

2. KEEMILINE SIDE JA AINE EHITUS

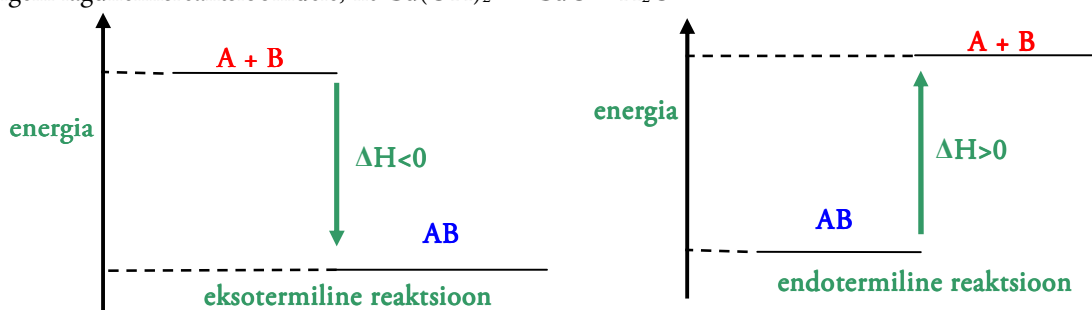
RAUDVARA

2.1 Keemilise sideme põhjendus

Üksikud aatomid on **ebapüsivad**, see tähendab neil on **kõrge energia**. Seepärast liituvad nad teiste aineosakestega, minnes üle **püsivamasse ehk madalama energiaga** olekusse.

Seega, sideme moodustumisel **vabaneb (eraldub) energiat** ning süsteemi energia väheneb ehk süsteemi enda energia muut on negatiivne: $\Delta H < 0$. Reaktsioone, milles energiat eraldub, nimetatakse **eksotermilisteks**. Niisiis on ühinemisreaktsioonid, nt $Zn + S \rightarrow ZnS$, ka pigem eksotermilised.

Kui aga side **lõhkuda** ja tekivad üksikud aatomid, minnakse üle **ebapüsivamasse kõrgema energiaga** olekusse. Selle jaoks ehk sideme lõhkumiseks on vaja energiat kulutada: **energia neeldub**. Selliseid protsesse nimetatakse **endotermilisteks** ja et süsteemi enda energia muutub juurdeantava arvelt suuremaks, on $\Delta H > 0$. See on iseloomulik pigem lagunemisreaktsioonidele, nt $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$



2.2 Keemilise sideme süsteemsus

Keemiline side on **mõju aatomite või ionide vahel molekulis või kristallis**.

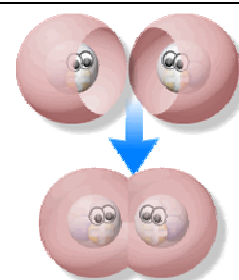
KEEMILINE SIDE		
KOVALENTNE SIDE	IOONILINE SIDE	METALLILINE SIDE
Ühine elektronpaar	Elektroni üleminek metallilise elemendi aatomilt mittemetallilisele	Osalised kattuvad elektronkatted, elektrongaas
Enamasti moodustub molekul	Tekivad ioonid	Metallikristall
Enamasti kaks või enam mittemetalli	Aktiivne metall ja mittemetall(id)	Metallides

2.3 Kovalentne side

Kovalentne side on levinuim keemiline side!

See moodustub **ühise elektronpaari** abil:

- kumbki aatom annab väliskihilt ühe paardumata elektroni elektronpaari,
- elektronpaari aluseks on vastavate elektronide orbitaalide osaline kattumine,
- elektronpaar jääb tiirlema mõlema aatomi tuuma ümber.



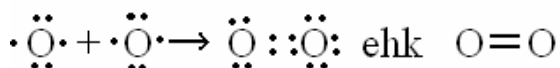
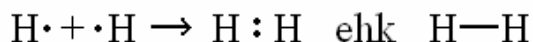
Valents näitab ühe aatomi poolt moodustavate kovalentsete sidemete arvu. Mõningatel lihtsamatel juhtudel on võimalik seda seostada väliskihil paardumata elektronide arvuga.

