

1. ELEKTRONIEN ENERGIA

Pääkvanttiluku

- Bohrin atomimallin mukaan elektronit asettuvat atomissa energiatasoille $n=1,2,3,4,\dots$ (ns. päätasot)
- Tason järjestyslukua kutsutaan pääkvanttiluvuksi n .
- Mitä kauempana elektroni on ytimeä sitä enemmän sillä on energiaa.

Alatasot eli atomiorbitaalit

- Jokaisella päätasolla on alatasoja, joita kutsutaan atomiorbitaaleiksi
- **Atomiorbitaali** on atominosa, jossa elektronit todennäköisimmin ovat.
- Atomiorbitaaleja merkitään kirjaimilla s, p, d ja f
- Kirjaimet vastaavat **sivukvanttilukua** l , joka voi saada päätasolla n arvoja
 $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$
sivukvanttiluku l 0 1 2 3
kirjain s p d f
- Orbitaaleilla on erilaiset avaruudelliset muodot ja suunnat
 - s -orbitaali on pallo ja orbitaaleja on yksi

– p -orbitaaleja on kolme ja ne ovat kohtisuorassa toisiaan vastaan.

– d -orbitaaleja on viisi ja f -orbitaaleja seitsemän, niiden muotojen tarkastelu ei kuulu lukion oppimäärään.

- Atomiorbitaaleja merkitään jatkossa kirjaimen ja numeron yhdistelmänä. Esim. $3d$, missä numero on pääkvanttiluku $n = 3$ ja kirjain kertoo alata-son eli orbitaalin.

Spinkvanttiluku

- Spinkvanttiluku määräytyy elektronin pyörimissuunnan mukaan ja voi saada arvon $+\frac{1}{2}$ tai $-\frac{1}{2}$

Elektronien asettuminen orbitaaleille

- Elektronit asettuvat atomiorbitaaleille kasvavan energian mukaisessa järjestyksessä.

- **Paulin kieltosääntö**

Jokaisella orbitaalilla voi olla vain kaksi elektronia, joilla on vastakkaiset spininit.

- *s*-orbitaalille mahtuu kaksi elektronia
- *p*-orbitaaleille yhteensä kuusi elektronia
- *d*-orbitaaleille yhteensä 10 elektronia
- *f*-orbitaaleille yhteensä 14 elektronia

- **Hundin sääntö**

Samaenergisille orbitaaleille asettuvat ensin yksittäiset parittomat elektronit, joilla on saman suuntaiset spininit.

- Jaksollisessa järjestelmässä alkuaineet voidaan jakaa myös *s*-, *p*-, *d*- ja *f*-lohkoihin, sen mukaan mikä orbitaali alkuaineella on täyttymässä. (kts. kirja s.17)

1.1. Jaksollinen järjestelmä. Atomien ja ionien koko

- Atomien koko kasvaa ryhmässä alaspäin, koska pääkvanttiluku kasvaa.
- Atomien koko pienenee jaksossa vasemmalta oikealle, koska elektronien ja protonien määrien kasvaessa niiden välinen sähköinen vetovoima kasvaa.
- Positiiviset ionit ovat pienempiä kuin vastaavat atomit, koska loppuihin elektroneihin kohdistuu suurempi ytimen vetovoima.
- Negatiiviset ionit ovat suurempia kuin vastaavat atomit, koska elektroneihin kohdistuu heikompi ytimen vetovoima.

Ionisaatioenergia

- Ionisaatioenergia IE_1 kertoo kuinka paljon energiaa tarvitaan irroittamaan kaasumaisen alkuaineen atomin ulkoelektroni.

- Voidaan määritellä myös toinen ja kolmas ionisaatioenergia (IE_2, IE_3), jotka kuvaavat toisen ja kolmannen ulkoelektronin irroittamiseen tarvittavat energia.
- Ionisaatioenergia on positiivinen.

