

Aine

Ants Aader

1. mai 2023. a.

Aatomid, molekulid, ioonid

Aine ehitus

Siinkohal kiire ülevaade I mooduli sisust.

- Aatomi ehitus.**
 - Aatomi ehituse ajaloolised mudelid;
 - Aatomi ehitus (kaasaegsest) füüsikast nähtuna;
- Perioodilisuse tabeli seos keemiliste elementide omadustega**
Perioodilisuse tabel tuleneb otseselt kvantfüüsikast ja neljast kvantarvust.
- Aatomite (ja molekulide) vahelised sidemed (keemilised sidemed).**

Keemiline side on keemikute mõiste, füüsikute jaoks on „keemiline side” elektromagnetvastasmõju erinimeliste eletrilaengute tõmbumine.

Molekulid

Molekul koosneb ühe või mitme aine aatomitest. Kui molekuli kogu elektrilaeng on kolmes mõõtmes sümmeetriliselt jaotunud, siis molekul ei reageeri sel põhjusel, et elektriväli on ühtlaselt sümmeetriline. Selline olukord on väärisgaaside aatomitel, kus välimised (ja sisemised) elektronide leiulained¹ on kolmes mõõtmes väga sümmeetriliselt jaotunud.

Aatomid

Aatom koosneb aatomituumast ja selle ümber olevast elektronkattest.

Aatomituumas asuvad positiivse laenguga prootonid ja null-laenguga neutronid. Aatomituumade ümber on negatiivse laenguga elektronidest koosnev elektronkate.

Positiivse kogulaenguga aatomituum tõmbab negatiivse laenguga elektronkatet ja vastupidi.

Aatomituum

Aatomituumade kohta pole seniajani häid mudeleid, pole teada, kuidas prootonid ja neutronid aatomituumas paiknevad.

Siiski on selge see, et positiivse laenguga prootonite vahel on null-laenguga neutronid, mis vähendavad prootonite-vahelisi tõukejõude (samanimelised laengud tõukuvad).

Mida rohkem on prootoneid, seda rohkem läheb vaja neutroneid, et tasakaalustada samanimeliste laengute tõukumist.

¹Leiulaine on elektroni tõenäoline esinemine teatud ruumpunktis. „Kõva” elektron on elektroni**välja** ergastatud avaldus. „Kõva osake” on nagu lainehari, millel on jõud ja impulss ja „lööb valusalt”.

Tuuma hoiab koos tugeva vastasmõju väli, aga selle välja mõjukaugus on väga lühike. Seetõttu hakkab üha suurem aatomituum lagunema ja looduslikult pikaaegse püsiva aatomituumaprootonite arv on 92, see on uraani aatom. Suurema prootonite arvuga aatomituumad lagunevad juba kiiresti, kuni selleni, et prootoniarvuga üle 100 aatomituumad püsivad koos vähem kui nano- või isegi pikosekundi jooksul.

Elektronkate

Elektronkatte ehitus

Elektronkatte ehitus pärineb elektroni neljast kvantarvust.

1. Esimene kvantarv määrab elektroni kihtide arvu.
Seega üks, tähendab esimest perioodi, kaks tähendab teist perioodi, jne.
2. Teine kvantarv määrab orbitaalide erinevate kujude arvu ehk alamorbitaalide arvu
 - (a) Seega üks määrab selle, et esimeses perioodis on ainult s-orbitaal;
 - (b) kaks määrab selle, et teises perioodis on s- ja p-orbitaal;
 - (c) kolm määrab selle, et kolmandas perioodis on s-, p-, ja d-orbitaal (kuigi, see (d-orbitaal!) hakkab hiljem täituma)
3. Kolmas kvantarv määrab, mitu kohta on alamorbitaalil:
 - (a) esimeses reas üks koht s-orbitaalil;
 - (b) teises reas kolm kohta p-orbitaalil;
 - (c) kolmandas reas viis kohta d-orbitaalil;
 - (d) neljandas reas seitse kohta f-orbitaalil; jne.
4. Neljas kvantarv määrab „spinni”, mis lubab igale alamorbitaali kohale **kaks, vastupidiste spinnidega** elektroni.
SEEGA, kolmandat kvantarvu väärtust kahe korrutades saab tulemuse, mis annab elektronide arvu alamorbitaalidel.
Spin kannab endas magnetmomenti ning paljude ühesuunaliste spinnidega elektronide olemasolul on SEE element magnetiliste omadustega. Sellest edaspidi.

Elektronide esinemise tõenäosuspilved ehk *orbitaalide* kuju

Piltidel toodud elektroni orbitaalid on elektronide esinemise tõenäosuse pilved. Ehk väga suure tõenäosusega on nad selle pilve sees, ja väga väikese tõenäosusega võivad nad olla natuke pilvest väljaspool.

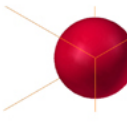
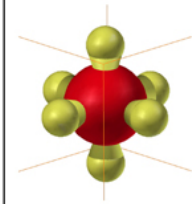
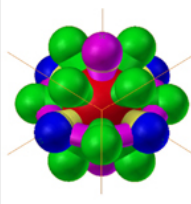
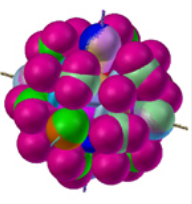
Iga perioodilisuse tabeli rida on elektronkattes üks kiht elektrone.

Ruumiliselt on iga kiht eelmise peal ning sinna mahub elektrone rohkem. Igas kihis leiduvate elektronide arvu valem on järgmine:

$$x = 2 \cdot n^2 \quad (1.1)$$

kus x on elektronide arv ja n on rea/perioodi number. Esimeses reas on $2 \cdot 1^2 = 2$, teises $2 \cdot 2^2 = 8$, kolmandas $2 \cdot 3^2 = 18$, jne. Kaks tuleneb sellest, et igal orbitaalil on kaks vastupidise spinniga elektroni.

Joonisel 1.1 on elektronide esinemise tõenäosuspilved elektronide täiskomplekti korral.

Accommodating Atomic Electrons at the Same Period Level				
# e in level	2	8	18	32
spdf Model				
Orbitals/Lobes/Tori	1/1/0	4/7/0	9/25/1	16/67/3 Cubic 16/63/7 General

Joonis 1.1: s-, p-, d-, f-orbitaalide elektronide esinemise tõenäosuse kuju, kui kõik elektronid on olemas

<https://pages.swcp.com/~jmw-mcw/Parsing%20the%20spdf%20electron%20orbital%20model.htm>

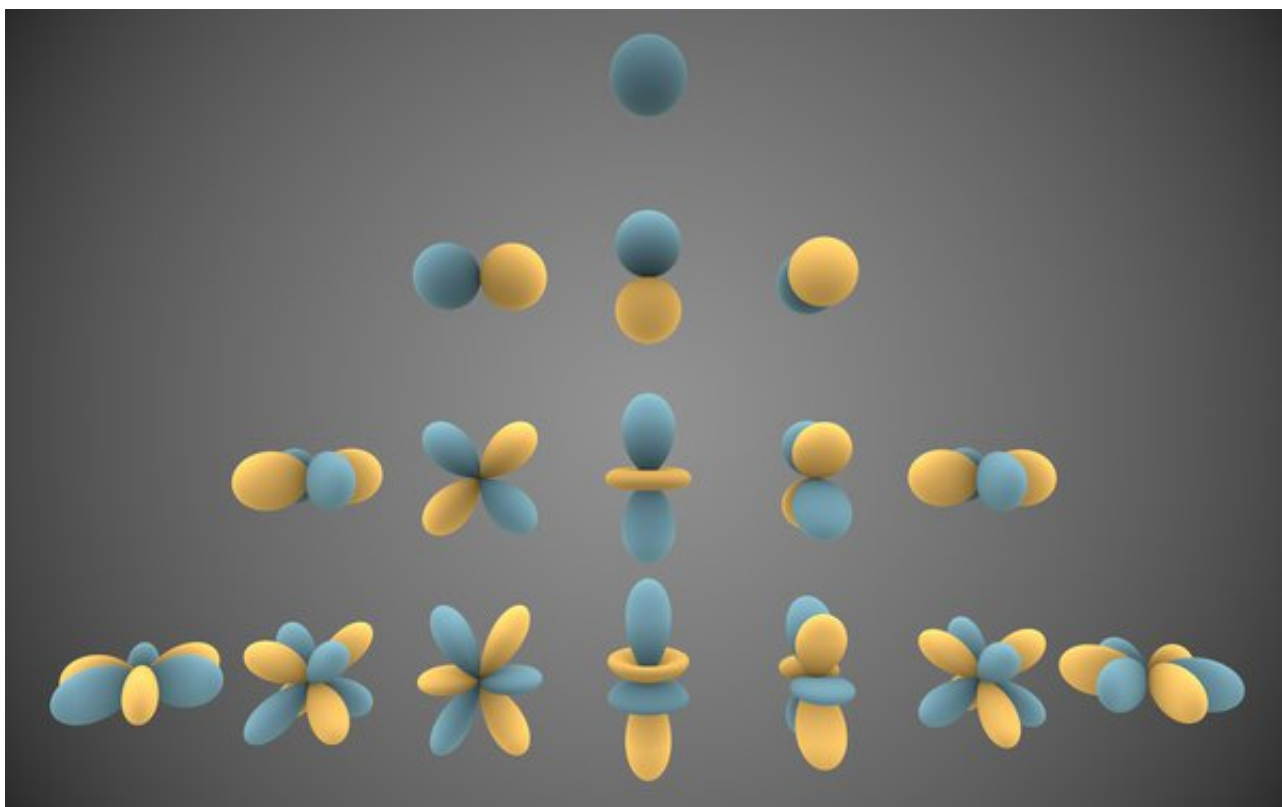
Joonisel 1.2 on elektronide esinemise tõenäosuspilved iga rea / perioodi kohta eraldi, sealjuures iga elektronpaari kohta ka eraldi.

