

A. Tõldsepp



**aine
ehitus**

Tartu 1968

73426

A-29550

TARTU RIIKLIK ÜLIKOOI

A.Tõldsepp

A I N E E H I T U S

Katsematerjal VIII klassile

Tartu 1968

2

Tartu Riikliku Ülikooli
Raamatukogu

73426

E e s s ö n a

Õppevshend "Aine ehitus" on mõeldud kaheksanda klassi õpilastele. Õppevshendis antakse ülevaade aatomi ehitusest ja keemilisest sidemest. Et need küsimused moodustavad keemiskursuse teoreetilise aluse, tutvustatakse neid mõnevõrra põhjalikumalt kui seda senini koolikeemia raames on tehtud (väljearvatud keemia-eriklassid). Autori sooviks on anda õpilastele kaassaja seisukohtadele vastav ettekujutus aatomi ehitusest ja keemilisest sidemest.

Õppevahendi iseärasuseks on viited lehekülgede servadel läbivõetud materjali tähtsamatele osadele. Viited õpitule aitavad luua tervikliku ülevaate kogu õppematerjalist.

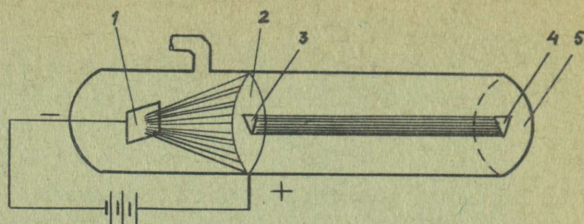
Õpilased, kellele pakuvad huvi õppetekstis mainitud teadlaste eluloolised andmed, leiavad need õppevahendi lõpust.

1. AATOMI KEERULISE EHTITUSE EKSPERIMEN- TAAISED TÕESTUSED

1.1. Elektronisvastamine

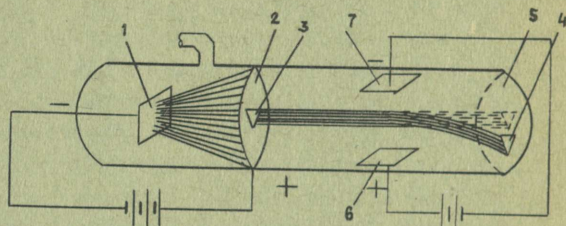
Sajandeid peeti aatomit jagamatuks. Alles XIX sajandi lõpul tehtud avastused lükkasid ümber senised tõekspidamised aatomi jagamatuse kohta. Aatomi koostisosadest avastati esimesena elektron. Nimelt oletas 1874.a. inglise teadlane G. S t o n e y (loe:stouni), et elektronid kuuluvad aatomi koostisse. Tema tegi ka 1891.a. ettepaneku võtta kasutusele nimetus "elektron".

1879.a. tõestas inglise füüsik W. C r o o k e s (loe: kruuks) ka katseliselt, et elektronid on aatomi koostisosad. Oma katses kasutas Crookes klaastoru (vt. joon.1), milles asus kaks elektroodi (elektroodid 1 ja 2 joonisel 1). Torust pumbati õhk välja. Hõrendusel 10^{-6} at hakkas helendama klaastoru sein 5 elektroodi 1 vastas. Positiivsele elektroodile 2 tehtud kolmnurkse avause 3 abil tehti kindlaks, et kolmnurga helendava kujutise 4 klaastoru seinal 5 põhjustavad kiired, mis sirgjooneliselt liiguvad negatiivselt elektroodilt 1 positiivsele elektroodile 2.



Joon. 1. Negatiivselt elektrodilt väljuvad kiired levivad sirgjooneliselt

Klaastorru asetati veel kaks elektroodi (elektroodid 6 ja 7 joonisel 2). Nüüd ilmnes, et elektrodilt 1 väljuvad kiired kalduvad positiivse elektroodi 6 poole. Järelikult kuuluvad aatomite koostisse negatiivselt laetud osakesed, mida Stoney nimetaski elektronideks.



Joon.2. Negatiivselt elektrodilt väljuvad kiired kalduvad kõrvale elektriväljas

Kui klaastorru paigutada kergest materjalist tiivik, paneb elektronide voog selle pöörlema. Elektronidel on seega ka testud energia. Katseid korralti erinevast ainest negatiivsete elekt-

roodidega. Selgus, et igal juhul väljuvad negatiivselt elektrootilt elektronid. Järelikult kuuluvad elektronid kõikide aatomite koostisse.

Küsimusi

1. Milliseid elektroni omadusi võimaldas kindlaks teha Crookes'i katse?
2. Millise nähtuse põhjal võib järeleda, et elektronidel on laeng?
3. Kuidas jõuti järeldusele, et elektron on kõikide aatomite koostisosa?

1.2. R a d i o a k t i i v s u s

Prantsuse füüsik A. B e c q u e r e l (loe: bekrel) uuris 1896.a. fluorestsentsi nähtust uraani sooladel (fluorestsents on mõnede ainete võime valgustamisel lühikest aega helendada). Ta asetaski uraani soola musta paberisse pakitud fotoplaadile ja palgutas need seejärel päikese kätte. Pärast ilmutamist muutus fotoplaat mustaks. Kord märkas Becquerel, et fotoplaat tumenes ka siis, kui uraani soola päikese käes ei hoitud. M. S k ł o d o w s k a - C u r i e (loe: skłodovska - kürii) jätkas katseid, ning leidis, et looduslik uraani maak kiirgab palju intensiivsemalt kui puhas uraani oksiid, ehkki viimases on uraani protsendiline sisaldus suurem. See viis mõttele, et looduslik mineraal peab sisaldama tundmatu elemendi, mis on veelgi aktiivsem kui uraan.

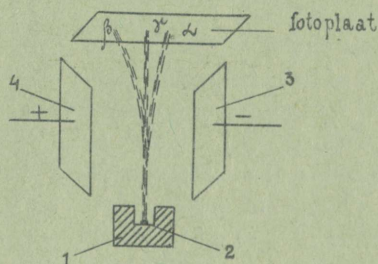
1898.a. avastasid M. S k ł o d o w s k a - C u r i e ja P. C u r i e kaks uut elementi - polooniumi (sellele elemendi-

le anti nimetus M. Curie kodumaa Poola auks) ja raadiumi. Need elemendid saadavad intensiivselt välja mitmesuguseid kiiri. Avastatud nähtust nimetati radioaktiivsuseks, elemente aga, millel on see omadus, radioaktiivseteks elementideks.

Keemilise elemendi atomite omadust spontaanselt välja saata mitmesuguseid kiiri ja muutuda ise seejuures uute elementide atomiteks, nimetatakse radioaktiivsuseks.

Nii laguneb radioaktiivne element raadiumheeliumiks (He) ja radooniks (Rn).

Radioaktiivsed kiired jagatakse kolme liiki - alfa-, beeta- ja gammakiired (α -, β -, ja γ -kiired). Neid on kerge eristada elektriväljas. Selleks paigutatakse radioaktiivsete elementide segu 2 plii-kerpi 1 kahe metallplaadi vahele (vt. joon. 3). Üks plaadidest 3 on laetud negatiivselt, teine plaat 4 aga positiivselt. Alfa kiired kalduvad negatiivse, beeta kiired aga positiivse plaadi suunas (vt. joon.3). Gamma kiired elektriväljas kõrvale ei kaldu.



Joon. 3. Radioaktiivsete kiirte kõrvalekaldumine elektriväljas

Radioaktiivsete kiirte kõrvalekaldumisest elektriväljas võib teha mõned järeldused nende laengute kohta.

Alfakiired kujutavad endast võrdlemisi suure massiga, positiivselt laetud osakeste voogu.

Beetakiired on väikese massiga negatiivselt laetud osakeste voog - elektronide voog.

Gammakiired on väga väikese lainepikkusega elektromagnetilised võnkumised. Gammakiirtel puudub laeng.

Radioaktiivsuse nähtuse avastamine kinnitas veel kord, et aatomid on liitosakesed.

Küsimusi

1. Võrdle omavahel radioaktiivse kiirguse liiket!

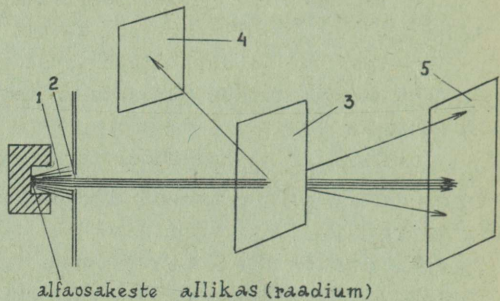
1.3. A a t o m i t u u m a a v a s t a m i n e

Elektronid kuuluvad teatavasti kõikide aatomite koostisse. Et aatom tervikuna aga on elektriliselt neutraalne, siis peab aatomi koostisse kuuluma ka positiivselt laetud osakesi. Sellele viitab ka radioaktiivsuse nähtus. Eksperimentaalselt tõestas positiivselt laetud osakeste olemasolu aatomis, ning määras ka nende psiknemise inglise füüsik E. R u t h e r f o r d (loe: razefod). Ta teostas 1911.a. järgmise katse.

Alfaosakeste kimp 1 juhiti läbi kitsa pilu 2 (vt. joon. 4) väga õhukesele metallplaadile 3. Metallplaadi ette ja taha oli paigutatud tsinksulfiidiga kaetud ekraanid 4 ja 5. Vastu ekraani pörgates tekitavad alfaosakesed sähvatusi. See võimaldab neid

Alfaosa-
kete oma-
dused -
1.2.

loendada.



Joon. 4. Alfaosakeste hajumine õhukesest metallplaadist läbiminekul

Jälgides alfaosakeste liikumist, märkas Rutherford, et enamik alfaosakesi läbib metallplaadi sirgjooneliselt. Väike arv alfaosakesi kaldub kõrvale ja umbes 10 000-st üks osake pörkub tagasi. Alfaosake võib pörgata tagasi ainult siis, kui ta kohtub väikesesse ruumi- piirkonda kontsentreeritud suurt positiivset laengut. Arvestama peab veel seda, et alfaosakestel tuleb isegi väga õhukese metallplaadi korral läbida palju aatomite kihte (0,1 mm paksuse plaadi korral 300 000-aatomiline kiht).

Rutherfordi katsest võib teha järgmise kokkuvõtte - aatom sisaldab ka positiivselt laetud osakesi, mis nagu aatomi masski on kontsentreeritud aatomi väikesesse osasse - tuuma.

Küsimusi

1. Kõige lihtsamaks aatomi mudeliks oli Thomsoni mudel. See mudel eeldas, et positiivne laeng on ühtlaselt jaotatud üle kogu aatomi ja selles on negatiivselt laetud elektronid. Vastavalt Thomsoni mudelile on aatom ka ühtlase tihedusega.

Kas Thomsoni aatomi mudel on kooskõlas Rutherfordi eksperimendi tulemustega? Põhjendades vastust.

