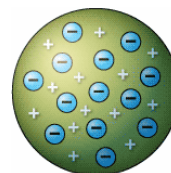


1. AATOMI EHTUS

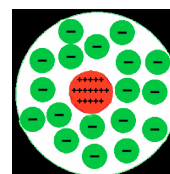
RAUDVARA

1.1 Erinevad aatomimudelid ajas

Thomson: aatom on "positiivse elektri meri", millesse on korrapäraselt paigutatud elektronid: "rosinapuding".



Thomson



Rutherford

Rutherford: aatomi kese on tuum, mille ümber tiirlevad elektronid (justkui planeedid Päikese ümber): "planetaarne mudel".



Bohr

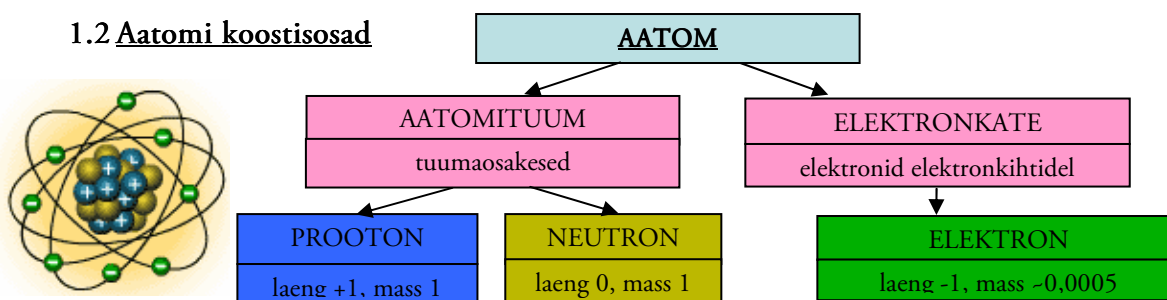


Tänapäev

Bohr: elektronid jaotuvad energiatasemete järgi kihtidesse (tiirlevad kindlatel orbitaalidel)

Tänapäeval: alakihid ja elektronpilved

1.2 Aatomi koostisosad



1.3 Keemiline element ja perioodilisustabel

Keemiline element on kindla tuumalaenguga aatomite liik.

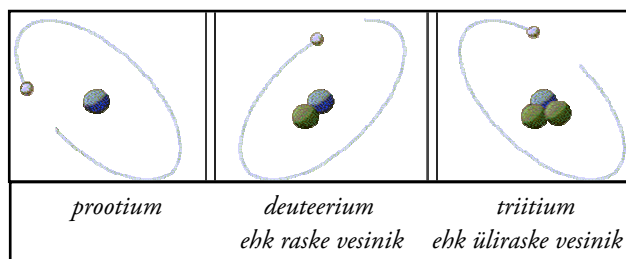
↓ VIIA
→ 9
F
Fluor
18,998

aatomnumber (Z) = tuumalaeng = prootonite arv = elektronide arv
aatommass ~ massiarv (A) = tuumaosakeste arv (prootonid+neutronid)
perioodi number = elektronkihtide arv
A- rühma number = väliskihi elektronide arv

B-rühmade elementide väliskihil on tavaliselt 2 elektroni (nt Fe, Zn, Cr, Mn), harvem 1 (nt Ag, Au, Cu)!

Et keemilise elemendi määrab ära tuumalaeng, siis on sama elemendi aatomite tuumades alati ühesugune arv prootoneid, ent neutronite arv võib olla erinev.

Isotoobid on sama keemilise elemendi aatomid, mis erinevad üksteisest neutronite arvu ja seetõttu massiarvu poolest. Lisaks levinuimale vesinikule, mille tuum on vaid üks prooton, on ka selliseid vesiniku aatomeid, milles on üks või kaks neutronit (raske ja üliraske vesinik).



1.4 Elektronkate ehitus

Elektronkate koosneb **elektronkihtidest**. Mida „kaugemal” on elektronkiht tuumast, seda suurema energiaga elektronid seal tiirlevad.

Igal elektronkihil võib olla teatud arv elektrone, mis leitakse valemist $2n^2$, kus „n” on kihi number:

1. kihil võib olla maksimaalselt 2 elektroni; 2. kihil kuni $2 \cdot 2^2 = 8$ elektroni; 3. kihil kuni $2 \cdot 3^2 = 18$ elektroni; 4 kihil kuni $2 \cdot 4^2 = 32$ elektroni; välisel kihil võib olla maksimaalselt 8 elektroni.

Elektronskeem näitab elektronide paiknemist elektronkihtide kaupa.

Eelviimase kihi elektronide arv tuleb arvutada: elektronide üldarvust lahutatakse ülejäänud kihtid elektronide arv.

