																				
87	Francijs	Fr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			1
88	Rādījs	Ra	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			2
89	Aktīnijs	Ac	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			2
90	Torijs	Th	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			2*
91	Protaktīnijs	Pa	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2			2*
92	Urāns	U	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2			2*
93	Neptūnijs	Np	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2			2*
94	Plutonijs	Pu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2			2*
95	Amerīcijs	Am	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2			2*
96	Kirījs	Cm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2			2*
7. periods																				

97	Berklījs	2	2	6	2	6	10	1	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6	2*
98	Kalifornijs	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	2	6	2*
99	Einšteinījs	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	2	6	2*
100	Fermijs	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	2	6	2*
101	Mendeļejevijs	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	2	6	2*
102	Nobēlijs	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	2	6	2*
103	Lourensījs	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	2	6	1
104	Kurčatovijs	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	2	6	2*

* Elektronu konfigurācijas, kas apzīmētas ar zvaigznīti, nav pilnīgi precīzas.

Alfabētiskais rādītājs

A

- Acetaldehīda īpašības 204
— izmantošana 276
Acetāti 209
Acetilēna iegūšana 267
— īpašības 195
Acetilēni 191
Acetona īpašības 205
Akmenssāls izmantošana 252
Akmeņogļu koksā gāze 280
Aktivācija 68
Aktivācijas enerģija 67
Aldehīdi 201...204
Aldehīdu raksturojums 201
— reakcijas 202
Alkanālu pazīšana 250
Alkāni 191
Alkanoli 199
Alkāntrioli 199
Alkāni 191
Alkili 185
Alktīni 191
Alkoholiskā rūgšana 268
Alumīnija hidroksīda īpašības 152
— iegūšana 259, 260
— īpašības 151, 152
— izmantošana 274
— oksīda īpašības 152
Aluminotermija 259
Alvas īpašības 156
— izmantošana 274
Amfoteritāte 83, 84
Amilopektīna struktūra 216
Amilozes struktūra 216
Aminobenzola īpašības 211
ε-aminokaprolaktāma īpašības 211
Aminokarbonskābes 206
Aminoplastu izmantošana 278
2-aminoskābju disociācija 219
— reakcijas 219
Amīnu raksturojums 210
Amonija hlorīda īpašības 160
— jonu pazīšana 249
— sulfāta īpašības 160
Amonjaka iegūšana 262, 263
— īpašības 160
— izmantošana 271
— pazīšana 249
Anhidrīta izmantošana 252
Anilīna īpašības 210, 211
Anjoni 33
Apakšgrupas, blakus, 40
— — pirmā 170
— — otrā 172
— — sestā 173
— — septītā 174
— — astotā 175
— galvenās 40
— — pirmā 144, 145
— — otrā 148, 149
— — trešā 151, 152
— — ceturta 153
— — piektā 156...158
— — sestā 162, 163
— — septītā 166, 167
— — astotā 169, 170
Apakšlīmeņi 27
Aparīta izmantošana 252
Aprēķini, ķīmiskie, 99...134
Apzīmējumi, ķīmiskie, 15
Ārējie elektroni 32
Arēniuss S. 12, 13, 285
Arsēna īpašības 162
Atklājumi ķīmijā 284...288
Atoma apvalks 27
— kodols 25
— modelis 25
— uzbūves maiņas periodiskums 40
Atomārā saite 46...51
— — ar daļēju jonu saites raksturu 52
Atommasa, absolūtā, 105
— relatīvā 105
Atoms 25
Atomu kristālrežģis 36, 47
Atīrīšana, gāzu, 239...241
Atvasinājumi 181
Avogadro A. 284

B

Bāzes 13
 — stipras 87
 — vājas 87
 Bāzu konstante 84
Bekelands L. 286
 Benzaldehīda īpašības 204
 Benzola īpašības 195
 — izmantošana 276
Bercēliuss J. 284
 Biokatalizatori 75
 Biokatalīze 75
 Bipolārie joni 34
 Bismuta īpašības 162
 Biureta reakcija 250
 Boksīta izmantošana 253
 Bora apakšgrupa 151
Borns M. 287
Bors N. 287
Bošs K. 286
Brensteds J. 287
 Broma īpašības 168
 Bromīdi 168
 Bromīdjonu pazīšana 247
 Bromūdeņraža īpašības 168
 Bronza 275
 Brūnogļu koksa gāze 279
 — izmantošana 253
 Bufēršķīdumi 87
Butļerovs A. 285

