

KEEMIA LÜHIKURSUS GÜMNAASIUMILE

NEEME KATT

Keemia lühikursus gümnaasiumile

RETSSENT KATRIN SOIKA

TOIMETAJA ANDRUS KANGRO

KEELETOIMETAJA PIRET PÖLDVER

JOONISED JA VALEMID HEIKO UNT

KUJUNDUS JA KÜLJENDUS HEISI VÄLJAK

ISBN 978-9916-663-01-1

Maurus Kirjastus OÜ

Esmatrükk 2021, Juurdetrükk 2022

Mauruse digiõppevara leiad keskkonnast TaskuTark ÕPI.



taskutark.ee/opi

Address: Tartu mnt 74; Tallinn 10144

Telefon: 5919 6117

www.kirjastusmaurus.ee

e-post: tellimine@kirjastusmaurus.ee

*Kõik õigused käesolevale väljaandele on seadusega kaitstud.
Ilma autoriõiguse omaniku kirjaliku loata pole lubatud ühtki
selle väljaande osa paljundada ei mehaanilisel, elektroonilisel
ega muul viisil.*

Saateks

Õppevahend on mõeldud eelkõige gümnaasiumi keemiakursuste korramiseks, kuid sobib kasutamiseks konspektina ja ülesannete koguna ka nende kursuste läbimisel. Õpikus on lühidalt ja süsteemipäraselt esitatud kogu koolikeemia materjal, välja arvatud konkreetsed elemendid ja nende ühendid. Iga suurema teema lõpus on ülesanded. Ülesannete lahendamiseks on tarvis materjali sisuliselt mõista ning osata teadmisi kasutada ja lõimida.

Õpik haarab gümnaasiumi kohustuslikke kursusi „Keemia alused“, „Anorgaanilised ained“ ja „Orgaanilised ained“ ning valikkursusi „Keemia alused II“ ja „Orgaanilised ained II“, samuti olulisemaid teemasid põhikooli keemiast.

Valikkursuste teemad on tähistatud sinaka taustaga.

Arvutuslike ülesannete puhul on sulgudes antud arvuline vastus.

SISUKORD

1. SISSEJUHATUS KEEMIASSE	8
2. AATOMI EHITUS JA PERIOODILISUSSÜSTEEM	9
2.1. Aatomi ehitus	9
2.2. Elektronkatte ehitus	10
2.3. Aatomi ehituse seosed perioodilisussüsteemiga	10
2.4. Elektronskeem ja väliskihi ruutskeem	11
2.5. Omaduste muutumine perioodilisussüsteemis	12
2.6. Ioon, iooni laeng ja oksüdatsiooniaste	13
2.7. Oksüdatsiooniastme määramine	15
2.8. Aatomite elektronkonfiguratsioon	16
2.9. Ülesandeid	19
3. AINE EHITUS JA KEEMILINE SIDE	22
3.1. Ainete liigitamine	22
3.2. Osakestevahelised sidemed	22
3.3. Kovalentne side	23
3.4. Iooniline side	25
3.5. Metalliline side	26
3.6. Vesinikside	26
3.7. Kristallivõre tüübid ja aine omadused	27
3.8. Kompleksühendid	28
3.9. Ülesandeid	29
4. ANORGAANILISTE AINETE PÕHIKLASSID	32
4.1. Anorgaaniliste ainete liigitamine	32
4.2. Valemite koostamine ja nimetuste andmine (nomenklatuur)	33
4.3. Reaktsioonivõrrandite koostamise üldpõhimõtted	35
4.4. Oksiidide liigitamine ja keemilised omadused	36
4.4.1. Aluselised oksiidid	36
4.4.2. Happelised oksiidid	36
4.4.3. Amfoteersed oksiidid	37
4.4.4. Neutraalsed oksiidid	37
4.5. Hapete keemilised omadused	37
4.6. Aluste keemilised omadused	38
4.7. Soolade keemilised omadused	39
4.8. Oksiidide saamine	40
4.9. Hapete saamine	41
4.10. Hüdroksiidide saamine	41
4.11. Soolade saamine	41
4.12. Anorgaanilised ained argielus ja looduses	42
4.13. Ülesandeid	43