2. AATOMI KOOSTISOSAD

2.1. Elektron

Elektron on elementaarosake, mis teatavasti kuulub mistahes aatomi koostisse. Elektronil on kõige väiksem elektri laeng, mida on senini kindlaks tehtud. Viimase asjaolu tõttu nimetatakse seda elementaarreaktsiooni laenguks. Et keemias on elementaarne laeng võetud ühikuks, siis elektroni laeng võrdub -1 (elektronil on elementaarne negatiivne laeng). Elektroni mass on väga väike ja moodustab vaid $\frac{1}{1840}$ kõige kergema aatomi - vesiniku aatomi massist. Elektroni tähistatakse sümboliga e .

Vaata katseid elektroni omaduste kindlakstelemise kohta - 1.1.

2.2. Prooton

Positiivset laengut kandvaks osakeseks aatomis on prooton. Protoni laeng on absoluutväärtuselt võrdne elektroni laenguga, kuid märgilt vastupidine - seega $+1$ (protonil on elementaarne positiivne laeng). Protoni mass on ligikaudu võrdne vesiniku aatomi massiga ning järelikult 1840 korda suurem kui elektronil. Protoni tihedus on

Võrdle elektroni omadustega - 2.1.

väga suur. Prootonit tähistatakse ${}^1_1\text{p}$ (mass 1 ja laeng +1).

2.3. N e u t r o n

1932.a. avastas inglise füüsik J. C h a d w i c k (loe: téäduik) veel ühe atomi koostisse kuuluva elementaarosakese - neutroni. Neutronil puudub laeng (on null). Neutroni mass aga on enam-vähem võrdne prootoni massiga. Neutronit tähistatakse ${}^1_0\text{n}$ (mass 1, laeng 0).

Võrdle prootoni omadustega - 2.2.

Küsimusi

1. Täitke järgnev tabel !

Atomi koostisosad

Elementaarosake	Tähistatakse	Laeng	Mass(vesiniku atomi suhtes)
.....
.....
.....

2.4. A s t o m i t u u m

Eksperimentaalne tõestus tuuma kohta - 1.3.

Prootonid ja neutronid moodustavad positiivselt laetud atomituuma. Teooria, mille kohaselt atomituumad koosnevad prootonitest ja neutronitest, esitas esimesena 1932.a. nõukogude teadlane D.D. I v a n e n k o.

Atomituum on mõõtmetelt atomitest palju väiksem. Atomi diameeter, kui pidada atomit sfääriliseks, on 10^{-8} cm, tuumal aga 10^{-13} cm. Seega on tuum 100 000 korda väiksem kui atom. Kui atom oma

suuruselt vastaks normaalmõõtmetege staadionile, siis aatomituum oleks vaid nööpnõela pes suurune.

Küsimusi

1. Kujutame korrekts aatomit mesipuuks koos mesilastega. Mesipuu kujutaks siis tuuma, selle ümber lendavad mesilased aga elektrone. Mesipuu raadius on 25 cm. Arvutage mesilaste lennu kaugus mesipuust kui mesipuu raadiuse ja mesilaste lennu kauguse suhe võrdub tuuma ja aatomi mõõtmete suhtega. Vastus andke kilomeetrites.

2.5. Tuumalaeng

Keemia seisukohalt on aatomi tähtsaimaks tunnuseks tuumalaeng, mis võrdub prootonite arvuga tuumas. Aatom tervikuna on elektriliselt neutraalne ning prootoni ja elektroni laengud absoluutväärtuselt võrdsed. Järelikult peab elektronide arv aatomis võrduma prootonite arvuga ja lõppkokkuvõttes ka tuumalaenguga. Tuumalaengut tähistatakse tähega Z.

Aatomituuma koostis -2.4.

Prootoni laeng - 2.2.

Elektroni laeng - 2.1.

Kuidas aga leida tuumalaengut ja seega ka prootonite ja elektronide arvu aatomis? Sellele küsimusele andis 1912.a.vastuse inglise füüsik H. M o s e l e y (loe:mozli). Tema uurimused näitassid, et tuumalaeng võrdub elemendi järjenumbriga perioodilisuse süsteemis.

Litiumi järjenumbriga perioodilisuse süsteemis on 3. Litiumi tuumalaeng on järelikult +3, kusjuures tuum sisaldab 3 prootoni. Aatomi elektrilise neutraalsuse tõttu

on liitiumi aatomis ka 3 elektroni.

Küsimusi

1. Miks on prootonite ja elektronide arv aatomis ühesugune?
2. Leida elementide lämmastik, koobalt ja hõbe tuumalaeng, prootonite ja elektronide arv.
3. Milliste keemiliste elementide aatomi tuumad sisaldavad vastavalt 20 ja 76 prootonit?
4. Milliste keemiliste elementide aatomis on vastavalt 12 ja 60 elektroni?

2.6. M a s s i a r v

Aatomi mass on enam-vähem võrdne tuuma massiga, sest elektroni mass on tunduvalt (ligikaudu 1840 korda) väiksem nii prootoni kui ka neutroni massist. Prootonite ja neutronite koguarvu aatomituumas nimetatakse massiarvuks. Massiarv määrab aatomituuma ja praktiliselt kogu aatomi massi. Massiarvu tähistatakse tähega A.

Et elementide järjenumbrer annab tuumalaengu (s.o. prootonite arvu), siis neutronite arv N_n võrdub massiarvu A (prootonite + neutronite arv) ja tuumalaengu Z vahega:

$$N_n = A - Z$$

Fluori massiarv on 19, tuumalaeng aga 9, järelikult on neutronite arv 10.

Prootoni
mass - 2.2.

Neutroni
mass - 2.3.

Küsimusi

1. Millega võrdub aatommass?
2. Leida mitu elektroni, prootonit ja neutronit on vesiniku, naatriumi ja broomi aatomis.
3. Leida keemiline element massiarvuga 59, mille aatomi tuum sisaldab 31 neutronit.
4. Leida keemiline element massiarvuga 40, mille aatomi tuum sisaldab 22 neutronit.
5. Leida massiarv kui aatomis on 29 elektroni.

2.7. I s o t o o b i d

Antud tuumalaengu korral võib neutronite arv teatud piirides varieeruda. Näiteks süsiniku tuumalaeng on 6, neutroneid aga võib süsiniku aatomi tuumas olla kas 6 või 7. Sellepärast saame ka erinevad massiarvud - 12 või 13.

Massiarv -
protoni-
te +
neutroni-
te arv
- 2.6.

Ühe ja sama keemilise elemendi aatomeid, millel on ühesugune tuumalaeng, kuid erinev massiarv, nimetatakse isotoopideks.

Et neutronite arvu muutumine ei põhjusta tuumalaengu muutumist, asuvad isotoobid perioodilisuse süsteemis samal kohal. Seda väljendab ka nimetus "isotoop" (tuleneb kreeks keele sõnadest isos - sama ja topós - koht).

Isotoopide tähistamiseks kasutatakse keemiliste elementide sümboleid, millele on lisatud nii massiarv kui ka tuumalaeng. Hapniku isotoope võib tähistada näiteks järgmiselt -
- $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$. Muutuv on ainult massiarv.

Enamik keemilisi elemente on isotoopide segud. Tabelis 1 on toodud vesiniku isotoobid.

Tabel 1

Vesiniku isotoobid

Nimetus	Tähistus	Järje- number	Tuuma- laeng	Proo- tonite arv	Elekt- roni- de arv	Neut- roni- te arv	Massi- arv
Vesinik-1 prootium	${}^1_1\text{H}$	1	1	1	1	0	1
Vesinik-2 deuteerium	${}^2_1\text{H}$	1	1	1	1	1	2
Vesinik-3 triitium	${}^3_1\text{H}$	1	1	1	1	2	3

Kui mingi keemilise elemendi üks isotoop on suures ülekaalus, siis selle elemendi aatommass on lähedane täisarvule. Näiteks vesinik, hapnik, naatrium jt. Kloori aatommass on aga 35,45. Põhjuseks on see, et kumbki kloori kahest isotoobist ei ole valdavas ülekaalus. Looduslik kloor sisaldab 75,4% isotoopi massiarvuga 35 ja 24,6% isotoopi massiarvuga 37. Kloori keskmine aatommass on seega

$$\frac{24,6 \cdot 37 + 75,4 \cdot 35}{100} = 35,45$$

Aatommasside murdarvulisuse üheks põhjuseks (leidub ka veel teisi põhjusi) on see, et enamik keemilisi elemente on isotoopide segu. Perioodilisuse süsteemis toodud aatommassid on aga isotoopide looduslike segude keskmised massiarvud.

Tuuma mass ja ehitus on oluline radioaktiivsuse ja teiste tuuma muundumiste

seletamisel. Molekulide ehituse ja keemilise sideme seisukohalt on aga määravaks tuumalaeng, mis võrdub ka elektronide arvuga aatomis (ainult elementaarlaengu ühikutes).

Küsimusi

1. Kirjutada järgmised isotoobid sümbolite abil: hapnik -17, vesinik -3, naatrium -24, lämmastik -14, süsinik -13.
2. Milliste arvudena väljenduavad isotoopide aatommassid?
3. Leida järgmiste isotoopide neutronite arv: vesinik - 1, liitium -6, kloor -35.

3. AATOMI ELEKTRONILINE EHITUS

Keemiliste elementide omadused korduvad perioodiliselt, prootonite (samuti ka elektronide) arv aatomis aga kasvab. Sellepärast on elementide omaduste selgitamisel vaja teada mitte ainult aatomi koostisosade arvu, vaid ka seda, kuidas aatom on nendest osakestest ehitatud. Et aatomituum keemilisel reatsioonil ei muutu, siis huvitavad keemiat esmajoones elektronide liikumine ja paigutus aatomis ehk lühidalt öeldes - aatomi elektroniline ehitus. Selle küsimuse juurde me nüüd asumegi.

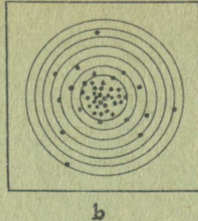
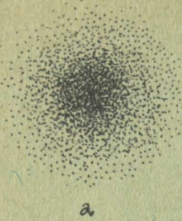
3.1. Elektronipilv

Elektronid liiguvad ümber aatomituumse kiirusega tuhandeid kilomeetreid sekundis. Suure liikumiskiiruse tõttu "täideksid" nad nagu terve mingi ruumipiirkonna. Elektronid liikudes selles ruumipiirkonnas

Korda elektroni omadusi - 2.1.

moodustavad nagu negatiivselt laetud "pilve", mida ongi hakatud nimetama elektronipilveks. Küsimus elektroni täpsest asukohast mingil ajamomendil on kassaja teaduse seisukohalt mõttetu. Küll aga võib rääkida sellest, milline on elektroni esinemise sagedus ühes või teises väga väikeses ruumipiirkonnas aatomituuma ümber. Seal kus elektronid liiguvad sagedamini on elektronipilve tihedus suurem.