THE spdf ORBITALS							Joel M Williams ©2013		
(An artistic rendition)							JWW 11±11		
TYPE	SET	INDIVIDUAL ORBITALS						COLLECTIVE	
f	Cubic								
	General								
d	Common								
	"Tri-torus"								
p									
s									

Joonis 1.2: s-, p-, d-, f-orbitaalide elektronide esinemise tõenäosuse kuju elektronpaarida kaupa igas reas eraldi

<https://pages.swcp.com/~jmw-mcw/Parsing%20the%20spdf%20electron%20orbital%20model.htm>

Orbitaalide kuju on joonisel 1.3. Ülemine rida s-orbitaal, ülevalt teine p-orbitaalid, kolmas d-orbitaalid, neljas f-orbitaalid.



Joonis 1.3: Orbitaalide kuju

<https://qph.cf2.quoracdn.net/main-qimg-8bc02eb2718f16a7d555ed0d4bb5e682-pjlq>

Elektronkatte täitumise järjekord

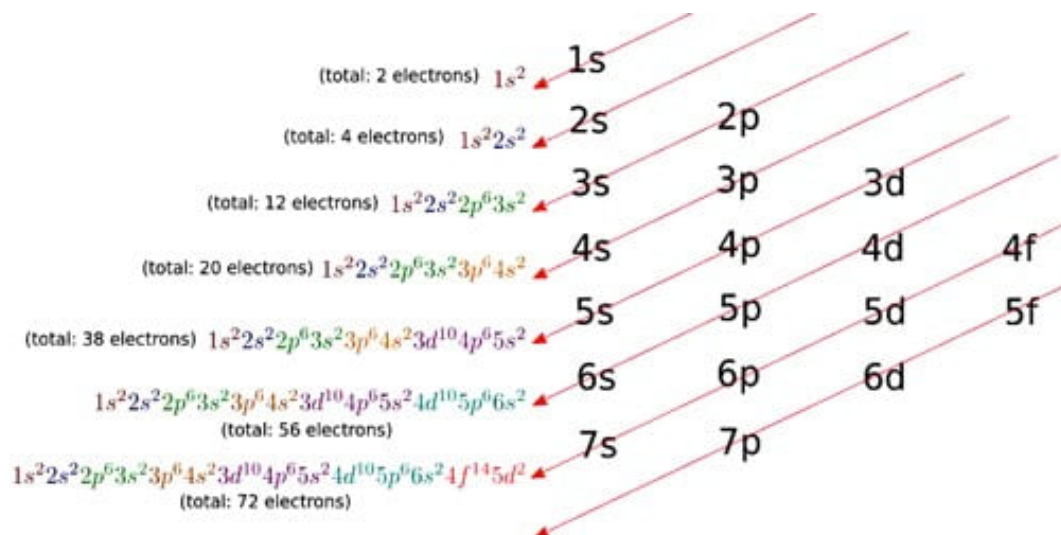
Joonisel 1.4 on elektronide ruutskeem kõrvutatud elektronkatte valemiga.

Element	Total Electrons	Orbital Diagram						Electron Configuration
		1s	2s	2p			3s	
Li	3	↑↓	↑					$1s^2 2s^1$
Be	4	↑↓	↑↓					$1s^2 2s^2$
B	5	↑↓	↑↓	↑				$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	↑↓	↑↓	↑	↑			$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	↑↓	↑↓	↑	↑	↑		$1s^2 2s^2 2p^3$
Ne	10	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Joonis 1.4: Elektroni ruutskeem ja elektronkatte valem

<https://assignmentpoint.com/electron-configuration/>

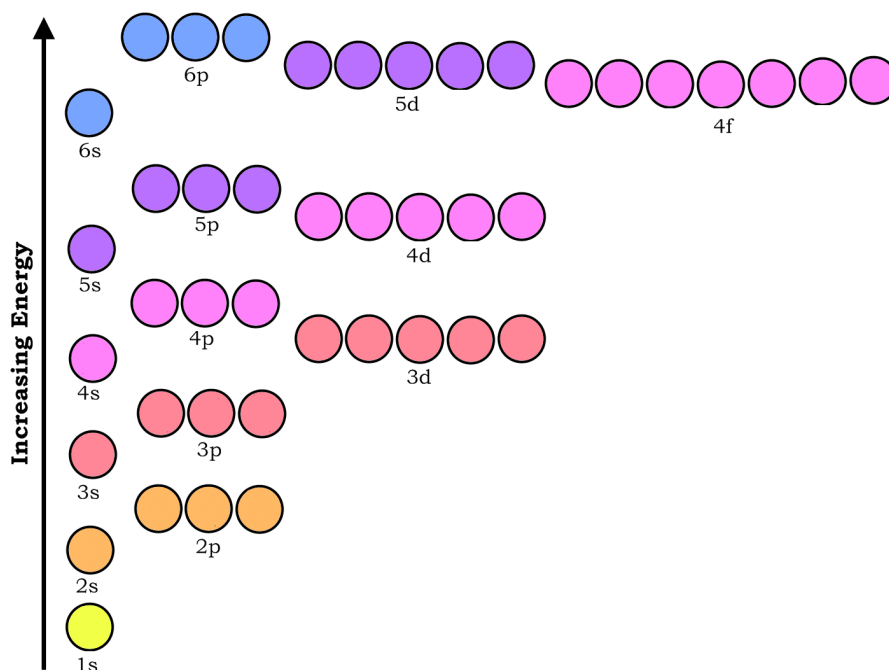
Joonisel 1.5 on elektronkattes elektronide täitumise järjekord.



Joonis 1.5: Elektrokatte täitumise järjekorra skeem

<https://assignmentpoint.com/electron-configuration/>

Joonisel 1.6 on elektronkattes elektronide täitumise järjekorra põhjus — see on energia tase-mete erinevus. Kõigepealt täituvad madalama energiatasemega „orbitaalid”, siis järjest kõrgema energiatasemega „orbitaalid”.