5. LAHUSED JA NENDE KOOSTIS	50
5.1. Lahused ja pihused	50
5.2. Lahustuvus.	50
5.3. Lahuse massiprotsent ja tihedus	52
5.4. Lahuse molaarne kontsentratsioon	56
5.5. Ülesandeid.	58
6. Keemilise reaktsiooni energetika, kiirus ja tasakaal	63
6.1. Sissejuhatus termodünaamikasse.	63
6.2. Keemilise reaktsiooni aktiveerimisenergia	64
6.3. Ekso- ja endotermilised reaktsioonid	65
6.4. Hessi seadus.	67
6.5. Keemilise reaktsiooni kiirus	68
6.6. Massitoimeseadus. Keemilise reaktsiooni kiiruse võrrand	69
6.7. Katalüüs.	71
6.8. Pöörduvad ja pöördumatud reaktsioonid.	73
6.9. Keemiline tasakaal	74
6.10. Tasakaalukonstant	75
6.11. Lahustuvuskorrutis	77
6.12. Ülesandeid.	78
7. Elektrolüütide lahused	86
7.1. Elektrolüüdid ja mitteelektrolüüdid	86
7.2. Elektrolüütiline dissotsiatsioon	86
7.3. Dissotsiatsioonivõrrandid	87
7.4. Hapete ja aluste teooriad	88
7.4.1. Arrheniuse teooria	88
7.4.2. Protolüütiline ehk Brønsted-Lowry teooria	88
7.4.3. Elektronteooria ehk Lewisi teooria	89
7.5. Lahuse keskkond	90
7.6. Veeioonkorrutis ja pH	91
7.7. Ioonidevahelised reaktsioonid lahuses	92
7.8. Neutralisatsioonireaktsioonid	94
7.9. Dissotsiatsioonimäär	95
7.10. Tugevate hapete ja aluste lahuste pH	95
7.11. Nõrkade hapete ja aluste lahuste pH.	96
7.12. Puhverlahused	99
7.13. Soolade hüdrolüüs	100
7.14. Ülesandeid.	101
8. Redoksprotsessid	109
8.1. Redoksreaktsioonid	109
8.2. Redoksreaktsioonide võrrandite tasakaalustamine elektronbilansi meetodil	109
8.3. Oksüdeerivate omadustega happeanioonid	110
8.4. Keemiline vooluallikas.	111
8.5. Metallide tootmine.	113
8.6. Korrosioon.	113
8.7. Elektrolüüs.	114
8.8. Ülesandeid.	116

9. Metallid	122
9.1. Metallid perioodilisustabelis	122
9.2. Metallide füüsikalised omadused	122
9.3. Metallide keemilised omadused	123
9.4. Sulamid	124
9.5. Ülesandeid	125
10. Mittemetallid	127
10.1. Mittemetallid perioodilisustabelis ja nende üldiseloomustus	127
10.2. Mittemetallide keemilised omadused	128
10.3. Ülesandeid	128
11. Orgaanilised ained. Struktuuri kujutamise viisid	131
11.1. Orgaanilised ained	131
11.2. Valentsolekud	131
11.3. Struktuuri kujutamise viisid	132
11.4. Orbitaalide hübriidtsatsioon	133
11.5. Ülesandeid	135
12. Orgaaniliste ainete liigitamine ja nomenklatuur	137
12.1. Orgaaniliste ainete liigitamine	137
12.2. Organismides leiduvad ühendid	140
12.3. Süsivesinike süstemaatiline nomenklatuur	143
12.4. Funktsionaalrühmi sisaldavate ainete nomenklatuur	144
12.5. Triviaalnimetused	148
12.6. Ülesandeid	149
13. Isomeeria	154
13.1. Isomeeria liigid	154
13.2. Ülesandeid	156
14. Polümeerid	158
14.1. Polümeeride keemia põhimõisteid	158
14.2. Liitumispolümeerid	159
14.3. Kondensatsioonipolümeerid	160
14.4. Ülesanded	162
15. Aatomite vastastikmõju molekulis	167
15.1. Sideme polaarsus	167
15.2. Süsiniku oksüdatsiooniaste	168
15.3. Delokalisatsioon	168
15.4. Delokalisatsiooni mõju ainete happelis-aluseliste omadustele	169
15.5. Delokalisatsiooni mõju ainete reaktsioonivõimele	170
15.6. Ülesandeid	171
16. Molekulide vastastikmõju	173
16.1. Hüdrofiilsed ja hüdrofoobsed ained. Vesinikside	173
16.2. Ülesandeid	175

