



**LATVIJAS
UNIVERSITĀTE**
ANNO 1919

IEGULDĪJUMS TAVĀ NĀKOTNĒ



PROFESIONĀLAJĀ IZGLĪTĪBĀ IESAISTĪTO
VISPĀRIZGLĪTOJOŠO MĀCĪBU PRIEKŠMETU PEDAGOGU
KOMPETENCES PAAUGSTINĀŠANA

Mihails Gorskis

VISPĀRĪGĀ ĶĪMIJA

Rokasgrāmatas 1. daļa

Materiāls izstrādāts
ESF Darbības programmas 2007. - 2013.gadam „Cilvēkresursi un nodarbinātība”
prioritātes 1.2. „Izglītība un prasmes”
pasākuma 1.2.1. „Profesionālās izglītības un vispārējo prasmju attīstība”
aktivitātes 1.2.1.2. „Vispārējo zināšanu un prasmju uzlabošana”
apakšaktivitātes 1.2.1.1.2. „Profesionālajā izglītībā iesaistīto pedagogu
kompetences paaugstināšana”
Latvijas Universitātes realizētā projekta
„Profesionālajā izglītībā iesaistīto vispārīzglītojošo mācību priekšmetu pedagogu
kompetences paaugstināšana”
(Vienošanās Nr.2009/0274/1DP/1.2.1.1.2/09/IPIA/VIAA/003,
LU reģistrācijas Nr.ESS2009/88) īstenošanai.

Rīga, 2011

SATURS

	Lpp.
Ievads.....	3
Vielu īpašības.....	4
Atomu molekulu teorijas pamati.....	5
Ķīmisko elementu periodiskā tabula.....	7
Atoma uzbūve.....	8
Vielas ķīmiska formula.....	11
Ķīmiskās saites.....	12
Oksidēšanas pakāpe.....	14
Ķīmiskas reakcijas.....	15
Ķīmiskas reakcijas vidējais ātrums.....	18
Ķīmiskas reakcijas līdzsvars.....	19
Dispersās sistēmas.....	20
1. pielikums. Ķīmiskie elementi.....	28
2. pielikums. Periodiskās tabulas I-IV perioda ķīmisko elementu atomu uzbūve.....	31

Visums ir aizpildīts ar cietiem, šķidriem un gāzveida ķermeņiem. Jebkurš ķermenis aizņem noteiktu telpas tilpumu. Ķermeni var būt cieti, šķidri vai arī gāzveida.

Piemēram, akmens ir ciets ķermenis. Tām ir sava noteikta forma. Ūdens dīķī ir šķidr ķermenis. Šķidriem ķermeņiem savas formas nav. Tie pieņem trauka formu. Gaiss gaisa balonā ir gāzveida ķermenis. Gāzveida ķermeni vienmēr ieņem visu trauka tilpumu.

Visi ķermeni sastāv no **vielām**.

Ķīmija ir zinātne, kurā pēta vielu sastāvu, īpašības, pārvērtības, izstrādā vielu iegūšanas un pārstrādes metodes.

Ir vairākas ķīmijas apakšnozares.

Neorganiskā ķīmija	ir zinātnes apakšnozare, kurā pēta ķīmisko elementu un to savienojumu fizikālās un ķīmiskās īpašības, kā arī elementu un to savienojumu mijiedarbību un lietošanu, elementu atomu un to savienojumu uzbūvi, ķīmijas teorētiskos pamatlukumus un likumsakarības, kas nosaka jaunu savienojumu veidošanos un metožu izstrādi to iegūšanai.
Organiskā ķīmija	ir zinātnes apakšnozare, kurā pēta oglekļa savienojumus ar citiem elementiem – ogļūdeņražus un ogļūdeņražu atvasinājumus.
Analītiskā ķīmija	ir zinātnes apakšnozare, kurā pēta elementu un to savienojumu noteikšanu, koncentrēšanu un atdalīšanu no maisījumiem ar ķīmiskām, fizikāli ķīmiskām un fizikālām metodēm.
Fizikālā ķīmija	ir zinātnes apakšnozare, kurā pēta elementu un to savienojumu ķīmisko reakciju fizikālās likumsakarības.
Bioķīmija	ir zinātnes apakšnozare, kurā pēta ķīmiskos procesus, kas norit organismos un to sastāvdaļās.
Vides ķīmija	ir zinātnes apakšnozare, kurā pēta vides piesārņojumu, tā noteikšanas un analīzes metodes, vielu iedarbību vidē, ietekmi uz dzīvajiem būtnēm, kā arī vides piesārņojuma ietekmi uz mijiedarbību starp dzīvajiem organismiem un starp organismiem un vidi.
Pārtikas ķīmija	ir zinātnes apakšnozare, kurā pētī pārtikas produktu sastāvdaļu īpašības un struktūru, to izmaiņas dažādu faktoru ietekmē, to stabilitāti uzglabāšanā un pārstrādē, pārtikā lietoto piedevu ķīmisko dabu, savstarpējo iedarbību un pārtikas produktos radītās izmaiņas.
Farmakoloģija	ir zinātnes apakšnozare, kurā pēta zāļvielas, to darbības mehānismus, kā arī jaunu zāļvielu izpēti un ieviešanu klīniskajā praksē.
Materiālu ķīmija	ir zinātnes apakšnozare, kurā pēta materiālu (metālu, metālu sakausējumu, keramikas, dabas materiālu, polimēru) izmaiņu ķīmisku, fizikāli ķīmisku un fizikālu procesu ietekmē, noārdīšanas procesus, izstrādā to novēršanas metodes, pēta jaunu ķīmisko savienojumu

	veidošanos materiālos ķīmisko un fizikālo apstākļu ietekmē
Ķīmijas inženierzinātne	ir inženierzinātņu nozare, kurā pēta ķīmijas tehnoloģijas procesus nolūkā iegūt, apkopot un attīstīt zināšanas par procesu likumsakarībām, pamatot un optimizēt šos procesus un uz iegūto atziņu bāzes radīt jaunas racionālas, efektīvas, drošas, enerģiju un izejvielas taupošas, kā arī vidi saudzējošas vielu un materiālu ražošanas tehnoloģijas un iekārtas.

Vielu īpašības

Par vielu īpašībām sauc raksturīgas pazīmes, pēc kurām vielas atšķiras cita no citas.

Vielas atšķiras pēc **agregātstāvokļa**.

Vielas var būt cietas, šķidrās vai arī gāzveida. Ir pieņemts raksturot vielu agregātstāvokli **normālajos apstākļos** (n. a.), t. i. temperatūrā 0 °C un spiedienā 101,3 kPa.

Cietā agregātstāvoklī	atrodas piemēram gandrīz visi metāli (izņemot dzīvsudrabu), savienojumi, kuru sastāvā kopā ir metāliskie un nemetāliskie ķīmiskie elementi (metālu oksīdi, bāzes, sāļi), silīcija oksīds SiO ₂ , etiķskābe CH ₃ COOH u.c.
Šķidrā agregātstāvoklī	atrodas piemēram dzīvsudrabs Hg, broms Br ₂ , ūdeņraža peroksīds H ₂ O ₂ , sērskābe H ₂ SO ₄ , heksāns C ₆ H ₁₄ , etanols C ₂ H ₅ OH u. c.
Gāzveida agregātstāvoklī	atrodas piemēram hlors Cl ₂ , skābeklis O ₂ , slāpeklis N ₂ , oglekļa(IV) oksīds jeb ogļskābā gāze CO ₂ , hlorūdeņradis HCl, amonjaks NH ₃ , metāns CH ₄ , metanāls jeb formaldehīds CH ₂ O u. c.

Vielas atšķiras pēc **krāsas**.

Bezkrāsainas vielas	piemēram ir kvarcs SiO ₂ , ūdens H ₂ O, skābeklis O ₂ .
Melna krāsa	ir kvēpiem C, vara(II) oksīdam CuO.
Zila krāsa	ir vara hidroksīdam Cu(OH) ₂ , vara(II) sulfāta pentahidrātam jeb vara vitriolam CuSO ₄ ·5H ₂ O.
Sarkana krāsa	ir hemoglobīnam.
Zaļa krāsa	ir hlorofilam.
Dzeltena krāsa	ir svina(II) jodīdam PbI ₂ .
Balta krāsa	ir kalcija oksīdam jeb neveldzētiem kaļķiem CaO, kalcija hidroksīdam jeb veldzētiem kaļķiem Ca(OH) ₂ , kalcija karbonātam CaCO ₃ , sudraba hlorīdam AgCl, vara(II) sulfātam CuSO ₄ , cietei (C ₆ H ₁₀ O ₅) _n u.c.

Vielas atšķiras pēc **garšas**.

Vielas bez garšas	ir skābeklis O ₂ , ūdens H ₂ O, zelts Au.
Sālīta garša	ir nātrija hlorīdam jeb vāramajām sālim NaCl.

Salda garša	ir saharozei jeb cukuram $C_{12}H_{22}O_{11}$.
Skābā garša	ir pienskābei $C_2H_4(OH)COOH$.
Rūgta garša	ir dažām vielām, kuras atrodas greipfrūta mizā.

Vielas atšķiras pēc **smaržas**.

Bez smaržas	ir skābeklis slāpeklis N_2 , ūdens H_2O , vielas, kuru sastāvā kopā ir metāliskie un nemetāliskie ķīmiskie elementi, piemēram vārāmā sāls $NaCl$.
Raksturīga smarža	ir hlorūdeņradim HCl , amonjakam NH_3 , etanolam C_2H_5OH , acetonam $(CH_3)_2CO$ u.c.

Vielām ir atšķirīga **kušanas temperatūra**.

Kušana ir parādība, kad viela pāriet no cieta agregātstāvokļa šķidrā.

Kušanas temperatūra sakrīt ar saciestiešanas jeb kristalizācijas temperatūru.