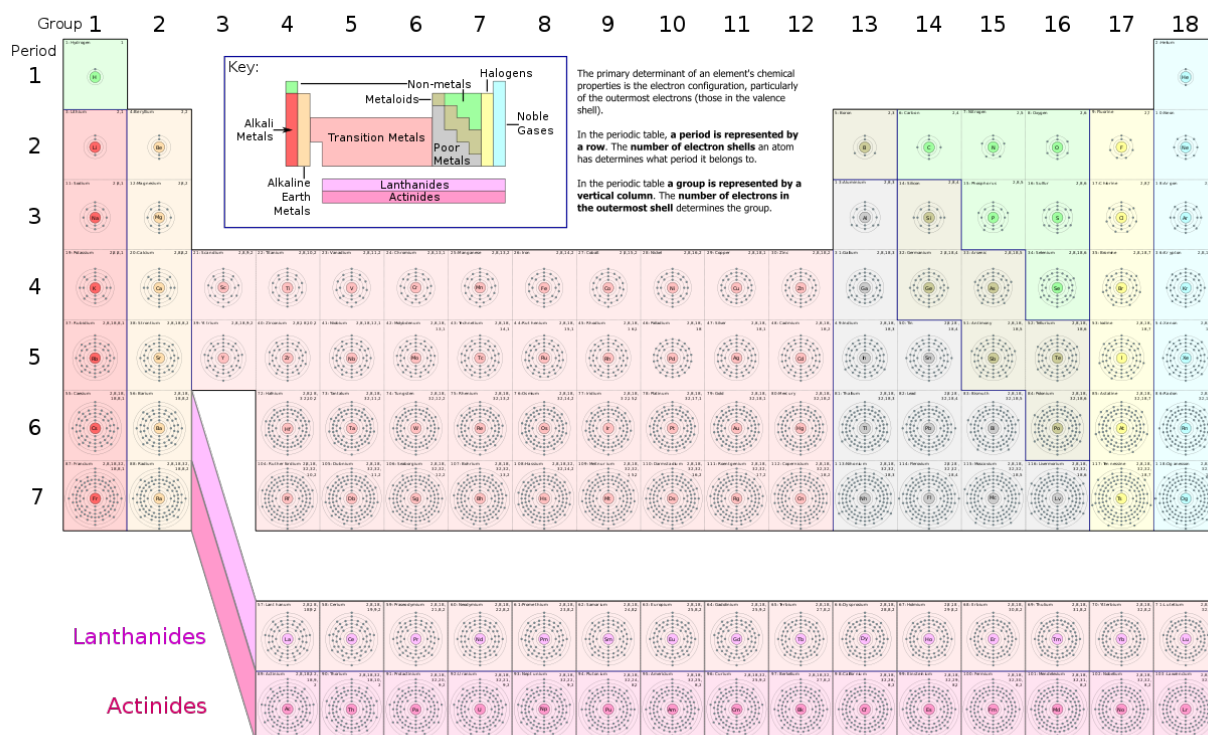
Joonis 1.6: Elektrokatte täitumise järjekorra põhjus - energiatasemete väärtuste erinevus

<https://www.ck12.org/user:cnhzh25lckbuzzjlmxmi5tby51cw../section/electron-configurations/>

Elektronkate ei täitu päris reeglipäraselt. Siia tulevad erandid ning see MÕJUTAB KA nende elementide käitumist. Erandide reegel on järgmine: kuna elektronid tänu oma samanimelisele elektrilaengule üksteist tõukavad, siis elektronid eelistavad olla oma tõenäosus pilves ühekaupa → kui on valida, kas üks elektron s-„orbitaalil” ja peaaegu täis d-„orbitaal”, siis s-„orbitaali” elektron asub hoopis d-„orbitaalil” →, seega kogu d-„orbitaal” on täis ning s-„orbitaal” on tühi. See kehtib nii täis- kui ka täpselt pooltäis-d-„orbitaali” kohta. Kehtib ka f-„orbitaali” kohta, aga sinna gümnaasiumiprogramm ei jõua.

tabel, kus on kõik kirjas ja erandid näha. VÕI ainult erandid...

Periodic Table of Elements Showing Electron Shells



Joonis 1.7: Elektronide arv elemendi kohta

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/a/a8/Periodic_Table_of_Elements_showing_Electron_Shells.svg/1280px-Periodic_Table_of_Elements_showing_Electron_Shells.svg.png

Elektrontiheduste mudelid

Elektrontiheduste mudelid väga selgesti näitavad, et aatomid ja molekulid on sageli polaarsed.

Polaarne aatom ja molekul reageerib seda rohkem, mida polaarsem ta on, sest see põhineb erinevate elektrilaengute tõmbumisele (elektromagnetism).

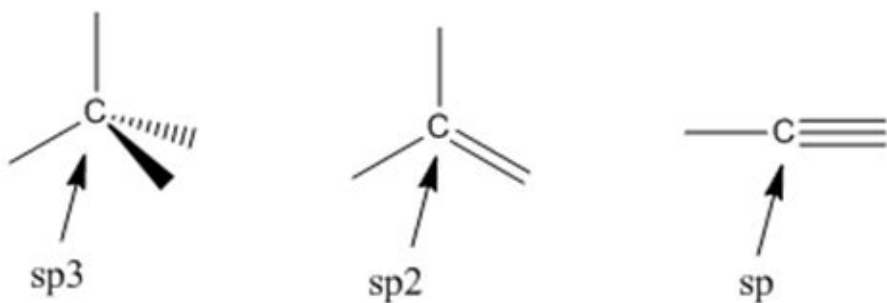
Kuigi, keemikud kutsuvad seda tulemust keemiliseks sidemeks.

Lühidalt on toodud sp , sp^2 , sp^3 hübrisatsioonid.

sp ja sp^2 orbitaalide ruumiline kuju on tasapinnaline. Seetõttu on mitmed muidu tekkeliselt polaarset molekule mittepolaarsed.

Näiteks CO_2 molekul on ruumiliselt $O = C = O$ ning koosneb kahest süsiniku-hapniku vahelisest kaksiksidemest. Samamoodi on tasandiline SO_3 molekul, kus hapniku aatomite vaheline nurk on $360/3 = 120$ kraadi.

Hybridization of the carbon atom



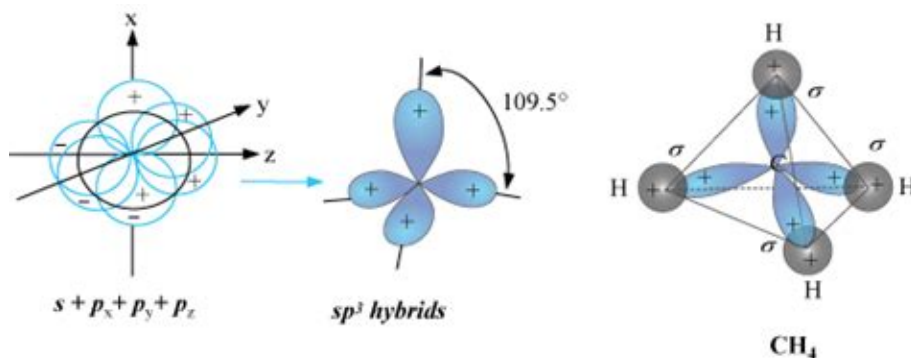
MCAT-Review.org

Joonis 1.8: sp

<https://www.quora.com/What-are-the-examples-of-sp3-hybridisation>

sp^3

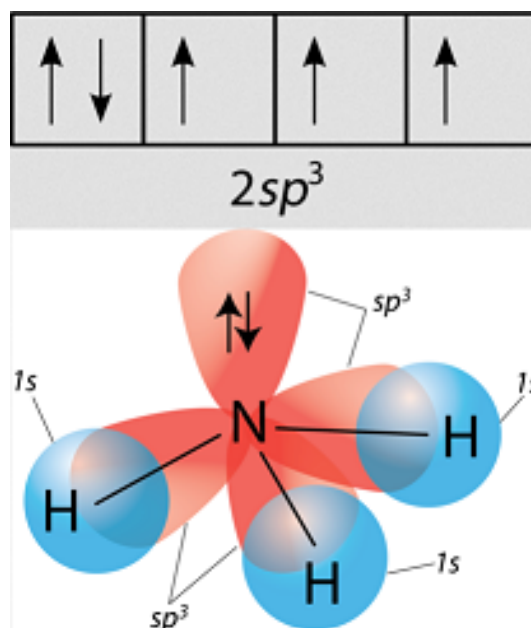
sp^3 hübridiseerumine on omane süsinikuaatomile, näiteks metaani puhul. Sel puhul ühtlustuvad ühe s -orbitaali elektroni ning kolme p -orbitaali energiatasemed ning ruumiline kuju muutub tetraedriks.



Joonis 1.9: sp^3

<https://meritnation.com>

Ammoniaagil (ingl. ammonium) pole kolm **p-orbitaali**, kuhu on liitunud vesinikuaatomid ja ühte **s-orbitaali**, kus on paardumata elektronipaar. Selle asemel on kõik neli suunda võrdselt hübridiseerunud, sp^3 hübridisatsioon.