- vesiniku valents on üks;
- hapniku valents on kaks (tema väliskihis on kaks paardumata elektroni ja kaks elektronpaari);
- lämmastiku tavapärane valents paljudes orgaanilistes ühendites on kolm (väliskihis üks elektronpaar, kolm paardumata elektroni);
- süsiniku valents on neli (väliskihis on tavaolekus üks elektronpaar ja kaks paardumata elektroni, ent ergastatud olekus on tal neli paardumata elektroni, sest üks elektron liigub 2s-alakihilt vabale orbitaalile 2p-alakihil).

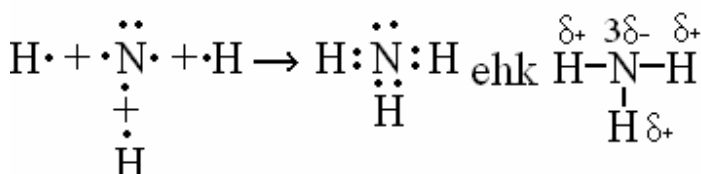
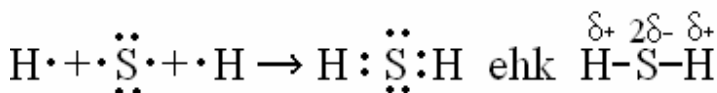
2.4 Kovalentse sideme polaarsus: mittepolaarne ja polaarne kovalentne side

Kovalentne side moodustub peamiselt **mittemetalliliste** elementide aatomite vahel.

2.4.1 Kaks sama mittemetalli aatomit annavad kovalentse **mittepolaarse sideme**, sest elektronpaar võrdset mōlema aatomi juures. Aatomitel puuduvad osalaengud, molekulides pole laengutsentreid.



2.4.2 Kui on tegemist kahe erineva elektronegatiivsusega mittemetalli aatomiga, siis moodustub tõenäoliselt kovalentne **polaarne side**. Nimelt tõmbab **suurema elektronegatiivsusega** elemendi aatom **ühist elektronpaari tugevamini** enda poole ehk elektronpaar viibib pisut rohkem tema valduses. Seetõttu omandab ta negatiivse **osalaengu** ning väiksema elektronegatiivsusega aatom positiivse osalaengu. Need osalaengud onioonilaengust väiksemad.



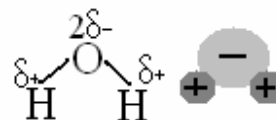
Et selgitada välja, kumb element saab negatiivse osalaengu ja kumb positiivse, tuleb uurida perioodilisustabeli abil, kummal on suurem elektronegatiivsus (ehk rohkem üleval paremal). Elektronegatiivsem tõmbab elektronpaari tugevamini ja saab negatiivse osalaengu.

2.5 Polaarsed ja mittepolaarsed ained

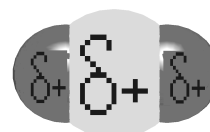
Eelnevas alapunktis esitatust näeme, et H-F molekulis on positiivne osalaeng ühes molekuli otsas ja negatiivne teises. Seetõttu on selles molekulis eristunud poolused, tegemist on nn **dipooliga!** Selliseid aineid, mille molekulid on dipoolid, nimetatakse **polaarseteks aineteks**. Sarnaselt on polaarne aine ka nt HCl.

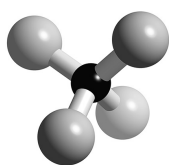


Kui uurime **vee molekuli**, siis avastame, et sidemed ei asu teips mitte ühel sirgel. Näeme, et positiivsed osalaenguga vesiniku aatomid on koondunud molekuli ühte ossa (joonisel „alla”) ning negatiivse osalaenguga hapniku aatom teise otsa. Seega, taas on tegemist **polaarse molekuliga**: vesi on polaarne aine.



Juhul kui aines esinevad kovalentsed polaarsed sidemed, mis aga üksteist **sümmeetrilise paigutuse** tõttu tasakaalustavad, siis on aine ise **tervikuna mittepolaarne**. Selline on näiteks **süsihappegaas CO₂**. Hapniku aatomitel on negatiivsed osalaengud, süsinikul positiivne. Kuna sidemed on aga ühel sirgel, siis ei ole konkreetset eristunud molekulis positiivne ja negatiivne poolus, molekul ja vastav aine on mittepolaarsed.