Piemēram, ūdens kušanas temperatūra ir $0\text{ }^\circ\text{C}$, hēlija $-272,2\text{ }^\circ\text{C}$, bet volframa $+3422\text{ }^\circ\text{C}$. Vielu kušanas temperatūru nosaka eksperimentāli. Datus par to var atrast arī dažādos informācijas avotos.

Vielām ir atšķirīga **viršanas temperatūra**.

Vārīšanas procesā viela pāriet no šķidra agregātstāvokļa gāzveida stāvoklī.

Viršanas temperatūra sakrīt ar kondensācijas temperatūru.

Piemēram, ūdens viršanas temperatūra ir $100\text{ }^\circ\text{C}$, hēlija $-268,9\text{ }^\circ\text{C}$, bet volframa $+5555\text{ }^\circ\text{C}$. Vielu kušanas temperatūru nosaka eksperimentāli. Datus par to var atrast arī dažādos informācijas avotos.

Vielas atšķiras savā starpā pēc **blīvuma**.

Blīvums raksturo dotas vielas tilpuma vienības masu.

Blīvumu apzīmē ar grieķu alfabēta burtu ρ («ro»), aprēķina pēc formulas

$$\rho = \frac{m}{V} \text{ un mēra } \text{kg/m}^3 \text{ (g/ml = g/cm}^3\text{, kg/l = kg/dm}^3 \text{ u. c.)}$$

Piemēram, ūdeņraža blīvums (n.a.) ir $0,000096\text{ g/cm}^3$, ūdens blīvums ($t = +4\text{ }^\circ\text{C}$) ir $1,0\text{ g/cm}^3$, bet osmija blīvums ir $22,6\text{ g/cm}^3$.

Vielas atšķiras pēc **elektrovadītspējas**.

Praktiski nevada elektrisko strāvu (ir dielektriķi) skābeklis O_2 , gumija, plastmasas. Ūdens ļoti slikti vada elektrību.

Labi vada elektrisko strāvu metāli (ļoti labi – sudrabs Ag , varš Cu , zelts Au), grafijs C .

Vielas atšķiras pēc **siltumvadītspējas**.

Slikti vada siltumu koksne, plastmasas, gaiss, kas ir slāpekļa N_2 , skābekļa O_2 , cēlgāzu (Ar , Ne u.c.) un jglskābās gāzes CO_2 maisījums.

Labi vada siltumu metāli (ļoti labi – varš Cu , zelts Au , alumīnijs Al).

Cietām vielām ir atšķirīga **cietība**.

Cietību nosaka ar vienas vielas gabaliņu mēģinot saskrāpēt citas vielas gabaliņu. Šādai cietības izvērtēšanai var izmantot Mosa skalu, kas sastāv no desmit standartminerāliem pieaugošā cietībā, sākot ar talku $Mg_3Si_4O_{10}(OH)_2$, kura cietību

pieņēma par vienādu ar 1, un beidzot ar dimantu C, kura cietību pieņēma par vienādu ar 10.

Cietas vielas raksturo arī **spīdums, kaļamība vai trauslums.**

Ķīmiskas īpašības raksturo dotas vielas spēju sadalīties vai arī mijiedarboties ar citām vielām.

Atomu molekulu teorijas pamati

Vairākums vielu sastāv no **molekulām.**

Molekula ir vielas vissīkākā daļiņa, kuras sastāvs un ķīmiskas īpašības ir tādas pašas kā konkrētajai vielai.

Vielas ķīmiskās īpašības ir atkarīgas no molekulas sastāva un uzbūves.

Starp molekulām ir atstarpes. Vismazākās atstarpes ir starp molekulām, ja viela atrodas cietā agregātstāvoklī, bet vislielākās – starp gāzu molekulām.

Molekulas nepārtraukti kustās. Cietā agregātstāvoklī molekulas svārstās ap punktu kristāla telpā, kuru sauc par kristāliskā režģa mezglu. Šķidrā un gāzveida agregātstāvoklī molekulas kustās haotiski. Palielinoties temperatūrai, molekulas kustības ātrums un molekulas enerģijas krājums pieaug.

Katras vielas molekulai ir sava noteikta masa. Piemēram, ūdens molekulas masa ir aptuveni $2,99 \cdot 10^{-26}$ kg.

Molekulas sastāv no **atomiem.**

Atomi ir ķīmiski nedalāmās daļiņas, kuras ietilpst vielu sastāvā.

Atomi molekulās svārstās.

Vielas, kuras sastāv no viena veida atomiem, sauc par vienkāršām vielām.

Piemēram skābekļa molekula sastāv no diviem skābekļa atomiem. Skābeklis ir vienkārša viela.

Vielas, kuras sastāv no vairākiem atomu veidiem, sauc par ķīmiskiem savienojumiem jeb saliktām vielām.

Piemēram ūdens molekula sastāv no diviem ūdeņraža atomiem un viena skābekļa atoma. Ūdens ir ķīmisks savienojums.

Viena veida atomus sauc par ķīmisko elementu.

Svarīgākās ziņas par ķīmiskiem elementiem ir apkopotas tabulā, kuru sauc par **ķīmisko elementu periodisko tabulu.**

Katram ķīmiskam elementam, ir noteikta vidējā atoma masa. Piemēram elementa skābekļa vidējā atoma masa ir aptuveni $2,66 \cdot 10^{-26}$ kg.

Kaut atomam telpā nav precīzi noteiktas robežas, tomēr katra ķīmiska elementa atoms ieņem kādu telpas daļu, kuru ir iespējams aprēķināt vai arī noteikt eksperimentāli. Piemēram, ķīmiska elementa skābekļa atoma rādiuss ūdenī ir aptuveni 63 pm jeb $6,3 \cdot 10^{-11}$ m.

Ir arī **vielas ar nemolekulāro uzbūvi.** Šādas vielas sastāv no atomiem vai arī no **joniem.**

Ķīmisko elementu periodiskā tabula

Pašlaik ir zināmi 118 atomu veidi jeb ķīmiskie elementi. Katram atomu veidam jeb ķīmiskajam elementam ir savs nosaukums un nosacīts apzīmējums jeb ķīmiska elementa simbols.

Par ķīmiskā elementa simbolu sauc dotā elementa nosacīto apzīmējumu ar pirmo vai arī pirmo un vienu no nākamajiem burtiem šī elementa nosaukuma latīņu valodā.

Katra rūtiņā bez ķīmiska elementa nosaukuma un simbola ir atrodams elementa **atomnumurs** jeb **kārtas skaitlis**.

Piemēram, elementa skābekļa atomnumurs ir 8.

Bez tam katrā rūtiņā ir atrodama dotā elementa **relatīvā atommasa**.

Jebkura ķīmiska elementa masa ir tik niecīga, ka to nav parocīgi izteikt gramos, kilogramos vai tonnās. Tāpēc zinātnē mikropasaules objektu masas raksturojumam izmanto speciāli ieviestas **atommasas vienības**.

Viena atommasas vienība ir vienāda ar 1/12 no oglekļa atoma masas, kas ir $1,66057 \cdot 10^{-27}$ kg.

Par **atommasu** sauc dotā ķīmiskā elementa atoma masu, kura ir izteikta atommasas vienībās.

Atommasas vienības ir **u** (no angļu unit – vienība).

Relatīvā atommasa parāda, cik reizes dotā ķīmiskā elementa atommasa ir smagākā par vienu atommasas vienību.

Piemēram, ķīmiska elementa skābekļa relatīvā atommasa ir 15,9994.

Aprēķinos ir pieņemts noapaļot relatīvo atommasu līdz veseliem skaitļiem. Tādejādi skābekļa relatīvā atommasa ir aptuveni vienāda ar 16.

Periodiskajā tabulā ir horizontāli un vertikāli izvietotas elementu rindas.

Horizontāli izvietotu ķīmisko elementu rindu, kura sākas ar sārmu metālu (vai arī ar ūdeņradi) un beidzas ar cēlgāzi, sauc par periodu.

1. periodā ir divi ķīmiskie elementi (H-He).

2. un 3. periodā ir astoņi ķīmiskie elementi (Li-Ne un Na-Ar).

4. un 5. periodā ir astoņpadsmit ķīmiskie elementi (K-Kr un Rb-Xe).

6. un 7. periodā ir trīsdesmit divi ķīmiskie elementi (Cs-Rn un Fr-Uuo).

Ķīmiskos elementus no cērija (atomnumurs 58) līdz lutēcijam (atomnumurs 71) ir pieņemts saukt par **lantanoīdiem**, bet elementus no torija (atomnumurs 90) līdz lourensijam (atomnumurs 103) – par **aktinoīdiem**.

Periodā no kreisas puses uz labo ķīmisko elementu metāliskās īpašības paliek vājākas, bet nemetāliskās – pieaug, un atomu rādiusi samazinās.

Periodiskajā tabulā vertikāli izvietotas elementu rindas sauc par grupām. Periodiskajā tabulā ir astoņas A grupas un astoņas B grupas.

IA grupas ķīmiskos elementus no litija Li līdz francijam Fr sauc par **sārmu metāliem**.

IIA grupas ķīmiskos elementus no kalcija Ca līdz rādijam Ra sauc par **sārmzemju metāliem**.

VIIA grupas elementus no fluora F līdz astātam At sauc par **halogēniem** un VIIIA grupas elementus no hēlija He līdz radonam Rn – par **cēlgāzēm**.

A grupās no augšas uz leju ķīmisko elementu metāliskās īpašības pieaug, bet nemētāliskās paliek vājākas, atomu rādiusi palielinās.

Jāņem vērā, ka pašlaik ir izveidoti vairāki simti ķīmisko elementu periodiskās tabulas veidi.

Atoma uzbūve

Jebkura ķīmiska elementa atoms sastāv no pozitīvi lādēta atoma **kodola** un negatīvi lādēta **elektronapvalka**. Kodols ieņem niecīgu daļu no kopēja atoma tilpuma, bet šeit ir koncentrēta gandrīz visa atoma masa.

Atoma kodolā atrodas elementāras daļiņas, kuras sauc par protoniem un neitroniem, bet apkārt kodolam elektronapvalkā kustās elektroni.