17. Reaktsioonide mehhanismid	178
17.1. Reageerivad osakesed	178
17.2. Reaktsioonide analüüs	179
17.3. Nukleofiilsed asendusreaktsioonid	180
17.4. Elektrofiilsed liitumisreaktsioonid	182
17.5. Elektrofiilsed asendusreaktsioonid	183
17.6. Nukleofiilsed liitumisreaktsioonid	183
17.7. Radikaalilised asendusreaktsioonid	184
17.8. Katalüüs	185
17.9. Ülesandeid	186
18. Orgaaniliste ainete keemilised omadused I	191
18.1. Põlemisreaktsioonid	191
18.2. Süsivesinikud	191
18.3. Alkoholid, aldehüüdide ja karboksüülhapete vaheline seos	192
18.4. Karboksüülhapped	193
18.5. Estrid	193
18.6. Rasvad	194
18.7. Sahhariidid	194
18.8. Orgaanilised ained argielus ja looduses	195
18.9. Ülesandeid	196
19. Orgaaniliste ainete keemilised omadused II	199
19.1. Alkaanid	199
19.2. Halogeeniühendid	199
19.3. Alkoholid	200
19.4. Amiinid	200
19.5. Alkeenid	200
19.6. Alküünid	201
19.7. Aldehüüdid ja ketoonid	201
19.8. Sahhariidid	201
19.9. Karboksüülhapped	202
19.10. Estrid	202
19.11. Amiidid	203
19.12. Aminohapped	203
19.13. Aromaatsed ühendid	204
19.14. Ülesandeid	204
20. Molaararvutused	212
20.1. Aine massi, hulga, osakeste arvu ja gaasi ruumala seosed	213
20.2. Aine protsendiline koostis	215
20.3. Arvutused reaktsioonivõrrandite järgi	216
20.4. Ülesandeid	220
Lisa 1. Reaktsioonide toimumise tingimused	227
Lisa 2. Seoseid anorgaaniliste ainete vahel	228
Perioodilisustabel	229
Metallide aktiivsuse rida	230
Lahustuvustabel	230

1. SISSEJUHATUS KEEMIASSE

Loodusteadused – astronoomia, bioloogia, füüsika, geograafia ja keemia – kirjeldavad ja selgitavad nii elus kui ka eluta loodust ning seal toimivaid seaduspärasusi. **Keemia uurib ainete ehitust, omadusi ja muundumisi.**

Sõna „keemia“ on tuletatud sõnast „alkeemia“, millega keskajal tähistati püüdlusi muuta teisi aineid kullaks. „Alkeemia“ pärineb araabia keelest, kuhu ta on jõudnud kreeka või egiptuse keelest. Arvatavasti ongi algupärane sõna viidanud maa (mulla) muundamisele või ainete valmistamise oskusele.

Esimeseks keemiliseks protsessiks, mida inimene tundma õppis, oli tuli. Järgnevalt õpiti tootma maakidest metalle (esmalts vaske ja tina ning nende sulamit pronksi, edaspidi rauda) ning valmistama mitmesuguseid materjale (keraamika jms).

Keskaegne alkeemia periood arendas oluliselt praktilisi oskusi, avastati palju uusi aineid. 16. sajandil hakati keemiat kasutama meditsiinis (iatrokeemia). 18. sajandi lõpus ja 19. sajandi kestel kujunes keemia omaette teaduseks. Keemia kui teaduse aluseks said gaaside ja nende seotud protsesside uurimine, molekulaar-atomistliku teooria kujunemine, paljude uute elementide ja nende ühendite avastamine, elementide perioodilisustabeli loomine, keemiatööstuse areng. Kokkuvõttes viis see 19. sajandi jooksul erinevate keemia harude tekkele.

Anorgaaniline keemia uurib kõiki keemilisi elemente ja nende ühendeid, välja arvatud enamikku süsinikuühenditest. Orgaaniline keemia on süsinikuühendite keemia. Füüsikaline keemia uurib keemiliste protsesside üldisi seaduspärasusi.

Analüütiline keemia tegeleb keemilise analüüsiga, mis uurib ainete ja segude koostist. Kvalitatiivsel analüüsil määratakse kvalitatiivne koostis (milliseid aineid uuritav objekt sisaldab), kvantitatiivse analüüsi korral määratakse ühtlasi ka kvantitatiivne koostis (koostisosade sisaldus, nt protsentides, molaarne kontsentratsioon vms).