Elektroniaffiniteetti

- Elektroniaffiniteetti kuvaa energiaa, joka vapautuu tai sitoutuu, kun kaasuun atomiin lisätään yksi elektroni.
- Mitä negatiivisempi on elektroniaffiniteetti sitä helpommin muodostuu negatiivinen ioni.

Elektronegatiivisuus

- Elektronegatiivisuus kuvaa alkuaineen kykyä vetää elektroneja puoleensa.
- Elektronegatiivisuus on suurin epämetalleilla ja pieniin metalleilla.
- Atomien elektronegatiivisuuksien perusteella voidaan päätellä atomien välisen sidoksen luonne ja sidoksen poolisuus.

- **Empiirinen kaava** kertoo yhdisteen atomien suhteelliset mooliosuudet, ei atomien todellisia määriä.
- Empiirisen kaavan laskeminen
 - (1) Laske kaikkien alkuaineiden ainemäärät
 - (2) Jos koostumus on annettu massaprosenteina, oletetaan että yhdistettä on 100g
 - (3) Katso minkä alkuaineen ainemäärä on pienin
 - (4) Laske missä suhteessa muita alkuaineita on tähän alkuaineeseen verrattuna.
 - (5) Jos suhteet eivät ole riittävän lähellä jotain kokonaislukua, kerro suhde yhtälöä kokonaisluvulla kunnes kaikki luvut pyöristyvät

Esimerkki

Eräs orgaaninen yhdiste sisältää 34,3 massa-% hiiltä, 6,7 massa-% vetyä, 13,3 massa-% typpeä ja 45,7 massa-% happea. Mikä on yhdisteen empiirinen kaava (suhdekaava)?

- Oletetaan että hiilivetyä on 100g, jolloin siinä on 34,3g hiiltä, 6,7g vetyä, 13,3g typpeä, ja 45,7g happea.

$$n(C) = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{34,3g}{12,01g/mol} = 2,85595...mol$$

$$n(H) = \frac{m(H)}{M(H)} = \frac{6,7g}{1,008g/mol} = 6,64368...mol$$

$$n(N) = \frac{m(N)}{M(N)} = \frac{13,3g}{14,01g/mol} = 0,94932...mol$$

$$n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{45,7g}{16g/mol} = 2,85625mol$$

- alkuaineiden suhteet

$$\begin{aligned} C : H : N : O &= 2,85598... : 6,64368... : 0,94932... : 2,85625 \\ &= \frac{2,85598...}{0,94932...} : \frac{6,64368...}{0,94932...} : 1 : \frac{2,85625}{0,94932...} \\ &= 3,008... : 7,0016... : 1 : 3,008... \approx 3 : 7 : 1 : 3 \end{aligned}$$

- Empiirinen kaava on $C_3H_7NO_3$

- Molekyylikaava on empiirinen kaava tai sen moninkerta.

Esimerkki

Mikä on edellisen esimerkin yhdisteen molekyylikaava, kun sen suhteellisen molekyylimassan on kokeellisesti todettu olevan 105g/mol?

- Empiirinen kaava oli $C_3H_7NO_3$
- Yhdisteen atomimassojen summan on oltava 105g/mol

$$n \cdot (3 \cdot 12,01 + 7 \cdot 1,008 + 14,01 + 3 \cdot 16)g/mol = 105g/mol$$

$$n \cdot 105,096g/mol = 105g/mol$$

$$n = \frac{105,096g/mol}{105g/mol} \approx 1$$

Joten yhdisteen kaava on $C_3H_7NO_3$.

2. VAHVAT SIDOKSET

- Kertausta
 - Vahvoja sidoksia ovat ionisidos, kovalenttinen sidos ja metallisidos
 - Kovalenttinen sidos muodostuu epämetalliatomien välille, kun atomien elektronegatiivisuusero on $\Delta\lambda < 1,7$
 - Ionisidos syntyy metalli ja epämetalliatomien välille, kun atomien elektronegatiivisuusero on $\Delta\lambda > 1,7$
 - Metallisidoksessa metalliatomit jakavat elektroneita mahdollisimman monen muun atomin kanssa.

