

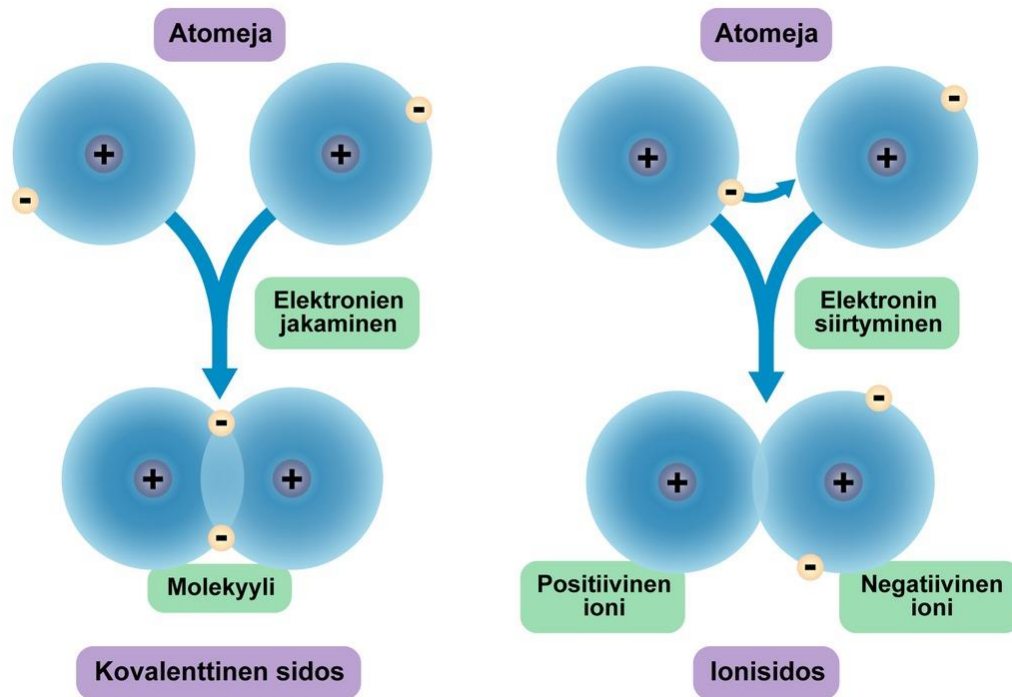
Sidokset eli kemian sidosteoriaa

Kemiallisissa reaktioissa on kyse sidoksien katkeamisesta ja uusien sidoksien syntymisestä.



Sidokset

- Luetelkaa kaikki **vahvat sidokset** ja niiden määritelmät
- Luetelkaa kaikki heikot sidokset ja niiden määritelmät



Hieman kertausta:

