

Lembi Tamm

KEEMIA ÕPIK GÜMNAASIUMILE

KEEMIA ALUSED

Lembi Tamm
KEEMIA ÕPIK GÜMNAASIUMILE
KEEMIA ALUSED

Retsensendid: Erika Jüriado, Martin Saar
Toimetaja: Andrus Kangro
Keeletoimetaja: Piret Pöldver
Joonised: Heiko Unt
Molekulmodelid: Tarmo Tamm
Kujundus: Heiko Unt

Fotod

Algone Corporation 81
Corbis Images 22, 49, 65
Du Pont Images 119
Fundamental Photographs 58, 101, 105, 107
Margus Marandi 15
Shutterstock Stock Images 11, 12, 13, 43, 50, 51, 56, 56, 61, 63, 91, 92, 108, 140

Maurus Kirjastus OÜ, 2014

Juurdetrükk 2017

Esmatrükk 2014

ISBN 978-9949-9539-7-4

Aadress: Tartu mnt 74, 10144, Tallinn, telefon 59196117

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.

KEEMIA ALUSED

Lembi Tamm



1.
Sj

Sissejuhatus

1. SISSEJUHATUS	8
1.1. KEEMIA KUJUNEMINE TEADUSEKS	8
Keemia koht teiste loodusteaduste seas	8
Keemia arengu olulisemad etapid	9
1.2. KEEMIA UURIMISMEETODID	10
Füüsikalised ja keemilised uurimismeetodid	10
Keemiline süntees ja analüüs	10
1.3. KUS KEEMIAT VAJA LÄHEB	11
Millised need seosed on?	11

I. AINE EHITUS2.
Ae

Aatomiehitus

2. AATOMIEHITUS	14
2.1. TÄNAPÄEVANE ETTEKUJUTUS AATOMIEHITUSEST	15
Aatomiehituse mudelid	15
Tänapäevane (kvantmehaaniline) aatomiehituse mudel	16
2.2. KEEMILISTE ELEMENTIDE OMADUSED	20
Aatomiehituse muutus perioodilisustabelis	20
Aatomiraadiuse muutus	21
Keemiliste elementide metallilised ja mittemetallilised omadused	22
Metallilisuse ja mittemetallilisuse muutus perioodilisustabelis	23
2.3. KEEMILISTE ELEMENTIDE OKSÜDATSIOONIASTMED	27
A-rühmade elementide maksimaalne (kõrgeim) oksüdatsiooniaste	27
Keemiliste elementide tüüpühendid	27
Madalamad oksüdatsiooniastmed	28