Kovalenttinen sidos

- Atomien parittomat elektronit muodostavat elektronipareja eli kovalenttisiä sidoksia
- Atomilla on yhtä monta paritonta elektronia, kuin siltä puuttuu elektroneja oktetista. Esim. hiilellä neljä ja typellä 3.
- Sidokset voivat olla yksöis, kaksois tai kolmoissidoksia
- Yhdisteet, joissa on kovalenttisiä sidoksia, ovat molekyyliyhdisteitä

Hybridisaatio

- Hybridisaation avulla voidaan selittää molekyyliyhdisteiden sidosten avaruudellista suuntautumista.
- Hybridisaatiossa atomin uloimmat atomiorbitaalit yhdistyvät hybridiorbitaaleiksi, jotka osallistuvat sidosten muodostamiseen.
- Hybridiorbitaaleja muodostuu yhtä monta, kuin atomiorbitaaleja yhdistyy.

***sp*³-hybridisaatio**

- *sp*³-hybridisaatiossa *s*- ja kolme *p*-atomiorbitaalia yhdistyvät neljäksi samaenergisiksi hybridiorbitaaliksi.
- Hybridiorbitaalit suuntautuvat tetraedrisesti keskusatomin ympärille.
- Sidoskulmat (yleensä) 109⁰

***sp*²-hybridisaatio**

- *sp*²-hybridisaatiossa *s*- ja kaksi *p*-atomiorbitaalia yhdistyvät kolmeksi samaenergisiksi hybridiorbitaaliksi
- Hybridiorbitaalit asettuvat samaan tasoon ja niiden väliset sidoskulmat ovat 120⁰

***sp*-hybridisaatio**

- *sp*-hybridisaatiossa *s*-orbitaali ja yksi *p*-orbitaali yhdistyvät kahdeksi samaenergisiksi hybridiorbitaaliksi.
- Hybridiorbitaalit asettuvat lineaarisesti ja orbitaalien välinen sidoskulma on 180°

Hiiliatomin hybridisaatio

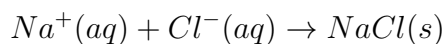
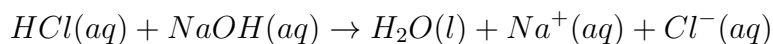
- Kun hiilestä lähtee vain yksinkertaisia sidoksia, hiili on sp^3 -hybridisoitunut.
- Yksinkertaiset sidokset ovat σ -sidoksia, joissa atomi- tai hybridiorbitaalit yhdistyvät ytimiä yhdistävät suoran suuntaisesti.
- σ -sidos on pyörähdyssymmetrinen ja sidos voi kiertyä.
- sp^3 -hybridisoituneita yhdisteitä ovat esim. alkaanit, ammoniakki NH_3 , vesi H_2O
- Kun hiiliatomista lähtee kaksoissidos, hiili on sp^2 -hybridisoitunut.
- Kaksoissidoksessa hybridiorbitaalit yhdistyvät muodostaen yhden σ -sidoksen ja hybridisoitumattomat *p*-orbitaalit yhdistyvät muodostaen ns. π -sidoksen.
- π -sidoksessa p_z -atomiorbitaalit sulautuvat yhteen kohtisuorasti atomien ytimiä yhdistävään suoraan nähden suoran molemmiin puolin.
- π -sidoksessa elektronit voivat liikkua vapaammin kuin σ -sidoksessa, joten sidos on reaktiivisempi.
- Kaksoissidos on jäykkä, eikä voi kiertyä.
- Hiiliatomit ovat sp^2 -hybridisoitunut esim. eteenissä, karbonyyliryhmässä ja bentseenirenkaassa.
 - Bentseeni renkaassa kaikki hiilet ovat sp^2 -hybridisoituneita ja vapaat *p*-atomiorbitaalit muodostavat renkaan hiilten muodostaman tason ylä- ja alapuolelle.
 - Renkaassa elektronit delokalisoituvat eli jakaantuvat kaikkien hiiliatomien kesken, jolloin π -sidosten paikka ei ole vakiintunut. Rakenne on hyvin pysyvä.
- Jos hiilestä lähtee kolmoissidos, hiili on *sp*-hybridisoitunut.
- Kolmoissidos muodostuu yhdestä hybridiorbitaalien muodostamasta σ -sidoksesta ja kahdesta hybridisoitumattomien *p*-atomiorbitaalien (p_z, p_y) muodostamasta π -sidoksesta.
- Molemmat π -sidokset ovat kohtisuorassa atomia yhdistävän suoran kanssa.
- Hiili on *sp*-hybridisoitunut mm. etyynissä ja hiilidioksidissa.