Meie kujutlustele elektronipilve tihedusest vastab testud määral laskevõistlustel kasutatud märkleht. Pärast paljukordset tulistamist võib tabamuste jaotuse järgi otsustada, kui edukalt üks või teine laskur võistlustel esines. Tabamuste tihedus on tavaliselt suurim märklehe keskel, sest kõige sagedamini leidsid kuulid tee just sinna (vt. joon. 5). Tabamuste tihedus märklehe äärtel on väiksem, sest sinna sattusid kuulid harvemini. Nii nagu märklehel pole võimalik kindlaks teha, milline oli tabamuste järjekord, nii ka elektronipilve korral ei ole elektronide liikumistee täpselt määratav. Joonisel 5 on esitatud vesiniku aatomi elektronipilv ja võistlustel kasutatud märkleht.



Joon. 5. Vesiniku aatomi elektronipilv (a) ja võistlustel kasutatud märkleht (b)

Kokkuvõtte eelnevast on järgmine - ümber aatomituuma tiirlev elektron kujutab endast erineva tihedusega negatiivset laengupilve.

3.2. Elektron i s p i n

Peale liikumise ümber aatomituuma on elektronile iseloomulik ka seesmine liikumine. Piltlikumalt öeldes on see pöörlemine ümber oma telje. Elektronid võivad pöörelda ümber oma telje kahes vastupidises suunas (kas kellaosuti liikumise suunas või vastu kellaosuti liikumise suunda). Elektronil pöörlemist oma telje ümber nimetatakse spiniks. See nimetus on tulnud inglisekeelsest sõnast "spin", mis tähendab "tiirlema" või "pöörlema".

3.3. Elektron i p a r

Spini kohta
vasta - 3.2.

Vastassuunaliste (ehk vastasnimeliste) spinidega elektronide vahel on tõukumine väiksem kui samsuunaliste (ehk samesnimeliste) spinidega elektronide vahel. Sellepärast moodustavadki kaks vastasnimelise spiniga elekt-

roni terviku, mida nimetatakse elektroni-
paariks.

Küsimusi

1. Mida iseloomustab elektroni spin?
2. Süsiniku aatomi tuuma ümber tiirleb kuus elektroni, millest neli on ühesuunalise ja kaks vastassuunalise spiniga. Mitu elektronipaari võib süsiniku aatomis moodustuda?

3.4. E l e k t r o n i o r b i t a a l

Ruumipiirkonda, milles elektron liigub kõige sagedamini, nimetatakse elektroni orbitaaliks. Vastavalt meie kujutlustele, moodustab elektron liikudes ümber aatomituuma negatiivse laengupilve. Seega võib ka öelda, et elektroni orbitaal (edaspidi lihtsalt orbitaal) on ruumpiirkond, mille võtab enda alla elektronipilv. Erinevat tüüpi orbitaalidel on see ruumpiirkond erineva kujuga.

3.5. E l e k t r o n i d e a r v o r b i t a a l i l

Ühele orbitaalile mahub maksimaalselt üks elektronipaar. Orbitaal võib aga jääda ka tühjaks või asub sellel ainult üks elektron. Esimesel juhul võib orbitaalile minna kas üks elektron või elektronipaar. Teisel juhul võib lisanduda ainult üks vastupidise spiniga elektron.

Orbitaalilt võivad elektronid ka

Elektronipilve tekkimisest
vasta - 3.1.

Korda orbitaali mõistet - 3.4.

Elektronipaari tekkimise kohta vasta - 3.3.

lahkuda. Elektronide arvu muutustest orbitaalil räägime aga pikemalt edaspidi keemilise sideme selgitamisel.

Küsimusi

1. Mida nimetatakse elektroni orbitaaliks?
2. Mitmele orbitaalile mahuksid naatriumi elektronid, kui viis neist on ühesuunalise, ülejäänud aga vastassuunalise spiniga?
3. Kuidas võivad jaotuda boori viis elektroni viie orbitaali vahel, kui kolm elektroni on ühesuunalise spiniga?

3.6. K v a n t a r v

Teooriat, mis uurib väga väikeste osakeste (elementaarosakesed, aatomituum, aatomid, molekulid) liikumise ja vastastikuse mõju seaduspärasusi, nimetatakse kvantmehaanikaks. See teooria loodi käesoleva sajandi kahekümnendatel aastatel. Meie jaoks on kvantmehaanikast olulisim see, et elektroni liikumist saab kirjeldada arvude - kvantarvude abil. Elektroni liikumise täpseks kirjeldamiseks on vajalikud neli kvantarvu (pea- kvantarv, orbitaalikvantarv, magnetiline kvantarv ja spinikvantarv), millest meie käsitleme sinult kahte esimest. Kvantarvud määravad ka elektronipilve kuju.

Vaata elektroni kohta - 2.1. ja elektronipilve kohta - 3.1.

3.7. P e a k v a n t a r v

Elektronil on energia nii liikumise kui ka oma asendi tõttu. Elektroni energia määrab pea kvantarv. Pea kvantarvu tähistatakse tähega n . See võib omandada väärtusi 1, 2,

Kvantarvudest
üldiselt vaata-
- 3.6.

3, 4, ... (täisarvud alates ühest). Esimese, kõige madalama energianivoo korral $n = 1$.

Küsimusi

1. Kuidas nimetatakse teooriat, mis kirjeldab aatomi ehitust?
2. Elektronid asuvad kolmandal ($n=3$) ja neljandal ($n=4$) energianivool. Kummal energianivool olevate elektronide energias on suurem?

3.8. Elektronikiht

Elektronide kogu, mida iseloomustab üks ja sama peakvantarv, nimetatakse elektronikihiks. Et kõikidel ühe elektronikihi elektronidel on enam-vähem ühesugune energia, siis ühtib elektronikihi mõiste energianivoo mõistega. Meie käsitluses räägitakse elektroni energlast vähe ja sellepärast on edaspidi rohkem kasutatud mõistet "elektronikiht" (ehk lihtsalt "kiht").

Peakvantarvust
ja selle võimalikest väärtustest vaata -
- 3.7.

Elektronikihte tähistatakse sageli suurte tähtedega K, L, M, N, O ..., mis vastavad peakvantarvu väärtustele 1, 2, 3, 4, 5, ... Esimese ehk K-kihi korral $n=1$, teise ehk L-kihi korral $n=2$ jne.

Peakvantarv määrab niisiis sinult elektroni energianivoo (ehk kihi). Elektroni liikumise üksikasjeliikumaks kirjeldamiseks on vajalikud ka teised kvantarvud.

3.9. Orbitaalikvantarv

Ühes ja samas kihis võivad elektronid liikuda erinevatel orbitaalidel. Orbitaali tüübi ja iseloomu määrab orbitaalikvantarv. Orbitaalikvantarvu tähistatakse tähega l . Selle väärtused sõltuvad peakvantarvu n väärtustest. Nii võib orbitaalikvantarv l omendada väärtusi $0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$. Kui $n=1$, siis $l=0$; kui $n=2$, siis $l=0$ ja $l=1$ jne.

Orbitaali tüüpe tähistatakse väikeste tähtedega s, p, d, f , sõltuvalt orbitaalikvantarvu väärtustest järgmiselt:

- kui $l=0$ - s -orbitaal,
- kui $l=1$ - p -orbitaal,
- kui $l=2$ - d -orbitaal,
- kui $l=3$ - f -orbitaal.

Üht tüüpi orbitaalide arvu samal energianivool m_0 saab leida valemi $m_0 = 2l + 1$ abil, kus l on orbitaalikvantarv. Leiame näiteks p -orbitaalide arvu. Et p -orbitaali korral $l=1$, siis $m_0 = 2 \cdot 1 + 1 = 3$. Seega p -orbitaalide arv samal energianivool on kolm.

Küsimusi

1. Leida kõik võimalikud orbitaalikvantarvu l väärtused kui $n=3$ ja kui $n=4$.
2. Kuidas tähistatakse orbitaali kui $l=3$ ja kui suur on nende arv?
3. Mitu orbitaali on kokku esimeses kihis?
4. Mitu orbitaali on kokku teises kihis?

Elektroni-
kihi koh-
ta vaata
- 3.8.

Peakvant-
arvu n
väärtus-
te koh-
ta vaata
- 3.7.

Korda or-
bitaali
mõistet
- 3.4.

3.10. s-orbitaal

n väärtuste
kohta vaata
- 3.7.

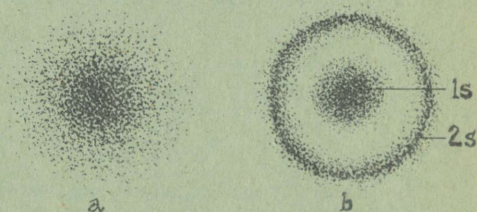
1 võimalike
väärtuste
kohta vaata
- 3.9.

Orbitaal kui
ruumi piirkond
- 3.4.

Kui $n=1$, siis orbitaalikvantarvu ain-
saks võimalikuks väärtuseks on null. Vale-
mist $m_0=2l+1$ järeldub, et esimeses kihis
on ainult üks orbitaal. See on s-orbitaal,
sest $l=0$. Elektrone, mis asuvad sellel
orbitaalil, nimetatakse s-elektronideks.

Üks s-orbitaal on igas elektroniki-
his, sest üheks orbitaalikvantarvu võima-
likuks väärtuseks mistahes n korral on
null. Eristamise mõttes nimetatakse esi-
mese kihi s-orbitaali 1s-orbitaaliks,
teise kihi s-orbitaali 2s-orbitaaliks
jne.

s-orbitaali elektronipilv on keraku-
juline (vt. joon.6), kusjuures 2s-orbi-
taal on tuumast kaugemal kui 1s-orbi-
taal.



Joon. 6. 1s-orbitaal (a) ja 2s-
orbitaal (b)

s-orbitaalil on sarnasus kiiresti pöör-
leva propelleriga (kas lennuki või ven-
tilaatori omaga). Peamine erinevus sei-
sib selles, et propeller pöörleb tasa-
pinnal ja moodustab pöörlemisel ringi.

Elektron liigub aga ruumis moodustades liikumisel kerapinna.

Küsimusi

1. Kuidas tähistada neljanda kihi s-orbitaali?
2. Mitu elektroni mahub s-orbitaalile?
3. Mitu elektroni on esimeses kihis?

3.11. p-orbitaal

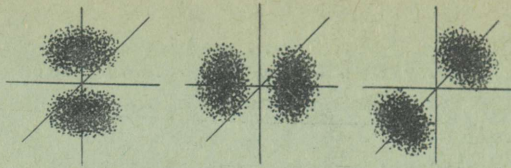
Kui $n=2$, on orbitaalikvantarvu võimalikeks väärtusteks null ja üks. Seega on teises kihis peale s-orbitaali ka teist tüüpi orbitaale. Need on p-orbitaalid. Elektrone, mis asuvad p-orbitaalidel, nimetatakse p-elektronideks. Valemi $m_0 = 2l + 1$ abil leiame, et p-orbitaale on kolm. Alates teisest elektronikihist on igas kihis kolm p-orbitaali, sest üheks orbitaalikvantarvu väärtuseks juhul kui $n \geq 2$ on üks. Teise elektronikihi p-orbitaale nimetatakse 2p-orbitaalideks, kolmanda kihi p-orbitaale 3p-orbitaalideks jne.