P: +15 | 2)8)5) Fe: +26 | 2)8)14)2) (26-2-2-8=14)

1.5 Elektronpilve ja orbitaali mõiste, alakihid

Elektronid liiguvad aatomis ülikiiresti (korraka pole võimalik täpselt määrata elektroni liikumise kiirust ja asukohta ruumis) ning moodustavad seetõttu nn **elektronpilve**: nende laeng on justkui laiali määratud. **Orbitaal** on ruumiosa aatomis, kus elektroni leidumise tõenäosus on suur ehk elektronpilv tihe. Üks orbitaal mahutab max 2 elektroni. Kaks ühe ja sama orbitaali elektroni annavad **elektronpaari**. Kui orbitaalil asub 1 elektron, nimetatakse seda **paardumata** elektroniks.

Orbitaalide tähistused ja orbitaalide arvud:

s-orbitaalid: 1 tk (kokku mahub 2 e-) **kerakujuline**

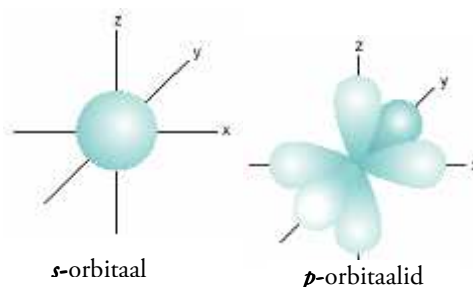
p-orbitaalid: 3 tk (mahub kuni 6 e-)

hantlikujulised (ruumiline kaheksa)

d-orbitaalid: 5 tk (kuni 10 e-)

f-orbitaalid: 7 tk (kuni 14 e-)

Ühesugused orbitaalid moodustavad vastava **alakihi**.



Niisiis: Aatomi elektronkate jaguneb elektronkihtideks, mis omakorda alakihideks. Ühe alakihi moodustavad sarnase kujuga orbitaalidel liikuvad elektronid: nt kõik 2. elektronikihi elektronid, mis liiguvad hantlikujulistel orbitaalidel ehk *p*-orbitaalidel annavad 2*p*-alakihi; kõik 5. elektronikihi elektronid, mis liiguvad kerakujulisel orbitaalil ehk *s*-orbitaalil, annavad 5*s*-alakihi jne.

1.6 Elektronkihid, alakihid, orbitaalid, elektronide koguarvud

Kihi number	Alakiht	Orbitaale kokku	Elektrone orbitaalidel	Elektronide koguarv
1.	1s	1	2	2
2.	2s	1	2	8
	2p	3	6	
3.	3s	1	2	18
	3p	3	6	
	3d	5	10	
4.	4s	1	2	32
	4p	3	6	
	4d	5	10	
	4f	7	14	

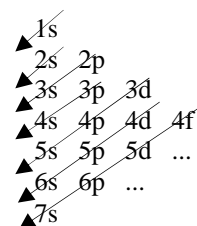
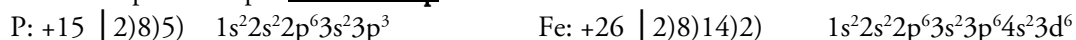
1.7 Elektronvalem ja ruutskeem

Elektronvalem näitab elektronide paiknemist mitte ainult elektronkihiti, vaid ka **alakihi**.

Alakihid täituvad **energiataseme kasvu järgi**. Enne ei hakka täituma uus alakiht, kui eelmine pole täitunud.

Energia kasv:

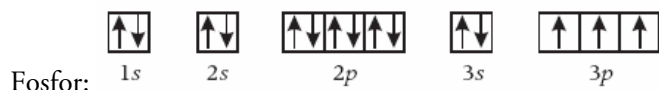
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s \dots$$



Ruutskeem näitab elektronide paiknemist nii alakihi kui ka **orbitaalide** kaupa.

Ühte orbitaali märgib üks kastike, millel võib asuda kas üks elektron või kaks elektroni, vastavalt **paardumata elektron** või **elektronpaar**.

Hundi reegel – alles siis, kui kõigil sama alakihi orbitaalidel on olemas üks elektron, algab nende täitumine teise elektroniga.



1.8 Ioonid ja nende teke

Ioon on laenguga aatom või aatomite rühm. Neutraalses aatomis on prootonite ja elektronide arv võrdne. Kui aatom **liidab või loovutab elektrone**, omandab ta laengu, muutudes iooniks.

Kui aatom loovutab elektrone, saab temast positiivne ioon ehk **katioon**.

Kui aatom liidab elektrone, saab temast negatiivne ioon ehk **anioon**.