Atoma sastāvdaļu raksturojums

Elementārdaļiņas nosaukums	Elementārdaļiņas apzīmējums	Relatīvs lādiņš	Relatīvā masa	Atrašanās vieta atomā
Protons	p (${}^1_1p, H^+$)	+1	1	Atoma kodols
Neitrons	n (1_0n)	0	1	Atoma kodols
Elektrons	e^- (${}^0_{-1}e$)	-1	≈ 0	Telpa apkārt kodolam

Atoma kodola uzbūve. Izotopi

Atoma kodols sastāv no protoniem un neitroniem.

Protonu skaits kodolā sakrīt ar ķīmiska elementa atomnumuru. Katram protonam ir lādiņš +1, tāpēc elementa atomnumurs skaitliski sakrīt arī ar pozitīvo atoma kodola lādiņu. Piemēram, ķīmiskā elementa nātrija atomnumurs ir 11. Tas nozīmē, ka nātrija atoma kodolā ir 11 protoni un nātrija atoma kodola lādiņš ir +11.

Neitronu skaits ķīmiska elementa atoma kodolā var būt atšķirīgs.

Viena un tā paša ķīmiska elementa atomus, kuri satur dažādu neitronu skaitu kodolā, sauc par izotopiem.

Izotopiem ir pieņemts šāds apzīmējums: A_ZX , kur X – ķīmiskā elementa simbols, A – izotopa relatīvā atommasa, Z – ķīmiska elementa atomnumurs. Neitronu skaitu dotā ķīmiska elementa atoma kodolā pēc vietas periodiskajā tabulā nav iespējams noteikt. Lai aprēķinātu neitronu skaitu atoma kodolā, no dotā ķīmiska elementa izotopa atommasas jāatņem elementa atomnumuru: $N = A - Z$

Piemēram izotopa ${}^{17}_8O$ atoma kodolā ir $17-8=9$ neitroni.

Ķīmiskajam elementam ūdeņradim ir trīs izotopi, kuriem arī ir īpaši nosaukumi: protijs, deiterijs un tritijs.

Ūdeņraža izotopu raksturojums

Ūdeņraža izotopa nosaukums	Apzīmējums	Relatīvā atommasa	Atoma kodola lādiņš	Protonu skaits kodolā	Neitronu skaits kodolā	Izotopa izplatība Zemes garozā, moldaļa
Protijs	1_1H (1_1P)	1	+1	1	0	$\approx 99,9885\%$
Deitērijs	2_1H (2_1D)	2	+1	1	1	$\approx 0,0115\%$
Tritijs	3_1H (3_1T)	3	+1	1	2	Atklātas pēdas

Ķīmiskā elementa relatīvā atommasa, kura atrodama periodiskās tabulas rūtiņā, ir dotā elementa sastopamo izotopu vidējā atommasa, kuru aprēķina, ņemot vērā izotopu izplatību Zemes garozā. Piemēram, ūdeņraža Zemes garozā sastopamo izotopu vidējā relatīvā atommasa ir 1,00795.

Atoma kodola elektronapvalka uzbūve un ķīmisko elementu periodiskā tabula

Elektroni atomā atšķiras pēc enerģijas krājuma. Jo tuvāk kodolam kustās elektrons, jo mazāks ir tā kopējais enerģijas krājums.

Elektroni atomā izvietojas tā saucamajos enerģijas līmeņos. Tuvākais kodolam ir pirmais enerģijas līmenis, tālāk atrodas otrais, vēl tālāk – trešais utt. enerģijas līmenis.

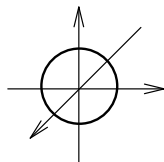
Enerģijas līmeņu skaits skaitliski ir vienāds ar perioda numuru. Tā, elementiem, kuri atrodas 1. ķīmisko elementu periodiskās tabulas periodā, atoma kodola elektronapvalkā ir viens (pirmais) enerģijas līmenis. Elementiem, kuri atrodas 2. ķīmisko elementu periodiskās tabulas periodā, atoma kodola elektronapvalkā ir divi (pirmais un otrais) enerģijas līmeņi utt.

Elektroniem, kuri atrodas vienā enerģijas līmenī, enerģijas krājums arī nenozīmīgi var atšķirties. Tātad enerģijas līmeņos ir apakšlīmeņi. Pirmajā enerģijas līmenī ir viens apakšlīmenis (to apzīmē ar burtu s), otrajā enerģijas līmenī ir divi apakšlīmeņi (s un p), trešajā – trīs (s, p un d), ceturtajā – četri (s, p, d un f) utt.

Apakšlīmeņos atrodas orbitāles.

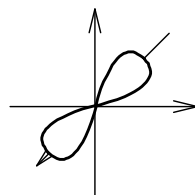
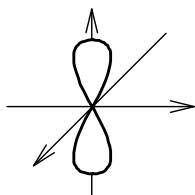
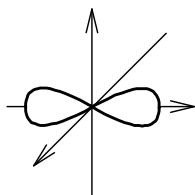
Par orbitāli sauc telpu apkārt kodolam, kurā elektrona atrašanas varbūtība pārsniedz 90-95%.

Elektroniem, kas atrodas s apakšlīmenī, orbitālei telpā ir lodveida forma.



Jebkura enerģijas līmeņa s apakšlīmenī atrodas viena orbitāle.

Elektroniem, kas atrodas p apakšlīmenī, orbitālei telpā ir hanteļveida jeb telpiskā astotnieka forma. p apakšlīmenī savstarpēji perpendikulāri var izvietoties trīs p orbitāles:



Elektroniem, kuri atrodas d apakšlīmenī, telpā ir savādāka orbitāļu forma. Telpā d orbitāles spēj ieņemt piecas dažādas vietas.

Grafiski jebkuru orbitāli vēl ir pieņemts apzīmēt ar kvadrātiņu □, bet elektronus, kuri izvietojas orbitālē – ar bultiņu ↑. Orbitālē var

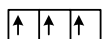
elektronu nebūt. Tad kvadrātiņa attēls paliek tukšs. Orbitālē var būt viens elektrons



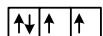
vai arī divi ar noteikumu, ka tie riņķo ap savu asi pretējos virzienos jeb ar citiem vārdiem sakot, ja tiem ir pretējie spini



Vienā apakšlīmenī elektroni orbitālēs sākumā izvietojas pa vienam, un kad visas orbitāles ir aizpildītas, tad katrā orbitālē var izvietoties arī otrs elektrons ar pretējo spinu. Piemēram, ja p apakšlīmenī izvietojas trīs elektroni, grafiskais attēlojums izskatās šādi:



Bet ja p apakšlīmenī izvietojas četri elektroni, grafiskais attēlojums izskatās šādi:



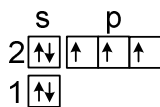
Raksturojot ķīmiska elementa atoma elektronapvalka uzbūvi var izmantot grafisko attēlojumu.

Piemēram, ūdeņradim atomnumurs ir viens ${}_1\text{H}$. Tas nozīmē, ka apkārt kodolam ūdeņraža atomā kustās viens elektrons. Ūdeņradis ir periodiskās tabulas pirmā perioda ķīmiskais elements. Tas nozīmē, ka ūdeņraža atoma elektronapvalkā ir viens enerģijas līmenis. Pirmajā enerģijas līmenī ir viens (s) apakšlīmenis ar vienu orbitāli, kur izvietojas viens elektrons. Ūdeņraža atoma elektronapvalka uzbūves grafiskais attēlojums izskatās šādi:



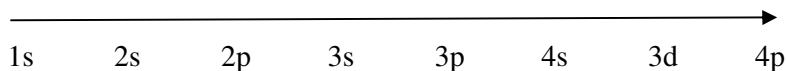
Doto attēlu jāsaprot šādi: Ūdeņraža atomam pirmajā enerģijas līmenī atrodas viens (s) apakšlīmenis kurā ir viena orbitāle. Orbitālē kustās viens elektrons. To pašu var izteikt ar elektronformulas palīdzību. Piemēram, ūdeņraža atoma elektronformula ir $1s^1$ (pirmajā enerģijas līmenī s apakšlīmeni kustās viens elektrons).

Ķīmiska elementa slāpekļa atomnumurs ir septiņi ${}_7\text{N}$. Tas nozīmē, ka slāpekļa atoma elektronapvalkā ir septiņi elektroni. Slāpeklis ir otrā perioda elements. Tas nozīmē, ka slāpekļa atoma elektronapvalkā elektroni izvietojas divos enerģijas līmeņos. Pirmajā enerģijas līmenī ir s apakšlīmenis ar vienu orbitāli, bet otrajā – divi apakšlīmeņi: s apakšlīmenis ar vienu orbitāli un p apakšlīmenis, kurā ir trīs orbitāles. Elektroni elektronapvalkā izvietojas tādā secībā, kādā pieaug to kopējais enerģijas krājums: sākumā tiek aizpildīts pirmā enerģijas līmeņa s apakšlīmenis, pēc tam otrā enerģijas līmeņa s apakšlīmenis un tikai tad otrā enerģijas līmeņa p apakšlīmenis. Slāpekļa atoma elektronapvalka uzbūves grafiskais attēlojums izskatās šādi:

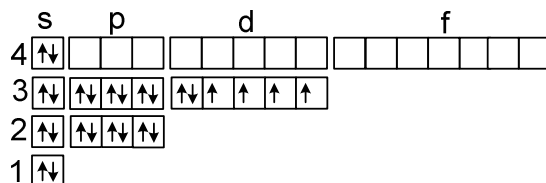


Slāpekļa atoma elektronformula ir $1s^2 2s^2 2p^3$. Tātad slāpekļa atoma ārēja (otrajā) enerģijas līmenī ir pieci elektroni.