C

Cēlgāzes 169
 Celulozes iegūšana 269
 — īpašības 217, 218
 — izmantošana 276
 — pazīšana 251
 — struktūra 218
 Cietes īpašības 216
 — pazīšana 251
 Cinka apakšgrupa 172
 — iegūšana 261
 — īpašības 172
 — izmantošana 274
 — māns 253
 Cirkulācijas princips 257

C

Čuguna izmantošana 273
 — ražošana 257, 258

D

Dabasgāze 253, 280
Daltons Dž. 284
 Darbīgo masu likums 72

Debereiners J. 284
Debroļjī L. 287
 Dedzināto kalķu iegūšana 263
 — — īpašības 150
 — — izmantošana 271
 Degviela, dzinēju, 280
 — — dīzeļdegviela 280
 — — pārgāzējamā 280
 Derivāti 181
 Destilēšana 239
 Difosfora pentoksīda īpašības 161
 Dikarbonskābes 206
 Dimanta īpašības 154
 — struktūra 36
 Dimerizācija 79
 Dipols 35
Diraks P. 287
 Disaharīdi 213
 Disociācija 82
 — ūdens 85
 Disociācijas pakāpe 86
 — vienādojumi 24
 Divkārsā saite 50
 Dīzeļdegviela 280
 Domna 258
 Drošības tehnikas noteikumi 227...233
 Dubultslānis, elektroķīmiskais, 91
 Duroplasti 223
 Dzelzs apakšgrupa 175
 — iegūšana 257
 — īpašības 175
 — izmantošana 273
 — sakausējumi 273
 — sarkanā 254
 — sulfīda īpašības 176
 Dzelzsrūda, magnētiskā, 254
 — sarkanā 254
 Dzeramās sodas īpašības 146
 Dzēsto kalķu īpašības 150
 Dzīvsudraba īpašības 172, 173
 — oksīda īpašības 173

E

Eksperimenti, ķīmiskie, 226...251
 — — darba metodes un aparatūra 238...241
 — — drošības tehnika 227
 — — protokols 227
 — — sagatavošana 226
 — — veikšana un analīze 226
 — — vispārīgie noteikumi 226
 Eksplozīvās vielas 233
 Ekvivalentu daudzums 107
 Elastometri 223, 278
 Elektroda potenciāls 91
 Elektrokrāsns 267
 Elektrolīti 90
 — tīstie 90

Elekrolīti, potenciālie, 90
Elekrolīze 97, 246
Elekrolīzes norise 246
— vanna 261
Elektronegativitātes tabulas
izmantošana 55
— tabula (sk. periodiskās sistēmas
tabulu)
Elektroni 26
— ārējie 32
Elektronu konfigurācija 30, 289...293
— sekstets 51
Elementi, galvaniskie, 93
— — primārie 94
— — sekundārie 95
Elements, ķīmiskais, 9
Energija, aktivācijas, 67
— iekšējā 63
— rašanās 65
— reakcijas, 64
Energijas izmaiņas 63
— krājums 63
— līmenis 27
— shēma 28
— pārvēršanās 62
Entalpija 63
— molārā rašanās 65
— reakcijas molārā 64
Entalpijas aprēķini 126
— izmaiņa 63
Etāna īpašības 195
Etanāla īpašības 204
— izmantošana 276
Etanola iegūšana 268
— īpašības 200
— izmantošana 276
Etānskābes iegūšana 269
— īpašības 209
— izmantošana 276
Etiķskābē rūgšana 269
Etiķskābes iegūšana 269
— īpašības 209
— izmantošana 276
Etilspirta iegūšana 268
— īpašības 200
— izmantošana 276
Etilēna īpašības 195
Etilēna iegūšana 267
— īpašības 195

F

Faradeja konstante 113
— likumi 98
Faradejs M. 285
Fenolu īpašības 201
— izmantošana 277
— raksturojums 199
Fenoplastu iegūšana 270