Joonis 1.10: Ammoniaak, sp^3

https://useruploads.socratic.org/8SvXJWTEKvxMTyHbyra_ORBITALS_-_ammoniahybridization.png

loonid

Aatomis on elektrone ja prootoneid ühepalju, seega, aatomikogulaeng on 0.

Kardinaalselt teine olukord on siis, kui elektronkattes on üks elektronilaeng puudu või üle (vastavalt halogeenid või leelismetallid). Sel juhul on aatom elektriliselt väga tugeva polaarsusega ning sel põhjusel tõmbuvad sellised aatomid väga aktiivselt vastasmärgilise laenguga osakesi.

Selleks on väga sobivad vastasmärgilise laenguga osakesed (leelismetall + halogeen) ning sellist **(aatomite ja molekulide) ebasümmeetrilise elektrivälja tõttu tingitud tõmbumist nimetatakse keemiliseks reaktsiooniks.**²

Kui elektron liigub ühe aatomi juurest teise juurde, tekivad aatomite asemel ioonid (ioon ongi elektroni saanud või kaotanud aatom).

Mitte ainult aatomite, vaid ka molekulide ebasümmeetrilise elektrivälja tõttu toimub erinevate molekulide tõmbumine. Ideaalselt sümmeetrilise elektriväljaga molekulid on inaktiivsed, nad ei moodusta uusi komplekte (molekule).

Mitmest aatomist koosnevad laenguga osakest nimetame kas **aniooniks**, kui komplektil on elektri või mitu rohkem või **katiooniks**, kui komplektil on elektron või mitu puudu.

Kokkuvõte:

- aatomid moodustavad molekule
- aatomi elektroni saamine või kaotamine muudab aatomi iooniks.
- Keemilised reaktsioonid on elektrivälja toimel aatomite ja molekulide tõmbumised

Anioonid

Sool koosneb katioonidest ja anioonidest. Aniooniks võib olla üks aatom, aga võib olla aatomite-rühm. Teatud aatomite rühmad püsivad tugevamate sidemete tõttu tugevamini koos ning nad käituvad reaktsioonides tervikuna. Tugevamad sidemed on kovalentsed sidemed. Selleks, et endale õppimises kiire hüpe teha ja alles tagantjärele uurida, MIKS nad koos püsivad, on mõttekas nad MEELDE JÄTTA.

²(Sest elektronkatte reaktsioone uurivad keemikud. Aatomituuma reaktsioone uurivad füüsikud.)

Anioonide tabel.	O^{2-}	oksiid-anioon
	OH^{-}	hüdrokksiid-anioon
	S^{-2}	sulfiid-anioon
	SO_3^{2-}	sulfit-anioon
	SO_4^{2-}	sulfaat-anioon
	Cl^{-}	kloriid-anioon
	NO_3^{-}	nitraadi-anioon
	NO_2^{-}	nitriti-anioon
	PO_4^{3-}	fosfaat-anioon
	CN^{-}	tsüaniid-anioon
	H^{-}	hüdriid-anioon
	Fl^{-}	fluoriid-anioon
	Br^{-}	bromiid-anioon
	I^{-}	iodiid-anioon
	IO_3^{-}	iodaat-anioon
	ClO_3^{-}	kloraat-anioon
	MnO_4^{-}	permanganaat/manganaat(VII)-anioon
	CrO_4^{2-}	kromaat-anioon
	CrO_7^{2-}	dikromaat-anioon
	N^{3-}	nitriid-anioon
	CNO^{-}	tsüanaat-anioon
	SCN^{-}	tiotsüanaat-anioon
	$S_2O_3^{3-}$	tiosulfaat-anioon
	MnO_4^{3-}	hüpomanganaat/manganaat(V)-anioon
	$Mn_2O_6^{6-}$	dimanganaat/manganaat(III)-anioon

Katioonid

Enamus katioone on metalliioonid. Vähemus katioone on mitmeelemendi katioonid.

NH_4^{+} ammooniumkatioon $NH_3 + H^{+}$, 3D = tetraeeder

Elektronegatiivsus

Elektronegatiivsus on suhteline võime (molekulis või ühendis) siduda elektrone.

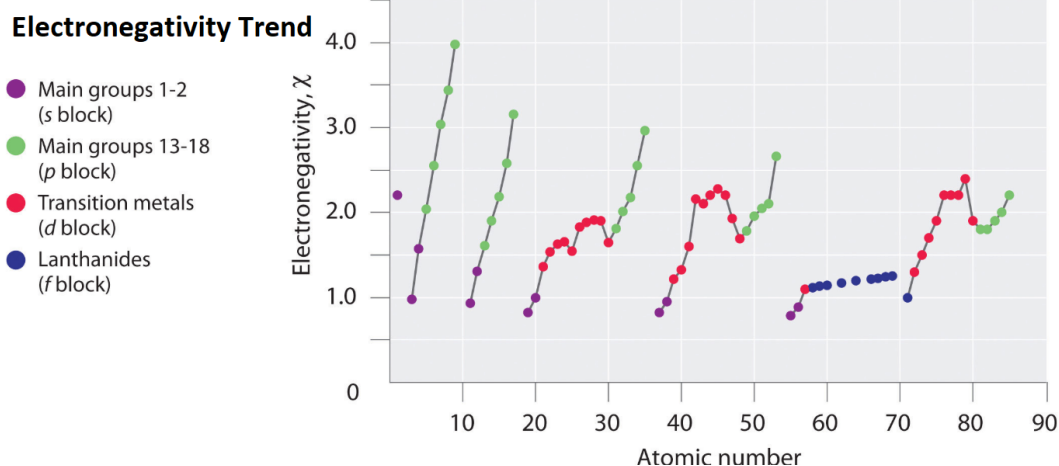
Elektronide kaugus tuumast on määratud Coulomb'i seadusega

$$F = k \frac{Q_1 Q_2}{r^2} \quad (1.2)$$

, kus F on jõud, Q on elektrilaeng suurus, r on elektrilaengute vaheline kaugus, k on konstant.

Kauguse suurenedes väheneb selle võimsus ruudus (valem 1.2). St. kui kaugus on 2, siis võimsus väheneb 4 korda; kui kaugus on 4, siis võimsus väheneb 16 korda.

See tähendab seda, et kaugemaid elektrone hoitakse oluliselt nõrgemini kinni. Seda trendi näeb joonisel 1.11.

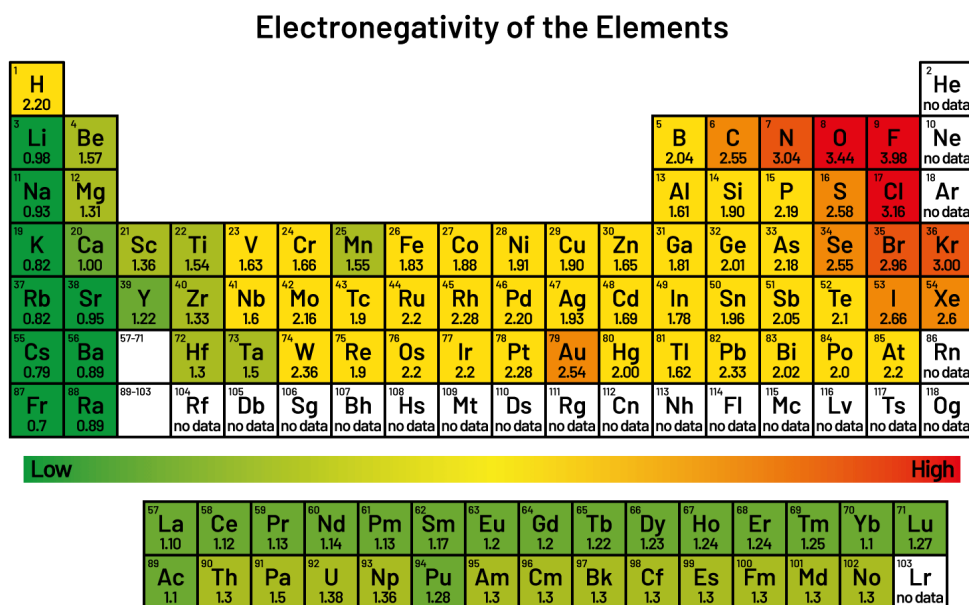


Joonis 1.11: Elektronegatiivuse muutumise trend

<https://educationcareeronline.com/electronegativity-trend/>

Elektronegatiivsust otseselt mõõta ei saa, seda arvutatakse kaudselt ning see on ühikuta suurus. Seega on kasutusel juba arvutatud väärtuste tabelid.