3. KEEMILISE SIDEME LIIGID 31

3.1. KOVALENTNE SIDE 31

Ühise elektronipaari teke 32

Kovalentse sideme polaarsus 33

3.2. VESINIKSIDE 37

Vesiniksidemete teke 37

Vesiniksidemete mõju ainete omadustele 39

3.3. IOONILINE SIDE 42

3.4. METALLILINE SIDE 45

3.5. KRISTALLIVÕRE TÜÜP JA AINE OMADUSED 47

Molekulidevahelised füüsikalised jõud ja aine agregaatolek 47

Kristallivõre tüübid 48

Kovalentsed ained 49

II. KEEMILISED REAKTSIOONID

4. KEEMILISTE REAKTSIOONIDE SEADUSPÄRASUSED 54

4.1. KEEMILISE REAKTSIOONI SOOJUSEFEKT 54

Soojusefektid keemiliste sidemete tekkel ja katkemisel 55

4.2. KEEMILISE REAKTSIOONI KIIRUS 61

Reaktsiooni kiirus 61

Reaktsiooni aktiveerimisenergia 62

Reaktsiooni kiirust mõjutavad tegurid 64

Katalüüs 68

4.3. KEEMILINE TASAKAAL, SELLE NIHKUMINE 71

Pöörduvad reaktsioonid 72

Tasakaaluolek 72

Tasakaalu nihkumine (Le Châtelier' printsiip) 73



5. LAHUSTUMISPROTSESS, REAKTSIOONID LAHUSTES

78

5.1. LAHUSTUMISE SOOJUSEFEKT

78

Lahustumisega seotud protsessid

78

Soojusefekti seos aine lahustuvusega

80

5.2. ELEKTROLÜÜDID, TUGEVA JA NÕRGAD ELEKTROLÜÜDID

83

Elektrolüüdid ja mitteelektrolüüdid

83

Tugevad ja nõrgad elektrolüüdid

84

Tugevate ja nõrkade elektrolüütide lahuste elektrijuhtivus

85

5.3. IOONSED JA KOVALENTSED ELEKTROLÜÜDID

87

Soolad ja leelised – ioonsed elektrolüüdid

87

Happed – kovalentsed elektrolüüdid

88

5.4. MOLAARNE KONTSESTRATSIOON, LAHUSTE pH-SKAALA

93

Molaarne kontsentratsioon

93

Näidisülesandeid

94

Hapete ja aluste lahuste pH

96

5.5. HAPETE-ALUSTE PROTOLÜÜTILINE KÄSITLUS

100

5.6. IOONIDEVAHELISED REAKTSIOONID LAHUSTES

103

Sademe teke

104

Gaasi eraldumine

106

Nõrga elektrolüüdi teke

109

Neutralisatsioonireaktsioon (vee teke)

109

Elektrolüüdid, mis omavahel ei reageeri

110

5.7. SOOLADE HÜDROLÜÜS, SOOLALAHUSTE pH

112

6. LISALUGEMIST, KATSEID, ÜLESANDEID 117

6.1. KEEMIA AJALOO PÕHIETAPID 117

6.2. AATOMITE ELEKTRONSTRUKTUUR 120

Elektronkihtide jagunemine alakihtideks 120

Elektronkihtide ja alakihtide täitumine elektronidega 121

Siirdemetallide (*d*-elementide) aatomiehitus 123

6.3. POLAARSED JA MITTEPOLAARSED AINED 126

Elektronegatiivsuse muutus perioodilisustabelis 126

Molekuli polaarsus 127

6.4. REAKTSIOONIDE KIIRUS JA TASAKAAL 132

Metalli ja happelahuse vahelise reaktsiooni kiiruse määramine 132

Praktiline töö

Ainete tasakaalukontsentratsioonid 134

6.5. ELEKTROLÜÜTIDE LAHUSED 135

Elektrolüütide tugevuse võrdlus 135

Ainete kindlakstegemine ionidevaheliste reaktsioonidega 138

Praktiline töö

Elektrolüüdi kontsentratsiooni määramine tiitrimisel 139

Lahuse kontsentratsiooni määramine tiitrimisel 140

Praktiline töö

Keemia põhimõisteid ja termineid 142

Keemiliste elementide perioodilisustabel 150

Metallide elektrokeemilise aktiivsuse rida 152

Aluste ja soolade lahustuvus vees 152



1.1. KEEMIA KUJUNEMINE TEADUSEKS

1.
Sj

Sissejuhatus

Keemia koht teiste loodusteaduste seas

Keemia kui üks loodusteadustest on tihedalt seotud teiste loodusteadustega, eriti füüsikaga. Keemia uurimisobjektiks on **ainete struktuur ja omadused** ning ainetega toimuvad **keemilised protsessid**. Kõigi nende aluseks on **aatomite vastastiktoime**, mis omakorda sõltub aatomite ehitusest.

KEEMIA ARENGU OLULISEMAD ETAPID

Keemiateadmiste ja -oskuste areng ürgühiskonnas ja tsivilisatsiooni arenedes aastatuhandete vältel (tule kasutamine, mitmesuguste materjalide valmistamine, metallide tootmine).

~2. saj eKr – 3. saj pKr Keemia kujunemine iseseisvaks valdkonnaks
(*Aleksandria periood*)

Keemiateadmiste ja -oskuste edasiarendamine, toetudes vanade egiptlaste keemiateadmiste ja Vana-Kreeka filosoofide maailmamõistmisele. Üks olulisi eesmäärke – leida võimalusi tavametallide muutmiseks väärismetallideks, eelkõige kullaks.

Võeti kasutusele nimetus **keemia**.

~7.–11. saj Araabia alkeemia periood

Vana-aja keemiateadmiste- ja oskuste säilitamine ja edasiarendamine araabia alkeemikute poolt paljude sajandite vältel.

Keemia nimetusele liideti araabiapärane eesliide al- (**alkeemia**).