I-IV perioda ķīmisko elementu atomos elektroni elektronapvalkā aizpilda līmeņus un apakšlīmeņus šāda secībā:



Līdz ar to piemēram, dzelzs $_{26}\text{Fe}$ atoma elektronapvalka uzbūves grafiskais attēlojums izskatās šādi:



bet elektronformula ir $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

Vielas ķīmiska formula

Par ķīmisko formulu sauc vielas sastāva kvalitatīvo un kvantitatīvo raksturojumu ar ķīmisko elementu simbolu un ciparu (indeksu) palīdzību. Indeksi ir cipari, kurus formulā pieraksta ķīmiskā elementa labajā pusē apakšā (indeksu „1” neraksta). Indeksi norāda katra elementa atomu skaitu, kas ietilpst dotās vielas molekulas sastāvā vai arī ķīmisko elementu daudzumu attiecību savienojumā.

Vielas kvalitatīvs raksturojums

Piemērs	Raksturojums	Vielas ķīmiskās formulas piemērs
Vielas nosaukums – sērskābe.	← Zinot ķīmisko formulu, var noteikt vielas nosaukumu.	H₂SO₄
Sērskābe ir ķīmisks savienojums (salikta viela).	← Zinot ķīmisko formulu, var noteikt, vai dotā viela ir vienkārša viela vai ķīmisks savienojums.	
Sērskābe ir skābe.	← Zinot ķīmisko formulu, var noteikt, kurai vielu klasei pieder dotā viela.	
Sērskābes sastāvā ir ķīmiskie elementi ūdeņradis, sērs un skābeklis.	← Zinot ķīmisko formulu, var noteikt, vielas kvalitatīvo sastāvu.	

Vielas kvantitatīvs raksturojums

	Raksturojums	Piemērs
Vielas ķīmiskās formulas piemērs H₂SO₄	▪ Ķīmiskā formula apzīmē vienu vielas atomu, molekulu vai arī formulvienību.	⇒ Viena sērskābes molekula.
	▪ Ķīmiskā formula satur informāciju par katra elementa atomu skaitu molekulā vai formulvienībā.	⇒ Sērskābes molekulā ir divi ūdeņraža atomi, viens sēra atoms un četri skābekļa atomi.
	▪ Ķīmiskā formula satur informāciju par atomu (jonu) skaita attiecību savienojumā.	⇒ $N_H : N_S : N_O = 2 : 1 : 4$
	▪ Ķīmiskā formula apzīmē dotās vielas vienu molu.	⇒ Viens mols sērskābes.
	▪ Ķīmiskā formula apzīmē elementu vielas daudzuma attiecību savienojumā.	⇒ $n_H : n_S : n_O = 2 : 1 : 4$

Ķīmiskās saites

Par ķīmisko saiti sauc mijiedarbības spēkus, kuri tur kopā daļiņas molekulā vai arī kristālā. Ķīmisko saiti var izskaidrot ar pievilšanas spēku, kas pastāv starp pretēji lādētām daļiņām.

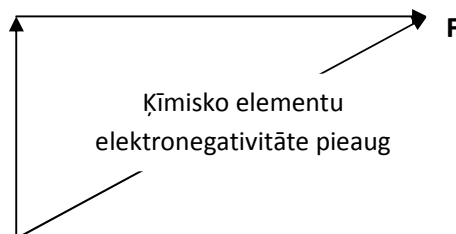
Elektronegativitāte

Ja atomi pietuvojas viens otrām, pastiprinās daļiņu, no kurām sastāv atomi, savstarpējā mijiedarbība. Savā starpā pievelkas pozitīvi lādēts kodols, kas pieder vienam atomam, un negatīvi lādēts elektronapvalks, kas pieder citam atomam. Vienlaicīgi rodas arī atgrūšanas spēki, piemēram, starp negatīvi lādētiem atomu elektronapvalkiem. Kāds ir šādas mijiedarbības rezultāts, ir atkarīgs no tā, kāda ir atomu elektronegativitāte.

Vienkāršoti runājot, var teikt, ka elektronegativitāte ir fizikālais lielums, kas raksturo dotā ķīmiska elementa atomu spēju, savienojoties ar citiem atomiem, pievilkt elektronus. Šī fizikāla lieluma skaitlisko vērtību zinātnieki var gan aprēķināt gan

noteikt eksperimentāli. Ja elektronegativitāte ir neliela (dota ķīmiskā elementa atoms, savienojoties ar citiem atomiem, vāji pievelk elektronus), šādu ķīmisko elementu raksturo kā metālisko elementu, bet ja elektronegativitāte ir liela, elementam ir nemetāliskas īpašības.

Periodiskajā tabulā ķīmisko elementu elektronegativitātes izmaiņās ir noteikta likumsakarība un proti: A grupās elektronegativitāte pieaug no apakšas uz augšu un no kreisas puses uz labo. Vislielākā elektronegativitāte ir fluoram, bet otrajā vietā ir skābeklis. Kopējo likumsakarību elektronegativitātes izmaiņās ataino šāda shēma:



Tabulā ir atrodamas ķīmisko elementu relatīvās elektronegativitātes skaitliskās vērtības.

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA		
1	H 2,20															He		
2	Li 0,98	Be 1,57									B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne		
3	Na 0,93	Mg 1,31									Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar		
4	K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr 3,00

Ķīmisko saišu veidi atkarībā no vielu veidojošos elementu elektronegativitātes.

Jonu ķīmiskā saite

Jonu ķīmiska saite pastāv savienojumos starp metāliskiem un nemetāliskiem ķīmiskiem elementiem, tātad tipisko metālu oksīdos, bāzēs, sāļos u.c.

Joni ir lādētas daļiņas, kas veidojas elektronu atdošanas un ievienošanas rezultātā. Jonu saiti veido savienojumi kuriem elektronegativitātes starpība ir liela. Piemēram tipisks pārstāvis ir NaCl, kas ir izteikts jonisks savienojums.

$Na^0 - e \rightarrow Na^{+1}, Cl^0 + e \rightarrow Cl^{-1}$. NaCl veido kristālus, kas sastāv no pozitīviem un negatīviem joniem. Šķīdinot ūdenī joni hidratējas, tas ir joni piesaista ūdens molekulas. Joniskos savienojumus var šķīdināt tikai polāros šķīdinātājos. Pamatā starp joniem pastāv elektrostatiskā mijiedarbība. No atomiem A un B veidojas jonu kristāls AB, ja elektronegativitātes starpība būs $\Delta\chi_{AB} = \chi_B - \chi_A > 2$. Ja viena elementa atoms atdod elektronu un otra pievieno šo elektronu, tad veidojas spēcīga elektrostatiskā Kulona mijiedarbība, kas satur kristālu kopā. Jonu saite bieži nav tīrā veidā, bet ir piejaukums no kovalentās saites.

Katras molekulas sastāvu var aprakstīt ar ķīmisko formulu.

Oksidēšanas pakāpe

Par oksidēšanās pakāpi sauc nosacīto lādiņu, kas būtu atomam, ja visas tā veidotās ķīmiskās saites, izņemot nepolārās kovalentās saites, būtu jonu ķīmiskās saites.

Oksidēšanās pakāpi raksta virs ķīmiskā elementa simbola, pie tam sākumā raksta lādiņa zīmi un pēc tam lādiņa skaitlisko vērtību.

Oksidēšanas pakāpes noteikšanas kārtulas

Kārtula	Piemēri
Vienkāršajā vielā elementa oksidēšanās pakāpe ir vienāda ar 0	Na^0 Fe^0 C^0 H_2^0 O_2^0 P_4^0 S_8^0
Skābeklim savienojumos oksidēšanās pakāpe parasti ir -2 1. izņēmums Peroksīdos skābekļa oksidēšanās pakāpe ir -1 2. izņēmums Savienojumos ar fluoru skābekļa oksidēšanās pakāpe ir ar zīmi «+»	$C O_2^{-2}$ $K O H^{-2}$ $H_2 S O_4^{-2}$ $Cu(N O_3)_2^{-2}$ $H_2 O_2^{-1}$ $Na_2 O_2^{-1}$ $Ca O_2^{-1}$ $O_2 F_2^{+1}$ $O F_2^{+2}$
Ūdeņradim savienojumos oksidēšanās pakāpe	

parasti ir +1 Izņēmums Savienojumos ar metāliem (metālu hidrīdos) ūdeņraža oksidēšanās pakāpe ir -1	$\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}}$ $\overset{+1}{\text{NH}_3}$ $\overset{+1}{\text{KOH}}$ $\overset{+1}{\text{HNO}_3}$ $\overset{+1}{\text{NaHCO}_3}$ $\overset{-1}{\text{LiH}}$ $\overset{-1}{\text{CaH}_2}$ $\overset{-1}{\text{LiAlH}_4}$
Metāliem savienojumos oksidēšanās pakāpe skaitliski sakrīt ar vērtību un ir ar zīmi «+»	$\overset{+1}{\text{Na}_2\text{O}}$ $\overset{+2}{\text{CuO}}$ $\overset{+3}{\text{Al(OH)}_3}$ $\overset{+2}{\text{FeSO}_4}$ $\overset{+3}{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}$
Sāls skābes atlikumā elementa oksidēšanās pakāpe ir vienāda ar dotā elementa oksidēšanās pakāpi skābē	Ķīmiskā elementa sēra oksidēšanās pakāpe sērskābē ir +6. Tātad jebkura sulfātā sēra oksidēšanās pakāpe arī ir +6: $\overset{+6}{\text{K}_2\text{SO}_4}$ $\overset{+6}{\text{NaHSO}_4}$ $\overset{+6}{\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}$
Citos gadījumos oksidēšanās pakāpes skaitlisko vērtību aprēķina, izejot no tā, ka molekulā vai formulvienībā ķīmisko elementu oksidēšanās pakāpju summa ir vienāda ar 0	Aprēķinām sēra oksidēšanās pakāpi sērskābē. Ūdeņraža oksidēšanās pakāpe savienojumos parasti ir +1, skābekļa -2, sēra oksidēšanās pakāpe ir nezināms lielums x: $\overset{+1}{\text{H}} \overset{x}{\text{S}} \overset{-2}{\text{O}_4}$ Tā kā visu atomu lādiņu summai savienojumā ir jābūt vienādai ar 0, sastādām algebrisku vienādojumu un, atrisinot to, noskaidrojam, kāda ir sēra oksidēšanās pakāpe: $2 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0$ $+2 + x - 8 = 0$ $x = +6$

Ķīmiskas reakcijas

Vielu pārvērtības, kuru gaitā no dotajām vielām rodas citas vielas ar citām īpašībām, sauc par ķīmiskām pārvērtībām jeb par ķīmiskām reakcijām.