Ioonide teke lähtub **elektronokteti** põhimõttest: soov minna püsivasse 8 väliskihi elektroniga olekusse.

Kloor

Cl: +17 | 2)8)7) 17 prootonit, 17 elektroni

$\text{Cl}^0 + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$ liidab 1 elektroni

Cl^- : +17 | 2)8)8) 17 prootonit, 18 elektroni

Kaltsium

Ca: +20 | 2)8)8)2) 20 prootonit, 20 elektroni

$\text{Ca}^0 - 2e^- \rightarrow \text{Ca}^{2+}$ loovutab 2 elektroni

Ca^{2+} : +20 | 2)8)8) 20 prootonit, 18 elektroni

Argoon

Ar: +18 | 2)8)8) 18 prootonit, 18 elektroni

Näeme, et täpselt ühesugune elektronkatte ehitus (18 elektroni ehk elektronvalem $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) on nii argooni aatomil kui ka kaltsiumi ioonil ja kloori ioonil (kloriidioonil).

Argooni aatomiga ühesugune elektronkatte ehitus annab näiteks kaltsiumi ioonile võrreldes kaltsiumi aatomiga väga suure püsivuse: kaltsium lihtainena reageerib veega, moodustades kaltsiumioonid; kaltsiumioonid omakorda püsivad aga vees muutumatuna. Kloor on lihtainena (kaheaatomiliste molekulidena) agressiivne gaas, tugev oksüdeerija, mida looduses ei leidu; kloriidioone esineb seevastu märgatavas koguses merevees ning nad püsivad seal muutumatuna.

1.9 Perioodilisusseadus

Elementide ning neist moodustunud lihtainete ja liitainete omadused on **perioodilises sõltuvuses** aatomituuma laengu suuruselt (järjenumbrist).

Kui järjestada elemendid tuumalaengu järgi vahemikus +3...+18, selgub, et väga aktiivsete metallide vahele jääb tuumalaengu kasv kaheksa võrra, samuti on selline vahemik väga agressiivsete mittemetalliliste elementide vahel ja väga stabiilsete väärismetallide vahel.

Kui uurime näiteks elemente $\text{Li} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{K}$ (tuumalaengud +3, +11 ja +19), leiame sarnaseid omadusi:

- metallilised elemendid, eelistavad elektrone loovutada
- lihtainena hõbevalged metallid, millel on väike tihedus ja kõrge keemiline aktiivsus
- nende oksiididel on tugevalt aluselised omadused: annavad veega reageerides hüdroksiide
- nende kloriidid, sulfaadid, nitraadid lahustuvad hästi vees

Tänu omaduste perioodilisele korduvusele saab **sarnaste omadustega elemendid** paigutada perioodilisustabelis üksteise alla **ühte rühma**, alustades nii aeg-ajalt uut perioodi.

1.10 Elementide metalliliste ja mittemetalliliste omaduste muutus perioodilisustabelis

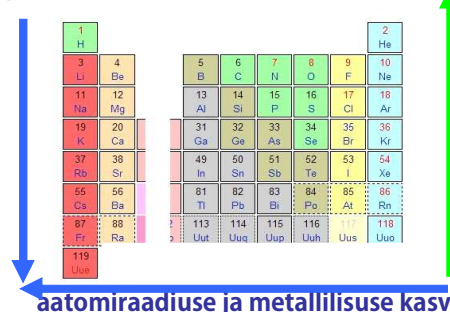
Metallilistele elementidele on iseloomulik elektrone loovutada, mittemetallilistele elementidele neid liita. Elektrone loovutada on seda kergem, mida nõrgem on tuuma mõju välise elektronikihi elektronidele.

Kuidas ja miks **väheneb tuuma mõju väliskihi elektronidele ehk kasvab elementide metallilisus?**

- **rühmas ülevalt alla**, sest elektronikihtide arvu kasvamise tõttu suureneb aatomi raadius ehk väline elektronikiht kaugeneb tuumast;
- **perioodis paremalt vasakule**, sest väheneb tuumalaeng (ja ühtlasi kasvab ka aatomi raadius)

Elemendi **mittemetallilisust iseloomustab elektronegatiivsus** ehk aatomi võime siduda endaga elektrone. Elemendi **mittemetallilisus ja elektronegatiivsus kasvavad rühmas alt üles ja perioodis vasakult paremale**, sest sellistes suunades väheneb aatomi raadius ja suureneb tuuma mõju väliskihile, kuhu elektrone liidetakse.