~12.–16. saj Lääne-Euroopa alkeemia periood

Alkeemia kui terviklik kultuurinähtus, tihedalt seotud kristliku maailmavaatega. Põhieesmärk – jõuda jumaliku töö tunnetamiseni. Praktilised eesmärgid (eelkõige kulla saamine ja elu-eliksiiri valmistamine) olid pigem vahendiks põhieesmärgi saavutamisel. Seejuures arendati märgatavalt edasi ka keemiateadmisi ja -oskusi, avastati uusi aineid.

~16.–17. saj Alkeemia taandumine, praktilise keemia areng

Keemiateadmiste ja -oskuste rakendamine mitmesugustel praktilistel eesmärkidel. latro-keemia („arsti-keemia“) levik, keemiliselt saadud ravimite kasutamine meditsiinis. Metallurgia tähtsuse kasv, paljude uute ainete avastamine, keemiliselt saadud ainete üha laiem kasutamine.

Uuesti hakati kasutama nimetust **keemia**. □

17. saj lõpp, 18. saj Keemia jõudmine esimeste üldistusteni

Esimene suurem üldistus keemias – põlemisreaktsioonide **flogistoni-teooria**.

A. Lavoisier näitas hiljem selle ekslikkust ja esitas vastupidise käsitluse – hapniku-teooria. Gaaside avastamine keemias ja gaasi-seaduste avastamine füüsikas. Ainekoguste kvantitatiivse määramise – kaalumise või ruumala mõõtmise – järjest laialdasem rakendamine, keemiatööstuse kujunemine.

18. saj lõpp, 19. saj algus Keemia kujunemine teaduseks

Suur murrang keemias, keemia kujunemine teaduseks (tuginedes eriti A. Lavoisier' saavutustele). Esimeste kvantitatiivsete seaduspärasuste avastamine keemias. Atomistlik-molekulaarse käsitluse rajamine J. Daltoni poolt.

19. saj Erinevate keemiaharude kujunemine ja areng

Keemia edasine areng, jagunemine kitsamateks harudeks, näiteks orgaaniline keemia, anorgaaniline keemia jt. Keemilise analüüsi meetodite täiustamine, keemilise sünteesi meetodite väljaarendamine, keemiatööstuse tähtsuse oluline tõus.

Keemiliste elementide perioodilisusseaduse avastamine. Keemiliste protsesside üldisi (füüsikalisi) seaduspärasusi käsitleva keemiaharu – füüsikalise keemia – kujunemine.

20. saj, 21. saj algus Tänapäeva keemia kujunemine

Keemia oluline edasiareng tänu aatomiehitusega seotud avastustele füüsikas, keemilise sideme olemuse mõistmine. Erinevaid teadusi ühendavaite uute teadusharude areng – biokeemia, meditsiinikeemia, geenitehnoloogia, materjaliteadus jt.

Nüüdisaegsete kõrgtehnoloogiliste uurimismeetodite kasutuselevõtt keemias, uudest olemasolevate materjalide, näiteks mitmesuguste polümeeride, pooljuhtide jt, väljatöötamine ja tootmine, arvutikeemia, s.t teoreetilistel mudelitel põhinevate keeruliste arvutuste ja uute ainete omaduste ennustamise areng.

Põhjalikum ülevaade keemia ajaloo etappidest on toodud Lisalugemises (vt lk 117).

Atomite koostises olevate elementaarosakeste ja nende vastastikmõju uurimisega tegeleb iseseisev füüsikaharu – tuumafüüsika. Aatomid saavad omakorda moodustada molekule. Nende vastastikmõju uurib molekulaarfüüsika.

Füüsika ja keemia moodustavad kõige üldisema loodusteadusliku aluse, nõ vundamenti, millele toetuvad teised loodusteadused, näiteks bioloogia ja geoloogia. Meditsiin kuulub juba „kolmandasse kihti“, toetudes eelkõige bioloogiale, aga suures osas ka otseselt keemiale ja füüsikale. □

1.