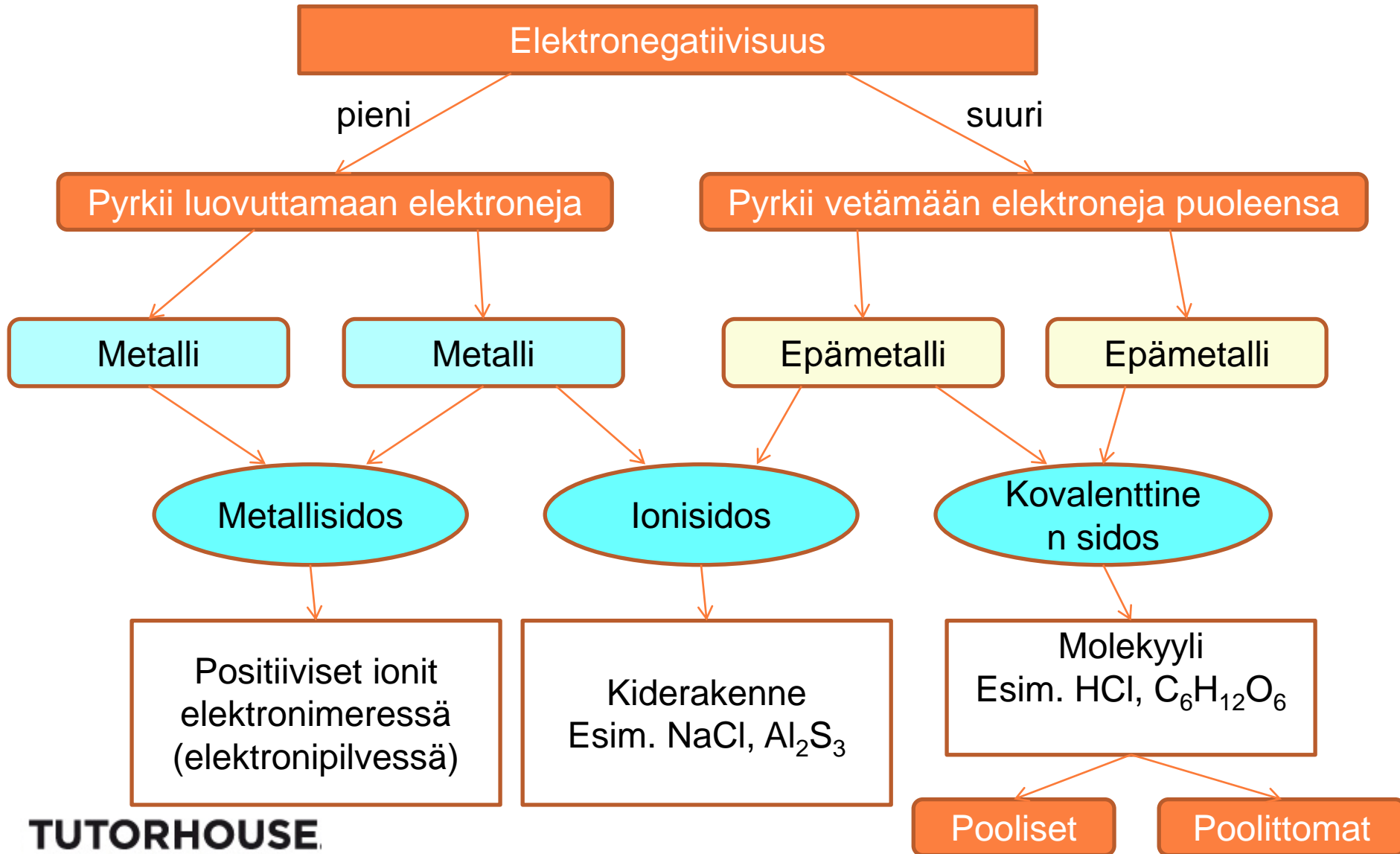
- Vahvat kemialliset sidokset:

Ionisidos	Kovalenttinen sidos	Metallisidos
Ei yhteisiä elektronipareja	Yhteinen elektronipari	Ulkoelektronit jakautuvat useamman ytimen kesken
Ionin vahva sähköinen vetovoima (-> suola)	Vahva sidos (molekyylit) Poolisuus	Elektronit muodostavat "liiman", elektronipilven, ytimien väliin
Syntyy metallin ja epämetallin välillä	Syntyy epämetallien välille	Metallien (puhtaat metallit, metalliseokset eli lejeeringit) ominaisuus

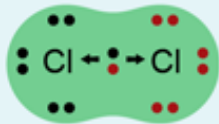
- Elektronegatiivisuus

- Kuvaa sidoksen muodostumiseen osallistuvan alkuaineen kykyä vetää puoleensa elektroneja. Mitä suurempi on alkuaineen elektronegatiivisuusarvo, sitä voimakkaammin se vetää elektroneja puoleensa.
- Fluorille – elektronegatiivisin alkuaine – annettu arvo 4. Muut arvot on määritelty vertaamalla fluoriin.