Elektronegatiivust kasutatakse ära keemilise sideme iseloomu hindamisel. Joonisel 1.12 on elektronegatiivsuse väärtused.



Joonis 1.12: Elektronegatiivuse väärtused

<https://sciencenotes.org/electronegativity-definition-and-trend/>

Keemiliste sidemete tüübid on üksteiseks üleminevad, seda on näha elektronegatiivsuste erinevustest, mis pole täisarvulised suurused, vaid on reaalarvud (ing.k. floating numbers).

Keemilise sideme tüübi määramisel

1. otsitakse mõlema elemendi elektronegatiivuse väärtus.
2. lahutatakse suuremast väärtusest väiksem, saadakse erivus ehk vahe (x)
3. saadud otsitavat **vahet** kasutatakse järgneva tabeli juures
 - kui vahe ehk erinevus on väiksem kui 0,4 ($x < 0,4$), siis tegemist on **kovalentse** sidemega
 - kui vahe ehk erinevus on vahemikus 0,4 - 1,8, ($0,4 < x < 1,8$), siis tegemist on **polaarse kovalentse** sidemega
 - kui vahe ehk erinevus on suurem kui 1,8, siis tegemist on **ioonilise** sidemega

NB. Tartu Ülikooli keemikud peavad ioonilise sideme erinevuse piiriks 1,8 asemel 1,9.

Sideme liik	võre tüüp	
Kovalentne side	molekulvõre	molekulaarsed ained paljud molekulaarsed ained — paljud mittemetallid Cl_2 I_2 P_4 S_8 — paljud mittemetallide ühendid) H_2S CO_2 P_4O_{10} PCl_5
	aatomitest koosnev kristallvõre	mittemolekulaarsed kovalentsed sidemed: mittemetallid, nagu teemant, grafiit, räni, punane fosfor. Paljud oksiidid: SiO_2 CuO Al_2O_3 Fe_2O_3 . Orgaanilisedlt polümeerid.
Iooniline side	ioonvõre	Ioonsed ained: soolad, nagu LiBr MgCl_2 NaNO_3 K_2SO_4 . Ioonsed oksiidid Li_2O CaO Leelised KOH Ba(OH)_2
Metalliline side	metallivõre	Metallid Na Mg Al Sn Fe Cu W

Oksüdatsiooniastmed JA elektronkatte täitumine.

Keemilised sidemed

Mis on keemilised sidemed ehk sissejuhatus keemilistesse sidemetesse

Kõik aatomid ja molekulid, mis on vähegi polaarsed, tõmbavad tänu erinimeliste laengute tõmbumisele (elektromagnetväli), teise aatomi või molekuli vastasmärgilist piirkonda.

Ideaalne aatom ja molekul on absoluutselt mittepolaarne, ehk elektronkatte negatiivne laeng on ruumis ühtlaselt jaotunud ning reageeri mitte millegagi.

Sellist ideaalsuse nõuet täidavad väärisgaasid, mille elektrokattes on kõik kihid, eriti välimine, täidetud.

Keemikute keeles on „okteti reegel” täidetud.

Okteti reegel tähendab seda, et kõigis kolmes mõõtnes molekulil või aatomil puudub polaarsus. Oktet tähendab kaheksat ning väiksemates kihtide arvuga (=perioodi number) aatomites on välimises kihis kaks s- ning kuus p-elektroni. St., seal on üks ümmargune elektroni leiulaine ning kõigis kolmes mõõtnes kolm hantlikujulist elektroni leiulainet, kus iga leiulainel on kaks vastupidise spinniga elektroni.

VÄHEGI POLAARNE molekul või aatom astub reaktsiooni selliste aatomite või molekulidega, mille tulemusena väheneb lõppprodukti **polaarsus**.

Ehk keemilised reaktsioonid on tegelikult elektromagnetväljas olevate osakeste avaldused, kus erinimelised osakesed üksteist tõmbavad.

Teisiti öeldes on keemilised reaktsioonid (aatomituuma) elektronkatte reaktsioonid. Tuuma füüsika tegeleb aatomtuuma reaktsioonidega, seega keemikud tegelevad elektronkatte füüsikaga.

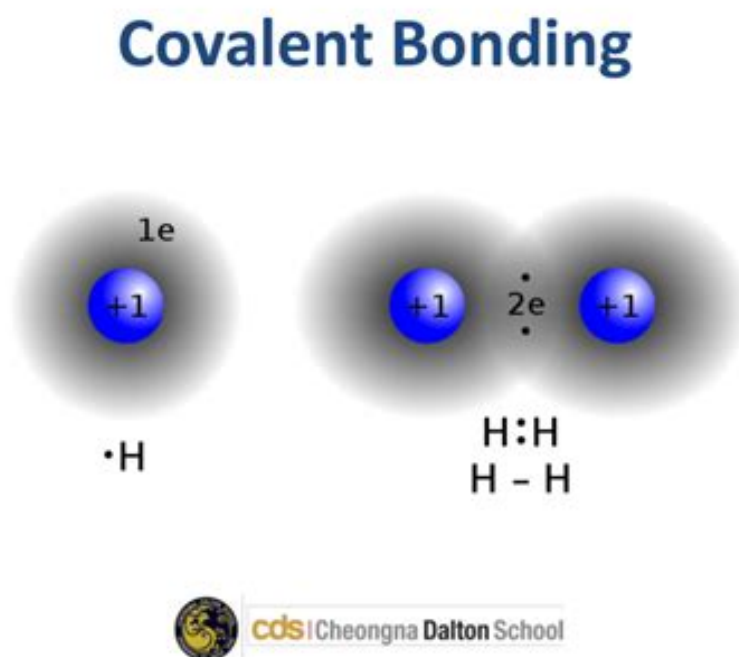
Keemilised sidemed

Reaktsioonide tulemusena (st. elektromagnetvälja mõju tulemusena) tekivad aatomite ja molekulide vahel **uued keemilised sidemed**.

Keemiline side on kas

1. ühiste elektronpaaride tõttu tõmbuvad aatomid/molekulid (**kovalentne side**);
2. erimärgiliste ionide vaheline (elektrostaatiline ehk seisva elektrilaengu) tõmbejõud (**iooniline side**);
3. suuremate (positiivselt laetud) aatomite tõmbejõu ulatusest väljasolevate negatiivselt laetud võrdlemisi vabade elektronide pilv (**=metalliline side**).

Kovalentsel sidemel (joonis 1.13) on ühine ruumiosa. Mida suurem on ühine ruum, seda kovalentsem (tugevam) on side. Kuna räni on ühe kihi võrra suurem aatom, siis ühist ruumi on vähem ja järelilikult on räni-räni sidemed nõrgemad. Erinevalt süsinikust saab järjestikuseid räni-räni sidemeid olla ainult kuni kuus. Seetõttu pole ka räni eluslooduse selgroog, seda on süsinik.



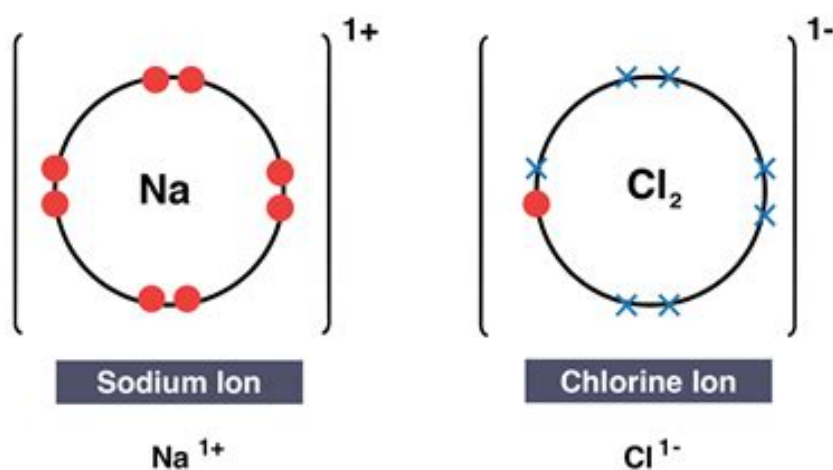
Joonis 1.13: Kovalentne side

<https://studylib.net/doc/9185223/covalent-bonding>

Iooniline side

Ioonilisel sidemel loovutab kation üks kuni mitu elektroni anioonile. Erimärgiliste ionide vaheline elektromagnetvälja avaldus.