Sj

Sissejuhatus

Füüsikalised ja keemilised uurimismeetodid

Keemia nagu teisedki loodusteadused kasutab uurimistöös mitmesuguseid meetodeid. Keemia uurimismeetodid võib üldiselt jagada kahte suurde rühma: füüsikalised ja keemilised. Need meetodid on sageli tihedalt seotud ja seetõttu on nendevaheline piir üsna tinglik. □

Füüsikalised uurimismeetodid põhinevad ainete füüsikaliste omaduste uurimisel ja kvantitatiivsel mõõtmisel. Mõõdetakse näiteks aine massi, ruumala, tihedust, valguse peegeldumist või murdumist aine läbiminekul, ainele iseloomulikke kiirgus- või neeldumisspektrid (nt infrapunane spektroskoopia) või mitmeid teisi füüsikalisi omadusi.

Need meetodid võivad olla väga lihtsad, näiteks massi määramine kaalumisel, või ka vajada nüüdisaegset kõrgtehnoloogilist aparatuuri, näiteks aineosakeste lahutamine massi järgi massispektromeetris või tahke aine pinna uurimine teravikmikroskoobiga.

Keemiliste uurimismeetodite korral uuritakse keemiliste protsesside kulgemise seaduspärasusi, näiteks reaktsiooni kiirust, või ainete omaduste muutust nende protsesside käigus. Seejuures mõõdetakse mitmesuguste füüsikaliste suuruste muutust, näiteks gaaside ruumala, lahuse elektrijuhtivuse või pH muutust, lahuse värvuse intensiivsuse muutust jmt.

Keemiline süntees ja analüüs

Tähtsal kohal tänapäeva keemias on mitmesugused praktilised rakendused, sh keemiline süntees ja analüüs. □

Keemiline süntees seisneb uute, enamasti keerukamate ainete saamises ühe või mitme keemilise reaktsiooni abil.

Keemiline süntees võib keemiatööstuses toimuda väga suures mahus – näiteks ammoniaagi saamine lihtsainete vahelises reaktsioonis. Mõnel juhul piirduakse aga vaid väga väikeste ainekoguste sünteesiga, näiteks keerulise struktuuriga kallite ravimite sünteesil.

Keemiline analüüs on ainete või ainesegude koostise uurimine. Laiemas mõttes tähendab analüüs uuritava objekti jagamist lihtsamateks osadeks, et neid saaks eraldi uurida.

Keemilist analüüsi kasutatakse väga mitmesugustel eesmärkidel: looduslike või uute ehk äsja sünteesitud ainete koostise uurimisel, toiduainete koostise määramisel, meditsiinilistel uuringutel (näiteks vere analüüsimisel), keskkonnaseisundi hindamisel (näiteks õhus, looduslikus vees või muldas sisalduvate kahjulike ainete määramisel) jne.

Keemiline analüüs võib olla kas ainult kvalitatiivne või ka kvantitatiivne. □

Kvalitatiivse analüüsi korral määratakse uuritava objekti **kvalitatiivne koostis**, s.t milliseid aineid või elemente ta sisaldab.

Kvantitatiivse analüüsi korral määratakse ühtlasi uuritava objekti **kvantitatiivne koostis**, s.t koostisainete või -elementide kvantitatiivne sisaldus, näiteks massiprotsent, molaarne kontsentratsioon vms.

Nii kvalitatiivse kui ka kvantitatiivse analüüsi tegemisel kasutatakse mitmesuguseid füüsilisi või keemilisi uurimismeetodeid. Lihtsama kvantitatiivse analüüsi korral on sageli põhimeetoditeks ainete kaalumine ja lahuste kontsentratsiooni määramine tiitrimisel.

1.3. KUS KEEMIAT VAJA LÄHEB

Keemia uurimisobjektiks on kogu meid ümbritsev ainete ja keemiliste protsesside mitmekesisus. Seepärast on keemia tihedalt seotud nii teiste loodusteaduste kui ka erinevate majandusvaldkondadega, paljude elukutsetega ning samuti igapäevaeluga.

Järgnevalt on toodud näiteid mõningatest valdkondadest, mis suuremal või väiksemal määral seostuvad keemiaga.

Millised need seosed on?

Valdkonnad

Bioloogia
Geenitehnoloogia
Meditiin
Farmaatsia
Veterinaaria
Agronoomia
Materjaliteadus
Geoloogia
Keskkonnakaitse
Keemiatööstus
Elektroonikatööstus
Energeetika
Metallurgia
Ehitus







I. AINE EHITUS

2. AATOMIEHITUS

PÕHIALUSED

Aatom – aineosake, mis koosneb aatomituumast ja elektronidest.