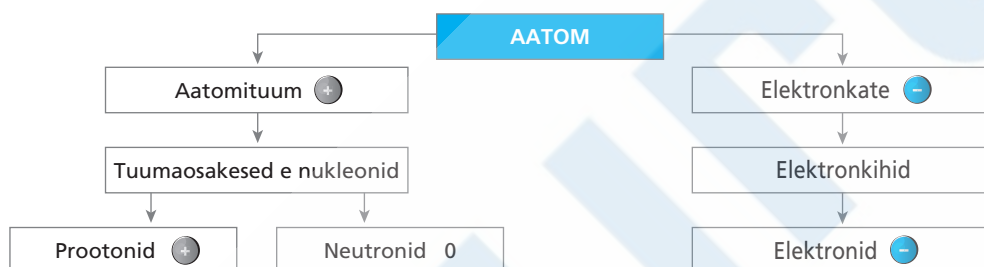
Keemia uurimismeetodid võib liigitada keemilisteks ja füüsikalisteks. Keemilised meetodid tuginevad keemiliste reaktsioonide kasutamisele (seejuures mõõdetakse sageli ka füüsikaliste suuruste muutusi, nt lahuse värvuse või pH muutust). Füüsikalised meetodid põhinevad ainete füüsikaliste omaduste kvantitatiivsel mõõtmisel (nt spektroskoopia).

Kaasaegne keemia on 20. sajandil oluliselt edasi arenenud tänu erinevaid loodusteadusi ühendavatele uutele teadusharudele (biokeemia, meditsiinkeemia, geenitehnoloogia, materjali-teadus jne). Keemiateadmisi rakendatakse ka bioloogias, meditsiinis, farmaatsias, veterinaarias, agronoomias, geoloogias, keskkonnakaitses, energeetikas, metallurgias, ehituses jm.

2. AATOMI EHITUS JA PERIOODILISUSSÜSTEEM

2.1. Aatomi ehitus

Aatom on laenguta aineosake, mis koosneb aatomituumast ja elektronkattest. **Aatomituum** koostisse kuuluvad prootonid ja neutronid. **Elektronkate** moodustavad elektronid.



Kuna osakeste massid ja laengud on väga väikesed, kasutatakse keemias nende esitamiseks spetsiaalseid suhtelisi ühikuid. Elementaarlaeng on väikseim vabadel osakestel esinev laeng

($1,6 \cdot 10^{-19}$ C). Aatommassiühik on $\frac{1}{12}$ C aatomi massist. $1 \text{ amü} = 1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

Aatommass A_r on ühe aatomi mass aatommassiühikutes.

Osake	Laeng (elementaarlaengutes)	Mass (aatommassiühikutes)
Prooton (p)	+1	1
Neutron (n)	0	1
Elektron (e ⁻)	-1	0,0005

Elektronkate raadius ületab tuuma raadiust $\sim 100\,000$ korda. Seega on aatomi mass koon-
dunud suhteliselt väikesse tuuma.

Isotoobid on elemendi teisendid, mille tuumas on erinev arv neutrone. Näiteks vesiniku isotoobid on kerge vesinik ^1_1H („tavaline“ vesinik, mille tuumas on 1 p ja 0 n), raske vesinik ^2_1H (tuumas 1 p ja 1 n) ja üliraske vesinik ^3_1H (tuumas 1 p ja 2 n). Isotoopide tähistamisel toodud viisil näitab ülemine arv aatomi massiarvu ja alumine arv aatomnumbrit: ^A_ZE . Sageli kasutatakse ka varianti, kus elemendi nimetuse järele kirjutatakse tema massiarv, nt süsinik-14 tähistab süsiniku isotoopi massiarvuga 14.

Märkus. Selliselt leitud n arv kehtib enamasti antud elemendi levinuima isotoobi kohta. Ülejäänud isotoopide neutronite arvu saab leida, kui lahutada massiarvust tuumalaeng (massiarv peab siis muidugi antud olema).

2.4. Elektronskeem ja väliskihi ruutskeem

Elektronskeem väljendab elektronide jaotumist elektronkihtidele. Koostame näitena naatriumi ja raua aatomi elektronskeemid.

1. Kirjutame elemendi tähise ja tuumalaengu (= järjenumbr).

Na: +11 Fe: +26

2. Tõmbame püstjoone ja selle järele märgime kaarekestega elektronkihid (kihtide arv = perioodi number).

Na: +11 |))) Fe: +26 |))))

3. Kirjutame kõige parempoolse kaarekese sisse väliskihi elektronide arvu (A-rühma number või B-rühma elemendi korral enamasti 2).

Na: +11 |)) 1) Fe: +26 |))) 2)

4. Täidame sisemised elektronkihid järgmiselt: 2, 8, 18, 32.

NB! Alates 4. perioodi elementidest tuleb **eelviimase** kihi elektronide arv leida arvutamise teel: liidame kokku juba kirjapandud elektronide arvud ja lahutame saadud summa elektronide koguarvust.