Elektronikihi mõistet korda - 3.8.

1 võimalike väärtuste kohta vasta - 3.9.

p-elektronide liikumisel moodustub ruumiline kujund, mis sarnaneb pöörleva kaheksaga (vt. joon. 7). Selliseid kaheksaid on kolm, kusjuures need on ruumis erinevalt orienteeritud (vt. samuti joon. 7).

Orbitaal kui ruumipiirkond - 3.4.



Joon. 7. p-orbitaalid

Küsimusi

1. Kuidas tähistada neljanda kihi p-orbitaale?
2. Mitu elektroni mahub ühe kihi p-orbitaalidele?
3. Mitu elektroni võib maksimaalselt asuda teises kihis?

3.12. d- ja f-orbitaalid

Kui $n=3$, siis on võimalikud orbitaalkvantarvu väärtused $l=0$, $l=1$ ja $l=2$. Järelikult on kolmandas kihis peale ühe s-orbitaali ja kolme p-orbitaali ka d-orbitaalid. Nende arv valemi $m_0 = 2l + 1$ põhjal on viis.

Kui $n=4$, siis on võimalikud orbitaalkvantarvu väärtused $l=0$, $l=1$, $l=2$ ja $l=3$. Seega lisenduvad neljandas kihis s-, p-, ja d-orbitaalidele ka f-orbitaalid. Nende arv on seitse.

Nii d- kui ka f-elektronide liikumisel tekkivad ruumilised kujundid on palju keerulisemad kui s- ja p-elektronide korral.

1 väärtused määravad teatavasti orbitaali tüübi - vaata 3.9.

Küsimusi

1. Mitu orbitaali on kokku kolmandas kihis?
2. Kuidas tähistada neljenda kihi d-orbitaale?
3. Mitu orbitaali on kokku neljandas kihis?
4. Mitu elektroni võib maksimaalselt esuda neljandas kihis?

3.13. Elektronide arv kihtides

Meil on teada, et

- 1) orbitaalikvantarvu l väärtused näitavad, millist tüüpi orbitaalid on võimalikud antud kihis; Orbitaalikvantarvu kohta lähemalt vasts - 3.9.
- 2) valemi $m_l = 2l + 1$ abil saab leida igat tüüpi orbitaalide arvu;
- 3) igale orbitaalile mahub maksimaalselt üks elektronipaar. Orbitaali mahuvuse kohta vasts - 3.5.

Eeltoodut silmas pidades võib arvutada elektronide maksimaalse arvu kõikides elektronikihtides. Vastav arvutuskäik on esitatud tabelis 2.

Tabel 2

Elektronide arv kihtides

Peskvantarv	1		2		3			4			
Orbitaalikvantarv l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	
Orbitaali tüüp	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	
Orbitaalide arv ($m_l = 2l + 1$)	1	1	3	1	3	5	1	3	5	7	
Elektronide arv vastaval orbitaalil	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	
Elektronide arv kihis	2		8		18			32			

Elektronide arv kihis ($N_{\bar{e}}$) on lgs n väärtuse korral leitav ka valemi $N_{\bar{e}}=2n^2$ abil. Näiteks leiame elektronide arvu kolmandes kihis. Sel juhul $n=3$ ning $N_{\bar{e}}=2 \cdot 3^2 = 18$.

Nendele, kes tunnevad käsitletavate küsimuste vastu sügavemat huvi, esitame ka valemi $N_{\bar{e}} = 2n^2$ tuletuskäigu. Üht tüüpi orbitaalide arvu kihis annab testavasti valem $m_0 = 2l + 1$. Alates teisest kihist on võimalikud aga mitut tüüpi orbitaalid. Orbitaalide koguarvu (N_{orb}) leidmiseks tuleb kõikide orbitaalide arvud liits. Seega

$$N_{orb} = (2 \cdot 0 + 1) + (2 \cdot 1 + 1) + (2 \cdot 2 + 1) + \dots + (2 \cdot (n-1) + 1)$$

Et igale orbitaalile mahub maksimaalselt üks elektronipaar, tuleb elektronide arvu $N_{\bar{e}}$ leidmiseks kihis orbitaalide koguarv N_{orb} korrutada kahega:

$$N_{\bar{e}} = 2 \left[(2 \cdot 0 + 1) + (2 \cdot 1 + 1) + (2 \cdot 2 + 1) + \dots + (2 \cdot (n-1) + 1) \right]$$

Asendame nüüd suuruse l tema võimalike väärtustega

$$N_{\bar{e}} = 2 \left[(2 \cdot 0 + 1) + (2 \cdot 1 + 1) + (2 \cdot 2 + 1) + \dots + (2 \cdot (n-1) + 1) \right]$$

ja avame sulud

$$N_{\bar{e}} = 2 \left[1 + 3 + 5 + \dots + (2n-1) \right]$$

Saadud sulgavaldisel summa võrdub selle avaldisel esimese liikme (s.o. 1) ja viimase liikme (s.o. $2n-1$) poolsummaga, mis on korrutatud avaldisel liikmete arvuga. Liikmete arv on n , sest l võib omandada väärtused $0, 1, 2, \dots, n-1$.

$$N\bar{e} = 2 \frac{(1+2n-1) \cdot n}{2}$$

Viimast avaldist on võimalik lihtsustada (ühed murru lugejas koonduvad, kahed taanduvad). Seega saamegi $N\bar{e} = 2n^2$.

4. KEEMILISTE ELEMENTIDE PERIOODILISUSE SÜSTEEM

JA AATOMI EHTUS

4.1. Orbitaalide täitumise järjekord

Selgitame nüüd, millises järjekorras täituvad orbitaalid, kui elektronide arv aatomis kasvab. Selleks on oluline teada orbitaalide energiat. Orbitaalide energia määravad kvantarvuden ja l väärtused. Mida suurem on summa $n + l$ väärtus, seda suurem on ka orbitaali energiavaru. Elektronid püüavad alati täita kõigepealt madalama energiavaruga orbitaale. Summa $n+l$ võrdsete väärtuste korral täitub enne väiksema n (ja järelikult suurema l) väärtusega orbitaal.

Näiteks selgitame kumb teise kihi orbitaalidest täitub enne kas $2s$ - või $2p$ - orbitaal.

$2s$ -orbitaal : $n=2$ ja $l=0$, $n+l = 2$

$2p$ -orbitaal : $n=2$ ja $l=1$, $n+l = 3$

Korda siin elektroni-
kihi mõis-
tet - 3.8.

Arvutus näitab, et energiavarult on madalam $2s$ -orbitaal, mistõttu täitub see enne.

Summa $n+l$ väärtus kolm on võimalik kahel juhul: kui $n=2$ ja $l=1$ (s.o. $2p$ -orbitaal), ning kui $n=3$ ja $l=0$ (s.o. $3s$ -orbitaal). Nii-sugusel juhul täituvad enne $2p$ -orbitaalid kui väiksema n ja suurema l väärtusega orbitaalid.

Kõiki eeltoodud põhimõtteid arvesse võttes võib kindlaks määrata orbitaalide täitumise järjekorra kogu perioodilisuse süsteemi ulatuses. Kõige mugavam on seda teha tabeli kujul. Tabeli koostame nii, et peakvantarvu n igale võimalikule väärtusele vastab tabeli üks rida; orbitaalikvantarvu l igale võimalikule väärtusele aga üks veerg. Seejuures kujutab tabeli iga rida elektronikihti, iga veerg aga üht orbitaalide tüüpi (vt. tabel 3).

Orbitaali mõiste kohta vaata - 3.4.

n võimalike väärtuste kohta vaata - 3.7.

ja

l võimalike väärtuste kohta vaata - 3.9.

Vaatame nüüd lähemalt, millises järjekorras täituvad orbitaalid summa $n+l$ kasvades. Summa $n+l$ väiksemaks võimalikuks väärtuseks on 1, mis saadakse $n=1$ ja $l=0$ korral (s.o. $1s$ -orbitaal). Järeltult täitub $1s$ -orbitaal esimesena. Tabeli vastavasse lahtrisse kirjutame $1s$ -orbitaali täitumise järjekorra numbril 1 (vt. tabel 3).

Summa $n+l$ järgmine võimalik väärtus on 2, mis saadakse samuti ainult ühel juhul ja nimelt siis, kui $n=2$ ja $l=0$ (s.o. $2s$ -orbitaal). Seepärast täitub järjekorras teisena $2s$ -orbitaal. Tabeli vastavasse lahtrisse kirjutame $2s$ -orbitaali täitumise järjekorra numbril 2 (vt. tabel 3).

Summa $n+l$ väärtuse 3 saame kahel juhul, siis kui $n=2$ ja $l=1$ (s.o. $2p$ -orbitaal), ning siis kui $n=3$ ja $l=0$ (s.o. $3s$ -orbitaal). Need orbitaalid täituvad samas järjekorras (enne $2p$ - ja siis $3s$ -orbitaal), sest enne täituvad väiksema n väärtusega orbitaalid. Tabeli vasta-

vatesse lahtritesse kirjutame 2p- ja 3s- orbitaali täitumise järjekorra numbrid 3 ja 4 (vt. tabel 3).

Ka summa $n+l$ väärtus 4 on võimalik kahel juhul, siis kui $n=3$ ja $l=1$ (s.o. 3p-orbitaal), ning siis kui $n=4$ ja $l=0$ (s.o. 4s-orbitaal). Selles järjekorras need orbitaalid ka täituvad - enne 3p- ja siis 4s- orbitaal. Vastavatesse tabeli lahtritesse kirjutame 3p- ja 4s-orbitaali täitumise järjekorra numbrid 5 ja 6.

Summa $n+l$ väärtus 5 on võimalik aga kolmel juhul: kui $n=3$ ja $l=2$ (s.o. 3d-orbitaal), kui $n=4$ ja $l=1$ (s.o. 4p-orbitaal) ning kui $n=5$ ja $l=0$ (s.o. 5s-orbitaal). Seitsmendana täitub seejuures 3d-, kaheksandana 4p- ja üheksandana 5s-orbitaal.

Analoogiliselt arutledes võib täita tabeli lõpuni, mis annabki väikeste eranditega orbitaalide täitumise järjekorra kõikide keemiliste elementide jaoks.

Tabel 3

Orbitaalide täitumise järjekord

Orbitaalid (tüüp) Elektronikihid	$l=0$ s 2	$l=1$ p 6	$l=2$ d 10	$l=3$ f 14
K : (n=1)	1. 1s			
L : (n=2)	2. 2s	3. 2p		
M : (n=3)	4. 3s	5. 3p	7. 3d	
N : (n=4)	6. 4s	8. 4p	10. 4d	13. 4f
O : (n=5)	9. 5s	11. 5p	14. 5d	17. 5f
P : (n=6)	12. 6s	15. 6p	18. 6d	
Q : (n=7)	16. 7s	19. 7p		

Tabeli 3 põhjal saab teha mõned olulised järeldused.