Aatomituum – aatomi keskmes olev positiivse laenguga väga tihe osake, mis koosneb prootonitest ja neutronitest.

Elektronid – aatomi üliväikesed koostisosakesed (laeng -1 , mass $\sim 0,0005$ amü).

Prooton – tuumaosake (laeng $+1$, mass 1 amü)

Neutron – tuumaosake (laeng 0 , mass 1 amü)

Keemiline element – kindla tuumalaenguga aatomite liik.

Isotoobid – keemilise elemendi erineva massiarvuga teisendid (erinev neutronite arv tuumas).

Aatomnumber (järjenumbr) Z = $\frac{\text{tuumalaeng}}{(\text{prootonite arv})}$ = $\frac{\text{elektronide arv}}{(\text{neutraalses aatomis})}$

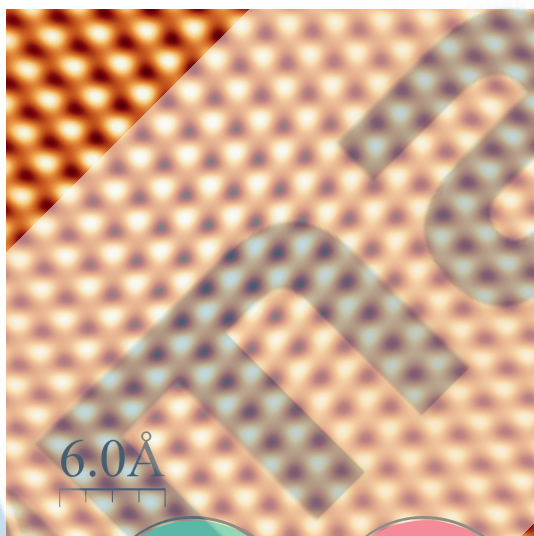
Massiarv A = $\frac{\text{tuumaosakeste arv aatomis}}{(\text{prootonite arv } Z + \text{neutronite arv } N)}$

Miks on vaja tunda aatomiehitust?

Keemiliste elementide omadused tulenevad otseselt nende aatomite ehitusest (elektronstruktuurist ja aatomiraadiusest). Elemendi aatomiehituse põhjal saame teha järeldusi nii vastava elemendi kui ka tema poolt moodustatud ainete omaduste kohta. Seega võimaldab aatomiehituse tundmine teha järeldusi tohutult suures ainete mitmekesisuses, ilma et peaksime iga aine kohta eraldi andmeid koguma ja meelde jätma.

AATOMIEHITUSE MUDELID

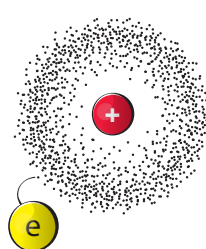
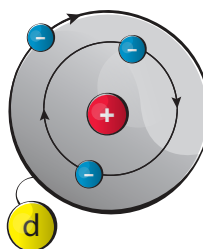
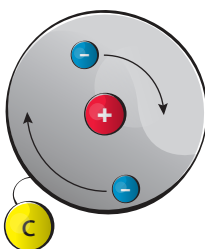
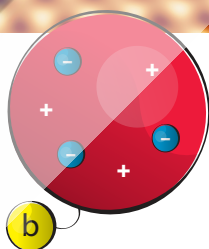
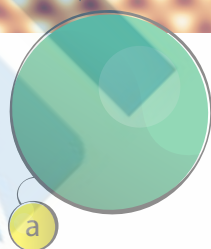
Tänapäeva keerulised mikroskoobid võimaldavad saada küll kujutisi üksikutest aatomitest, kuid aatomite sisemist ehitust nad ei peegelda. Seepärast on aatomiehitust võimalik selgitada vaid mitmesuguste kaudsete uuringutega. Ettekujutusi aatomite struktuuri kohta kirjeldatakse vastavate teoreetiliste mudelite abil. Loodud mudelite vastavust tegelikkusele saab hinnata selle järgi, kui hästi langevad nende põhjal tehtud arvutused kokku eksperimentaalsete andmetega.