Fenoplastu īpašības 224
— izmantošana 278
Fišers E. 286
Formaldehīda īpašības 203
— izmantošana 277
Formiāti 209
Formulas, ķīmiskās, 15
— — rakstības veidi 17
— — sastādīšana 18
Fosfāti 161
Fosfora īpašības 161
— modifikācijas 36
Fosfoproteīdi 222

G

Gaisa gāzes iegūšana 265
— — izmantošana 279
Gaisa izmantošana 256
Gāzes, indīgās, 232
Gāzu attīrīšana un žāvēšana 239
— iegūšana 243, 244
— uzkrāšana 241, 242
Glicerīna īpašības 201
Glikoproteīdi 223
Glikozes īpašības 214, 215
— struktūra 214, 215
Grafiņa īpašības 154
— struktūra 36
Grupas 40
— blakus apakšgrupas 40
— funkcionālās 181
— galvenās apakšgrupas 40
Guldbergs K. 72, 285
Gumijas izmantošana 256

H

Habers F. 286
Halogēni 162
Halogēnatvasinājumi 196, 197
Halogēnatvasinājumu raksturojums 196
Halogēni 166, 167
Heizenbergs V. 287
Heksozes 213
Hesa likums 67
Hess H. 285
Hibridizācija 31
Hibridizētās orbitāles 32
Hidratācija 83
Hidroksīdjonu pierādīšana 249
Hidrolīze 77, 89
Hidrolīzes pakāpe 90
Hinselvuds K. 288
Hlora īpašības 166, 167
— izmantošana 271
Hlorīdi 168
Hlorīdjonu noteikšana 248

Hloroforma īpašības 196
Hlorūdeņraža īpašības 168
Homologi 179
Homologu rinda 179
Hroma apakšgrupa 173
— īpašības 174
— izmantošana 274
Hromoproteīdi 222

I
Iesalcukura īpašības 215
Indes 230
Indikatoru iedarbības zonas 249
Izejviela ķīmiskajā reakcijā 60
— — rūpniecībā 252...256
Izosavienojumi 185
Izotopi 32

J
Jaunsudrabs 275
Joda īpašības 169
Jodīdi 169
Jodīdjonu pierādīšana 248
Jodūdeņraža īpašības 169
Jona lādiņš un vērtība 59
Joni 33
— anjoni 33
— bipolārie 34
— katjoni 33
— kompleksie 34
— saliktie 33, 34
— vienkāršie 33
Jonu kristāli 52
— kristālrežģis 35...37, 52
— reizinājums, ūdens, 85, 86
— saite 52

K
Kalcijs hidroksīda īpašības 150
— īpašības 150
— karbīda īpašības 150
— — iegūšana 267
— — izmantošana 277
— karbonāta īpašības 150
— — izmantošana 254
— oksīda īpašības 150
— — iegūšana 263
— — izmantošana 271
— sulfāta īpašības 151
Kalnrūpniecības produkti 252...255
Kalņakmens apdedzināšana 263
Kalņi, dedzinātie, 150
— dzēstie 150
Kalņu dzēšana 264
Karbonāti 155

Karbonātjonu pierādīšana 248
Karbonskābes 205...210
Karbonskābju disociācija 208
— raksturojums 205
— reakcijas 208
Karozers V. 288
Katalizatori 74
— biokatalizatori 75
Katalīze 75
— biokatalīze 75
Katjoni 33
Kaučuka sintēze 270
Kālija dihidrāta īpašības 147
— hidroksīda īpašības 147
— — izmantošana 271
— hromāta īpašības 147
— īpašības 146
— karbonāta īpašības 147
— nitrāta īpašības 147
— permanganāta īpašības 148
— salpetra īpašības 147
— sāļu izmantošana 253
Kārtas skaitlis 26, 39
Kekulē A. 285
Ketoni 204, 205
Ketonu raksturojums 205
Klate F. 287
Knīšs R. 286
Kodola lādiņš 26
Koksa ķīmiskā rūpniecība 283
Koksēšana, akmeņogļu, 264
Koksnes izmantošana 255, 256
Kombināts, ķīmiskais, 282
Kompleksa nestabilitātes konstante 88
— stabilitātes konstante 88
Kompleksie joni 13, 34
— savienojumi 13
Koncentrācija 109
Kondensācijas reakcijas 78
Konstantāns 275
Kontaktparāts, amonjaka sintēzes, 263
— sērskābes ražošanas 262
Kornbergs A. 288
Korozijs, elektroķīmiskā, 95
Korozijs elementi 96
Kosels V. 287
Krāsu reakcijas 248, 249
Krekingis 266
Kriks F. 288
Kristālrežģi 35, 36
Ksantoproteīna reakcija 250
Kurināmais, gāzveida, 279
Kvarca smilšu izmantošana 254
Kvēpi 154