Hiilen allotropia

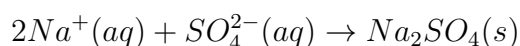
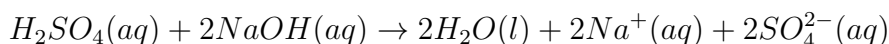
- Allotropialla tarkoitetaan saman alkuaineen erilaisia esiintymismuotoja
- Hiilellä on viisi allotrooppista muotoa timantti, grafiitti, fullereeni, nanoputki ja grafiini.
- Timantissa hiilet ovat sitoutuneet toisiinsa hilarakenteeseen, jossa jokainen hiili on sp^3 -hybridisoitunut.
- Timantti on kestävä ja johtaa hyvin lämpöä.
- Grafiitissa hiilet sitoutuvat toisiinsa σ -sidoksilla muodostaen kuusikulmioista koostuvia päällekkäisiä verkkoja.
- Hiilet ovat sp^2 -hybridisoituneita, mutta p-atomiorbitaalit eivät muodosta π -sidoksia vaan pilven, jossa elektronit voivat liikkua tasojen välissä.
- Grafiitti on haurasta ja johtaa hyvin sähköä.
- Fullereenit ovat kymmenien, satojen tai tuhansien hiilien muodostamia pallomaisia tai putkimaisia molekyyliä.
- Pysyvin rakenne on jalkapallomainen fullereeni C_{60}
- Nanoputket ovat nanokokoisia putkia, joissa on grafiitin ja fullereenin rakenteita.
- Grafiinissa on yksikerros toisiinsa sitoutuneita sp^3 hybridisoituneita hiiliatomeja.

Ionisidos

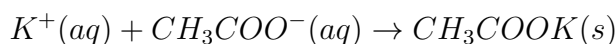
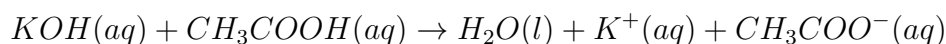
- Metallit muodostavat positiivisia ioneita eli kationeita pyrkiessään oktettiin luovuttamalla elektroneja.
- Epämetallit muodostavat negatiivisia ioneita eli anioneita pyrkiessään oktettiin vastaan ottamalla elektroneita.
- Ionisidos syntyy erimerkkisten ionien vetäessä toisiaan puoleensa.
- Ionit järjestyvät ionihilaksi, jota pitää koossa sähköiset vetovoimat.
- Anionit ja kationit voivat olla moniatomisia.
- Moniatomiset ionit sisältävät kovalenttisia sidoksia.
- Ionyhdisteitä kiteytyy happojen ja emästen välisissä reaktioissa kuivauksen jälkeen
- suolahapon ja natriumhydroksidin välisessä reaktiossa syntyy natriumkloridia



- Rikkihapon ja natriumhydroksidin reaktiossa syntyy natriumsulfaattia



- Kaliumhydroksidin ja etikkahapon välisessä reaktiossa syntyy kaliumasettaattia



- Ionien vesiliukoisuus ja ionisidoksen vahvuus ovat elintärkeitä.
- Veteen liukenevia moniatomisia ioneita esiintyy luonnossa happo-emäsreaktioissa, mikä mahdollistaa typen, hapen, rikin ja hiilen kierron luonnossa.
- Myös monet elimistön rakenteet mm. proteiinit liukenevat veteen ionisten rakenteiden avulla.