◀ 2.1. Tartu Ülikoolis teravikmikroskoobiga saadud kujutis aatomite paiknemisest metalli pinnal (Au aatomid)

▼ 2.2. Aatomiehituse mudelid:

- a) Daltoni mudel (jagamatu aatom),
- b) Thomsoni (nn pudingi) mudel,
- c) Rutherfordi planetaarne mudel,
- d) Bohri mudel (elektronid tiirlevad kindlatel orbiitidel),
- e) tänapäevane mudel (elektronpilv)

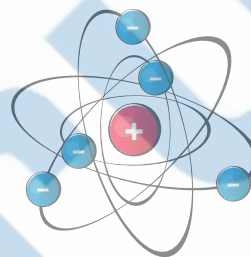




Aatomiehituse Bohri mudel

Selle aatomiehituse mudeli esitas taani teadlane Niels Bohr 1913. a, arendades edasi inglise teadlase *sir* Ernest Rutherfordi loodud nn planetaarset mudelit. Bohri mudeli eeliseks on tema lihtsus ja ülevaatlikkus, kuid keerulisemate aatomite kirjeldamisel jääb ta siiski üsna ebatäpseks. Elektronide liikumine aatomis on tegelikult palju keerulisem, kui on arvestatud Bohri mudelis.

◀ **2.3.** Niels Henrik David Bohr (1885–1962)

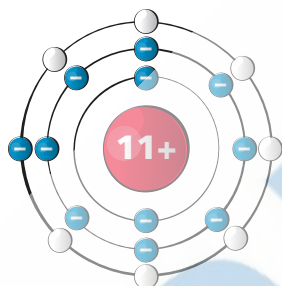


Bohri mudeli põhiseisukohad

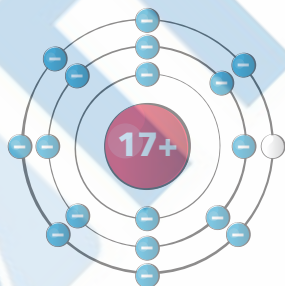
Elektronid tiirlevad ümber aatomituuma ringikujulistel, kindla raadiusega **orbiitidel**.

Elektronkihid täituvad elektronidega energia kasvu järjekorras, alates esimesest, tuumale kõige lähemast (kõige madalama energiaga) elektronkihist.

▲ **2.4.** Elektronid tiirlevad ringikujulistel orbiitidel



▲ **2.5.** Naatriumi aatomi mudel. Na: +11 | 2) 8) 1)



▲ **2.6.** Kloori aatomi mudel. Cl: +17 | 2) 8) 7)

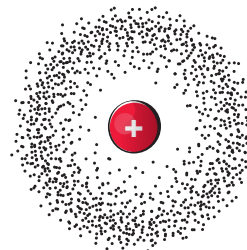
TÄNAPÄEVANE (KVANTMEHAANILINE) AATOMIEHITUSE MUDEL

Tänapäevase ehk kvantmehaanilise aatomimudeli esitasid austria teadlane E. Schrödinger ja saksa teadlane W. Heisenberg 1923. a. See mudel põhineb ettekujutusel elektroni lainelistest omadustest. Elektroni liikumise täpset teed aatomis polegi võimalik määrata.

Üldkiire liikumise tõttu elektronid nagu jaotuksid mingis ruumiosas ühtlaselt laiali. Seda võib võrrelda näiteks helikopteri tiiviku liikumisega. Tiiviku kiirel pöörlemisel näib, nagu oleks tiivik ühtlaselt laiali määratud, moodustades ketta. Samuti on alas, kus elektron peamiselt liigub, elektroni negatiivne laeng „laiali määratud“, moodustades nn **elektronpilve**.

Selles piirkonnas, kus elektron liigub kõige sagedamini, on ka elektronpilve tihedus kõige suurem, s.t elektroni leidumise tõenäosus on seal väga suur.

► **2.7.** Kerakujulise elektronpilve läbilõige. Elektronpilve tiheduse erinevust näitab täpikete erinev tihedus



Aatomorbitaal

Seda ruumiosa aatomis, kus elektron peamiselt liigub, s.t kus elektroni leidumise tõenäosus on suur, nimetatakse **orbitaaliks**. Elektroni liikumisel tekkiva elektronpilve kuju on seega määratud vastava orbitaali kujuga. Osa orbitaale on kerakujulised, teised on keerukama kujuga.