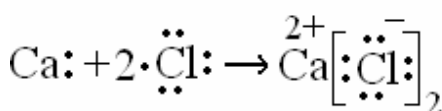
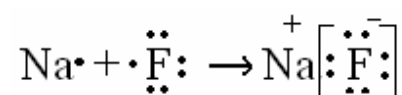


Sarnane on **tetraklorometaan CCl₄**, kus igal kloori aatomil on küll negatiivne osalaeng, aga et kõik kloori aatomid on süsinikust suunatud tetraedri tippudesse sümmeetriliselt, siis on taas tegemist mittepolaarse ainega.

Kehtib seaduspärasus: sarnane lahustab sarnast. See tähendab, et polaarsetes lahustites (nt vees) lahustuvad hästi polaarsed ained ja halvasti mittepolaarsed. Näiteks tugevalt polaarne HCl lahustub vees suurepäraselt, mittepolaarne lämmastik aga väga kehvasti!

2.6 Iooniline side

Iooniline side on nõ kovalentse sideme **piirjuht** – puhast ioonilist sidet ei ole tegelikult olemas...

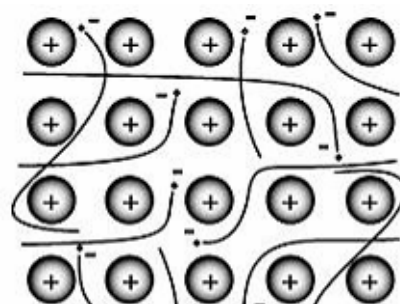


Kui aatomite **elektronegatiivsused** on väga erinevad (>1,9), st on tegemist **tugeva metalli ja tugeva mittemetalliga**, siis tõmbab elektronegatiivsema elemendi aatom elektrone nii tugevasti, et toimub sisuliselt elektroni(de) üleminek ja tekivad ioonid.

Nende ioonide vahel mõjuvad **elektrilised tõmbejõud**, mis ongi ioonilise sideme alus.

2.7 Metalliline side

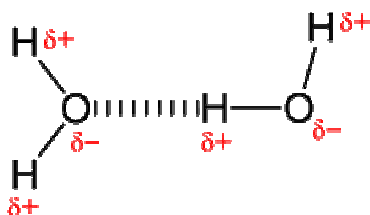
Metalli aatomid paiknevad üksteisele nii lähedal, et aatomite **väliskihide orbitaalid osaliselt kattuvad**. Seega hakkavad väliskihi elektronid liikuma kiiresti ühe tuuma mõjualast teise juurde ja nii üle kogu kristalli – **elektrongaas**. Sellest johtuvalt juhvivad metallid reeglina hästi soojust ja elektrit, samuti on neile iseloomulik kõrge peegeldusvõime ehk metalne läige.



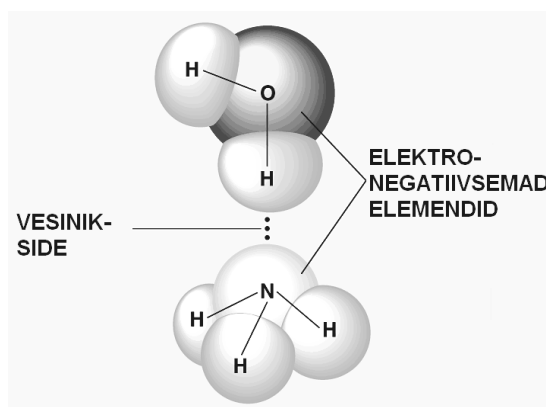
2.8 Vesinikside

Tegemist on lisasidemetega **molekulide vahel**. Esineb peamiselt ühendeis, kus on molekuli enda sees side vesiniku ja fluori/hapniku/lämmastiku vahel. Siis on vesinikul märgatav positiivne osalaeng ja vastavalt elektronegatiivsemal fluorigil, hapnikul või lämmastikul märgatav negatiivne osalaeng.