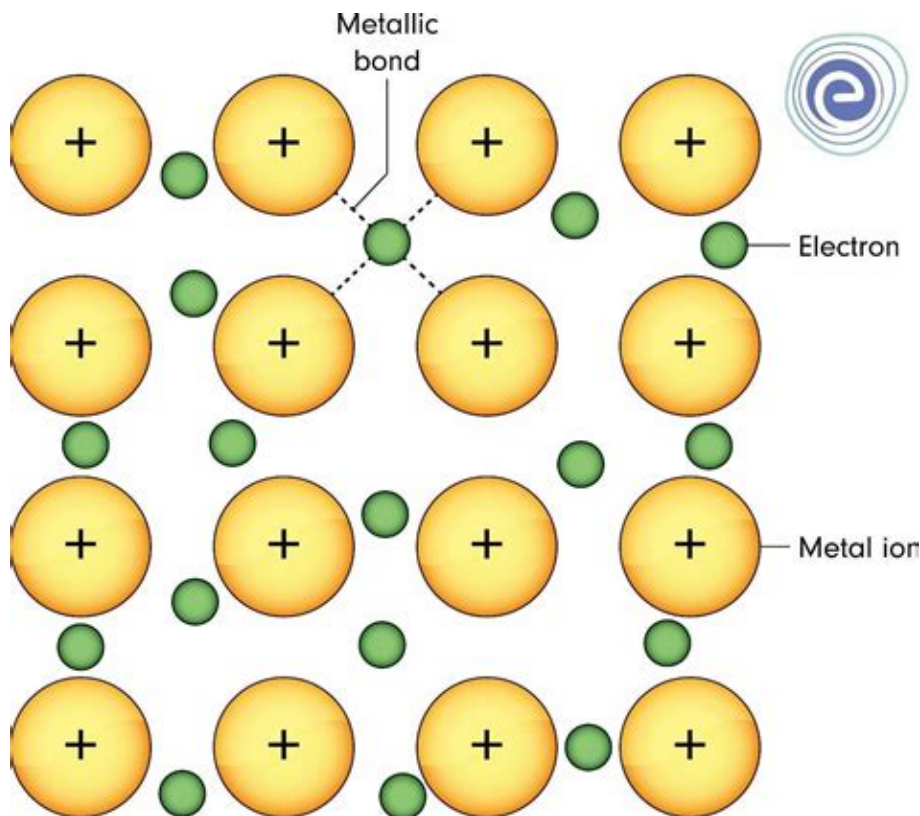
Kuna kristallide nihkumisel võivad sattuda vastastikku samamärgilised kristalliosad, siis on ioonilised kristallid väga haprad, kuna samamärgilised laengud tõukuvad.



Joonis 1.14: Iooniline side

https://quizizz.com/*/properties-of-ionic-compounds

Metallilise sideme korral on vabad elektronid vabalt ja üheaegselt mitme metalliaatomiga seotud. Elektronid võivad kergelt liikuda erinevate metalliioonide elektriväljade vahel ning seetõttu on metallid plastilised ja kergelt sepiatavad + loomulikult nad juhivad hästi elektrit.



Joonis 1.15: Metalliline side

<https://www.embibe.com/exams/metallic-bonding/>

Sidemetekkel vabanev või neelduv energia

Uute keemiliste sidemete tekkega võib vabaneda energiat (**eksotermiline reaktsiooni**) või neelduda energiat (**endotermiline reaktsioon**).

Väga eksotermilised reaktsioonid on nt. ülisuure ruumala suurenemisega seotud bensiini ja alkoholid põlemised.

Samuti on eksotermiline reaktsioon lõkkes puu põlemine, kus osa süsivesinike sidemeenergiast vabaneb elektromagnetkiirguse **nähtavas** spektriosas ning osa pikemalainelises **soojuskiirguse** spektriosas. Seda näeme põlemisena ning tunneme soojust.

Endotermilised reaktsioonid on sellised, kus reaktsiooni käivitamiseks ja reageerimise jätkamiseks tuleb reagentide pidevalt soojendada/kuumutada või muul viisil energiat juurde lisada.

Elektronegatiivsus

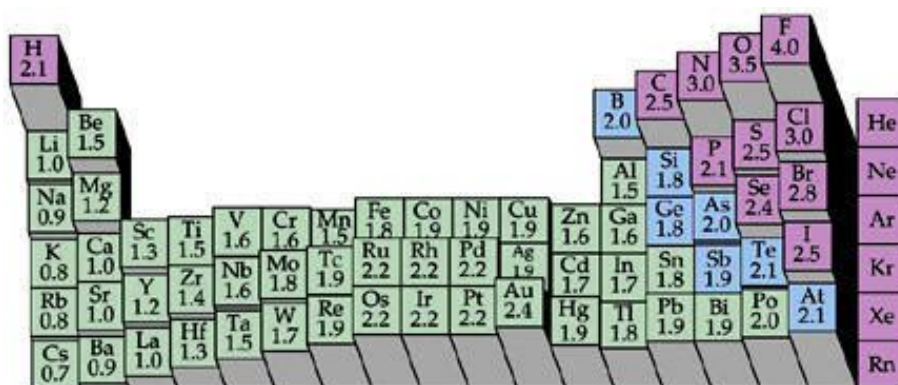
Elektronegatiivsus on võime siduda molekulis või ühendis elektrone.

Elektronegatiivsus on ühikuta suurus ning arvutatakse kaudselt.

Kokkuleppeliselt on alla 1,7 elektronegatiivsusega elemendid metallid ning kõrgema elektronegatiivsusega mittemetallid.

Elemendid, mille elektronegatiivsuste vahe on alla 1,7, moodustavad kovalentse sideme.

Elemendid, mille elektronegatiivsuste vahe on üle 1,7, moodustavad ioonilise sideme.



Joonis 1.16: Elektronegatiivsus

<https://davidarling.info/encyclopedia/E/electronegativity.html>

Elektronegatiivsus jätkub...

Oksüdatsiooniaste

Sõna „oksüdatsiooniaste” analüüsis on see mõõt, mitmes astmes on elementi hapnikuga liitunud.

Kuna hapnik oksüdeerib teist aatomit, st. saab teiselt elemendilt elektrone juurde, siis võib sõnastada oksüdatsiooniastet ja oksüdeerumist järgmiselt.

Oksüdeerumine on elektronide loovutamine (enamasti hapnikule) → nt. kui raud oksüdeerub, siis raud annab mitu elektroni hapnikule (raud(II) annab kaks ning raud(III) annab kolm elektroni hapnikule).

JA **redutseerumine on elektronide saamine** (enamasti hapnikult, aga ka väävlilt, jne.)

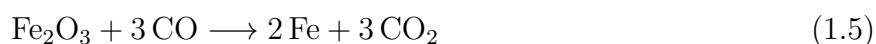
Veelkord, esimese protsessi, nt. raua oksüdeerumise juures.



- hapnik oksüdeerib rauda
- raud oksüdeerub
- hapnik ise redutseerub

Eesti keeles u-täht märgistab umbisikulist tegumoodi (keegi teeb; ei tea, kes teeb), ligikaudne, aga mitte võrdne indogermaani passiiviga (temaga tehakse), i-täht märgistab isikulist tegumoodi (tuntud objekt teeb), ligikaudne, aga mitte võrdne, indogermaani aktiiviga (tema teeb).

Seega, saame veel nii meelde jätta: metallimaagis on metall oksüdeerunud. Selleks, et metalli oksiidist kätte saada, peab metall oma elektronid hapnikult tagasi saama. Vanasti kasutasid inimesed hapniku kätte saamiseks süsinikuga kuumutamist, st. olidki söepõletus ahjud, kus kõrgel temperatuuril liitus hapnik süsinikuga 1.4 ning metall redutseerub/taandub oksiidist 1.5:



Selleks et oksüdeerumine ja redutseerumine meelde jääks, on mõttekas teha vanade keemiaõpetajate jaoks midagi absurdset → unustada oksüdeerumine/redutseerumine korraks ära ja õppida selgeks elektronide saamine ja loovutamine. Peale seda on oluliselt lihtsam aru saada, mis tegelikult toimub ning see kergendab ka keskkonnas elektronide rohkusest arusaamist, mille mõõt on **pH** ehk **elektronide kontsentratsiooni negatiivne kümnendlogaritm**.