Lai ķīmiskā reakcija sāktos jāievēro daži priekšnosacījumi. Pirmajām kārtām vielas jā sajauc kopā. Ja reakcijā piedalās cieta viela, vēlams šo vielu sasmalcināt. Gadījumā, ja viela ir šķīstoša, to var sasmalcināt, izšķīdinot. Vairākos gadījumos reakcija sākas arī vielas karsējot.

Par to, ka tiešām norisinās ķīmiska pārvērtība, var liecināt šādas pazīmes: siltuma izdalīšanās, gaismas izdalīšanās, krāsas maiņa, smaržas maiņa, nogulšņu (nešķīstošās vielas) veidošanos, gāzes izdalīšanos u.c.

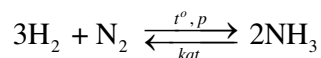
Ķīmisko reakciju vienādojumi

Ķīmisko pārvērtību būtību ir pieņemts atainot ar reakciju vienādojumiem. Līdzīgi matemātikas vienādojumiem, ķīmijas vienādojumā ir kreisa un laba puse. Kreisajā pusē raksta izejvielu ķīmiskas formulas, starp formulām rakstot zīmi «+», bet labajā – reakcijas produktu ķīmiskas formulas, starp formulām arī rakstot zīmi «+». Starp vienādojuma kreiso un labo pusi ievieto bultiņu «→», kura parāda pārvērtības virzienu. Gadījumā, kad tajos pašos apstākļos var norisināties divas pretēji virzītas ķīmiskas pārvērtības, raksta vienu vienādojumu, kreiso un labo pusi apvienojot ar apgriezenības zīmi «⇌».

Ķīmiskas reakcijas gaitā ķīmisko elementu atomi vai arī joni nepārvēršas par citu elementu atomiem vai joniem, tāpēc katra ķīmiska elementa atomu skaitam kreisajā un labajā vienādojuma pusē ir jābūt vienādam. Elementu atomu skaitu novienādo, izvietojot koeficientus. Koeficientus raksta pirms atbilstošo vielu formulām. Koeficientu «1» neraksta. Saskaitot atomu skaitu, koeficientus un indeksus sareizina.

Dažreiz ķīmisko reakciju vienādojumos arī norada pārvērtības norises apstākļus, kurus parasti apzīmē šādi: paaugstināto temperatūru – « t^o », paaugstināto spiedienu – « p », katalizatoru – «*kat.*».

Reakcijas vienādojuma piemērs:



Sprīžot pēc reakcijas vienādojuma, trīs molekulas ūdeņraža H_2 reaģējot ar vienu slāpekļa N_2 molekulu, veido divas amonjaka NH_3 molekulas. Ūdeņraža atomu skaits kreisajā pusē 3·2 sakrīt ar dotā elementa atomu skaitu labajā pusē 2·3. To pašu var teikt arī par slāpekļa atomu skaitu: 1·2=2·1. Reakcija ir apgriezeniska (vienlaicīgi norisinās gan amonjaka veidošanos no slāpekļa un ūdeņraža, gan sadalīšanās par ūdeņradi un slāpekli). Process notiek paaugstinātā temperatūrā, paaugstinātā spiediena un katalizatora klātbūtnē.

Ķīmisko reakciju veidi

Ir vairāki ķīmisko reakciju grupēšanas jeb klasifikācijas veidi.

1. Ķīmisko reakciju klasifikācija pēc izejvielu un reakcijas produktu skaita un sastāva

Reakcijas veids	Definīcija un piemēri
Savienošanās reakcijas	Par savienošanās reakcijām sauc ķīmiskas reakcijas, kuru gaitā no divām vai vairākām vielām rodas viena jauna viela $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^o} \text{SO}_2$ $2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \square 4\text{HNO}_3$
Sadalīšanās reakcijas	Par sadalīšanās reakcijām sauc ķīmiskas reakcijas, kuru gaitā no vienas vielas rodas divas vai vairākas citas vielas $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{NaHCO}_3 \xrightleftharpoons{t^o} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
Aizvietošanas reakcijas	Par aizvietošanas reakcijām sauc ķīmiskas reakcijas, kas norisinās starp vienkāršām un saliktām vielām, kurās vienkāršās vielas atomi aizvieto kāda cita elementa atomus saliktā vielā

	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$ $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$
Apmaiņas reakcijas	<p>Par apmaiņas reakcijām sauc ķīmiskas reakcijas, kuru gaitā divas saliktas vielas apmainās ar savām sastāvdaļām</p> $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$ <p>Apmaiņas reakcijas starp skābēm un bāzēm sauc par neitralizācijas reakcijām.</p>

2. Ķīmiskas reakcijas klasifikācija pēc reakcijas siltumefekta

Reakcijas veids	Definīcija un piemēri
Eksotermiskās reakcijas	<p>Par eksotermiskām sauc ķīmiskas reakcijas, kuru gaitā izdalās siltums (Q)</p> $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + \text{Q}$ $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe} + \text{Q}$
Endotermiskās reakcijas	<p>Par endotermiskām sauc ķīmiskas reakcijas, kuru gaitā siltums (Q) tiek uzņemts</p> $\text{CaCO}_3 \xleftarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 - \text{Q}$ $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 \uparrow - \text{Q}$

3. Ķīmisko reakciju klasifikācija pēc apgriezeniskuma

Reakcijas veids	Definīcija un piemēri
Apgriezeniskās reakcijas	<p>Par apgriezeniskām sauc ķīmiskas reakcijas, kuras dotajos apstākļos norisinās savstarpēji pretējos virzienos</p> $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[t^\circ, \text{p. kat.}]{} 2\text{NH}_3$ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons[t^\circ, \text{kat.}]{} 2\text{SO}_3$
Neapgriezeniskās reakcijas	<p>Par neapgriezeniskām sauc ķīmiskas reakcijas, kuras norisinās līdz brīdim, kad pilnīgi izreaģē kaut viena no reaģējošām vielām</p> $2\text{Mg} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{MgO}$ $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

4. Ķīmisko reakciju klasifikācija pēc pazīmes – maina vai nemaina ķīmiskie elementi oksidēšanās pakāpi ķīmiskas reakcijas gaitā

Reakcijas veids	Definīcija un piemēri
Oksidēšanās reducēšanās reakcijas	<p>Par oksidēšanās reducēšanās reakcijām sauc ķīmiskas reakcijas, kuru gaitā ķīmiskie elementi maina oksidēšanas pakāpi</p> $2\overset{0}{\text{Ca}} + \overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow 2\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{O}}$
Citas (ne oksidēšanās reducēšanās) reakcijas	<p>Ķīmiskas reakcijas, kuru gaitā elementi nemaina oksidēšanas pakāpi</p> $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}_2} + \overset{+2}{\text{Ca}}(\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}})_2 \rightarrow \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}_3} \downarrow + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$

5. Ķīmisko reakciju klasifikācija pēc reaģējošo vielu sistēmas veida

Reakcijas veids	Definīcija un piemēri
Homogēnās reakcijas	<p>Par homogēnām ķīmiskām reakcijām, sauc ķīmiskas reakcijas, kuras norisinās visā sistēmas tilpumā</p> $2\text{H}_2(\text{gāze}) + \text{O}_2(\text{gāze}) \xrightleftharpoons{t^\circ} 2\text{H}_2\text{O}(\text{gāze})$ $\text{AgNO}_3(\text{šķīdums}) + \text{HCl}(\text{šķīdums}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{ciets}) + \text{HNO}_3(\text{šķīdums})$
Heterogēnās reakcijas	<p>Ķīmiskās reakcijas, kuras norisinās vielu saskarsmes virsmā</p> $3\text{Fe}(\text{ciets}) + 2\text{O}_2(\text{gāze}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{ciets})$ $\text{Zn}(\text{ciets}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{šķīdums}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{šķīdums}) + \text{H}_2(\text{gāze})$

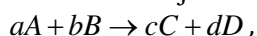
Ķīmiskas reakcijas vidējais ātrums

Ķīmiskās reakcijas ātrumu nosaka pēc koncentrācijas izmaiņām vielai, kas iesaistās reakcijā, vai arī vielai, kas rodas reakcijas rezultātā laika vienībā. Ja laika posmā no t_1 līdz t_2 vielas koncentrācija izmainījās no $c_1 \text{ mol/l}$ līdz $c_2 \text{ mol/l}$, tad ķīmiskas reakcijas vidējais ātrums ir:

$$v = \pm \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t} \frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{s}}$$

Ķīmiskas reakcijas ātruma atkarība no koncentrācijas

Ķīmiskas reakcijas ātrums ir proporcionāls reaģējošo vielu koncentrācijai: **jo lielākas ir vielu koncentrācijas, jo straujāk norisinās ķīmiska reakcija.** Vielu pārvērtības norisinās vienā, bet daudz biežāk – vairākās stadijās, jeb elementārās reakcijās. Ja elementārā reakcija norisinās atbilstoši vienādojumam



tad šīs reakcijas ātrumu var aprēķināt pēc formulas

$$v = k \cdot c_A^a \cdot c_B^b, \text{ kur}$$

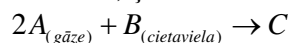
k – proporcionalitātes koeficients, kuru sauc par dotās reakcijas ātruma konstanti;

c_A – vielas A koncentrācija, mol/l;

c_B – vielas B koncentrācija, mol/l;

a un b – koeficienti, kas atrodas pirms atbilstošo vielu formulām reakcijas vienādojumā.