Ühele orbitaalile mahub kuni 2 elektroni. Nad moodustavad nn **elektronipaari**.

Erinevates elektronkihtides olevate orbitaalide arv määrab, mitu elektroni vastasse kihti mahub. Esimeses kihis on 1 orbitaal, sinna mahub vaid 2 elektroni. Teises elektronihis on kokku 4 orbitaali, sinna mahub 8 elektroni jne. Aatomite väliskihis saavad elektronid üldreeglina olla ainult neljal orbitaalil, seega mahutab väliskiht kuni 8 elektroni.

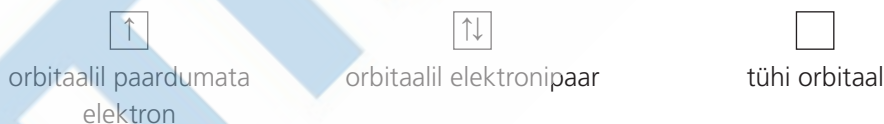
Orbitaalide täitumine elektronidega

Väliskihi elektronid jaotuvad omakorda kahte alakihiti – esimeses alakihis ehk *s*-alakihis on 1 orbitaal, teises alakihis ehk *p*-alakihis 3 orbitaali.

Elektronide paiknemist aatomi väliskihi orbitaalidel saab kujutada nn **ruutskeemina**. Orbitaale märgitakse selles väikeste ruutudega. Ruudukeste arv näitab, mitu orbitaali vastavas alakihis on.



Elektrone tähistatakse ruutskeemides püstnoolekestega. Kui orbitaalil asub üksik (paardumata) elektron, märgitakse üks nooleke. Kui orbitaalil asub elektronipaar, märgitakse kaks vastassuunalist noolekest. Tühja orbitaali tähis on tühi ruuduke.



Kõigepealt täidavad elektronid ***s*-alakihhi orbitaali** (selle energia on mõnevõrra väiksem), järgmised elektronid lähevad ***p*-alakihhi orbitaalidele**. Kuna *p*-orbitaalid on võrdse energiaga, jagunevad elektronid nende vahel algul ükshaaval. Kui elektrone on rohkem, siis täidavad nad orbitaale ka kahekaupa.



Elektronide magnetilised omadused

Elektronidel on lisaks negatiivsele laengule ka **magnetilised omadused**. Elektronipaari saavad moodustada vaid vastassuunalise magnetväljaga elektronid (tähistame vastassuunaliste noolekestega). Vastassuunaline magnetväli vähendab nende omavahelist tõukumist negatiivse laengu tõttu.

Sama alakihi erinevatel orbitaalidel olevate paardumata elektronide magnetväljad on aga samasuunalised (märgime samasuunaliste noolekestega).

Süsiniku aatomi ruutskeem

Süsiniku ($Z = 6$) aatomi välises elektronkihis on 6 elektroni. Süsiniku ruutskeem on järgmine:



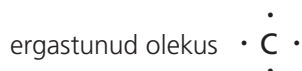
Skeemilt näeme, et süsiniku aatomi väliskihis on 1 elektronipaar, 2 paardumata elektroni ja 1 tühi orbitaal.

Selline on elektronide paigutus süsiniku aatomis nn põhiolekus. Kui aatom saab energiat juurde (nt keemiliste sidemete moodustamisel), saab üks s-elektron **ergastuda** ja minna vabale p-orbitaalile. Siis jaotuvad süsiniku kõik väliskihi elektronid orbitaalidele ükshaaval. Ergastunud süsiniku aatomi (tähistatakse tärnikesega) ruutskeem on järgmine:



Täppvalemid

Elektronide jaotust aatomi väliskihis saab väljendada ka lihtsamalt, nn **täppvalemitega**. Väliskihi neljal orbitaalil paiknevad elektrone kujutatakse täpikestena elemendi sümboli neljal küljel. Süsiniku aatomi täppvalemid on järgmised:



Elementide elektronstruktuuri põhjalikum käsitus on toodud Lisalugemises (vt lk 120).