ķ
Ķēdes apraušana 80
— augšana 80
Ķīmija 7

Ķīmija, analītiskā, 8
 — bioķīmija 8
 — elektroķīmija 7
 — fizikālā 7
 — fizioloģiskā 8
 — neorganiskā 7
 — organiskā 7
 — preparatīvā 8
 — tehniskā 8, 252
 — teorētiskā 7
 — termokīmija 7
 — vispārīgā 7
 Ķīmijas pamatjēdzieni 177...182
 Ķīmiskā rūpniecība 281...283
 Ķīmiskās rūpniecības nozares 281
 — šķiedras 223
 Ķīmiskie diegi 224
 Ķīmizācija, tauņas saimniecības, 282

L

Laboratorijas trauki un piederumi
 234...237
Lavuazjē A. 62, 284
 Leklanšē elements 94
Lešateljē A. 73, 286
 Lielumi un vienības 99, 100
 Liesmas krāsa 247
 Likumi, Faradeja, 98
 Lipoproteīdi 223
Lībigs J. 285
 Līdzsvara stāvoklis 72
 Līdzsvars, ķīmiskais, 72
 Lokālie elementi 95, 96
 Lomonosovs M. 62, 284
 Lošmita konstante 106
Lūiss G. 287

M

Magnētiskās dzelzsrūdas izmantošana 254
 Magnija īpašības 149
 — oksīda īpašības 149
 Maisījumu diagonālā shēma 114
 Makromolekulas 35
 Maltozes īpašības 215
 Mangāna apakšgrupa 174
 — dioksīda īpašības 174, 175
 — izmantošana 274
 Masas aprēķini 123...125
 — procenti 109
 — procentu aprēķini 115
 — skaītļi 26
Meijers L. 285
Mendeļejevs D. 285
 Metanāla īpašības 203
 — izmantošana 277
 Metanola iegūšana 268

Metanola īpašības 200
 — izmantošana 277
 Metāli 9, 10, 41
 — aktīvie 10
 — grūti kūstošie 10
 — krāsainie 274, 275
 — neaktīvie 10
 — smagie 9
 — vieglie 9
 — viegli kūstošie 10
 Metāliskā saite 54
 Metālu elektrodi, elektroķīmiskie, 91
 — izmantošana 273...275
 — kristālreizģis 37
 — sakausējumi 273...275
 Metāna īpašības 195
 — ķīmiskā saite 48
 Metānskābes īpašības 209
 — izmantošana 277
 Misiņš 275
 Modelis 25
 Modifikācijas 36
 Molārā koncentrācija 111
 Molārās koncentrācijas aprēķini 117
 Molekulas 35
 — cikliskās 38
 — makromolekulas 35
 — virknes veida 37
 Molekulmasa, relatīvā, 106
 Molekulu kristālreizģi 47
 Molmasa 107
 Molmasas aprēķini 107...109
 Molprocenti 111
 Molprocentu aprēķini 116
 Mols 106
 Moltīlpuma aprēķini 108, 109
 Moltīlpumps 108
 Monohlorētāna īpašības 197
 Monokarbonskābes 206
 Monosaharīdi 213

N

Naftas izmantošana 254
 — krekings 266
 — ķīmiskā rūpniecība 283
 — pārstrādāšana 266
 Naftēni 191
 Nātrija hidroģenkarbonāta īpašības 146
 — hidroksīda īpašības 145
 — — izmantošana 271
 — hlorīda īpašības 146
 — — izmantošana 252
 — — struktūra 37
 — īpašības 145
 — karbonāta īpašības 146
 — — izmantošana 272
 — nitrāta īpašības 146
 Neelektrolīti 90