Cietu vielu un šķīdru vielu koncentrācijas (atšķirtībā no gāzveida vielu un šķīdumu koncentrācijas) ir praktiski nemainīgas, tāpēc sastādot formulu, kas apraksta ķīmiskas reakcijas ātruma atkarību no temperatūras, šādu vielu koncentrācijas formulā neieraksta (nemaiņu lielumu skaitliskā vērtība tiek ierēķināta reakcijas ātruma konstantes skaitliskā vērtībā). Piemēram, ķīmiskai reakcijai



reakcijas ātruma atkarību no koncentrācijas apraksta formula:

$$v = k \cdot c_A^2$$

Ķīmiskas reakcijas ātruma atkarība no temperatūras

Pieaugot temperatūrai ķīmiskas reakcijas ātrums palielinās.

Lai aptuveni izvērtētu temperatūras ietekmi, var izmantot likumsakarību, kuru eksperimentāli atklāja nīderlandiešu zinātnieks van't Hofs: temperatūrai paaugstinoties par katriem desmit grādiem, reakcijas ātrums palielinās 2-4 reizes. Matemātiska formula, kas apraksta šo likumsakarību, izskatās tā:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \text{ kur}$$

v_{t_2} - ķīmiskas reakcijas ātrums, ja temperatūra ir t_2 ;

v_{t_1} - ķīmiskas reakcijas ātrums, ja temperatūra ir t_1 ;

γ - reakcijas ātruma temperatūras koeficients – skaitlis, kas rāda, cik reizi palielinās dotās reakcijas ātrums, sistēmas temperatūrai pieaugot par 10 grādiem.

Ķīmiskas reakcijas līdzsvars

Par apgriezeniskām sauc reakcijas, kuras tajos pašos apstākļos noris divos pretējos virzienos:



Par ķīmisko līdzsvaru sauc tādu apgriezeniskas reakcijas stāvokli, kad tiešās reakcijas ātrums v_t ir vienāds ar pretreakcijas ātrumu v_{pr} .

$$v_t = v_{pr}$$

Tas nozīmē, ka

$$k_t \cdot c_A^a \cdot c_B^b = k_{pr} \cdot c_C^c \cdot c_D^d, \text{ kur}$$

k_t - tiešās reakcijas ātruma konstante;

k_{pr} - pretreakcijas ātruma konstante.

Pārveidojam šo vienādojumu, pārnesot nemainīgos lielumus kreisajā pusē, bet mainīgos – labajā:

$$\frac{k_t}{k_{pr}} = \frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b}$$

Nemainīgo lielumu attiecība arī ir nemainīgs lielums:

$$\frac{k_t}{k_{pr}} = K, \text{ kur}$$

K – ķīmiska līdzsvara konstante.

No šejienes

$$K = \frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b}$$

No līdzsvara konstantes vienādojuma seko, ka līdzsvara apstākļos visu reaģējošo vielu koncentrācijas ir savstarpēji saistītas. Mainoties izejvielas koncentrācijai, mainās

reakcijas produktu koncentrācija un otrādi, bet koncentrāciju attiecība dotā temperatūrā paliek nemainīga.

Dispersās sistēmas

Elektrolītiskās disociācijas teorija

Par elektrolītiem sauc savienojumus, kuru šķīdumi un kausējumi vada elektrisko strāvu.

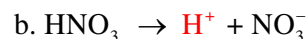
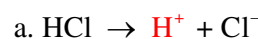
Pie elektrolītiem pieder skābes, bāzes, amfotērie oksīdu hidrāti (amfotērie hidroksīdi) un sāļi.

Elektrolītu sadalīšanos lādētās daļiņās jeb jonos sauc par elektrolītisko disociāciju (skābju gadījumā – par jonizāciju).

1. Skābju jonizācija

Skābēm jonizējoties, veidojas pozitīvi lādēti ūdeņraža joni H^+ un negatīvi lādēti skābes atlikuma joni.

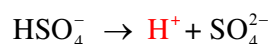
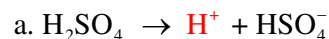
Piemēram



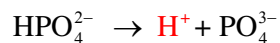
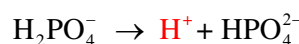
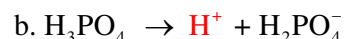
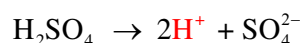
1. piezīme

Daudzvārtīgas skābes disociē pakāpeniski.

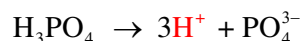
Piemēram



jeb

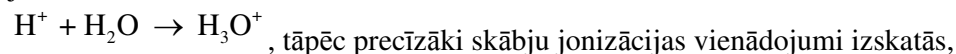


jeb

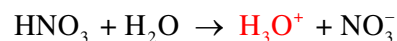
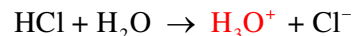


2. piezīme

Ūdeņraža jons ūdens šķīdumā savienojas ar ūdens molekulu, veidojot hidroksonija jonu:



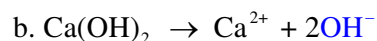
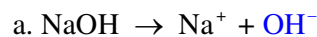
piemēram, šādi:



2. Bāzu disociācija

Bāzēm disociējot, veidojas pozitīvi lādēti metāla joni un negatīvi lādēti hidroksīdioni OH^- .

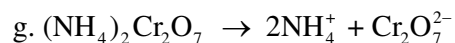
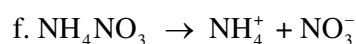
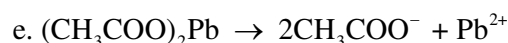
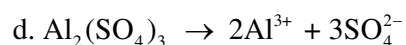
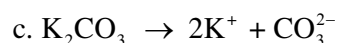
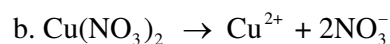
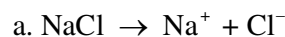
Piemēram



3. Sāļu disociācija

Sāļiem disociējot, veidojas pozitīvi lādēti metāla joni (vai arī amonija joni) un negatīvi lādēti skābes atlikuma joni.

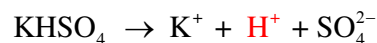
Piemēram



1. piezīme

Skābiem sāļiem disociējot, bez metāla (vai amonija) joniem un skābes atlikuma joniem, rodas arī ūdeņraža joni.

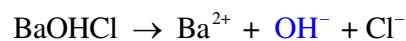
Piemēram



2. piezīme

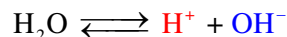
Bāziskiem sāļiem disociējot, bez metāla joniem un skābes atlikuma joniem rodas arī hidroksīdioni.

Piemēram

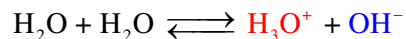


4. Ūdens disociācija

Ūdens ir amfotērs elektrolīts. Ūdenim disociējot, šķīdumā rodas gan ūdeņraža joni (kas ir raksturīgs skābēm) gan hidroksīdioni (kas ir raksturīgs bāzēm):



Precīzāk



Elektrolītu disociētspēja

1. Disociācijas pakāpe. Stiprie, vidēji stiprie un vājie elektrolīti

Par elektrolīta disociācijas pakāpi α sauc jonos disociēto elektrolīta daudzuma attiecību pret kopējo izšķīdināta elektrolīta daudzumu n_{kop} .

$$\alpha = \frac{n_{\text{dis.}}}{n_{\text{kop.}}} \quad 0 < \alpha \leq 1 \text{ vai arī } 0\% < \alpha \leq 100\%$$

Disociācijas pakāpe ir atkarīga
no elektrolīta dabas, no šķīdinātāja dabas,
no koncentrācijas (jo elektrolīta koncentrācija lielāka, jo disociācijas pakāpe ir mazāka),
no temperatūras (jo temperatūra ir augstāka, jo disociācijas pakāpe ir lielāka);
elektrolīta disociācijas pakāpē ietekmē arī vienādnosaukto jonu klātbūtne.

Pēc elektrolītu spējas disociēt (jonizēties) standartšķīdumos, kuri atrodas standartapstākļos, visus elektrolītus nosacīti daļa trīs grupās:

stiprajos elektrolītos $30\% \leq \alpha \leq 100\%$
vidēji stiprajos elektrolītos $3\% \leq \alpha < 30\%$
un vājajos elektrolītos $0\% < \alpha < 3\%$

2. Skābju, bāzu, amfotēro hidroksīdu un sāļu disociētspēja

Skābju spēja jonizēties

Stipri elektrolīti	Vidēji stipri elektrolīti	Vājie elektrolīti
HCl, HBr, HI H ₂ SO ₄ HNO ₃ , HPO ₃ H ₃ PO ₄ (pēc 1. disociācijas pakāpes)	HF HCOOH H ₂ SO ₃ (pēc 1. disociācijas pakāpes) H ₃ PO ₄ (pēc 2. disociācijas pakāpes)	H ₂ S H ₂ SO ₃ (pēc 2. disociācijas pakāpes) H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ H ₃ PO ₄ (pēc 3. disociācijas pakāpes) CH ₃ COOH
Ja skābē (HO) _m XO _n n ≥ 2, dotā skābe ir stiprs elektrolīts, pretējā gadījumā (n < 2) - vājš		

Bāzu disociētspēja

Stipri elektrolīti	Vājie elektrolīti
Par stipriem elektrolītiem ir pieņemts uzskatīt ūdenī šķīstošās bāzes jeb sārms Piemēram NaOH KOH Ba(OH) ₂ u.c.	Par vājiem elektrolītiem ir pieņemts uzskatīt ūdenī praktiski nešķīstošās bāzes. <i>Ūdenī praktiski nešķīstošos elektrolītus pieņemts uzskatīt par praktiski nedisociējošiem dēļ niecīgās jonu koncentrācijas piesātinātā šķīdumā.</i> Piemēram Cu(OH) ₂ Fe(OH) ₂ Fe(OH) ₃ u.c. Piezīme Par praktiski nedisociējošo pieņemts uzskatīt arī ožamo spirtu jeb amonija hidroksīdu NH ₃ ·H ₂ O (NH ₄ OH), kas pēc būtības ir sārms