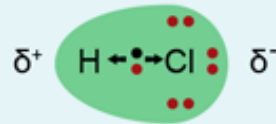
Vahvat sidokset



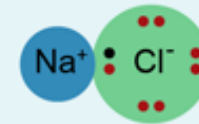
ELEKTRONEGATIIVISUUSERO



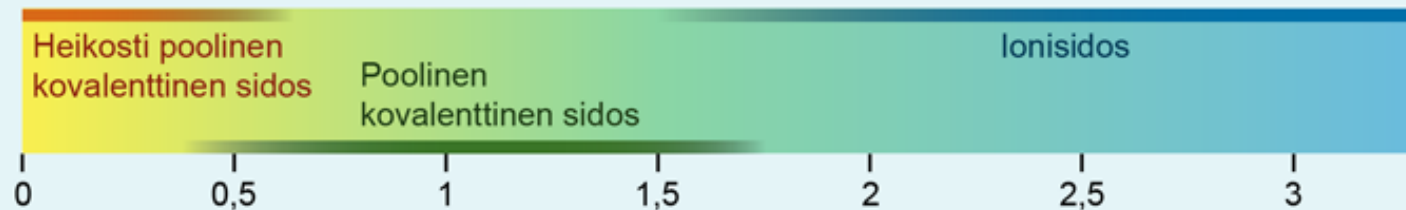
Pooliton
kovalenttinen sidos



Poolinen
kovalenttinen sidos



Ionisidos
kovalenttinen sidos



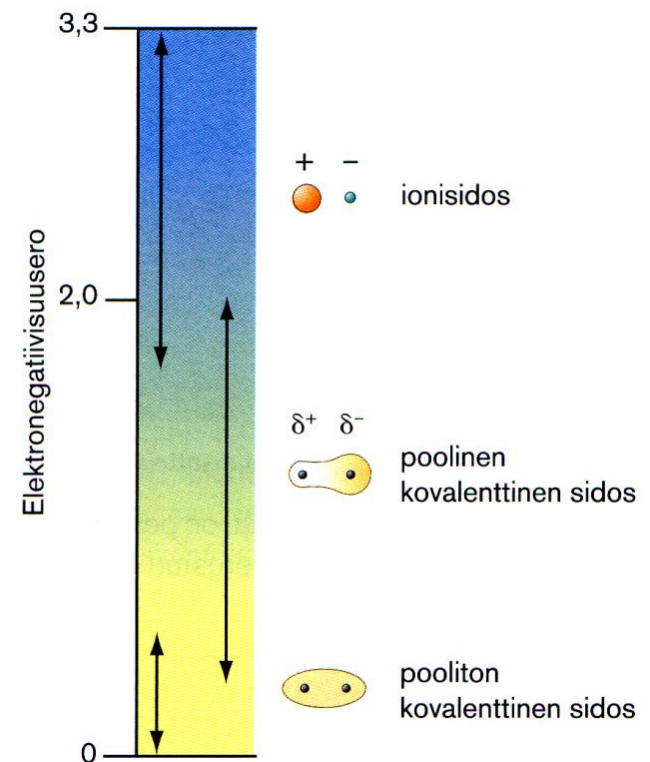
- Sidokseen osallistuvien atomien elektronegatiivisuusero kasvaa
- Liukoisuus veteen kasvaa
- Sulamispiste nousee

Metallisidos

- **Elektronipilvimalli**, jossa metalliatomit jakavat ulkoelektroninsa mahdollisimman monen metalliatomin kanssa; elektronipilvi liimaa metalliatomit kiinni toisiinsa, eikä yksittäistä atomien välistä sidosta voida erottaa
- **Metallihila**, tiivis säännöllinen kiderakenne
- **Ominaisuuksia**: sähkön- ja lämmönjohtokyky, läpinäkymättömyys, hiotun pinnan kiilto, taottavuus jopa kuumentamatta
- **Metallisidos** on täysin suunnasta riippumaton (vrt. sigma-sidos)
- Metalliseokset eli lejeeringit

Ionisidos

- Ionisidoksen muodostuminen, pyrkimys jalokaasurakenteeseen (Lukion kemia 1.kurssi)
 - Toimii alkalimetallien, maa-alkalimetallien ja halogenidien tapauksissa
- Metallit, jotka kuuluvat d- tai p-lohkoon
 - Eivät luovutakaan välttämättä kaikkia ulkoelektronejaan → esiintyvät useilla **hapetusluvuilla**
- Positiivinen ioni = **kationi**
- Negatiivinen ioni = **anioni**