Hapetusluvut

- Hapetusluku kuvaa atomin laskennallista varausta yhdisteessä
- Hapetuslukuja merkitään roomalaisin numeroin
- Hapetuslukuja koskevat säännöt
 - Vapaan alkuaineen hapetusluku on nolla
 - Ionin hapetusluku on sama kuin ionin varaus
 - Moniatomisen ionin atomien hapetuslukujen summa on ionin varaus
 - Yhdisteessä atomien hapetuslukujen summan on oltava nolla
 - Vedyn hapetusluku on yleensä +I. Poikkeuksena hydrideissä -I (esim. NaH)
 - Hapen hapetusluku on yleensä -II. Poikkeuksena peroksiedeissa -I (H_2O_2) ja fluorin kanssa +I (OF_2)
 - I pääryhmän metalleilla hapetusluku +I ja halogeeneilla yleensä -I.

Nimeämisestä

- Ionyhdisteissä kationi nimetään ennen anionia. (näin myös kaavassa! poikkeuksena karboksyylihappojen suolat CH_3COOK kaliumasetaatti)
- Ionien nimet löytyvät Maolista!
- Hapetusluku merkitään tarvittaessa kationin perään
- Molekyylilyhdisteiden nimeämisessä ensin nimetään vähemmän elektronegatiivinen atomi ja sitten elektronegatiivisempi.
- Tarvittaessa käytetään etuliitteitä atomien edessä, N_2O_4 dityppitetraoksidi
- Elektronegatiivisempi atomin saa usein -idi päätteen (vrt. oksidi, kloridi)
- Orgaanisilla yhdisteillä on omat nimeämisperiaatteet

Metallisidos

- Metallisidos muodostuu, kun metalliatomit luovuttavat elektronejaan yhteiseksi elektronipilveksi.
- Elektronit pääsevät liikkumaan metallikationien välissä.
- Elektronit ovat ikään kuin liimaa, joka pitää metallikationit yhdessä.
- Metallikationit muodostavat säännöllisen ja tiiviin metallihilan
- Vapaat elektronit aiheuttavat metallien hyvän sähkön- ja lämmönjohtokyvyn, muokattavuuden ja kiillon.
- Mitä enemmän metallilla on ulkoelektroneja sitä kestävämpi on metalli.
- Metalliseosta kutsutaan lejeeringiksi.
 - Ruostumaton teräs sisältää raudan lisäksi mm. kromia ja nikkeliä
 - Koru kultaa lisätään hopeaa ja kuparia
 - Uushopea on kuparin, sinkin ja nikkelin seos
 - Messinki on kuparin ja sinkin seos
 - Pronssi on kuparin ja tinan seos

Vahvojen sidosten vaikutus aineen ominaisuuksiin

- **Kiteisessä aineessa** rakenneosilla on tietty järjestys ja rakenneosat muodostavat hilan.
- **Amorfisen aineen** rakenne osilla ei ole tarkkaa järjestystä eikä tarkkaa sulamispistettä. Esim. lasi ja rasvat.