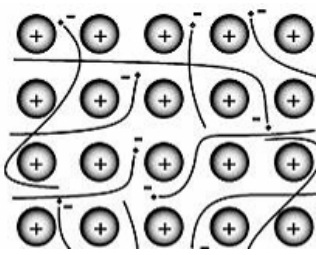
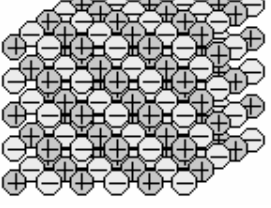
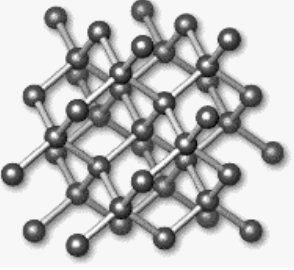
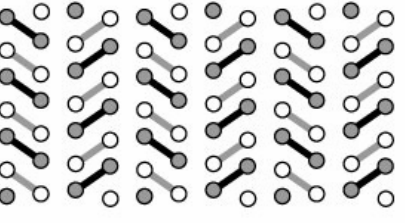
Positiivse osalaenguga H aatom seotakse **elektrostaatiliselt** järgmise molekuli negatiivse osalaenguga F, O, N aatomiga.



Vesiniksideme esinemine aines annab ainele kõrgema keemistemperatuuri. Kui vee molekulide vahel ei esineks vesiniksidemeid, siis oleks vesi toatemperatuuril gaasiline aine.



2.9 Kristallivõre tüübid

Sideme tüüp	Metalliline	Iooniline	Kovalentne side	
KRISTALLIVÕRE TÜÜP	METALLIVÕRE	IOONVÕRE	AATOMVÕRE	MOLEKULVÕRE
Võre ülesehitus	Võre sõlmpunktides asuvad <u>metalli katioonid</u> , mida hoiavad koos nende vahel vabalt ja korrapäratult liikuvad elektronid ehk <u>elektrongaas</u> .	Kristallivõre sõlmpunktides on <u>laenguga osakesed ioonid</u> , nende vahel mõjub <u>iooniline side</u> .	Kristallivõre sõlmpunktides <u>aatomid</u> , mida seob <u>kovalentne side</u> (molekule <u>pole!</u>)	Kristallivõre sõlmpunktides <u>molekulid</u> , mille vahel mõjuvad suhteliselt nõrgad <u>molekulidevahelised tõmbejõud</u> . (Molekulide sees aatomite vahel on aga siiski <u>kovalentsed sidemed</u> .)
Joonis (skeem)				
Võrest tingitud omadused	Sideme iseloomu (elektrongaas) tõttu <u>juhivad elektrit ja soojust</u> , on plastilised ja läikivad.	Ainetel suhteliselt <u>kõrge sulamistemperatuur</u> , <u>ained haprad</u> , <u>lahustuvad sageli vees ja teistes polaarsetes lahustes</u>	<u>Kõrge sulamistemperatuur</u> , <u>suur kõvadus</u> , vees praktiliselt lahustumatud ja elektrit ei juhi.	<u>Madal või mõõdukas sulamistemperatuur</u> , aarustuvad kergest (iseloomulik lõhn), pehmed. Vees lahustuvad vähe või praktiliselt mitte.
Näited ainetest	Lihtained: Na, Zn, Fe, Al	Lihtained aktiivsest metallist ja mittemetalli(de)st: CsCl, KF, BaO, NaOH, CaBr ₂	PÄHE KUUS NÄIDET! Lihtained: „indeksita” mittemetallid: C (teemant), Si, B Mõningad kovalentse sidemega lihtained mittemetallidest: SiO ₂ , SiC, BC	Lihtained: „indeksiga” mittemetallid H ₂ , O ₂ , N ₂ , VIIA (F ₂ , Cl ₂ ...), S ₈ Enamik lihtaineid kovalentsete sidemetega seotud mittemetallide aatomitest: CO ₂ , NH ₃ , H ₂ O, enamik orgaanilisi ühendeid
	Molekuli mõistet ei kasuta: hiigelstruktuurid			Ainsana saab kasutada molekuli mõistet