Neitralizēšana 77
 — titrējot 246
 Neitroni 26
 Neitronu skaits 26
 Nemetāli 10, 41
 Niedru cukura īpašības 215
 Niķeļa izmantošana 274
 Nitrāti 159
 Nitrātjonu pierādīšana 249
 Nitrobenzola īpašības 211
 Nitrosavienojumu raksturojums 210
 Nogulsnes ķīmiskajās reakcijās 78, 247
 Nomenklatūra, neorganisko savienojumu, 138...143
 — — — bāzu 140
 — — — bināro savienojumu 138
 — — — komplekso savienojumu 142, 143
 — — — skābju un sāļu 141
 — — — atlikuma jonu 141
 — organisko savienojumu 182...190
 — — — ar funkcionālajām grupām atvasināto 186...188
 — — — benzola homologu un to atvasinājumu 188...190
 — — — nesazarotas virknes ogļūdeņražu 182...184
 — — — sazarotas virknes ogļūdeņražu 184, 185
 Normālā koncentrācija 112
 Normālās koncentrācijas aprēķini 118
 Nosaukumi, sistemātiskie, 182
 — triviālie 182
 Nukloni 25

O

Ozons S. 288
 Oglekļa apakšgrupa 153
 — dioksīda īpašības 154
 — — pierādīšana 248
 — disulfīda īpašības 155
 — īpašības 154
 — monoksīda īpašības 154
 — savienojumi, cikliskie, 178
 — — piesātinātie 178
 — — piesātinātie 178
 — — virknes veida 177
 — tēraudi 273
 Ogļhidrāti 213...218
 Ogļhidrātu raksturojums 213
 Ogļskābes diamīda īpašības 211
 — — izmantošana 277
 — īpašības 155
 Ogļūdeņraži 191...195
 Ogļūdeņražu nomenklatūra 182...190, 193
 — raksturojums 191, 192
 — reakcijas 194

Oksalāti 209
 Oksālskābes īpašības 209
 Oksidēšanās 76
 Oksidēšanas pakāpe 57
 Oksidētājs 77
 Oksīdi 12
 — amfotērie 12
 — bāziskie 12
 — skābie 12
 Oksikarbonskābes 206
 Olbaltumvielas 220...223
 Olbaltumvielu pazīšana 250
 — raksturojums 220
 Olefīni 191
 Oligosaharīdi 213
 Orbitāle 29
Ostvalds V. 286

P

Pamatprincipi, vispārīgie vielu rašanās, 256
 Pamatprodukti, neorganisko vielu, 271
 — organisko vielu 276
 Pamatstāvoklis, elektronu, 28, 29
 Parafīni 191
 Parafīnu izmantošana 277
 Pārvēršanās 68
 Pentozes 213
 Periodi 39
 Periodiskais likums 39
 Periodiskā sistēma 39...46
 — un atomu uzbūve 46
 Periodiskums, ķīmisko un fizikālo īpašību maiņas, 43...45
 Pētījumi ķīmijā 284...288
 pH aprēķini 122, 123
 Pierādīšanas reakcijas 247...251
 — — amonjaka un amonija jona 249
 — — krāsu reakcijas 248
 — — liesmas krāsa 247
 — — organisko savienojumu 250
 Pievienošanas reakcijas 79
 Pirīta izmantošana 254
 Pirmās palīdzības sniegšana 229
 Plastmasas 223, 278, 279
 Poliakrilonitrila izmantošana 278
 Poliamīdu īpašības 225
 — izmantošana 278
 Polietilēna iegūšana 270
 — īpašības 225
 — izmantošana 278
 Polikondensācija 78
 Polimerizācija 79, 80
Polings L. 287, 288
 Polipeptīdi 220
 Polisaharīdi 213, 216, 217
 Polistirola īpašības 225
 — izmantošana 279

Polivinilhlorīda iegūšana 270
 — īpašības 224
 — izmantošana 279
 Potašas īpašības 147
 Pretplūsmas princips 257
 Primārais elements 94
 Princips, Lešateljē, 73
 Procesi, nepārtrauktie, 256
 — pārtrauktie 256
 Propanona īpašības 205
 Proteīdi 222
 Proteīni 220
 — fibrilārie 220
 — globulārie 220
 — struktūras 220...222
 Protoni 26
Prusts Z. 284
 Pusmetāli 10