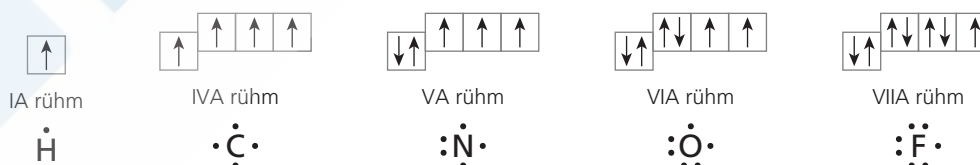
Na: +11| 2)8)1) Fe: +26| 2)8)14)2)

Keemilise sideme tekke analüüsimiseks on vaja teada aatomi väliskihi elektronide jaotumist orbitaalidele. Seejuures tuleb arvestada, et

- 1) väliskihil saab olla kuni 8 elektroni,
- 2) väliskihi elektronid paiknevad ainult ühel s -orbitaalil ja kolmel p -orbitaalil.

Seega piisab, kui joonistada s - ja p -orbitaalide jaoks ruudukesed ning paigutada sinna vastavalt rühma numbrile elektronid. Esmalt paigutuvad elektronid madalama energiaga s -orbitaalile, seejärel jaotuvad veidi kõrgema energiaga p -orbitaalidele. Süsiniku ja räni puhul tuleb mees pidada, et üks s -elektron ergastub vabale p -orbitaalile (ergastumine toimub täiendava energia saamisel nt keemilises reaktsioonis).

Väliskihi elektrone võib kujutada ka täppvalemitena. Sel juhul märgitakse väliskihi neljal orbitaalil paiknevad elektronid elemendi tähise neljale küljele täpikeste kujul.



Märkus. Skeemil on kujutatud ergastatud süsiniku aatomit (vt ptk 11.4.).

2.5. Omaduste muutumine perioodilisussüsteemis

Perioodilisusseadus – elementide omadused on perioodilises sõltuvuses aatomite tuumalaengust (st kui reastada elemendid tuumalaengu kasvu järjekorras, siis kordub kindla arvu elementide järel sarnaste omadustega element). Omaduste perioodilist kordumist põhjustab väliselektronikihi ehituse perioodiline kordumine (väliskihi elektronide arv kordub ühest kuni kaheksani). Elementide omadused määrab eelkõige väline elektronkiht, sest väliskihi elektronid osalevad keemilise sideme tekkes.

Erinevate elementide aatomid seovad oma elektrone erineva jõuga. Elementide aatomite elektronide enda poole tõmbamise võimet keemilises sidemes iseloomustab **elektronegatiivsus ϵ** .

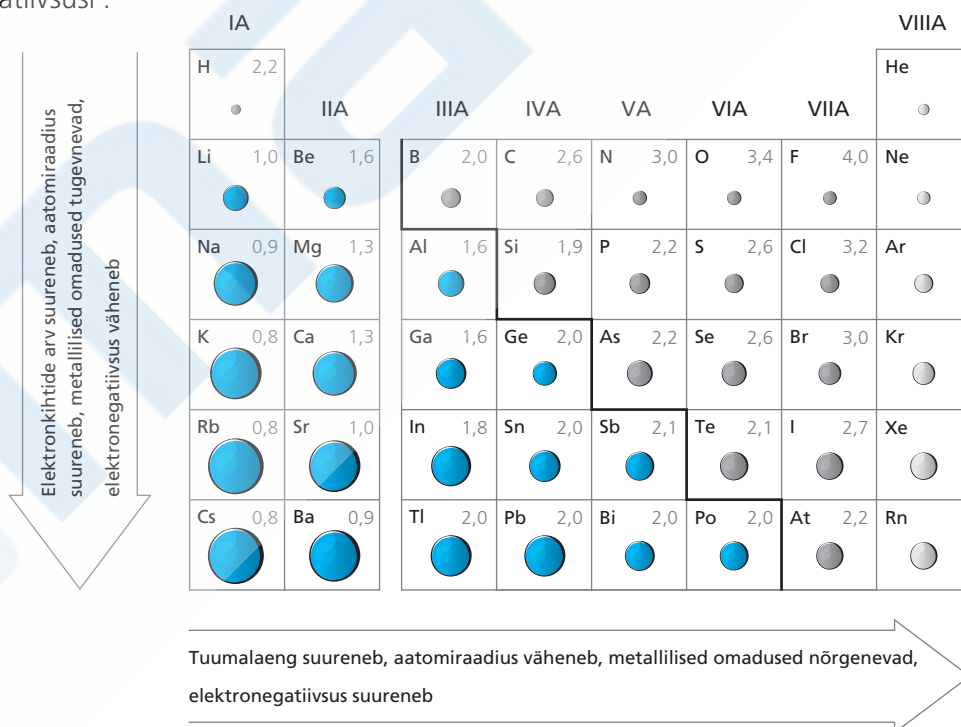
Elementide aatomite elektronide sidumise võime kaudu saab iseloomustada nende metallilisi ja mittemetallilisi omadusi. Mittemetalliliste elementide aatomid seovad elektrone suhteliselt tugevalt (neil on suur elektronegatiivsus) ja seetõttu nad tavaliselt liidavad elektrone (on oksüdeerijad), kuid võivad ka loovutada. Metalliliste elementide aatomid seovad elektrone nõrgalt (neil on väike elektronegatiivsus) ja seetõttu nad ainult loovutavad elektrone (on redutseerijad). Vääriskgaaside aatomid ei liida ega loovuta elektrone, sest neil on väliskiht täielikult elektronidega täitunud.