1. Perioodi number ühtib peakvantarvuga ning näitab elektronikihtide arvu aatomis.
2. Alates kolmandast perioodist ei täitu elektronikihid lõpuni mitte kohe, vaid testud hiline misega. Nii näiteks jäävad kolmanda kihi d-orbitaalid esialgu täitmata ning elektronid asuvad enne neljanda kihi s-orbitaalile. Alles seejärel täituvad ka 3d-orbitaalid. Neljandas kihis jäävad esialgu täitmata nii d- kui ka f-orbitaalid. 4d-orbitaalid täituvad pärast 5s-orbitaali, 4f-orbitaalid aga alles pärast 6s-orbitaali täitumist. Seni kui täi-

tuvad eelnevate kihtide täitmata jäänud d- ja f- orbitaalid, on välises elektronikihis 2 elektroni - see on täidetud s- orbitaal. Et hilinemisega täituvatele orbitaalidele vastavad kõrvalalalerühma elemendid, on reeglina nende välises elektronikihis 2 elektroni, eranditel ka 1 elektron. Nendeks on vask, kroom, moolübdeen ja mõned teised elemendid.

3. Nagu näitab tabel, toimub pärast p-orbitaalide täitumist alati järgneva kihi s-orbitaali täitumine. Seega ei saa välises elektronikihis olla rohkem kui 8 elektroni.

4. Eelviimases elektronikihis ei saa olla rohkem kui 18 elektroni.

5. Peaalarühma elementidel võrdub väliskihi elektronide arv rühma numbriga, sest peaalarühma elementidele vastab väliskihi s- ja p-orbitaalide täitumine.

Küsimusi

1. Milline printsiip on aluseks orbitaalide täitumise järjekorra kindlakstegemisel?
2. Näidata, miks ei või eelviimases elektronikihis olla rohkem kui 18 elektroni.
3. Selgitada arvutuse abil, milline antud orbitaalidest täitub enne kas 5p või 6s.

4.2. Elektronkonfiguratsioonid

Elektronide jaotust orbitaalidel nimetatakse antud aatomi elektronkonfiguratsiooniks. Kui on teada orbitaalide täitumise järjekord (või oskame seda leida) ja võimalik maksimaalne elektronide arv üht või teist tüüpi orbitaalil, võib kergesti koostada erinevate keemiliste elementide aatomite elektronkonfiguratsioone.

Kihtide tähistamist vaata - 3.8.

Elektronkonfiguratsioonides tähistatakse elektronikihid numbritega, mille järele märgitakse tähtedega orbitaalid. Tähtede ülemised indeksid näitavad elektronide arvu vastaval orbitaalil. Nii näiteks võib elektronkonfiguratsioonist $1s^1$ välja lugeda, et esimese elektronikihi s-orbitaalil on üks elektron; elektronkonfiguratsioon $1s^2 2s^1$ aga näitab, et esimese kihi s-orbitaalil on kaks elektroni, teise kihi s-orbitaalil aga üks elektron.

Elektronide arvu kohta s-orbitaalil

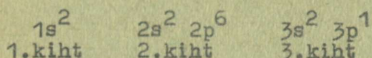
ja

p-orbitaalil vaata tabel 2 - (3.13)

Koostame näiteks alumiiniumi aatomi elektronkonfiguratsiooni. Alumiiniumi aatomis on 13 elektroni (järjenumbr 13). Kaks neist täidavad esimese kihi s-orbitaali - $1s^2$. Keheksast teises kihis asuvad elektronist täidavad kaks 2s-orbitaali, kuus aga kolm 2p-orbitaali $2s^2 2p^6$.

Ülejäänud kolmest elektronist täidab kaks kolmanda kihi s-orbitaali, kuna üks elektron läheb 3p-orbitaalele - $3s^2 3p^1$.

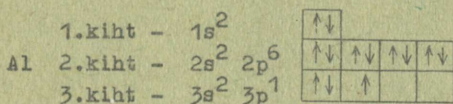
Kirjutame nüüd elektronide jaotuse orbitaalidel ühte ritta ning saamegi alumiiniumi aatomi elektronkonfiguratsiooni:



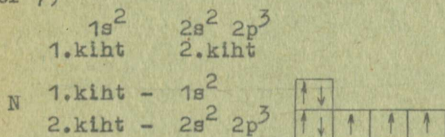
Pea meeles orbitaalide täitumise järjekord - tabel 3 (4.1.)

Parema ülevaate saamiseks elektronide jaotusest orbitaalidel kujutatakse orbitaale mõnikord ruudukestena ning elektrone nooltena. Vastupidise spiniga elektrone kujutatakse vastassuunaliste nooltena. Alumiiniumi aatomi elektronide paigutus sellises kujutuses on järgmine:

Spini kohta vaata - 3.2.



Viimati esitatud skeemi koostamisel tuleb silmas pidades, et kui võimalik, asuvad elektronid üht tüüpi orbitaalidel elati ühe kaupa. Näitena selle kohta toome lämmastiku aatomi elektronkonfiguratsiooni (järjenumber 7)



Küsimusi

1. Püüdke selgitada, miks asuvad elektronid võimaluse korral üht tüüpi orbitaalidel ühe kaupa.
2. Milliste keemiliste elementide aatomele kuuluvad järgmised elektronkonfiguratsioonid - $1s^2 2s^2 2p^5$ ja $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$?

3. Koostada süsiniku, väevli ja kloori aatomite elektronkonfiguratsioonid!

4.3. Elektronide jaotus kihtides

Korda kihi mõistet - 3.8.

Kooli keemiakursuse raames ei ole alati vajalik aatomite elektronilise ehituse nii täpne esitus, kui seda on elektronkonfiguratsioonid. On täiesti piisav, kui esitada elektronide jaotuse kihtides. Seda võib teha skemaatilisel, s.o. elektroniliste skeemide abil.

Üldjuhul tuleb keemilise elemendi aatomi elektronilise skeemi koostamisel toimida järgmiselt:

1. Leida elektronide arv antud elemendi aatomis, mille annab elemendi järjenumber.
2. Leida elektronikihtide arv, mille määrab perioodi number.
3. Kindlaks teha, kas antud element kuulub pea- või kõrvalalarühma.
4. Peaalarühma elementidel võrdub väliskihi elektronide arv rühma numbriga, ülejäänud kihid täituvad järjekorras. Seejuures tuleb silmas pidada, et eelviimases elektronikihis võib olla maksimaalselt 18, väliskihis aga 8 elektroni.
5. Kõrvalalarühma elementidel on väliskihis kaks või erandjuhul (Cu, Cr, Mo) üks elektron, mis tuleb kõigepealt paigutada väliskihile. Seejärel tuleb täita sisemised kihid ning viimasena eelviimane elektronikiht.

Vaata järel-
dusi - 4.1.

Selgitame aatomite elektroniliste skeemide koostamist ka näidete varal.

1. Ráni aatomis on 14 elektroni (järjenumber 14).
2. Need 14 elektroni on jaotunud kolme kihiti - ráni asub kolmandas perioodis.
3. Et ráni asub neljends rühms peasselerühmas on tema aatomi välises elektronikihis 4 elektroni.

Sisemised kihid on täidetud.

Kui kujutada elektronikihte kaartena, siis ráni aatomi elektroniline skeem on järgmine:

Si: + 14 2) 8) 4)

Vaatame veel elektronide paigutust ka kroomi aatomis.

1. Kroomi aatomis on 24 elektroni (järjenumber 24).
2. Kroomi 24 elektroni on jaotunud nelja kihti, sest kroom asub neljandas perioodis.
3. Et kroom kuulub kõrvalalarühma, peaks tema väliskihis olema 2 elektroni. Kroom on sga erand, mistõttu tema välises elektronikihis on 1 elektron.
4. Väliskihis on 1 elektron, esimeses 2, teises 8 ning järelkult kolmandas, s.o. eelviimases kihis ülejäänud elektronid. Neid on 13.

Elektronide arvu kohta kihtides vaata - tabel 2(3.13.)

Cr: + 24 2) 8) 13) 1)

Küsimusi

1. Mis on ühist ja mis on erinevat aatomi elektronilise skeemi ja elektronkonfiguratsiooni vahel?

2. Mitme elektronikihi vahel jaotuvad tsingi, joodi, elavhõbeda, uraani ja euroopiumi (Eu) elektronid?
3. Koostada vase, broomi ja krüptooni aatomite elektronilised skeemid ja elektronkonfiguratsioonid.

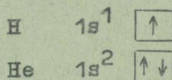
4.4. Esimene periood

Astomi ehituse põhjal võib ülesehitada kogu Mendelejevi keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi. Kuidas seda teha, selgitame väikeste perioodide näitel. Alustame esimesest perioodist.

Peakvantarvu n väärtusel 1 on orbitaalikvantarvu 1 ainseks võimalikuks väärtuseks 0. Esimeses kihis on seega ainult üks s -orbitaal. Nii vesiniku ainus kui ka heeliumi kaks elektroni mahuvad sellele orbitaalile.

n võimalike väärtuste kohta vasta - 3.7.
ja
1 võimalike väärtuste kohta vasta - 3.9.

Elektronkonfiguratsioonide koostamist korda - 4.2.

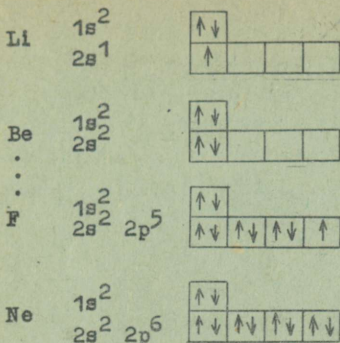


Esimese kihi ainus orbitaal on nüüd täidetud. Järelikult on esimeses perioodis kaks elementi - vesinik ja heelium.

4.5. Teine periood

Peakvantarvu väärtusel 2 on orbitaalikvantarvu võimalikeks väärtusteks 0 ja 1. Järelikult lisanduvad teises kihis p -orbitaalid, mille arv on kolm. Et ühele s - ja kolmele p -orbitaalile mahub kokku kaheksa elektroni, on teises perioodis kaheksa elementi. Periood algab leelismetalli liitiumiga ja lõpeb inertgaasi neoniga.

n võimalikest väärtustest vasta - 3.7.
ja
1 võimalikest väärtustest vasta - 3.9.
 p -orbitaalide arvu leidmise kohta vasta - 3.11.



Elektronkonfiguratsiooni-
de koostamist
korra - 4.2.

Küsimusi

1. Koostada ülejäänud teise perioodi elementide elektronkonfiguratsioonid.

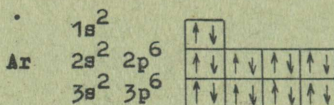
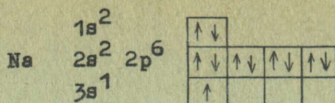
4.6. Kolmas periood

Peakvantarvu väärtusel 3 võib orbitaalikvantarv omandada väärtused 0, 1 ja 2. Kolmandes kihis on võimalikud üks s-orbitaal (s.o. 3s-orbitaal), kolm p-orbitaali (s.o. 3p-orbitaal) ja viis d-orbitaali (s.o. 3d-orbitaal). Eeltoodud järjekorras nad aga ei täitu, sest energia poolest on 3d-orbitaal kõrgem kui 4s-orbitaal. Seetõttu täitub enne neljanda kihi s-orbitaal ja alles siis 3d-orbitaal ning kolmandes perioodis on samuti ainult kaheksa elementi nagu teiseski perioodis. Kolmas periood algab naatriumi ja magneesiumiga ning lõpeb kloori ja argooniga. Seejärel algab neljas periood kaesiumi, kaltsiumi ja skandiumiga.