Sulamispiste

- Sulamispisteeseen vaikuttavat rakenneosien väliset sidokset.
- Ionyhdisteillä kationien ja ionien väliset sidokset ovat vahvoja ja sulamispisteet korkeita.
- Myös epämetallien hilarakenteissa kovalenttiset sidokset ovat vahvoja ja sulamispisteet korkeita.
- Metallien sulamispisteet vaihtelevat
- Poolisia molekyyliä pitää ydessä heikot sidokset (dipoli-dipoli-, vetysidokset ja dispersiovoimat) ja sulamispisteet ovat melko matalia.
- Poolittomien molekyylien väliset dispersiovoimat ovat heikkoja ja sulamispisteet alhaisia.

Mekaaniset ominaisuudet

- Ionyhdisteet ovat hauraita ja taipumattomia, koska ionihilassa ionit eivät pääse liikkumaan.
- Metallihilassa elektronit pääsevät liikkumaan ja metallia voidaan taivutella ja venyttää.
- Atomihilat ovat myös hyvin kestäviä, eikä niiden rakennetta saa helposti hajotettua.
- Molekyylihilat pysyvät kasassa heikkojen sidosten avulla ja ovat siksi hauraita.

Sähköjohtokyky

- Ionyhdisteet johtavat sähköä vesiliuoksissa
- Metallihilan elektronit voivat kyljettää sähköä
- Molekyyliyhdisteissä ei ole sähköjohtavia varauksellisia hiukkasia.

3. HEIKOT SIDOKSET

- Heidot sidokset ovat aineen rakenneosien välisiä voimia
- Heikkoja sidoksia ovat
 - ioni-dipolisidos (ioni ja poolinen molekyyli)
 - dipoli-dipolisidos (poolisten molekyylien välillä)
 - vetysidos (kun ydisteessä H-O, H-N tai H-F sidoksia)
 - dispersiovoima (poolittomien molekyylien välillä)
- Heikot sidokset vaikuttavat aineen sulamis- ja kiehumispisteisiin sekä liukoisuuteen.
- Muista! Molekyylin symmetria voi kumota molekyylin poolisuuden. (esim. CO_2 ja tetrakloorimetaani CCl_4)

Ioni-dipolisidos

- Ionisidokset ovat vahvoja, mutta ioniyhdisteet liukenevat veteen helposti
- Liukeneminen on mahdollista, koska vahvat ionisidokset voidaan korvata vahvoilla ioni-dipolisidoksilla.
- Hydrataatiossa vesimolekyylien positiiviset vetypäät ympäröivät anionit ja negatiiviset happipäät ympäröivät kationit.
- Vesimolekyylin ja ionin välisiä sidoksia kutsutaan hydraateiksi.
- Ioniyhdisteen vesiliukoisuuteen vaikuttaa purkatuvien ionisidosten vahvuus.

Kidevedelliset yhdisteet

- Jos kaikki vesi ei haihdu ioniyhdistettä kuivattaessa, vaan vesimolekyylejä jää kiteytyvän yhdisteen kidehilaan, syntyy kidevedellinen ioni-yhdiste.
- Esimerkkejä kidevedellisestä yhdisteistä : $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$
- Myös molekyyliyhdisteeseen voi sitoutua vettä: $(COOH)_2 \cdot 2H_2O$
- Kidevedelliset yhdisteet ovat helposti hydratoituvia eli sitovat itseensä vettä ilmasta.
- Hydroskooppisia aineita käytetään kuivausaineina.

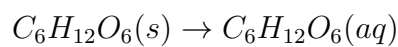
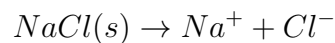
Liukeneminen ja liukoisuus

- Liuokset ovat homogeenisia
- Liuoksessa on liuotin ja liuennut aine
- Samanlainen liukenee samanlaiseen!

- Kylläinen liuos muodostuu, kun siihen ei enää liukene liuotettavaa ainetta
- Liukoisuus kertoo liuenneen aineen määrän kylläisessä liuoksessa grammoina tai mooleina (g/l tai mol/l)

Liukoisuuteen vaikuttaminen

- Pooliset yhdisteet liukenevat poolisiin liuottimiin
- Poolittomat yhdisteet liukenevat poolittomiin liuottimiin
 - Molekyylit eivät hajoa liuetessaan, mutta ioniyhdisteet hajoavat ioneiksi.