R

Radikāļi 181, 182
 Rašanās enerģija, molārā, 65
 Rašanās entalpija, molārā, 65
 — entalpijas aprēķini 126
 — siltums, molārais, 65
 Reakcijas ātruma konstante 71
 — ātrums 70
 — ierosināšana 80
 — ķīmiskās 60...98
 — — aizvietošanas 78
 — — apgriezeniskas 71
 — — ar protonu pāreju 77
 — — būtība 59
 — — eksotermiskās 65
 — — elektroķīmiskās 90...98
 — — endotermiskās 64
 — — ķēdes 80
 — — oksidēšanās - reducēšanās 76, 77
 — — pierādīšanas 247...251
 — — produkti 60
 — — starp gāzveida vielu un cietu vielu
 245
 — — — — — šķidrumu 244
 — — ūdens šķīdumos 80...90
 Reakciju veidi 76...80
 — vienādojumi 19...24
 Reducēšanās 76
 Reducētājs 77
 Revolūcija, zinātniski tehniskā, 282
Rezerfords E. 286
 Rinda, homologo, 179
 Rūgšana, alkoholiskā, 268
 — etiķskābā 269
 Rūpniecība, ķīmiskā, 257...271, 281...283
 — — akmeņogļu un naftas pārstrādāšana
 264...267
 — — lielmolekulāro vielu ražošana
 269...271
 — — metālu ražošana 257...261

Rūpniecība, ķīmiskā, neorganisko savie-
 nojumu ražošana 261...264
 — — organisko vielu ražošana
 267...269
 Rūpniecības, ķīmiskās, nozares 281
 — — produkti 271...280

S

Saharozes īpašības 215
 Saite, ķīmiskā, 46...56
 — — atomārā 46...52
 — — divkāršā 50
 — — koordinatīvā 53
 — — metāliskā 54
 — — π saite 48
 — — σ saite 47
 — — trīskāršā 50
 — — vienkāršā 49
 Sāļi 13
 Sārmu metāli 144
 Sārmzemju metāli 148
 Savienojumi, ķīmiskie, 10, 11
 — — neorganiskie 138...176
 — — organiskie 177...225
 Savienojumu nomenklatūra 138...143
 Sekundārais elements 95
 Selēna īpašības 166
Semjonovs N. 288
Sengers F. 288
 Sēra dioksīda iegūšana 261
 — īpašības 164
 — izmantošana 272
 — struktūra 38
 — trioksīda iegūšana 262
 — — īpašības 165
 Sēroglekļa īpašības 155
 Sērpaskābes īpašības 165
 Sērskābes iegūšana 262
 — īpašības 165, 166
 — izmantošana 272
 Sērūdeņraža īpašības 164
 Silīcija dioksīda īpašības 155, 156
 — — izmantošana 254
 — īpašības 155
 Simboli, ķīmiskie, 15
 Sistēma, ķīmiskā, 61
 — — heterogēnā 61
 — — homogēnā 61
 Skābekļa atvasinājumi 197...210
 — atvasinājumu nomenklatūra 186...188
 — — raksturojums 197
 — — reakcijas 198
 — īpašības 163, 164
 Skābes 12
 — stipras 87
 Skābju amīdu raksturojums 210
 — konstante 84
 Skudrskābes īpašības 209
 — izmantošana 277

Slāpekļa apakšgrupa 156...158
— dioksīda īpašības 159
— īpašības 158
— monoksīda īpašības 158
Slāpekļskābes īpašības 159
— izmantošana 272
Sodas īpašības 146
— izmantošana 272
Spins 30
Spirti 198...201
Spirtu raksturojums 198
— reakcijas 199
Spriegumu rinda, elektroķīmiskā, 93
Standartelektrodi 92
— metāla 92
— ūdeņraža 92
Standartpotenciāls 92
Struktūra, vielas, 35
Struktūras noteikšanas metodes 133
Struktūrformulas 17
Sudraba hlorīda īpašības 171
— īpašības 171
— izmantošana 274
— nitrāta īpašības 171
Sulfāti 165
Sulfājonu pierādīšana 248
Sulfīdi 164
Sulfīdjonu pierādīšana 248
Sulfīti 165
Summārās formulas 17
Svina akumulators 95
— īpašības 156
— izmantošana 275
— jonu pazīšana 247
— spīdes izmantošana 255