Orbitaali tüübi sõltuvuse kohta 1 väärtustest vastab - 3.9.

Pea meeles orbitaalide täitumise järjekord - tabel 3(4.1.)

Elektronkonfiguratsioonide koostamist vaata - 4.2.



Küsimusi

1. Koostada fosfori, kaaliumi ja skandiumi aatomite elektronkonfiguratsioonid.

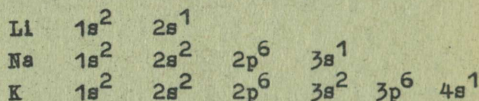
4.7. Elektronikihtide täitumise perioodiline iseloom

Vastame leelismetallide aatomite elektronkonfiguratsioone.

Korda elektronkonfiguratsioonide koostamist - 4.2.

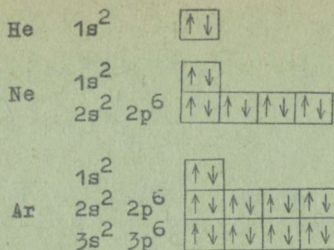
Kihi kohta lähemalt vaata - 3.8.

Tuumalaengu kohta vaata - 2.5.



Kõikidel leelismetallidel on välises elektronikihis üks s-elektron. Väliskihi sarnase ehituse tõttu on ka leelismetallide omadused sarnased. Tuumalaengu suurenedes kaugeneb väliskihi s-elektron tuumast ja on seetõttu tuumaga nõrgemini seotud. Väliskihi s-elektroni erinev kaugus tuumast põhjustab leelismetallide erineva keemilise aktiivsuse.

Inertgassidel on igal orbitaalil elektronipaar. Ka väliskiht on täidetud.



Välise elektronikihi ehitusest tingituna on inertgaasidel ühesugused omadused - nad on keemiliselt inertsed. Tänapäeval on küll juba saadud inertgaaside ühendeid hapniku, fluori ja mõnede teiste keemiliste elementidega.

Keemiliste elementide omaduste kordumise põhjuseks ongi välise elektronikihi ehituse perioodiline kordumine, kui elemendid on asetatud ritta tuumalaengu kasvu järjekorras.

Kokkuvõtteks võib sõnastada ka perioodilisusseaduse aatomi ehituse alusel. Elementide ja nende ühendite omadused on perioodilises sõltuvuses tuumalaengust.

Küsimusi

1. Võrrelge halogeenide aatomite elektronkonfiguratsioone ja leidke, mis on ühist nende aatomite ehituses!

5. KEEMILINE SIDEME

5.1. Keemilise sideme olemus

Looduses leidub vabu aatomeid harva. Tavaliselt ühinevad kas ühesuguste keemiliste elementide aatomid ja tekivad H_2 , O_2 , Cl_2 jne tüüpi molekulid või siis reageerivad erinevate keemiliste elementide aatomid moodustades tohtu hulga mitmesuguseid ühendeid. Selleks, et võiksid tekkida keemilised üendid, peab eksisteerima aatomite vahel eriline vastastikune mõju, millele on antud keemilise sideme nimetus.

Aatomite lähenemisel teineteisele peaks hakkama mõjuma hoopis tõukejõud seanimeliselt laetud tuumade vahel. Mis ega hoiab siis tuumad koos? Aatomite lähenemisel katub mingi keemilise elemendi ühe aatomi elektronipilv teise, kas sama või siis erineva keemilise elemendi aatomi vastassuunalise spiniga elektroni laengupilvega. Elektronipaari moodustumise piirkonnas on negatiivse elektronipilve tihedus kõige suurem, mis tasakaalustabki tuumade tõukumise.

Keemilise sideme olemus seisneb vastupidise spiniga elektronide poolt elektronipaaride moodustamises. Ühiste elektronipaaride moodustumisest võtavad osa peamiselt väliskihi, kuid ka eelviimase kihi elektronid. Aatomid omandavad seejuures püsiva, inertgaasidega sarnase struktuuri, välises elektronikihis on kas 2 või 8 elektroni ning igal orbitaalil on elektronipaar.

Nälteid
elektroni-
pilve ti-
heduse koh-
ta vaata -
- 3.1.

Elektroni-
paaride moo-
dustumisest
vaata - 3.3.

Inertgaasi-
de elektron-
konfiguratsio-
onide
kohta vaata -
- 4.7.

5.2. Elektronegatiivsus

Elektronegatiivsuseks nimetatakse aatomite võimet siduda elektrone. Keemilise elemendi aatomid, mis seovad tugevalt elektrone, on kõrge elektronegatiivsusega; keemilise elemendi aatomid, mis seovad nõrgalt elektrone, on aga madala elektronegatiivsusega. Fluor on kõrgeima elektronegatiivsusega element, frantsium aga madalaimaga.

Elektronegatiivsuse arvulised väärtused on suhtelised ja kõiguvad ligikaudu ühest neljani. Elektronegatiivsuse skaala tuletamisel arvestatakse nii energia hulka, mis on vajalik elektroni eemaldamiseks aatomist, kui ka neid energia muutusi, mis kaasnevad elektroni liitumisel aatomile.

Tabelis 4 on toodud leelismetallide, halogeenide ja väikeste perioodide elementide elektronegatiivsuste arvulised väärtused.

Tabel 4

Elektronegatiivsuse skaala

H						
2,1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K						Br
0,8						2,8
Rb						I
0,8						2,5
Cs						
0,7						

Tabelli põhjal võib öelda, et fluor seob elektrone 4 korda tugevamini kui liitium ja 2 korda tugevamini kui boor (F - 4,0; Li - 1,0; B - 2,0).

Kokkuvõtteks veel mõned üldised märkused elektronegatiivsuse kohta.

1. Kõige kõrgem elektronegatiivsus on halogeenidel.
2. Kõige madalama elektronegatiivsusega on leelismetallid.
3. Perioodi piires suureneb elektronegatiivsus vasakult paremale. Mittemetallide elektronegatiivsus on tavaliselt suurem, sest tuumalaengu suurenedes hoitakse ka väliskihi elektrone tugevamini.
4. Rühmas on elektronegatiivsus tavaliselt suurem väiksematel aatomitel.

Elektronegatiivsuse väärtused aitavad selgitada, millist tüüpi keemiline side ühel või teisel juhul moodustub.

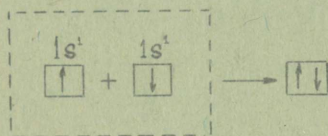
Küsimusi

1. Milline järgmistest elementidest seob elektrone tugevamalt ja mitu korda kas alumiinium või kloor, kas lämmastik või fluor?

5.3. K o v a l e n t n e s i d e

Vesiniku, hapniku, kloori ja veel mõnede teiste gaasiliste lihtainete molekulid koosnevad kahest aatomist. Järgnevalt püüamegi selgusele jõuda, kuidas moodustub keemiline side sama keemilise elemendi aatomite vahel.

Igal vesiniku aatomil on esimeses (ja ühtlasi ainukeses) kihis üks s-elektron. Kui elektronide spinid on vastassuunalised, moodustub kahe vesiniku aatomi lähenemisel mõlemale tuumale ühine elektronipaar. Mõlema vesiniku aatomi s-orbitaalid täidab nüüd elektronipaar, mille poolt nad sarnanevad inertgaasi heeliumi aatomitega:



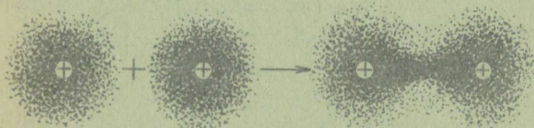
Tuumade vahelises ruumpiirkonnas on elektronipilve tihedus suurem vabade vesiniku aatomite elektronipilve tihedusest (vt. joon.8). See tasakaalustabki tuumade tõukumise.

Elektronipari tekkimisest vasta - 3.3.

Iner gaaside elektronkonfiguratsiooni kohta vasta - 4.7.

Näiteid elektronipilve tiheduse kohta vasta - 3.1.

Vasta keemilise sideme olemus - 5.1.

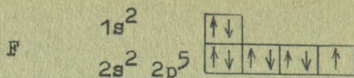


Joon. 8. Vesiniku molekuli moodustumine

Fluori aatomitel on väliskihis seitse elektroni, millest kaks täidab 2s-orbitaalid ning viis asub 2p-orbitaalidel. Seega on ainult üks p-orbitaal osaliselt

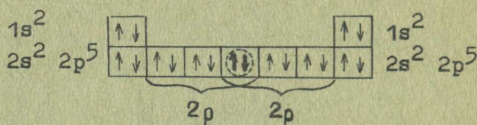
Tuleta meelde
elektronkonfi-
guratsioonide
koostamist -
- 4.2.

täidetud.



Korda spini
mõistet -
- 3.2.

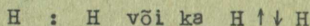
Kui kahe fluori aatomi väliskihi paar-
dumata elektronid on vastassuunalise spi-
niga, moodustub ka fluori aatomite lähe-
nemisel ühine elektronipaar. Kumbki fluo-
ri aatom omandab püsiva, inertgaasi ne-
ooniga sarnase elektronkonfiguratsiooni.



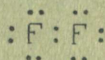
Et ühe ja sama keemilise elemendi
aatomite korral on elektronegatiivsuse
väärtused võrdsed (mõlemad aatomid seo-
vad elektrone ühte moodi), siis ühise
elektronipaari elektronipilv on sümmeet-
riline tuumade suhtes.

Keemilist sidet, mis põhineb ühis-
te elektronipaaride tekkimisel, nimeta-
takse kovalentseks sidemeks.

Kovalentse sideme tähistamisel mär-
gitakse ühised elektronipaarid elemendi
sümbolite vahel punktadena või nooltena.



Elementidel, mille aatomitel on
elektrone rohkem, märgitakse punktide-
na välja sinult väliskihi elektronid.



Küsimusi

1. Milliste keemiliste elementide vahel moodustub kovalentne side?
2. Kirjeldada kloori ja hapniku molekulide tekkimist.

5.4. P o l a a r n e k o v a l e n t n e s i d e

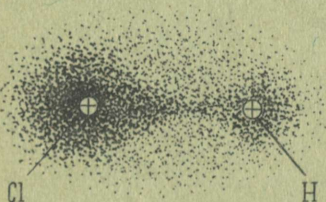
Kui molekuliks ühinevad omadustelt veidi erinevate keemiliste elementide aatomid, siis ühine elektronipaar ei ole enam sümmeetriline, vaid on nihutatud elektronegatiivsema (mittemetallilisema) elemendi aatomi tuuma poole. Näiteks HCl molekulis on ühine elektronipaar nihutatud kloori aatomi poole, sest kloori elektronegatiivsus on 3,0 ; vesinikul aga 2,1. Ühise elektronipaari laengupilve tihedus on suurem kloori kui elektronegatiivsema elemendi tuuma juures (vt. joon. 9).