Elektronide sidumise võime sõltub **tuumalaengust** ja **aatomiraadiusest**. Perioodilisussüsteemi perioodides vasakult paremale nõrgenevad elementide metallilised omadused ja tugevnevad mittemetallilised omadused (elektronegatiivsus suureneb), sest tuumalaengu kasvades sama elektronkihtide arvu korral aatomiraadius väheneb (mida lähemal on väliskihi elektronid tuumale, seda tugevamini neid kinni hoitakse).

Rühmades ülevalt alla tugevnevad metallilised omadused ja nõrgenevad mittemetallilised omadused (elektronegatiivsus väheneb), sest rühmas ülevalt alla suureneb elektronkihtide arv (mida kaugemal on väliskihi elektronid tuumast, seda nõrgemini neid kinni hoitakse).

Märkus. Nii on see A-rühmade elementidega; B-rühmades suureneb metalli aktiivsus rühmas alt üles.

Järgneval joonisel on kujutatud võrdlevalt A-rühmade elementide aatomiraadiusi ja elektronegatiivsusi¹.



¹ Joonisel on antud elektronegatiivsused Paulingi järgi ning pärinevad Peter Atkinsi ja Loretta Jonesi õpikust „Keemia alused: teekond teadmiste juurde“.

Seega paiknevad metallilised elemendid perioodilisussüsteemi tabelis vasakul ja all, mitte-metallilised elemendid paremal ja üleval (toodud tabelis eraldab neid jäme joon). Selle piiri läheduses paiknevatel elementidel avaldub nii metallilisi kui ka mittemetallilisi omadusi, neid nimetatakse seetõttu ka poolmetallideks.

Elementide paigutusest perioodilisustabelis tuleneb ka asjaolu, et metalliaatomite väliskihil on vähe elektrone (tavaliselt 1–3) ja mittemetalliaatomite väliskihil on palju elektrone (tavaliselt 4–7).

2.6. Ioon, iooni laeng ja oksüdatsiooniaste

Ioon on laenguga aatom (lihtioon, nt Al^{3+}) või aatomirühm (liitioon, nt SO_4^{2-}). Iooni laeng kirjutatakse iooni valemil astendajaks, kusjuures laengu märk kirjutatakse laengu suurust näitava arvu järele; arvu „1“ ei kirjutata. Laengu suurust väljendatakse elementaarlaengutes.

Aatomist tekib ioon, kui aatom loovutab või liidab elektrone.

- ◆ Kui aatom loovutab elektrone, siis tekib positiivne ioon ehk **katioon**: $\text{Na} - 1e^- \rightarrow \text{Na}^+$.
- ◆ Kui aatom liidab elektrone, siis tekib negatiivne ioon ehk **anioon**: $\text{S} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$.

Elektronide liitmise või loovutamise püüavad elementide aatomid saavutada stabiilset (madalama energiaga), elektronidega täielikult täitunud väliselektronkihti. Sellel on tavaliselt 8 elektroni või teatud juhtudel 2 elektroni (1. perioodi elemendil vesinikul ja 2. perioodi elementidel, kui nad loovutavad väliskihi elektronid). Iooni elektronskeem vastab sel juhul elemendile perioodilisustabelis eelneva või järgneva vääriskaasi elektronskeemile.

A-rühmade elementide iooni elektronskeemi koostamisel tuleb arvestada, mitu elektroni aatom liidab väliskihile või loovutab väliskihilt, et saada sinna 8 (või 2) elektroni.