Eesti keeles on kasutusel ka sõna taandamine, mis on ladina-keelse sõna redutseerumine otsetõlge, st. soomaagist taandatakse (redutseeritakse) rauda.

Aineklassid

Suured, mitte elemendi-põhised aineklassid on happed, alused ja soolad. Elemendi-põhised on oksiidid, hüdriidid, karbiidid, silikaadid, jne.

Selleks, et hapetest, alustest ja sooladest rääkida, tuleb alustada oksiididest.

Oksiidid

Oksiidid on kahe-elementi molekulid, kus üks element on hapnik. Kui teine element on metall, siis ühe elektroniloovutaja ühendused on tugevalt aluselised, 2-loovutajad keskmiselt kuni nõrgalt aluselised, 3-elektroniloovutajad amfoteersed; 4-elektroniloovutajad või -saajad on neutraalsed ning 4-5 elektroniloovutajad on happelised.

Aluselised, **amfoteersed**, **neutraalsed**, happelised oksiidid.

Binaarsed ühendid, kus üks/ühed aatom/id on hapnik/ud.

Oksiidid, kus hapniku o.a. on -II.

Peroksiidid, kus hapniku o.a. on -I. (H, Na.)

Superoksiidid, kus hapniku o.a. on -0,5. (Aktiivsed leelised: K, Rb, Cs.)

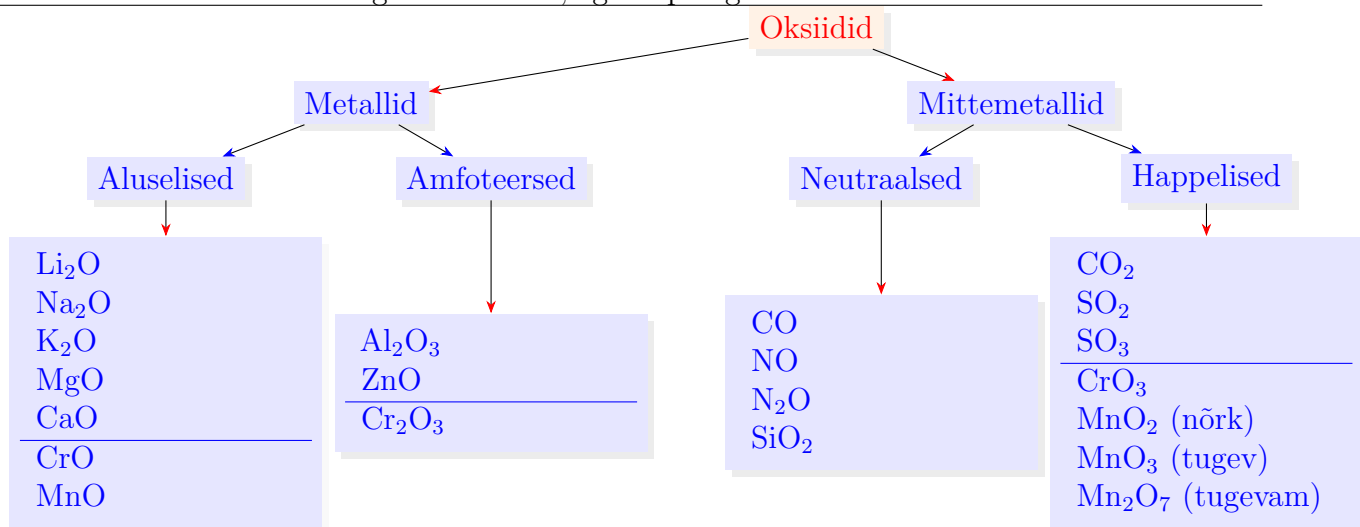
Oksiid = lihtaine + hapnik. Vähemaksiivseid tuleb kuumutada. Aga ka liitainete põlemisel (oksüdeerumisel): metaan + hapnik = süsinikdioksiid + vesi.

Aluselised oksiidid reageerivad hapetega. Tekib sool ja vesi.

Happelised oksiidid reageerivad alustega. Tekib sool ja vesi.

Amfoteersed oksiidid reageerivad nii aluste kui hapetega. Al.

Neutraalsed oksiidid ei reageeri ei aluste, ega hapetega. Si.



I, II, III ning V-VII klassi s- ja p-oksiididega on lihtne:

- I ja II rühma s-metallide oksiidid on aluselised (v.a. Be);
- III klassi p-metallide oksiidid on amfoteersed;
- V-VII klassi p-elementide oksiidid on happelised.

Aga keerulisem on d-elementidega. Nad võivad eelviimaselt kihilt elektrone juurde laenata või ka vastupidi, s-kihi elektrone d-kihile viia. Neil esineb selline loogika, mida rohkem keskkonnas elektrone on ehk võib ka selliselt vaadata — mida rohkem elektrone on välja laenutatud, seda happelisem on oksiid. Hea näide on nt. krooni ja mangaaniga moodustuvad oksiidid.

Joonisel 1.17 on oksiidide aluselisis-happelisis.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

showing acid/base properties of oxides

1

1

H

2

3

Li

4

Be

5

11

Na

12

Mg

13

Al

14

Si

15

P

16

S

17

Cl

18

Ar

19

K

20

Ca

21

Sc

22

Ti

23

V

24

Cr

25

Mn

26

Fe

27

Co

28

Ni

29

Cu

30

Zn

31

Ga

32

Ge

33

As

34

Se

35

Br

36

Kr

37

Rb

38

Sr

39

Y

40

Zr

41

Nb

42

Mo

43

Tc

44

Ru

45

Rh

46

Pd

47

Ag

48

Cd

49

In

50

Sn

51

Sb

52

Te

53

I

54

Xe

55

Cs

56

Ba

57

La

72

Hf

73

Ta

74

W

75

Re

76

Os

77

Ir

78

Pt

79

Au

80

Hg

81

Tl

82

Pb

83

Bi

84

Po

85

At

86

Rn

87

Fr

88

Ra

89

Ac

Basic oxide

Amphoteric oxide (in one oxidation state)

Acidic oxide

Period

1

2

3

4

5

6

7

Lanthanides

58

59

60

61

62

63

64

65

66

67

68

69

70

71

Ce

Pr

Nd

Pm

Sm

Eu

Gd

Tb

Dy

Ho

Er

Tm

Yb

Lu

Actinides

90

91

92

93

94

95

96

97

98

99

100

101

102

103

Th

Pa

U

Np

Pu

Am

Cm

Bk

Cf

Es

Fm

Md

No

Lr

Joonis 1.17: s-, p-, d-elementide oksiidide aluselisis kuni happelisis

<https://collegedunia.com/exams/classification-of-oxides-acidic-basic-amphoteric-and-neutral-oxides-articleid-5029>

Happed

Hape aine, mis keskkonda eraldab laenguga osakesi - vesiniku korral prootoneid, mis omakorda enda poole tõmbavad vastaslaenguga osakesi. Mida suurem on laenguga osakeste suhtarv, seda elektriliselt aktiivsem on keskkond, **sega tugevam on hape**.

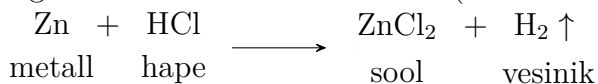
Järelikult, täielikult ioonideks lagunevad ained on **tugevad happed** ning osaliselt lagunevad **keskmise tugevusega happed** ning ainult vähesel määral lagunevad on **nõrgad happed**.

Hape on aine, mis annab lahusesse vesinikioone. pH on vesinikioonides negatiivne kümnendlogaritm.

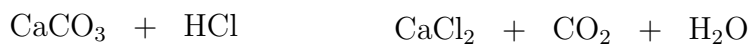
Tugevate haped on lahuses täielikult dissotsieerunud. Ehk ioonideks eraldunud.