Elektronegatiivsuse mõiste

ja

väärtuste kohta vsm - 5.2.

Elektronipilve tihedusest vsm - 3.1.



Joon. 9. Elektronipilve tihedus HCl molekulis

Tekib kaks poolust - negatiivne kloori aatomi juures ning positiivne vesiniku aatomi juures.

Keemilist sidet, kus ühine elektronipaar on nihutatud mittemetallilisemate oma-

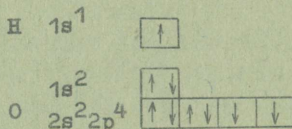
Võrdle mitte-
polaarse kova-
lentse si-
demega - 5.3.

Elektronkon-
figuratsioo-
nide koosta-
mist korda -
4.2.

Elektroni-
paari tekki-
misest vasta-
- 3.3.

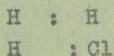
dustegs elemendi aatomi tuuma poole, nime-
tatakse polaarseteks kovalentseteks sidemeks.
Seega eristatakse mittepolaarset ja polaar-
set kovalentset sidet.

Polaarse kovalentse sidemega ühendi-
teks on H_2S , HF , NH_3 , H_2O jt. Peatume siin-
jaures vee molekuli tekkel.



Ühise elektronipaari moodustumisest
võtavad osa s- ja p-elektronid. Et hapni-
kul on kaks paardumata p-elektroni, siis
moodustub kahe vesiniku aatomiga kaks
elektronipaari. Hapnik on tunduvalt elekt-
ronegatiivsem kui vesinik. Seetõttu on
ühised elektronipaarid tõmmatud hapniku
aatomi poole, nii et viimasel tekib osa-
line negatiivne laeng.

Polaarse kovalentse sideme tähistamisel
märgitakse elektronipaari tähistava-
vad punktid elektronegatiivsema elemendi
sümbolile lähemale. Järgneval skeemil on-
gi kujutatud elektronipaaride paigutus
mittepolaarse ja polaarsete kovalentse si-
deme korral.



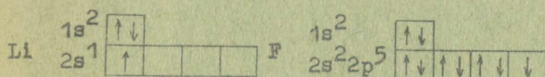
Küsimusi

1. Milliste elementide aatomite vahel moodustub polaarne kovalentne side?
2. Kirjeldada HF molekuli teket.

5.5. Iooni mõiste

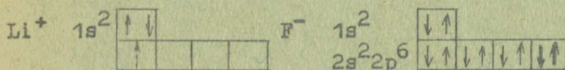
Vastame järgnevalt keemilise sideme moodustumist täiesti erinevate omadustega keemiliste elementide vahel, nagu seda on leelismetallid ja halogeenid. Leelismetallidest valime liitiumi, mille elektronegatiivsus on 1,0 ja halogeenidest fluori, mille elektronegatiivsus on 4,0.

Elektronegatiivsuse väärtusi vaata - tabel 4(5.2.)



Selleks, et moodustuksid inertgassidega sarnased elektronkonfiguratsioonid liitiumi ja fluori aatomite lähenemisel, peaks liitium loovutama ühe või siduma seitse elektroni. Fluor seevastu peaks loovutama seitse või siduma ühe elektroni. Et liitiumi võime siduda elektrone on neli korda väiksem kui fluorigil, siis loovutab ta oma sinna väliskihi elektroni. Fluor seob selle ja nii on mõlemil inertgassidega sarnane elektronkonfiguratsioon.

Inertgasside elektronkonfiguratsioonidest vaata - 4.7.



Aatomituumad seejuures ei muutu ja nii omendab liitium positiivse laengu +1 (tal on nüüd üks elektron vähem) ning fluor negatiivse laengu -1 (üks elektron rohkem).

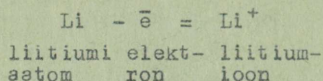
Tuumade koostist korda - 2.4.

Elektroni laengu kohta vaata - 2.1.

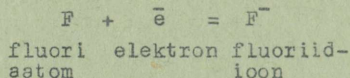
Laenguid kandvaid osakesi nimetatakse ioonideks.

Liitiumi aatomi muutumist positiivselt

laetud iooniks võib esitada ka skemaatiliselt:

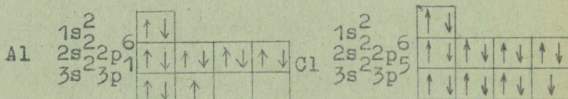


Fluori aatomi negatiivseks fluoriidiooniks muutumise skeem on järgmine:

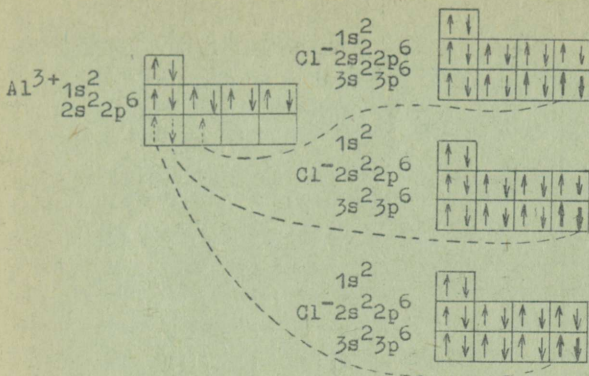


Alumiinium- ja kloriidioonide tekkimine on analoogne.

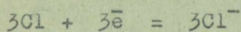
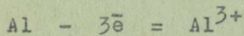
Meenuta elektron-
konfigu-
ratsiooni-
de koosta-
mist - 4.2.



Alumiiniumi aatomil on välises elektro-
nikihis kolm, kloori aatomil aga seitse
elektroni. Nende aatomite lähenemisel alu-
miiniumi aatom loovutab oma väliskihi elekt-
ronid, kloor aga seob need. Et üks kloori
aatom saab vastu võtta ainult ühe elektro-
ni, loovutab alumiiniumi aatom oma välis-
kihi elektronid kolmele kloori aatomile.



Alumiiniumiooni ja kolme kloriidiooni tekimise skeemid on järgmised:



Küsimusi

1. Kirjeldada skemaatiliselt naatriumi ja magneesiumi aatomite muutumist ioonideks.
2. Kirjeldada skemaatiliselt väevli ja broomi aatomite muutumist ioonideks.
3. Koostada Be^{2+} elektronkonfiguratsioon.

5.6. Iooniline side

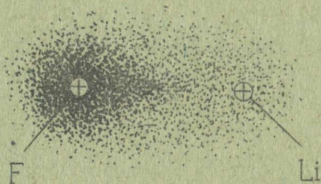
Ioonid ühinevad molekuliks elektrostaatilise tõmbejõu alusel. Keemilist sidet, mis põhineb vastesnimeliste ioonide elektrostaatilisel tõmbejõul, nimetatakse iooniliseks sidemeks, tekkinud ühendeid aga ioonilisteks ühenditeks.

Aatomi ehituse teooria põhjal võiks öelda, et ioonilise sideme puhul on ühine elektroni-paar üleläänud elektronegatiivsema elemendi orbitaalile. See üleminek aga ei ole kunagi täielik. On kindlaks tehtud, et juhul, kui elektro-

Korda iooni mõistet - 5.5.

Elektronegatiivsuse mõiste ja väärtuste kohta vaata - 5.2.

negatiivsuse väärtuste vahe on 1,7, siis moodustunud keemiline side on 50% kovalentne ja 50% iooniline. Nii näiteks on side kaaliumjodiidi molekulis 50% iooniline ja 50% kovalentne, sest kaaliumi ja joodi elektronegatiivsused on vastavalt 0,8 ja 2,5. Mida suurem on erinevus elektronegatiivsustes, seda ioonilisem on side. Seega tuleb ka ioonilist sidet käsitleda kui kovalentse sideme erijuhtu, kus ühine elektronipaar on tugevasti nihutatud elektronegatiivsema elemendi aatomi tuuma poole (vt. joon.10). Pärast puhast ioonilist sidet ei esine.



Joon.10. Elektronipilve tihedus LiF molekulis

Küsimusi

1. Mis on ühist ja mis on erinevat kovalentse ja ioonilise sideme moodustumisel?
2. Teineteisele lähenevad: a) ühe ja sama keemilise elemendi aatomid; b) omadustelt järsult erinevate elementide aatomid; c) omadustelt veidi erinevate elementide aatomid. Milline keemilise sideme tüüp moodustub igal juhul?
3. Millistes järgmistes ühendites esineb iooniline side - NH_3 , CS_2 , SiH_4 , BaO ,

MgCl₂? Vastust põhjendage!

4. Lähtudes kahe järgneva elemendi aatomite elektronkonfiguratsioonidest leida, milline sideme tüüp on antud juhul enam tõenäoline ($1s^2 2s^1$ ja $1s^2 2s^2 2p^4$).
5. Millises järgmises ühendis on side enam iooniline kas NaCl või KBr?
6. Millistes järgmistes ühendites esineb polaarne kovalentne side - Br₂, Al₂S₃, NaF, H₂S?

5.7. Keemiliste ühendite omaduste sõltuvus keemilise sideme tüübist

Ühendite omadused sõltuvad keemilise sideme tüübist. Mittepolaarse kovalentse sidemega aineteks on hapnik, vesinik, kloor jt. Nad on toatemperatuuril gaasilises olekus - seega madala sulamis- ja keemistemperatuuriga. Ioonilise sidemega ühendid (soolad ja metallioksiidid) on seevastu tahked, kõrgete sulamis- ja keemistemperatuuridega. Vahepealsete sulamis- ja keemistemperatuuridega on polaarse kovalentse sidemega ühendid.

Sulamis- ja keemistemperatuuride sõltuvust keemilise sideme tüübist iseloomustab järgnev tabel.

	NaF	HF	F ₂
Sulamistemperatuur °C	995	-92	-223
Keemistemperatuur °C	1702	19,5	-188

Kovalentse sideme kohta vssta - 5.3.

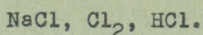
Ioonilise sideme kohta - 5.6.

Polaarse kovalentse sideme kohta - 5.4.

Küsimusi

1. Arvestades ühendite omaduste sõltuvust keemilise sideme tüübist, järjestada

sulamistemperatuuri tõusu suunas järgmised ained:

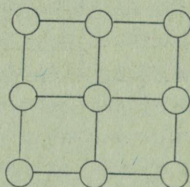


5.8. Tahke aine füüsikaliste omaduste sõltuvus kristallivõre tüübist

Tahkes olekus on ainetel püsiv, iga aine jaoks kindel kuju. Nagu eksperimentaalsed uurimused on näidenud, sõltuvad paljud füüsikalised omadused tahket ainet moodustavate osakeste (ioonid, aatomid, molekulid) asetusest ruumpunktides. Selline ruumpunktide kogu moodustab kristallivõre.