Aatom Na: $+11 | 2)8)1$ on metall \Rightarrow loovutab väliskihilt 1 elektroni \Rightarrow katioon Na^+ : $+11 | 2)8$

Aatom S: $+16 | 2)8)6$ on mittemetall \Rightarrow liidab väliskihile 2 elektroni \Rightarrow anioon S^{2-} : $+16 | 2)8)8$

Ioonide raadiused on vastavate aatomite radiustest erinevad. Katiooni tekkel jääb aatomi väline elektronkiht tühjaks ja seega on katiooni iooniraadius tunduvalt väiksem kui vastaval aatomil. Aniooni raadius on alati märksa suurem kui vastaval aatomil, sest suurem hulk elektrone tõukub rohkem omavahel.

Oksüdatsiooniaste (o.a) näitab iooni laengu väärtust keemilises ühendis (liitaines) eeldusel, et see aine koosneb ioonidest.

Oksüdatsiooniaste on formaalne suurus, mida kasutatakse valemite koostamisel ja redoksreaktsioonide analüüsimisel. O.a kirjutatakse Rooma numbriga, kusjuures positiivse väärtuse korral märki ei lisata, kuid negatiivse väärtuse korral kirjutatakse Rooma numbri ette „–“. O.a kirjutatakse vastava elemendi tähise kohale.

- ◆ Metallidel on ühendites ainult positiivsed oksüdatsiooniastmed; mittemetallidel on nii negatiivsed kui ka positiivsed oksüdatsiooniastmed.
- ◆ A-rühmade metallidel on tavaliselt püsiv o.a, mis võrdub nende rühma numbriga (mõnel metallil on ka mitu o.a, nt Sn ja Pb o.a võib olla II ja IV). IA ja IIA rühma elementide o.a on alati võrdne rühma numbriga.
- ◆ B-rühmade metallidel on tavaliselt muutuvad oksüdatsiooniastmed. Sageli on üheks nende oksüdatsiooniastmeks II.
- ◆ Mittemetallide oksüdatsiooniastmed on muutuvad vahemikus „rühma number“ (maksimaalne) kuni „rühmanumber – 8“ (minimaalne). Pea meeles, et **F on alati –I, O on tavaliselt –II ja H tavaliselt I**.

Märkus. Hapniku o.a võib olla ka -1 (peroksiidides), $-0,5$ (superoksiidides; seal on tegelikult tegu iooniga O_2^- , mis annabki keskmiseks o.a-ks $-0,5$) ja maksimaalselt II (ühendis fluoriga). Vesiniku o.a on ühendites metallidega (hüdriidides) -1 .

A-rühma elemendi maksimaalne oksüdatsiooniaste võrdub rühma numbriga, sest tema aatom saab elektrone loovutada ainult väliskihilt. B-rühma elemendi aatom võib elektrone loovutada ka eelviimaselt kihilt; seejuures on tema maksimaalne o.a tavaliselt samuti võrdne rühma numbriga. Metallilise elemendi minimaalne o.a on 0 , sest metalliaatomid elektrone ei liida. Mittemetallilise elemendi minimaalne oksüdatsiooniaste tuleneb sellest, et tema aatom saab liita elektrone, kuni väliskihil on 8 elektroni.

Näited.

Ca on IIA rühma metall, seega o.a on II ja püsiv.

Mn on VIIB rühma metall, seega o.a on muutuv, üks o.a võiks olla II ja maksimaalne o.a VII .

N on VA rühma mittemetall, seega maksimaalne o.a on V ja minimaalne o.a on $-III$ ($5 - 8 = -3$).

Kuna ühes rühmas olevatel elementidel on maksimaalsed ja minimaalsed oksüdatsiooniastmed võrdsed, siis on ka nende ühendite valemid sarnased. Maksimaalset oksüdatsiooniastet saab kasutada sellele vastava oksiidi valemi koostamisel, minimaalset aga mittemetalli vesinikühendi valemi koostamisel. Metallühendites vesinikuga (hüdriidides) on vesiniku o.a -1 . Oksiidile vastava happe valemi koostamisel võib lähtuda analoogiast sama rühma elementide tuntud hapete valemitega.

Järgnevas tabelis tähistab E antud rühma suvalist keemilist elementi.