S

Šlaks P. 288
Šrēdingers E. 287
Štaudingers H. 287

T

Tauku izmantošana 255
— raksturojums 212
Tehnoloģija, ķīmijas, 8
Tereftalāti 210
Tereftalskābes īpašības 210
Termoplasti 223
Tērauda izmantošana 273
— ražošana 259
Tērauds, leģētais, 273
— oglekļa 273
Tetrahlormetāna īpašības 197
Tetrahlorglekļa īpašības 197
Tilpuma aprēķini 125
Tilpumprocenti 110
Tilpumprocentu aprēķini 115
Titrēšana 121, 122, 246
Tompaks 275
Trihlormetāna īpašības 197

Triozes 213
Trīskāršā saite 50
Triviālie nosaukumi 182

U

Ūdens disociācija 85
— gāzes iegūšana 265
— — izmantošana 280
— izmantošana 256
— jonu reizinājums 85
Ūdeņraža eksponents 86
— īpašības 144
— izmantošana 272
— jonu pierādīšana 249
Ugunsnedrošas vielas 232, 233
Urīnvielas īpašības 211
— izmantošana 277

V

Vāge P. 72, 285
Vanthofs I. 285
Vara apakšgrupa 170
— iegūšana 260
— īpašības 170
— izmantošana 275
— oksīda īpašības 170
— rūdas izmantošana 255
— struktūra 37
Vārāmā sāls īpašības 146
— — struktūra 37
Vatsons Dž. 288
Vēlers F. 284
Verners A. 286
Vērtība, stehiometriskā, 43, 56, 59
Viela 8
Vielas daļiņas 25
— daudzums 106
— eksplozīvas 233
— izšķīdinātas 82
— lielmolekulārās 14
— tīras 9
— ugunsnedrošas 232, 233
Vielu atdalīšana 238...241
— destilēšana 239
— filtrēšana 238
— iztvaicēšana 238
— maisījums 9
— reakcijas 60
Vientības 99, 100
Vienību priedēkļi 100, 101
Vienkāršā saite 49
Vinilhlorīda īpašības 197
Vinklera ģenerators 265
Vinklers K. 286
Vīnogu cukura īpašības 214, 215
— — struktūra 214

Z

Zelta īpašības 171
Zeljinskis N. 287

Клаус Зоммер
СПРАВОЧНИК ПО ХИМИИ

Основные понятия, усваиваемые в школьном курсе
по химии

Рига «Звайгзне» 1981

На латышском языке

С немецкого языка перевел Улдис Бергманис

KLAUSS ZOMMERS

KĪMIJAS ROKASGRĀMATA

Vāku zīm. *O. Bērziņš*. Redaktore *I. Bēra*. Māksl. redaktors *U. Gulbis*. Tehn. redaktore *B. Briede*. Korektore *G. Rudzite*.

ИВ № 1484

Nodota salikšanai 30.12.80. Parakstīta iespēšanai 27.08.81. Formāts 60×90/16. Ofseta papīrs Nr. 1. Literatūras garnitūra. Ofsetspiedums. 19 uzsk. iespiedl., 39,81 uzsk. krāsu nov., 12,29 izdevn. l. Metiens 20 000 eks. Pasūt. Nr. 101255. Cena 1 rbl. 20 kap. Izdevniecība «Zvaigzne», 226013, Rīgā, Gorkija ielā 105. Izdevn. Nr. 5552/FMK 153. Iespiesta Latvijas PSR Valsts izdevniecību, poligrāfijas un grāmatu tirdzniecības lietu komitejas Rīgas Paraugtipogrāfijā, 226004, Rīgā, Vienības gatvē 11.