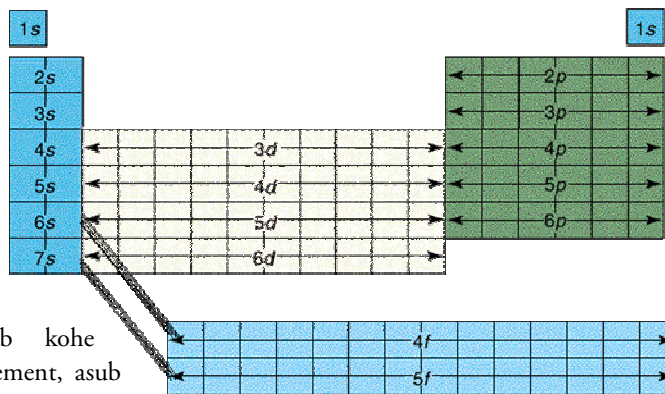
elektronegatiivsuse ja mittemetallilisuse kasv



1.11 Elemendid perioodilisustabelis ja tüüpilised oksüdatsiooniastmed

Elemente võib liigitada selle alusel, milline on kõrgeima energiaga alakiht, millel asuvad elektronid:

- *s*-elemendid (IA, IIA)
- *p*-elemendid (IIIA–VIIIA)
- *d*-elemendid (siirdemetallid B-rühmades)
- *f*-elemendid (lantanoidid ja aktinoidid)



Nõnda on võimalik elektronvalemist ka üpris palju lisainfot välja lugeda.

Näiteks elektronvalemi lõpp $\dots 4s^2 3d^{10} 4p^3$ annab kohe informatsiooni, et element asub 4. perioodis, on *p*-element, asub seega A-rühmades (VA rühmas, kuivõrd väliskihil on 5 elektroni).

Element, mille aatomit iseloomustava elektronvalemi lõpp on aga $\dots 4s^2 3d^3$ on aga 4. perioodi element (olemas 4. kihil *s*-alakiht ehk 4*s*-alakiht). See element asub aga B-rühmas (on *d*-element, sest kõrgeima energiaga alakiht on 3*d*).

s- ja *p*-elemendid ehk A-rühmad

- **metallide** kõrgeim oksüdatsiooniaste võrdne rühmanumbriga; madalaim 0, sest metalliliste elementide aatomid elektrone ei liida;
- **mittemetallide** kõrgeim oksüdatsiooniaste võrdne rühmanumbriga; madalaim rühma number miinus kaheksa (va O ja F ja H).

d-elemendid ehk B-rühmad

- **metallidel** puudub kindel o.a.; nad võivad loovutada kõik väliskihi elektronid või osa ka eelviimaselt kihilt.
Fe: II või III; Cu: peamiselt II, aga võib olla ka I; Zn: II ja Ag: I...

1.12 Tüüpühendite valemite koostamine iseloomulike oksüdatsiooniastmete abil

Olgu ülesanne koostada naatriumile ja väävlile kõrgeima oa-ga oksiidi valem. Et naatrium on IA rühmas, on tema kõrgeim oa I; väävlil aga VIA rühmas paiknemise tõttu VI. Saame oksiidide valemiteks Na_2O ja SO_3 , mis on üldkujult iseloomulikud kogu rühmale.

Et teame vääveltrioksiidi vastavust väävelhappega (H_2SO_4), saame sama vastavuse kanda üle näiteks VIA rühmas samuti paiknevale seleenile. Võime eeldada, et seleen annab nii seleentrioksiidi SeO_3 kui ka seleenhappe H_2SeO_4 , mis ka tegelikult nii on.

Mittemetallidele on võimalik koostada ka minimaalse oa-ga vesinikühendi valem, kuivõrd vesinik on mittemetallide hulgas võrdlemisi madala elektronegatiivsusega ja pigem loovutab elektrone ehk on ise oa-s I. Näiteks süsinik annab vesinikuga ühendi CH_4 , milles tema oa on minimaalne ehk –IV (rühma number miinus 8), väävel annab aga ühendi H_2S , milles on väävli oa –II (taas rühma number miinus 8).

On oluline märkida, et vesinikühendite valemite kirjutamisel on IVA ja VA elementide ühendite korral vesinik vastava elemendi järel ja VIA ning VIIA puhul ees (vrld CH_4 ja H_2S).

Rühma number	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Oksiidi tüüpivalem (E kõrgeim oa)	E_2O I nt Na_2O	EO II nt CaO	E_2O_3 III nt Al_2O_3	EO_2 IV nt CO_2	E_2O_5 V nt N_2O_5	EO_3 VI nt SO_3	E_2O_7 VII nt Cl_2O_7
Vesinikühendi tüüpivalem (E madalaim oa)	metallid ei anna negatiivset oa-d			EH_4 -IV nt CH_4	EH_3 -III nt NH_3	H_2E -II nt H_2S	HE -I nt HCl