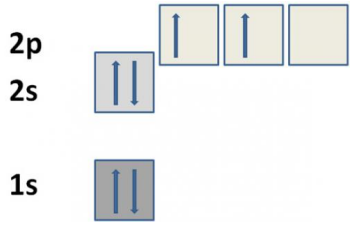
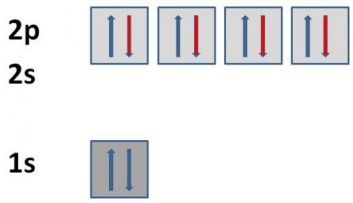
* Süsiniku valentsolekute selgitus

Süsiniku kolme erineva valentsoleku tekke võimalus tuleneb süsiniku aatomi ehitusest. Selle aatomi välimisel (teisel) elektronkihil on kokku neli elektroni. **Vaba süsiniku aatomi** korral on välimise elektronkihi 2s orbitaal täidetud kahe elektroniga, mida skeemil tähistavad kaks vastassuunalist noolt. Kaks ülejäänud väliskihi elektroni asuvad kahel 2p orbitaalil ning üks 2p orbitaal on tühi.

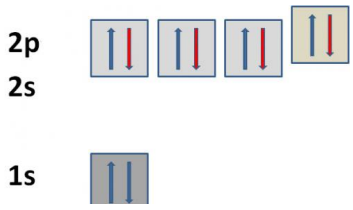


Keemiliste sidemete moodustumisel süsiniku väliskihi 2s ja 2p orbitaalid kombineeruvad, moodustades nn hübriidsed orbitaalid. Seda nähtust nimetatakse orbitaalide **hübridisatsiooniks**. Kui üks 2s orbitaal kombineerub (hübridiseerub) kolme 2p orbitaaliga, tekib neli sarnast hübriidset orbitaali, millel paiknevad elektronpaarid moodustavad neli sidet. **See olukord vastab tetraedrilisele süsinikule ehk süsiniku esimesele valentsolekule.**

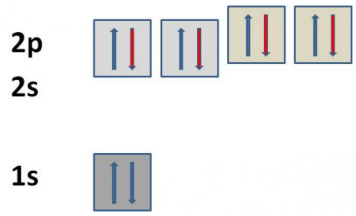


Nende elektronpaaride moodustamisel osalevad süsiniku aatomi väliskihi neli elektroni ja neli elektroni pärinevad sidet moodustavatelt naaberaatomitelt. Sellise olukorra illustreerimiseks on ?omi? ja ?võõraid? elektrone tähistavad nooled skeemil eri värvi. Kuna kombineerumine võrdsustab orbitaalide energiad, moodustab süsiniku aatom neli võrdväärset sidet.

Kui olemasolev 2s orbitaal kombineerub kahe 2p orbitaaliga, tekib kolm hübriidset orbitaali ning üks 2p orbitaal jääb endiseks ning on kõrgema energiaga kui hübriidid. Sellisel juhul on võimalik kaksiksideme teke, kus osaleb üks hübriidne orbitaal ja üks p orbitaal. Selline süsiniku aatom on **teises valentsolekus.**



Kui olemasoleva 2s orbitaaliga kombineerub ainult üks 2p orbitaal, siis tekib kaks hübriidset orbitaali ning alles jääb kaks 2p orbitaali. Selline olukord võimaldab kolmiksideme teket ning see süsiniku aatom on **kolmandas valentsolekus.**



Kolmikside moodustub seega kahe aatomi vahel ühe hübridiseerunud orbitaali ja kahe hübridiseerumata p-orbitaali osavõtul. Teine hübridiseerunud orbitaal moodustab üksiksideme mingi kolmanda aatomiga.

Sellest kirjeldusest järeldub, et kaksiksideme moodustavad kaks sidet ei ole võrdsed. Ühe sideme tekke eest vastutab 2s ja 2p orbitaalide kombineerumisel (ehk hübridiseerumisel) tekkinud hübriidne orbitaal. Teise sideme moodustamisel osaleb aga 2p orbitaal. Neid sidemeid nimetatakse **σ-sidemeks** (sigma-side) ja **π-sidemeks** (pi-side). Nende sidemete tugevus on erinev ja 2p orbitaalide kattumisel tekkiv kovalentne side (π-side) on nõrgem võrreldes hübriidse orbitaali osavõtul moodustuva sidemega (σ-side). Kolmiksideme korral kehtib sama seaduspärasus. Sideme tugevus (ehk sideme energia) määrab, milline side katkeb kergemini ja see ilmneb siis, kui võrdleme näiteks alkaanide ja alkeenide reaktsioone.

Kaksiksideme ja kolmiksideme koostises olevate kovalentsete sidemete tugevuse erinevus ei kajastu struktuurivalemites ja molekuli mudelites. Seda peab aga teadma ja arvestama orgaaniliste ühendite omaduste kirjeldamisel.

---

* Tärniga on tähistatud täiendavad selgitused ja lisamaterjal.

Õppematerjalid on valminud Eesti Teadusagentuuri programm TeaMe raames ning rahastatud Euroopa Sotsiaalfondist. TeaMe on teadust ja tehnoloogiat populariseeriv programm, mille üheks eesmärgiks on uute loodus-, täppis- ja tehnikateaduste valdkonna õppematerjalide väljatöötamine üldhariduskoolile. Lisainfo: www.etag.ee/teame

Eesti Teadusagentuur Estonian Research Council
TeaMe
Euroopa Liit Euroopa Sotsiaalfond
Eesti tuleviku heaks
CC BY SA