Rühm	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Max o.a	I	II	III	IV	V	VI	VII
Max o.a oksiid	$\overset{I}{E} \overset{-II}{O}$ E_2O	$\overset{II}{E} \overset{-II}{O}$ EO	$\overset{III}{E} \overset{-II}{O}$ E_2O_3	$\overset{IV}{E} \overset{-II}{O}$ EO_2	$\overset{V}{E} \overset{-II}{O}$ E_2O_5	$\overset{VI}{E} \overset{-II}{O}$ EO_3	$\overset{VII}{E} \overset{-II}{O}$ E_2O_7
Vastav hape või hüdrosiid	EOH	$E(OH)_2$	$E(OH)_3$	H_2EO_3	HEO_3 H_3EO_4	H_2EO_4	HEO_4
Min o.a	0	0	0	$-IV$	$-III$	$-II$	$-I$
Vesinikühend	$\overset{I}{E} \overset{-I}{H}$ EH	$\overset{II}{E} \overset{-I}{H}$ EH_2	$\overset{III}{E} \overset{-I}{H}$ EH_3	$\overset{-IV}{E} \overset{I}{H}$ EH_4	$\overset{-III}{E} \overset{I}{H}$ EH_3	$\overset{-II}{E} \overset{I}{H}$ H_2E	$\overset{-I}{E} \overset{I}{H}$ HE

Näide.

Seleen Se on VIA rühma element. Tema maksimaalne oksüdatsiooniaste ühendites on VI ja minimaalne oksüdatsiooniaste $-II$.

Maksimaalse oksüdatsiooniastmega oksiidi valem on SeO_3 ja minimaalse oksüdatsiooniastmega vesinikühendi valem H_2Se . Analoogia põhjal saab koostada seleenhappe valemi: sama rühma elemendi väevli kõrgeima o.a-ga happe valem on H_2SO_4 , järelikult peaks seleenhappe valem olema H_2SeO_4 .

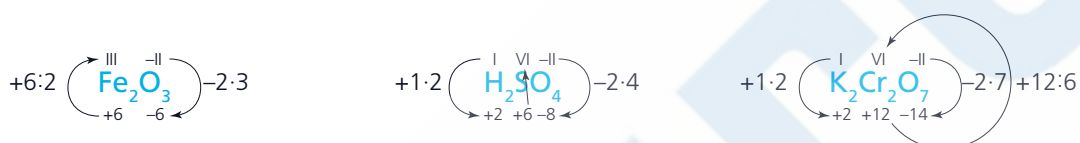
2.7. Oksüdatsiooniastme määramine

- ♦ Lihtainete oksüdatsiooniaste on 0.
- ♦ Lihtioonide oksüdatsiooniaste võrdub iooni laenguga.
- ♦ Lihtainetes on kõigi aatomite oksüdatsiooniastmete summa 0.
- ♦ Liitiooni laeng võrdub iooni moodustavate aatomite oksüdatsiooniastmete summaga.

Oksüdatsiooniastme määramine **liitaine** valemi järgi

1. Märgime tähiste kohale nende elementide oksüdatsiooniastmed, mida me teame (vt pkt 2.6.).
2. Kirjutame tähiste alla antud elemendi kõigi aatomite oksüdatsiooniastmete summad.
3. Arvutame puuduoleva oksüdatsiooniastme, lähtudes sellest, et kõigi aatomite oksüdatsiooniastmete summa on 0.

Näited (nooled näitavad tehteid).



Kui on vaja määrata metallilise elemendi o.a soolas või hüdroksiidis, siis tuleb vaadelda happeanioone või hüdroksiidiooni tervikuna.



Fe o.a on III.

*Indeksid puuduvad, seega Fe o.a ja happeaniooni laeng peavad olema arvuliselt võrdsed, kuid vastasmärgilised.
Fe o.a on II.*

*Pane tähele, et hüdroksiidioonide arv valemis võrdub metalliooni laenguga.
Fe o.a on III.*

Märkus. Kui määratava elemendi aatomeid on mitu, siis saame sellise määramise tulemusena nende aatomite keskmise o.a. Sama elemendi aatomitel võib konkreetses ühendis olla ka erinev o.a. Näiteks määrates raua o.a oksiidis Fe_3O_4 , saame tulemuseks $+8/3$. Tegelikult on kahel raua aatomil o.a III ja ühel II, mis annabki saadud keskmise tulemuse.

Oksüdatsiooniastme määramine **liitiooni** valemi järgi toimub sarnaselt liitaine valemi järgi määramisega, ainult et puuduoleva oksüdatsiooniastme arvutamisel lähtutakse sellest, et kõigi aatomite oksüdatsiooniastmete summa on võrdne iooni laenguga.

Näiteks on lämmastiku aatomite oksüdatsiooniastmed ammooniumnitraadi ammooniumioonis ja nitraatioonis erinevad. Need saab määrata lähtuvalt sellest, et ammooniumiooni korral peab kõigi aatomite o.a summa olema +1, nitraatiooni korral aga -1.