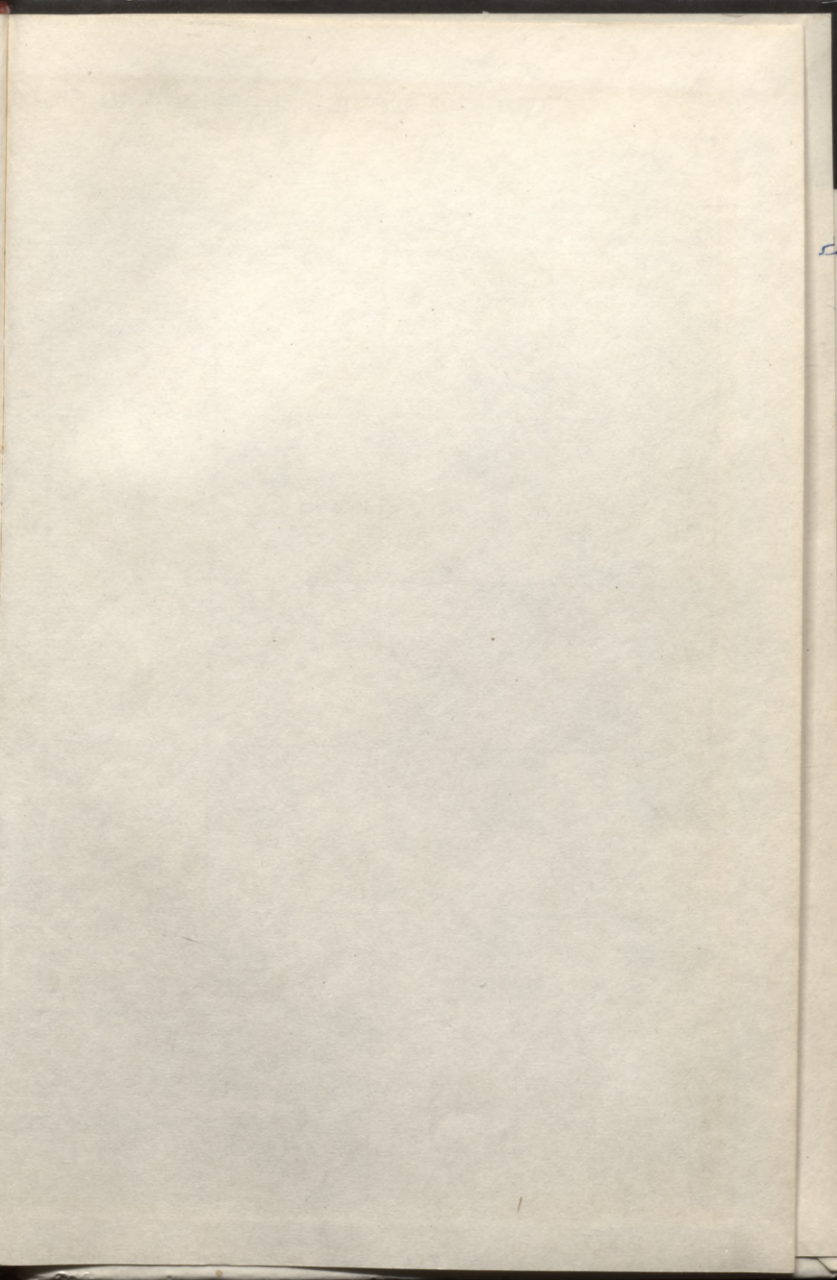
Zommers K.

Zo 484 Ķīmijas rokasgrāmata / No vācu val. tulk. U. Bergmanis. — R.: Zvaigzne, 1981. — 301 lpp.

Sajā grāmatā sakopoti ķīmijas pamatjēdzieni vidusskolas kursa apjomā. Grāmatā ir veiksmīgs vielas izkārtojums, dotas daudzas norādes uz savstarpēji saistītiem jēdzieniem, sniegts plašs faktu materiāls. Tāpēc šo grāmatu var izmantot par savdabīgu rokasgrāmatu ķīmijā, gatavojoties gala pārbaudījumiem vidusskolā, kā arī iestāšanāsmeniem augstskolā. Šo grāmatu darbā var izmantot arī vidusskolu skolotāji.

Z 20502—160 158.81.1802000000
M 802(11)—81

540
24.1z2



1 rbl. 20 kap.