Molekyylien väliset heikot sidokset



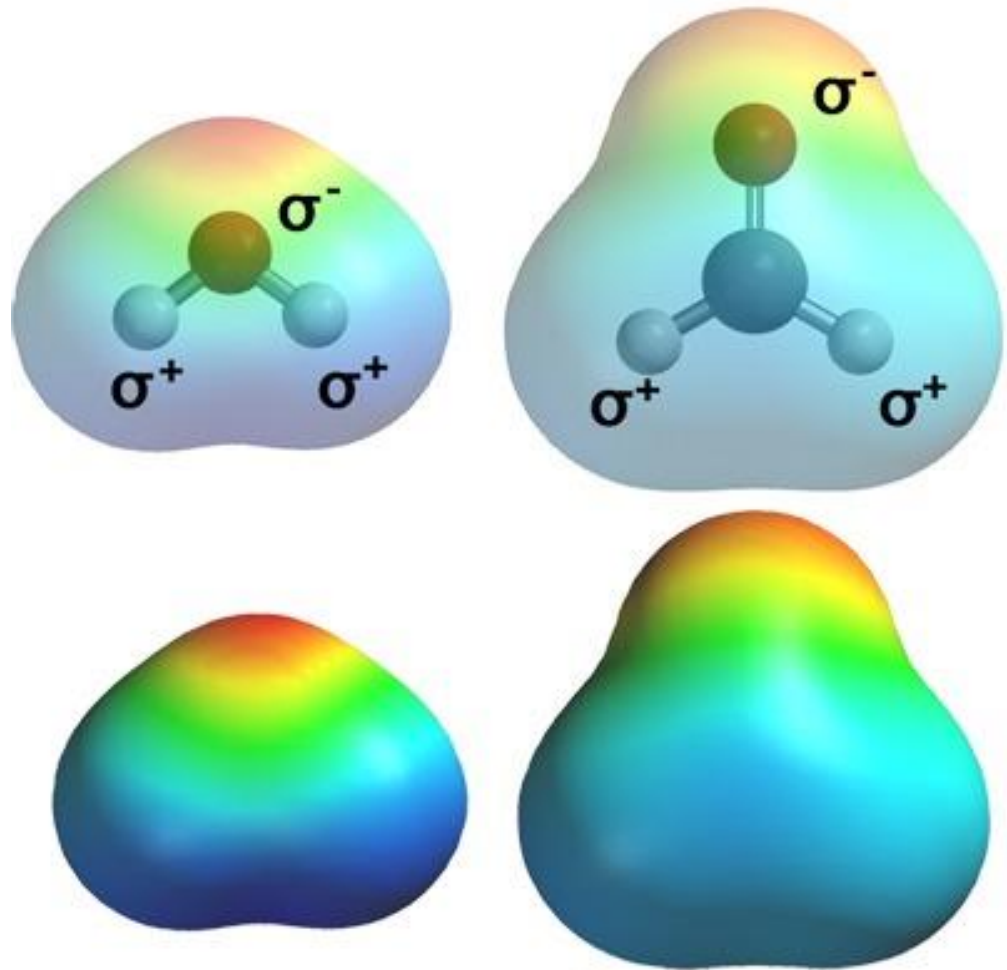
- dipoli-dipolisidos
 - erityistapauksena vetysidos
- ioni-dipolisidos
- dispersiovoimat

Mikä heikkosidos
taustakuvassa ilmenee?
Miten käytät sitä
selityksenä?

**KE1-
kurssin
asiaa**

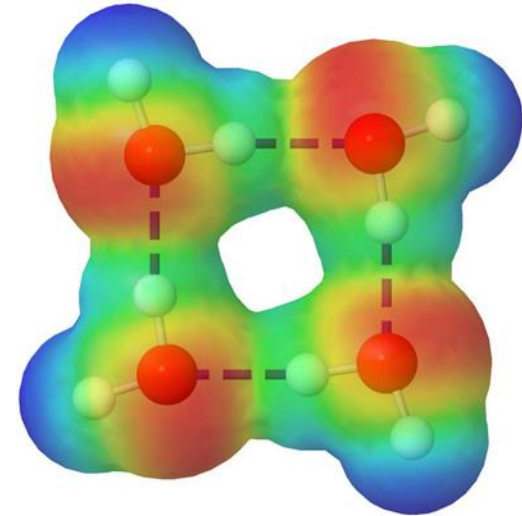
Dipolin syntyminen

- erilaisten alkuaineiden elektronegatiivisuusero johtaa elektronien siirtymiseen suuremman elektronegatiivisuusarvon omaavan atomin puolelle
- tämä synnyttää **osittaisvarauksia** sidoksessa oleviin atomeihin
- molekyyleja sanotaan poolisiksi molekyyleiksi
- kokonaisvaraus on kuitenkin nolla