Amfotēro elektrolītu disociētspēja

Amfotēros elektrolītus ir pieņemts uzskatīt par praktiski nedisociējošiem. *Ūdenī praktiski nešķīstošos elektrolītus pieņemts uzskatīt par praktiski nedisociējošiem dēļ niecīgās jonu koncentrācijas piesātinātā šķīdumā.*

Sāļu disociētspēja

Stipri elektrolīti	Vājie elektrolīti
Par stipriem elektrolītiem ir pieņemts uzskatīt ūdenī šķīstošos sāļus. Piemēram KNO ₃ NaCl CuSO ₄	Par vājiem elektrolītiem ir pieņemts uzskatīt ūdenī praktiski nešķīstošos sāļus. <i>Ūdenī praktiski nešķīstošos elektrolītus pieņemts uzskatīt par praktiski nedisociējošiem dēļ niecīgās jonu koncentrācijas piesātinātā šķīdumā.</i> Piemēram AgCl BaSO ₄ CaCO ₃

Dažu sāļi šķīdība ūdenī

Sāļi	Šķīdība
Nitrāti, acetāti	Visi sāļi labi šķīst.
Na ⁺ , K ⁺ , NH ₄ ⁺	Gandrīz visi sāļi ir labi šķīstoši.
Hlorīdi (bromīdi, jodīdi)	Gandrīz visi sāļi ir labi šķīstoši. Praktiski nešķīst AgCl, PbCl ₂
Sulfāti	Gandrīz visi sāļi ir labi šķīstoši. Praktiski nešķīst BaSO ₄ , PbSO ₄ Mazšķīstoši CaSO ₄ , Ag ₂ SO ₄
Karbonāti, ortofosfāti, sulfīti, silikāti	Labi šķīstoši ir tikai sārnu metālu (nātrija, kālija) un amonija sāļi
Sulfīdi	Labi šķīstoši ir tikai amonija, sārnu un sārmezemju metālu sāļi
Skābie sāļi	Šķīst labāk par normāliem sāļiem

3. Disociācijas konstante

Vāju elektrolītu disociācijas process ir apgriezenisks



Līdzsvara konstanti, kas raksturo vāja elektrolīta disociācijas (jonizācijas) procesu, sauc par disociācijas konstanti K

$$K = \frac{[\text{Kat}^+] \cdot [\text{An}^-]}{[\text{KatAn}]}$$

Disociācijas konstante ir atkarīga no elektrolīta dabas, no šķīdinātāja dabas, no temperatūras, bet nav atkarīga no šķīduma koncentrācijas. Jo lielāka ir K vērtība, jo vieglāk elektrolīts disociē (jonizējas).

Savstarpējo sakarību starp disociācijas (jonizācijas) pakāpi un disociācijas (jonizācijas) konstanti attēlo Ostvalda atšķaidīšanas likuma vienādojums:

$$K = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}, \text{ vai arī } K \approx c \cdot \alpha^2$$

Šķīduma vide. Ūdeņraža eksponents

Ūdens ir vājš elektrolīts, kas disociē, veidojot pozitīvi lādētus hidroksonija jonus H_3O^+ un negatīvi lādētus hidroksīdjonus OH^- :



Vienkāršoti šo vienādojumu pieraksta arī tā:



Ir noteikts, ka temperatūrā $+22^\circ C$ $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$, kur

$[H^+]$ - ūdeņraža jonu koncentrācija, mol/l;

$[OH^-]$ - hidroksīdjonu koncentrācija, mol/l.

Ja $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/l, šķīduma vide ir neitrāla. Gadījumā, kad $[H^+] > [OH^-]$ ($[H^+] > 10^{-7}$ mol/l), šķīduma vide ir skāba, bet ja $[H^+] < [OH^-]$ ($[H^+] < 10^{-7}$ mol/l), šķīduma vide ir bāziska.

Praksē šķīduma vides raksturošanai izmanto ūdeņraža eksponentu jeb pH.

Ūdeņraža eksponents (pH) ir ūdeņraža jonu (precīzāk – hidroksonija jonu) molāras koncentrācijas negatīvais decimāllogaritms:

$$pH = -\lg[H^+]$$

Un atbilstoši

$$pOH = -\lg[OH^-]$$

Tāpēc ūdens šķīdumos

$$pH + pOH = 14$$

Ja $pH = pOH = 7$, šķīduma vide ir neitrāla.

Gadījumā kad $pH < pOH$ ($pH < 7$), šķīduma vide ir skāba, un, atbilstoši,

ja $pH > pOH$ ($pH > 7$), šķīduma vide ir bāziska.

Eksperimentāli šķīduma vidi nosaka, izmantojot indikatorus, vai arī instrumentāli – izmantojot aparātus, kurus sauc par pH-metriem.

Bufēršķīdumi

Bufēršķīdumi ir tādi šķīdumi, kuriem noteikta pH skaitliskā vērtība, kura praktiski nemainās, šķīdumu atšķaidot, un mainās maz, ja tam pievieno nedaudz stipras skābes vai sārna.

Bufēršķīduma īpašības nosaka šķīdumā esošās bufersistēmas. Bufersistēmu sastāvā ietilpst divi elektrolīti – vāja skābe un dotās skābes sāls, vai arī vāja bāze un dotās bāzes sāls.

Mākslīgi pagatavotās bufersistēmas izmanto gan ražošanā, gan laboratorijās. Nedzīvajā un dzīvajā dabā esošām bufersistēmām arī ir liela nozīme. Piemēram, pateicoties organisma bufersistēmām, vairāku šķīdumu pH līmenis tiek uzturēts noteiktās robežās.

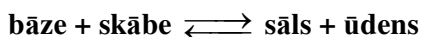
pH vērtība dažiem organisma šķīdumiem

	Organisma šķīdums	pH		Organisma šķīdums	pH
1.	Asins serums	7,35-7,45	4.	Žults	5,4-6,9
2.	Siekalas	6,35-6,85	5.	Urīns	4,8-6,85
3.	Kuņģa sula	0,9-1,5	6.	Āda (starpšūnu šķīdums)	6,2-7,5

Sāļu hidrolīze

Par hidrolīzi sauc vielas un ūdens ķīmisko mijiedarbību, kuras rezultātā rodas divas vai vairākas jaunas vielas vai mainās ūdeņraža jonu H^+ (hidroksidona jonu H_3O^+) un hidroksidjonu OH^- koncentrācija šķīdumā

Sāļi var veidoties neitralizācijas reakcijās. Neitralizācijas ķīmiskās reakcijas būtību attēlo shēma:



Kādā virzienā ir nobīdīts līdzsvars apmaiņas reakcijā, ir atkarīgs no ķīmisko vielu (skābes un bāzes) īpašībām. Apmaiņas reakcijās līdzsvars vienmēr ir nobīdīts vājākā elektrolīta rašanās virzienā.

Sauksim bāzi, kas ir stiprs elektrolīts, par stipru bāzi, un skābi, kas ir stiprs elektrolīts, par stipru skābi.

Ja sāls veidošanā piedalās stipra bāze un stipra skābe, sāls hidrolīze nenotiek.

Ja sāls nehidrolizējas, šķīduma vide ir neitrāla ($pH = 7$).

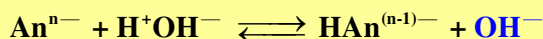
Šādu sāļu piemēri

Bāze, kas piedalās sāls veidošanā	Skābe, kas piedalās sāls veidošanā	Sāls ķīmiskā formula	Sāls šķīduma vide
NaOH	HCl	NaCl	Neitrāla $pH = 7$
KOH	H_2SO_4	K_2SO_4	
$Ba(OH)_2$	HNO_3	$Ba(NO_3)_2$	

1. sāļu hidrolīzes gadījums

Ja sāls veidošanā piedalās stipra bāze un vāja skābe, sāls hidrolizējas daļēji (apgriezeniski).

Sāls šķīdumā notiekošo var aprakstīt vispārīgā veidā:

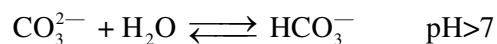
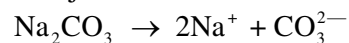


Rezultātā pieaug hidroksidjonu koncentrācija, tāpēc šādu sāļu šķīdumiem ir bāziska

vide (pH > 7).

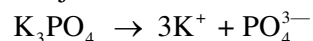
1. piemērs

Nātrija karbonāta hidrolīze



2. piemērs

Kālija ortofosfāta hidrolīze



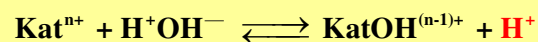
3. Citi šādu sāļu piemēri

Bāze, kas piedalās sāls veidošanā	Skābe, kas piedalās sāls veidošanā	Sāls ķīmiskā formula	Sāls šķīduma vide
NaOH	H ₂ SiO ₃	Na ₂ SiO ₃	Bāziska pH > 7
Ba(OH) ₂	H ₂ S	BaS	
KOH	CH ₃ COOH	CH ₃ COOK	

2. sāļu hidrolīzes gadījums

Ja sāls veidošanā piedalās vāja bāze un stipra skābe, sāls hidrolizējas daļēji (apgriezeniski).

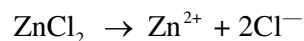
Sāls šķīdumā notiekošo var aprakstīt vispārīgā veidā:



Rezultātā pieaug ūdeņraža jonu koncentrācija, tāpēc šādu sāļu šķīdumiem ir skāba vide (pH < 7).

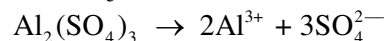
1. piemērs

Cinka hlorīda hidrolīze



2. piemērs

Alumīnija sulfāta hidrolīze



3. Citi šādu sāļu piemēri

Bāze, kas piedalās sāls veidošanā	Skābe, kas piedalās sāls veidošanā	Sāls ķīmiskā formula	Sāls šķīduma vide
-----------------------------------	------------------------------------	----------------------	-------------------

Fe(OH) ₃	HCl	FeCl ₃	Skāba pH < 7
Pb(OH) ₂	HNO ₃	Pb(NO ₃) ₂	
NH ₃ ·H ₂ O	H ₂ SO ₄	(NH ₄) ₂ SO ₄	

3. sāļu hidrolīzes gadījums

Ja sāls veidošanā piedalās vāja bāze un vāja skābe, sāls hidrolizējas pilnīgi (neapgriezeniski).