Kovalentse sideme kohta vaata -
- 5.3.

Kristallivõret, mille struktuurseteks ühikuteks on omavahel kovalentse sidemega seotud aatomid, nimetatakse aatomivõreks. Aatomivõre on kujutatud joonisel 11.



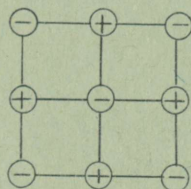
Joon. 11. Aatomivõre

Aatomivõrega tahked ained on väga kõvad ja kõrge sulamistemperatuuriga. Aatomivõre on teemendil (kristallivõre tippudes on süsiniku aatomid) ja kvartsil.

Iooni mõistet vaata -
- 5.5.

Kristallivõret, mille tippudes on vaheldumisi negatiivsed ja positiivsed ioonid, nimetatakseioonivõreks. Ioonivõrega ühendeid võib molekulidena leida ainult

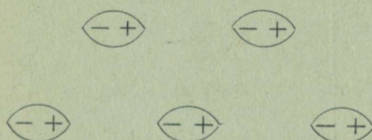
gaasilises olekus. Tahkes olekus onioonivõre-
ga ühendi kristall üks gigantne osake, mille
puhul ei saa rääkida molekulist tavalises mõt-
tes. Ioonivõre on kujutatud joonisel 12.



Joon. 12. Ioonivõre

Ioonivõre on peaaegu kõik soolad ja metallioksiidid. Vastasnimelised ioonid on kristallivõres seotud elektrostaatilise tõmbejõu kaudu ja seetõttu on ioonivõre ühendid samuti kõvad, kõrge sulamis- ja keemistemperatuuriga.

Kristallivõret, mille tippudes on polaar-
se või mittepolaarse kovalentse sidemega mole-
kulid, nimetatakse molekulivõreks. Molekulivõ-
re on kujutatud joonisel 13.



Joonis 13. Molekulivõre

Side molekulide vahel on palju nõrgem, kui kovalentne side aatomivõre ja elektrostaatilised tõmbejõud ioonivõre puhul. Soojendamisel

side molekulide vahel laguneb kergemini, kui
astomite vahel molekulis. Molekulivõrega ai-
ned on väikese kõvadusega, kergesti lenduvad
ja madala sulamistemperatuuriga.

ELJULOOLISI ANDMEID AATOMI EHTIJUST UURINUD TEADLASTE
KOHTA

B e c q u e r e l, Antoine Henri (1852-1908)

Teme esimene suurem teaduslik uurimus ilmus 1877.a. Järgnesid tööd optika, fotokeemia, elektrokeemia ja meteoroloogia alalt, mis töid A.Becquerelile üldise tumustuse.

Alates 1899.a. on A.Becquerel Pariisi Teaduste Akadeemia liige. Jätkates koos isaga elustatud fluorestsentsi nähtuse uurimist, jõudis A. Becquerel oma tähtsaima teadusliku saavutuseni - ta avastas 1896.a. radioaktiivse kiirguse.

C h a d w i c k, James (1891)

J.Chadwick õppis Manchesteri ja Cambridge'i ülikoolis. Töötades E. Rutherfordi õpilasena, õnnestus tal 1920.a. vahetult mõõta mitme keemilise elemendi tuuma laeng. 1932.a. avastas J. Chadwick neutroni, mille eest 1935.a. sai Nobeli preemia. 1935 - 1948 töötas ta Liverpooli ülikoolis, alates 1948.a. Manchesteri ja 1959.a. Cambridge'i ülikoolis. J. Chadwick on Londoni Kuningliku Seltsi liige.

C r o o k e s, William (1832 - 1919)

W.Crookes lõpetas Londoni Kolledži. 1913-1915.a. oli ta Londoni Kuningliku Seltsi presidendiks. W.Crookes kasutas laialdaselt füüsikalisi meetodeid keemias. 1861.a. avastas ta spektraalanalüüsi abil uue elemendi - telliumi. Palju uuris ka W.Crookes füüsikalisi nähtusi, mis tekivad elektrivoolu juhtimisel läbi hõrendatud gaasi. Selle tulemusena avastas ta 1879.a. kaõõdkiired, mis kujutavad endast elektronide voogu. 1904.a. konstrueeris ta spintarskoobi - seadise, mis võimaldab kindlaks teha α -osakeste olemasolu.

M a r i e S k l o d o w s k a-C u r i e (1867-1934)

M.Sklodowska - Curie sündis 1867.a. Varssavis. 1891.a.

asus ta Pariisi elama, kus 1895.a. abiellus füüsik Pierre Curie'ga (1859 - 1906). Pariisi ülikooli lõpetas M. Curie 1898.a. hiilgevvalt. Huvituses A. Becquerelli avastatud erilise kiirgusest, hakkas M. Curie uurima selle nähtuse põhjusi. 1898.a. avastasidki abielupaar Curie kaks uut radioaktiivset elementi - polooniumi ja radiumi. Nii 1903.a. kaitstud doktori väitekirj, kui ka M. Curie edasine teaduslik tegevus oli täielikult pühendatud radioaktiivsuse ja radioaktiivsete elementide uurimisele.

M. Curie oli Pariisi ülikooli esimene naisprofessor ja Nobeli preemia laureaat.

I v a n e n k o, Dmitri Dmitrijevits (1904)

1941.a. alates on D.D. Ivanenko Moskva Riikliku Ülikooli professor. Ta esitas esimesena 1932.a. teooria, mille kohaselt satomituumad koosnevad prootonitest ja neutronitest. Ajavahemikus 1934 - 1936 pani D.D. Ivanenko aluse spetsiifiliste tuumajõudude teooriale. Ulatusliku teadusliku tegevuse eest määrati D.D. Ivanenkole 1950.a. riiklik preemia.

M o s e l e y, Henry (1887 - 1915)

H. Moseley lõpetas 1910.a. Oxfordi ülikooli. Samal aastal asus ta tööle Manchesteri ülikooli, kus töötas ka E. Rutherford. Uurides röntgenikiirte lainepikkusi, mida saadavad välja erinevatest keemilistest elementidest anoodid, avastas H. Moseley 1912.a. (ta oli siis vaid 25 - aastane) seaduspärasuse lainepikkuse pöördväärtuse ja elemendi järjenumbril vahel.

R u t h e r f o r d, Ernest (1871 - 1937)

E. Rutherford sündis Uus-Meremaal, kus 1894.a. lõpetas ka ülikooli. Juba üliõpilasena armastas ta iseseisvalt eksperimenteerida. Pärast ülikooli lõpetamist sõidab E. Rutherford Inglismaale ja asub tööle Cambridge'i ülikoolis. 1907 - 1919 on E. Rutherford professoriks

Manchesteri ülikoolis, alates 1919.a. aga töötab ta jälle Cambridge'i ülikoolis.

1907.a. hakkas E. Rutherford uurima α -osakeste läbitungimist õhukestest metallplaatidest. Selle tulemusena esitas ta 1911.a. atomi planetsarse mudeli.

E.Rutherfordi õpilasteks olid J.Chadwick, H.Moseley jt. inglise füüsikud, samuti tuntud teani füüsik N.Bohr. Nõukogude füüsikutest on tema juures töötanud P.L.Kapitza ja J.B. Hariton. E.Rutherford oli Londoni Kuningliku Seltsi liige ja NSVL Teaduste Akadeemia auliige. 1911.a. määrati E. Rutherfordile Nobeli preemia.

S t o n e y, George Johnstone (1826 - 1911)

G.Stoney sündis 1826.a. Iirimsel. Ta lõpetas Dublini kolledži. Arvukalt ilmus Stoney'lt töid optikast, kuid oma parimaks tööks peab ta 1868.a. valminud astrofüüsika alast uurimust. G.Stoney soovitas 1891.a. kasutusele võtta nimetuse "elektron".

PERIOODI	READ	I RÜHM	II RÜHM	III RÜHM	IV RÜHM	V RÜHM	VI RÜHM	VII RÜHM	VIII RÜHM				ELEKTROON- KIND			
I	1	1 H 1,00797							2 He 4,0026					K		
II	2	3 Li 6,939	4 Be 9,0122	5 B 10,81	6 C 12,01115	7 N 14,0067	8 O 15,9994	9 F 18,9984	10 Ne 20,183					L K		
III	3	11 Na 22,9898	12 Mg 24,312	13 Al 26,9815	14 Si 28,086	15 P 30,9738	16 S 32,064	17 Cl 35,453	18 Ar 36,948					M L K		
IV	4	19 K 39,102	20 Ca 40,08	21 Sc 44,956	22 Ti 47,90	23 V 50,942	24 Cr 51,995	25 Mn 54,9380	26 Fe 55,847	27 Co 58,9332	28 Ni 58,71			N M L K		
	5	29 Cu 63,54	30 Zn 65,37	31 Ga 69,72	32 Ge 72,59	33 As 74,9216	34 Se 78,96	35 Br 78,909	36 Kr 83,60					V M L K		
V	6	37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,905	40 Zr 91,22	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc (80)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,905	46 Pd 106,4			O W M L K		
	7	47 Ag 107,87	48 Cd 112,40	49 In 114,82	50 Sn 118,69	51 Sb 121,75	52 Te 127,60	53 I 126,9044	54 Xe 131,30					O W M L K		
VI	8	55 Cs 132,905	56 Ba 137,34	57* La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,948	74 W 183,85	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,09			P O W M L K		
	9	79 Au 196,967	80 Hg 200,59	81 Tl 204,37	82 Pb 207,19	83 Bi 208,980	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)					P O W M L K		
VII	10	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89** Ac (227)	104 Ku (260)							S O W M L K				
OKSIDI TÜÜPVALEM		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄							
VESIKUÜHENDI TÜÜPVALEM					RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH								
* LANTANIIDID		58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,35	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97	P O W M L K
** AKTIINIIDID		90 Th 232,038	91 Pa (231)	92 U 238,03	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (249)	98 Cf (249)	99 Es (254)	100 Fm (255)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lw (261)	S O W M L K

S I S U K O R D

	lk.
E e s s õ n a	3
1. Aatomi keerulise ehituse eksperimentaal- sed tõestused	5
2. Aatomi koostisosad	11
3. Aatomi elektroniline ehitus	17
4. Keemiliste elementide perioodilisuse süsteem ja aatomi ehitus	29
5. Keemiline side	42
Eluloolisi andmeid aatomi ehitust uuri- nud teadlaste kohta	57
D.I. Mendelejevi keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi tabel	60

A. Тьядсепп

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Опытный материал для УИ класса

На эстонском языке

Тартуский государственный университет
ЗССР, г. Тарту, ул. Длинноли, 18

Vastutav toimetaja K. Toim

=====

TRÜ rotaprint 1968. Paljundamisele antud 2.XII 1968.
Trüki poognaid 4. Tingtrüki poognaid 3,72. Arvestus-
poognaid 2,46. Trüki arv 400. Paber 30 x 42.1/4.

MB 09526. Tell. nr. 735.

Hind 10 kop.

Hind 10 kop.

A-29550

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00447590 3