Hapete tüüpreaktsioonid

Metallide aktiivsuspingereas vesinikust paremal olevad metallid loovutavad oma välise kihi elektrone kergemini kui vesinik, seega nad asendavad hapetes vesiniku. Üksikud vesinikud liituvad ning molekulaarne vesinik lendub (Universumi, sest Maa ei hoia vesinikku kinni).



metall hape sool vesinik



metallkarbonaat hape sool süsinikdioksiid vesi

Metallid

Metallide reaktsioonid vee ja veeauruga

Tabel 1.1: Tabel nr.

tõrjuvad veest välja H_2	tõrjuvad veeaurust välja H_2	ei reageeri veega
Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg	Al Mn Zn Cr Fe Cd Ni Sn Pb	H_2 Cu Hg Ag Pt Au
tõrjuvad H_2 hapete lahustest välja	ei tõrju H_2 hapete lahustest välja	
aktiivsed metallid leelismetallid ja leelis- muldmetallid	keskmiselt aktiivsed me- tallid	väheaktiivsed metallid

Alused

Alus on aine, mis annab lahusesse hüdroksiidioone.

Tugevad alused on lahuses täielikult ionidenä.

Soolad

Soolad on happe aniooni ja aluse katiooni ühendid. Aluse ja happe liitumisel tekib sool ja üle jääb (happe kation ja aluse anioon) vesi.

Tugevate ja nõrkade aluste ja hapete katioonid JA anioonid tuleb pähe õppida, see teadmine kulub ära elektrolüütide juures.

Soolad. Vee karendus

Elektrolüüdid

Elektrolüüs on „lүүsis“ ehk lagunemine ja „elektriga seotud“ ehk tegu on laetud osakestega. Järelikult, tekivad elektriliselt laetud osakesed (nimetatakse ioonideks).

Miks tekivad ioonid?

Kui lahuse molekulid on polaarsed, nt. vesilahuse molekulid on vee-molekulid ja nad on ebaharilikult polaarsed, **siis** lahuse molekulide polaarsed otsad „rebivad“ osalise vastaslaenguga osakesi nende — lahusesse lisatud, osakeseste molekulidest lahti.

Seega, **elektrolüüdid on ained, mis lagunevad elektriliselt laetud osakesteks** (ehk ioonideks).

Alljärgnev tabel 1.2 on oluline seetõttu, et seda tugevaid ja nõrku happeid, alused ning soolasid tuleb teada elektrolüütilisel dissotsiatsioonil.

Tabel 1.2

soolad	tugevad happed	leelised	nõrgad happed	nõrgad alused
CaCl ₂ KCl ₂ NaCl ₂	HCl HBr HI	LiOH NaOH	H ₂ SO ₃ HNO ₂	Al(OH) ₃ Cu(OH) ₂
CH ₃ COONa	HClO ₄ H ₂ SO ₄	KOH Ba(OH) ₂	NH ₃ H ₃ PO ₄	Fe(OH) ₃
KNO ₃ CuSO ₄	HNO ₃	Ca(OH) ₂	H ₂ S H ₂ CO ₃	NH ₃ · H ₂ O
K ₂ SO ₄			CH ₃ COOH	Zn(OH) ₂
			CH ₅ H ₅ N	

Elektrolüüsil toimub dissotsiatsioon.

Mitmeprootoniliste hapetel toimub dissotsiatsioon mitmes astmes.

H₂SO₄ dissotsieerub vastavalt kahes, H₃PO₄ kolmes astmes.

Tugevad happed dissotsieeruvad täielikult, nõrgad osaliselt.

Elektrolüütiline dissotsiatsioon (molekulide ioonideks eraldumine)

Elektrolüüsil tuleb silmas järgmiseid asjaolusid.

1. Tugevad happed dissotsieeruvad täielikult, nõrgad osaliselt. Abiks on tabel nr. 1.2.
2. Tegelikult on lahuses prootoni asemel hüdrooniumioon, sest üksikud prootonid esinevad peaaegu alati veemolekuliga liitunult.
3. Mitmeprootoniliste hapetel toimub dissotsiatsioon mitmes astmes. Nt. H_2SO_4 dissotsieerub vastavalt kahes, H_3PO_4 kolmes astmes.
4. Kui lahuses on tugeva aluse kation ja nõrga happe anioon, on lahus aluseline. Kui lahuses on tugeva happe anioon ja nõrga aluse kation, on lahus happeline.

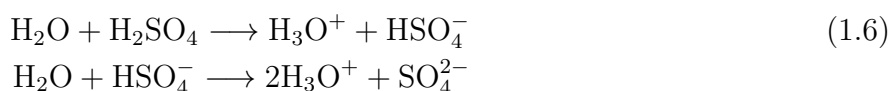
Võrranditest tuleb osata

1. molekulaarset võrrandit (ioone kirja ei panna.);
2. mittetäielikku ioonset võrrandit (võrrandis ainult ioonid, ja need molekulid, mis võrrandi teisel poolel on ioonid);
3. täielikku ioonset võrrandit (võrrandis on nii molekulid, kui ioonid).

Happe dissotsiatsioon (ioonideks lagunemine)

Prootoniga versioon $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{1-} \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Hüdrooniumiga versioon



Lisatud

Molekulaarne võrrand

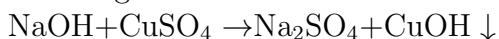


Täiskujul võrrand

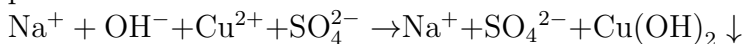
Erinevad kombinatsioonid

Järgnevad kolm reaktsiooni on GAG õpetaja, Marti Saar, koostatud; minu kommenteeritud.

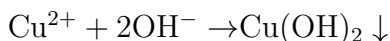
Naatrium hüdroksiid + vasksulfaat. Dissotsiatsioon pole pöörduv, sest vasksulfaat on **rasklahustuv** ning eraldub reaktsiooni tasakaaluseisundist.



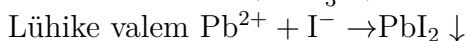
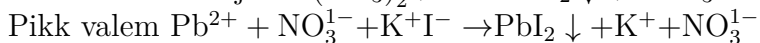
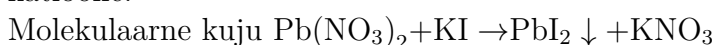
pikk



lühike



Dissotsiatsioon pole pöörduv, sest vasksulfaat on **rasklahustuv** ning eraldub reaktsiooni tasakaaluseisundist. Vask on mitteaktiivne metall (vaadake joonist nr. 1.1) ja ei moodusta aktiivseid katioone.



Dissotsiatsioon pole pöörduv, sest pliijodiid on **rasklahustuv** ning eraldub reaktsiooni tasakaaluseisundist. Plii on mitteaktiivne metall (vaadake joonist nr. 1.1) ja ei moodusta aktiivseid katioone.

Molekulaarne kuju $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
 Pikk kuju $\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
 Lühike kuju $\text{S}^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow$

Dissotsiatsioon pole pöörduv, sest tekkiv vesi on nõrk elektrolüüt.

Molekulaarne kuju $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Pikk kuju $\text{Na}^+ \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

Lühike kuju $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Ioonidevahelised reaktsioonid

Soolade hüdrolüüs

Reaktsiooni tasakaalu nihkumine (Le Chatelier'i printsiip)

Sisukord

Aatomid, molekulid, ioonid	1
Aine ehitus	1
Molekulid	1
Aatomid	1
Aatomituum	1
Elektronkate	2
Elektronkatte ehitus	2
Elektronide esinemise tõenäosuspilved ehk <i>orbitaalide</i> kuju	2
Elektronkatte täitumise järjekord	4
Elektronitiheduste mudelid	6
Orbitaalide hübridiseerumine	7
sp^3	7
Ioonid	8
Anioonid	8
Katioonid	9
Elektronegatiivsus	9
Keemilised sidemed	11
Mis on keemilised sidemed ehk sissejuhatuse sidemetesse	11
Keemilised sidemed	11
Kovalentne side	12
Iooniline side	12
Metalliline side	13
Sidemetekkel vabanev või neelduv energia	13
Elektronegatiivsus	13
Oksüdatsiooniaste	14
Aineklassid	15
Oksiidid	15
Happed	16
Hapete tüüpreaktsioonid	16
Metallid	16
Metallide reaktsioonid vee ja veeauruga	16
Alused	17

Soolad	17
Elektrolüüdid	17
Elektrolüütiline dissotsiatsioon (molekulide ionideks eraldumine)	18
Molekulaarne võrrand	18
Täiskujul võrrand	18