1. piemērs

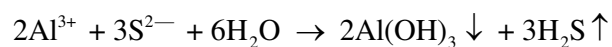
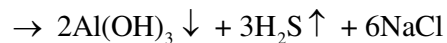
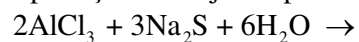
Alumīnija sulfīda hidrolīze



Hidrolīzes dēļ apmaiņas reakcijās starp sāļu šķīdumiem neveidojas trīsvērtīgo metālu sulfīdi un karbonāti.

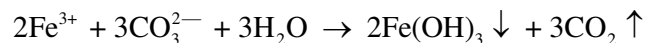
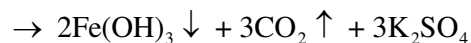
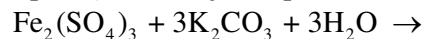
2. piemērs

Apmaiņas reakcija starp alumīnija hlorīdu un nātrija sulfīdu



3. piemērs

Apmaiņas reakcija starp dzelzs(III) sulfātu un kālija karbonātu



ĶĪMISKIE ELEMENTI NEMETĀLI

Grupas Nr.	Kārtas skaitlis	Elementa nosaukums (arī krievu un angļu valodā)	Simbols	Izruna	Raksturīgas oksidēšanas pakāpes
IA	1	Ūdeņradis <i>водород, hydrogen</i>	H	hā	-1 +1
IIIA	5	Bors <i>бор, boron</i>	B	bors	-3 +3
IVA	6	Ogleklis <i>углерод, carbon</i>	C	cē	-4 +2 +4
	14	Silīcijs <i>кремний, silicon</i>	Si	silīcijs	-4 +4
VA	7	Slāpekļis <i>азот, nitrogen</i>	N	en	-3 +1 +2 +3 +4 +5
	15	Fosfors <i>фосфор, phosphorus</i>	P	pē	-3 +3 +5
	33	Arsēns <i>мышьяк, arsenic</i>	As	arsēns	-3 +3 +5
VIA	8	Skābeklis <i>кислород, oxygen</i>	O	o	-1 -2 +2
	16	Sērs <i>серa, sulfur</i>	S	es	-2 +4 +6
	34	Selēns <i>селен, selenium</i>	Se	selēns	-2 +4 +6
	52	Telūrs <i>теллур, tellurium</i>	Te	telūrs	-2 +4 +6
VIIA	9	Fluors <i>фтор, fluorine</i>	F	fluors	-1
	17	Hlors <i>хлор, chlorine</i>	Cl	hlors	-1 +1 +3 +5 +7
	35	Broms <i>бром, bromine</i>	Br	broms	-1 +1 +3 +5 +7
	53	Jods <i>иод, iodine</i>	I	jods	-1 +1 +3 +5
	85	Astats <i>астат, astatine</i>	At	astats	-1 +1 +3 +5 +7
VIII A	2	Hēlijs <i>гелий, helium</i>	He	hēlijs	
	10	Neons <i>неон, neon</i>	Ne	neons	
	18	Argons <i>аргон, argon</i>	Ar	argons	
	36	Kriptons <i>криптон, krypton</i>	Kr	kriptons	+2 +4
	54	Ksenons <i>ксенон, xenon</i>	Xe	ksenons	+2 +4 +6 +8

	86	Radons <i>ραδον, radon</i>	Rn	radons	+2 +4 +6
--	-----------	--------------------------------------	-----------	---------------	-----------------



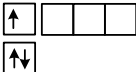

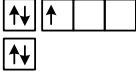
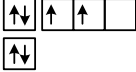
**TIPISKIE METĀLI UN ELEMENTI, KURI SPĒJ VEDOT AMFOTĒROS
SAVIENOJUMUS (*)**

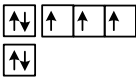
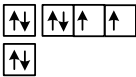
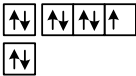
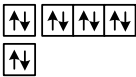
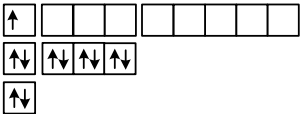
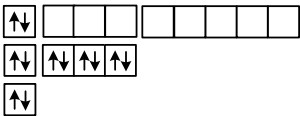
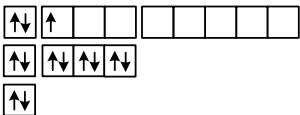
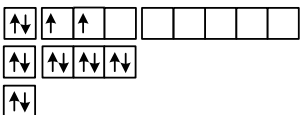
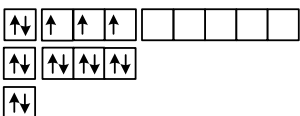
Grupas Nr.	Kārtas skaitlis	Elementa nosaukums (arī krievu un angļu valodā)	Simbols	Izruna	Raksturīgas oksidēšanas pakāpes
IA	3	Litijs <i>литий, lithium</i>	Li	litījs	+1
	11	Nātrijs <i>натрий, natrium (sodium)</i>	Na	nātrijs	+1
	19	Kālijs <i>калий, potassium</i>	K	kālijs	+1
	37	Rubīdijs <i>рубидий, rubidium</i>	Rb	rubīdijs	+1
	55	Cēzijs <i>цезий, caesium</i>	Cs	cēzijs	+1
IIA	4	Berilijs (*) <i>бериллий, beryllium (glucinium)</i>	Be	berilijs	+2
	12	Magnijs <i>магний, magnesium</i>	Mg	magnijs	+2
	20	Kalcijs <i>кальций, calcium</i>	Ca	kalcijs	+2
	38	Stroncijs <i>стронций, strontium</i>	Sr	stroncijs	+2
	56	Bārijs <i>барий, barium</i>	Ba	bārijs	+2
IIIA	13	Alumīnijs (*) <i>алюминий, aluminium</i>	Al	alumīnijs	+3
IVA	50	Alva (*) <i>олово, tin</i>	Sn	stannum	+2 +4
	82	Svīns (*) <i>свинец, lead</i>	Pb	plumbum	+2 +4
VA	51	Antimons (*) <i>сурьма, antimon, (stibium)</i>	Sb	stibium	-3 +3 +5
	83	Bismuts <i>висмут, bismuth</i>	Bi	bismuts	-3 +3 +5
IB	29	Varš <i>медь, copper</i>	Cu	kuprum	+1 +2 +3
	47	Sudrabs <i>серебро, silver</i>	Ag	argentum	+1 +3
	79	Zelts (*) <i>золото, gold (or)</i>	Au	aurum	+1 +3
IIB	30	Cinks (*) <i>цинк, zinc</i>	Zn	cinks	+2
	48	Kadmijs <i>кадмий, cadmium</i>	Cd	kadmijs	+2
	80	Dzīvsudrabs <i>ртуть, mercury (quicksilver)</i>	Hg	hidrargirum	+1 +2
IIIB	92	Urāns (*) <i>уран, uranium</i>	U	urāns	+3 +4 +5 +6
IVB	22	Titāns (*) <i>титан, titanium</i>	Ti	titāns	+3 +4
VB	23	Vanādijs (*) <i>ванадий, vanadium</i>	V	vanādijs	+2 +3 +4 +5

VIB	24	Hroms (*) <i>хром, chromium (chrome)</i>	Cr	hroms	+2 +3 +6
	42	Molibdēns (*) <i>молибден, molybdenum</i>	Mo	molibdēns	+2 +3 +4 +5 +6
	74	Volframs (*) <i>вольфрам, tungsten</i>	W	volframs	+2 +3 +4 +5 +6
VIIB	25	Mangāns (*) <i>марганец, manganese</i>	Mn	mangāns	+2 +3 +4 +6 +7
VIIB	26	Dzelzs (*) <i>железо, iron</i>	Fe	ferrum	+2 +3 +6
	28	Niķelis (*) <i>никель, nickel</i>	Ni	niķelis	+2 +3
	78	Platīns (*) <i>платина, platinum</i>	Pt	platīns	+2 +4

2. pielikums

Periodiskās tabulas I-IV perioda ķīmisko elementu atomu uzbūve

Periods	Grupa	Ķīmiska elementa simbols	Ķīmiska elementa atomnumurs	Atoma elektronapvalka uzbūves grafiskais attēlojums un ķīmiska elementa atoma elektronformula
I	IA	H	1	 $1s^1$
	VIIIA	He	2	 $1s^2$
II	IA	Li	3	 $1s^2s^1$
	IIA	Be	4	 $1s^2s^2$
	IIIA	B	5	 $1s^2s^2p^1$
	IVA	C	6	 $1s^2s^2p^2$

	VA	N	7		$1s^2 2s^2 2p^3$
	VIA	O	8		$1s^2 2s^2 2p^4$
	VIIA	F	9		$1s^2 2s^2 2p^5$
	VIIIA	Ne	10		$1s^2 2s^2 2p^6$
III	IA	Na	11		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
	IIA	Mg	12		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
	IIIA	Al	13		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
	IVA	Si	14		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
	VA	P	15		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

	VIA	S	16		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
	VIIA	Cl	17		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
	VIIIA	Ar	18		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
IV	IA	K	19		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
	IIA	Ca	20		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
	IIIB	Sc	21		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
	IVB	Ti	22		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

VB	V	23		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
VIB	Cr	24		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
VIIIB	Mn	25		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
VIIIB	Fe	26		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
VIIIB	Co	27		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
VIIIB	Ni	28		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
IB	Cu	29		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

IIB	Zn	30	 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
IIIA	Ga	31	 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$
IVA	Ge	32	 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
VA	As	33	 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
VIA	Se	34	 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
VIIA	Br	35	 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
VIIIA	Kr	36	 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