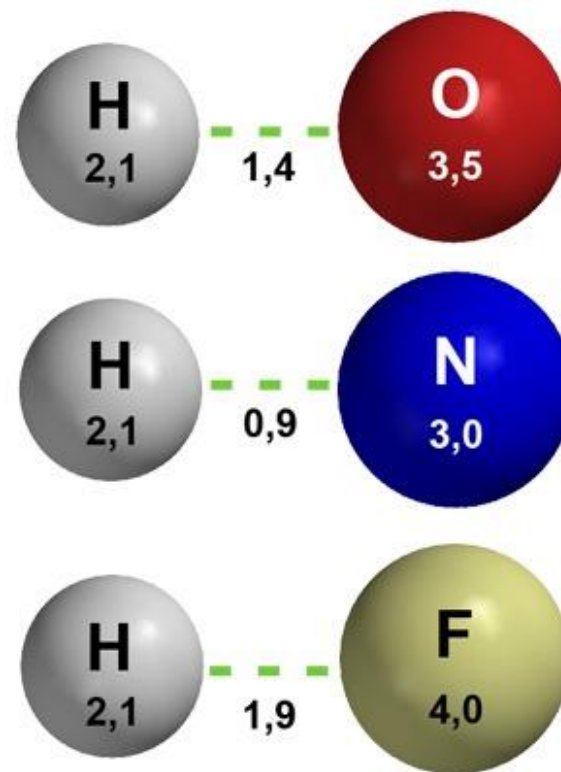
Dipoli-dipoli-sidos

- **dipoli-dipolisidokseksi** kutsutaan **dipoleista aiheutuvia** molekyylien välisiä **vetovoimia**
- poolisen molekyylin dipolit vetävät puoleensa muita molekyyliä siten, että molekyylin positiivisesti varautunut pää vetää puoleensa molekyylin negatiivisesti varautunutta päätä ja päinvastoin.
- näiden sidoksien määrä ja poolisten molekyylien sidosten atomien elektronegatiivisuusero määrää sidoksen vahvuuden
- tämä ilmenee muun muassa sulamis- ja kiehumispisteiden suuruudessa