KOKKUVÕTE

- **Orbitaal** – ruumiosa, kus elektroni leidumise tõenäosus ehk elektronpilve tihedus on väga suur. Ühel orbitaalil saab olla **kuni 2 elektroni** (elektronipaar).
- Aatomi **väline elektronkiht** koosneb kahest alakihist:
 - **alakiht**, milles on 1 orbitaal;
 - **alakiht**, milles on 3 orbitaali.
- Orbitaalide täitumist elektronidega kirjeldab **ruutskeem** (orbitaale tähistavad ruudud, elektrone noolekesed).
Orbitaalid täituvad elektronidega **energia kasvu järjekorras** – enne *s*-orbitaal, seejärel *p*-orbitaalid. *p*-alakihi orbitaalidele lähevad elektronid algul ükshaaval.
- Täiendava energia saamisel võib elektron **ergastuda**, s.t minna kõrgema energiaga orbitaalile.

KÜSIMUSED

1. Kuidas tekib elektronpilv? Mida näitab elektronpilve tihedus?
2. Mis on orbitaal?
3. Miks saab aatomi väliskihis olla vaid kuni 8 elektroni?
4. Miks täidavad elektronid kõigepealt väliskihi *s*-orbitaali ja alles seejärel lähevad *p*-orbitaalidele?
5. Mis on elektronipaar? Kuidas teda tähistatakse?
6. Selgitage hapniku aatomi väliskihi ehitust ruutskeemi abil.
7. Koostage järgmiste elementide elektronskeemid:
a) $Z = 9$; b) $Z = 13$; c) $Z = 16$; $Z = 18$.
Kujutage vastavate aatomite väliskihi ehitust ruutskeemidega.
Mitu elektronipaari ja paardumata elektroni on nende aatomite väliskihis?
8. Mis toimub süsiniku aatomi ergastumisel?



Mida on võimalik välja lugeda perioodilisustabelist?

Perioodilisustabelis on keemilised elemendid reastatud **tuumalaengu kasvu järjekorras**. Elemendi asukoht perioodilisustabelis on otseselt määratud selle elemendi aatomiehitusega.

Perioodilisustabel pole lihtsalt üks mugav võimalus elemente süstematiseerida. Perioodilisustabel on ülevaatlik süsteem, mis peegeldab elementide aatomiehituse ja omaduste muutust tabeli rühmades ja perioodides. Seega võimaldab elemendi asukoht perioodilisustabelis teha olulisi järeldusi nii vastava elemendi lihtaine(te) kui ka keemiliste ühendite omaduste kohta.

AATOMIEHITUSE MUUTUS PERIOODILISUSTABELIS

Aatomiehituse muutus perioodides ja rühmades

Perioodid – horisontaalsed read perioodilisustabelis.

Perioodi numbri kasvades elektronkihtide arv aatomis kasvab. Sama perioodi elementidel on elektronkihtide arv samasugune.

Perioodi number (n) = elektronkihtide arv aatomis

Rühmad – vertikaalsed tulbad perioodilisustabelis. Perioodilisustabeli rühmad jagunevad A- ja B-rühmadeks. Tabelis on 8 A-rühma ja ka 8 B-rühma.

A-rühmades asuvad kõik lühikeste perioodide (1.–3. periood) elemendid ja nendele rühmades järgnevad elemendid. A-rühmade elementidel ehk nn tüüpilistel elementidel rühma numbri kasvades väliskihi elektronide arv kasvab. Sama rühma elementide väliskihi elektronide arv on samasugune.

A-rühmades rühma number =
väliskihi elektronide arv aatomis

B-rühmad tulevad juurde alates 4. perioodist. B-rühmade elementide ehk **siirdeelementide** aatomiehitus on mõnevõrra keerulisem kui tüüpilistel elementidel. Väliskihis on siirdeelementidel enamasti 2 elektroni, elektronid tulevad neile juurde eelviimasesse kihti.

Lantanoidid ja aktinoidid

Alates 6. perioodist elementide arv perioodis kasvab veel 14 elemendi võrra. Lisanduvad elemendid paigutatakse tavaliselt tabeli alla äärde eraldi ridadesse. Esimese lisarea moodustavad nn lantanoidid (nad järgnevad tabelis lantaanile), teise rea aktinoidid (järgnevad aktiiniumile).