- Poolisia liuottimia: vesi, etanoli, asetoni eli propanoni, metanoli, etikkahapon etyylietteri(etyyliasetaatti),
- Poolittomia liuottimia heksaani (benssiini), metyylibentseeni (tolueeni), dietyylietteri, tetrahydrofuraani (THF).
- Lämpötila
 - Kun lämpötila nousee kiinteiden aineiden liukoisuus (yleensä) kasvaa ja kaasujen pienenee.
- Kaasujen liukoisuus kasvaa paineen kasvaessa

Kiteytyminen

- Kiteytymisen tai saostuminen on liukenemisen vastakohta: liuokseen alkaa muodostua kiinteää ainetta.
- Kiteytymistä voidaan nopeuttaa mm. haihduttamalla nestettä tai jäähdyttämällä.
- Saostumista voidaan hyödyntää liuoksen aineiden tunnistamisessa ja erottamisessa.

Veden ominaisuuksia

- Vedellä on useita elämän kannalta tärkeitä ominaisuuksia
- Vesi on poolinen liuotin, joka voi muodostaa vetysidoksia
- Vedellä on suuri ominaislämpökapasiteetti
- Jää on harvempaa kuin nestemäinen vesi.
- Jäässä vesimolekyylit asettuvat vetysidosten avulla molekyylihilaksi, jossa molekyylit ovat harvemmassa kuin nestemäisessä vedessä.
- Vesi on tiheintä $+4^{\circ}\text{C}$ lämpötilassa
- Kapillaari-ilmiössä vesimolekyylit nousevat kasvien ohuissa onteloissa ylöspäin molekyyliden vetäessä toisiaan puoleensa.
- Myös veden suuri pintajännitys on seurausta voimakkaista vetysidoksista

Saippuan toimita

- Lue oppikirjasta s. 110-111

4. ISOMERIA

- Yhdisteet, joilla on sama molekyylikaava, mutta eri rakenne, ovat toistensa isomeereja.
- Isomeereilla on erilaiset fysikaaliset ja kemialliset ominaisuudet
- Isomeria voidaan jakaa kahteen luokkaan
 - (1) Rakenneisomeria, missä molekyylien atomit ovat sitoutuneet eri järjestyksessä
 - (2) Stereoisomeria, missä atomien avaruudellinen suuntautuminen on erilaista

RAKENNEISOMERIA

Funktioisomeria

- Kun yhdisteillä on erilaiset funktionaaliset ryhmät
- Esim. C_2H_6O voi olla alkoholi (etanoli) tai eetteri (dimetyylieetteri)

Runkoisomeria

- Molekyylin runko voi olla suora tai haaroittunut
- Esim. C_4H_{10} voi olla suora ketjuinen *n*-butaani tai haaroittunut 2-metyylipropaani
- Bensiinin oktaaniluku kertoo että bensiini sisältää haaroittuneita hiiliketjuja, jotka palavat korkeammassa lämpötiloissa.

Paikkaisomeria

- Funktionaalisen ryhmän paikka voi vaihdella molekyyliässä.
- Esim. C_3H_7OH voi olla 1-propanoli tai 2-propanoli
- Muita yleisiä yhdisteitä joilla esiintyy paikkaisomeriaa ovat eteenit ja etyyinit sekä bentseenirenkaat.

- Disubstituoitujen bentseeni renkaan eri paikkaisomeereja voidaan kutsua myös orto-, meta- ja para-muodoiksi.
- Funktionaalisten ryhmien nimämisjärjestys 1) karboksyylihappo 2) ketoni- tai aldehydi 3) alkoholi 4) amiini

STEREOISOMERIA

Cis-trans-isomeria

- **Optinen isomeria eli peilikuvaisomeria**

KONFORMAATIO