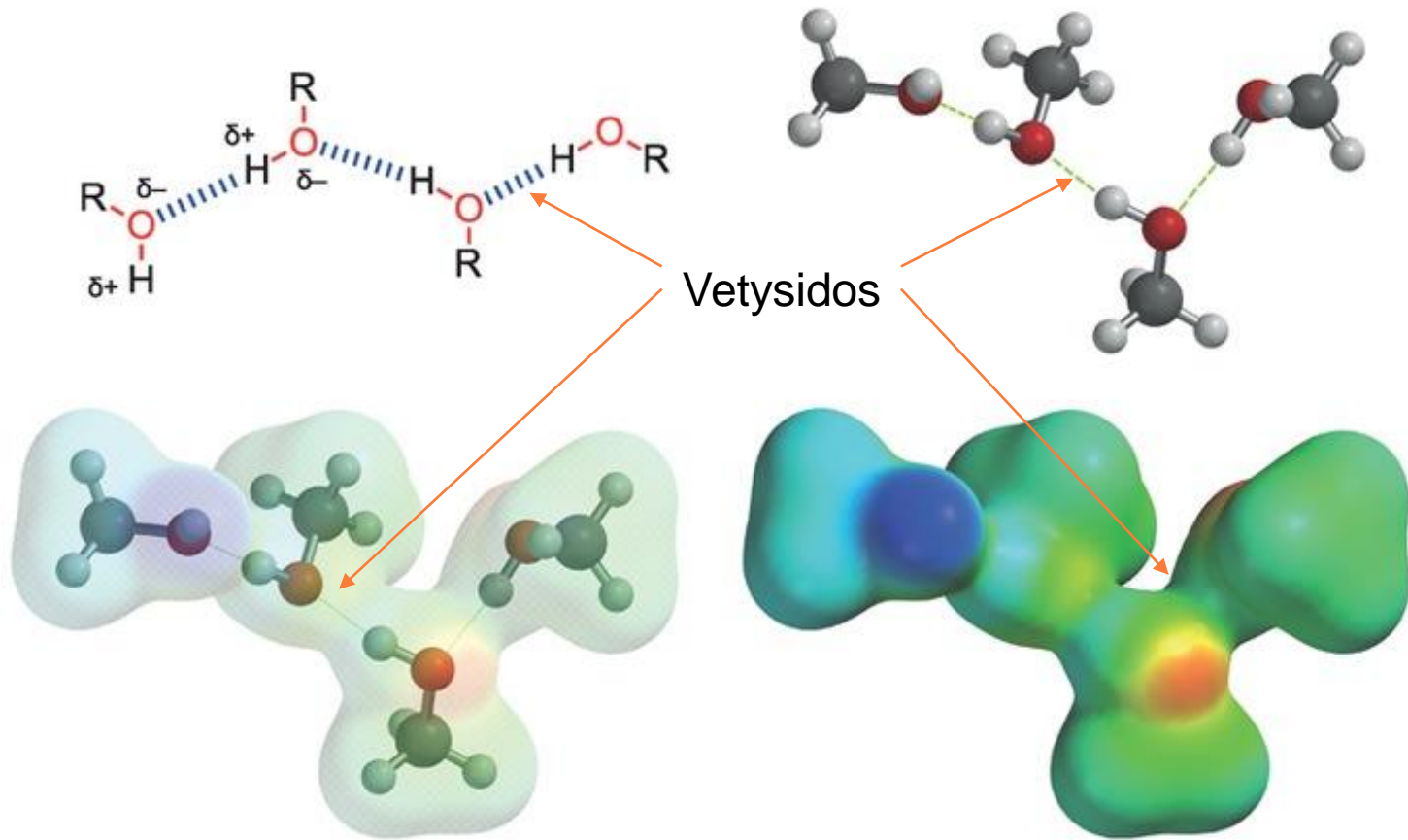


Vetysidos

- **Vetysidos** on dipoli-dipolisidoksen erikoistapaus
- Molekyylien poolisuus on **elektronegatiivisuuserojen** kasvaessa jo niin iso, että sidoksen lujuus kasvaa merkittävästi.
- Vetysidoksessa on toisena dipolin osapuolena aina vety, kuten vedessä. Vedyn lisäksi sidoksessa voi olla happi (O), typpi (N) tai fluori (F).
- **Vetyfluoridin** tapauksessa vetysidos aiheuttaa sen, ettei vetyfluoridi ole niin vahva happo kuin sen luulisi olevan muiden vetyhalogenidien järjestyksessä.

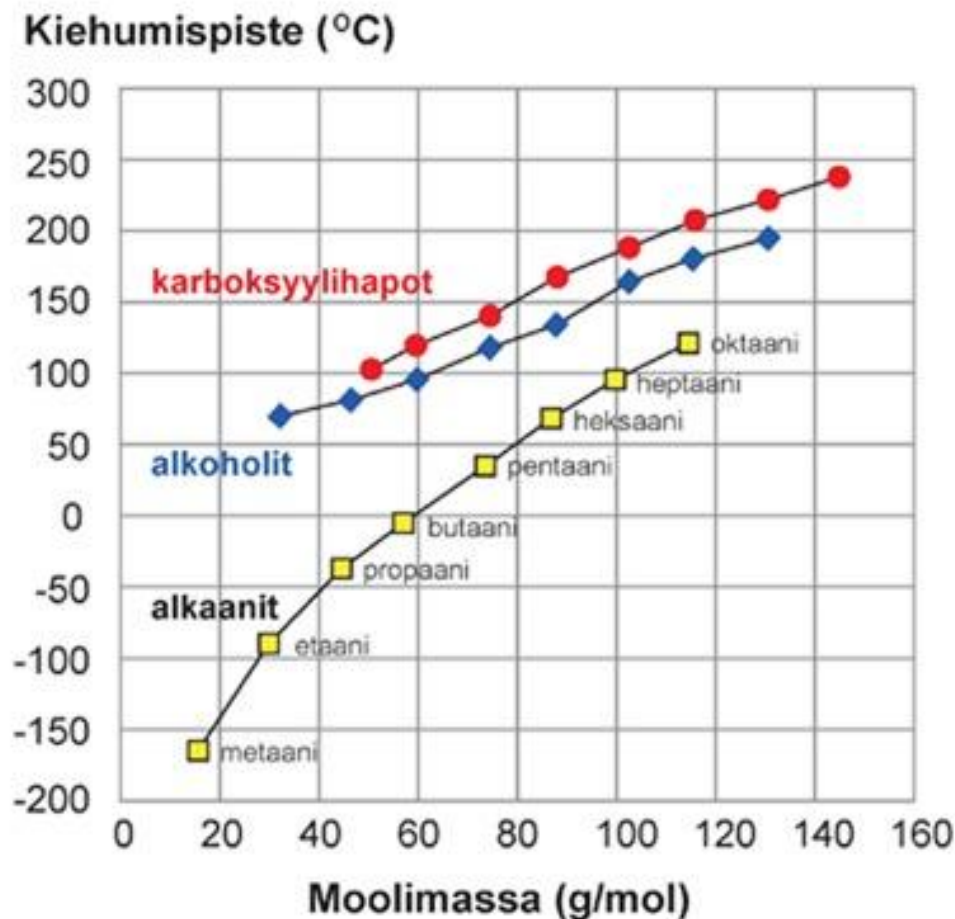


Vetysidos orgaanisessa yhdisteessä



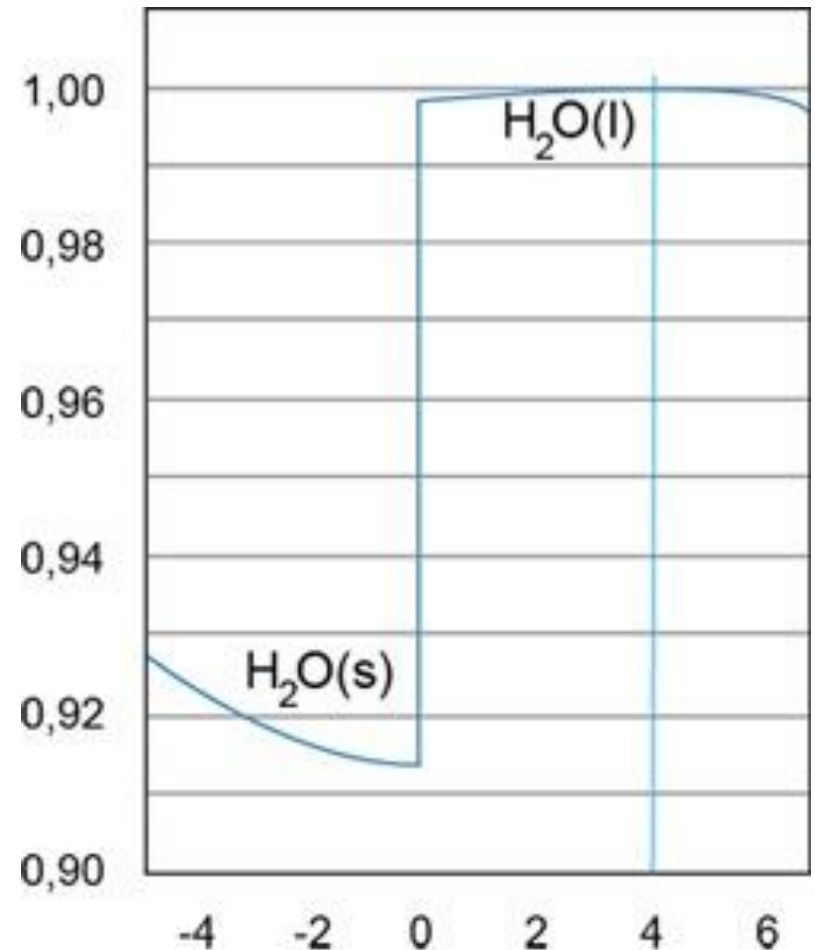
Vetyidos ja kiehumispiste

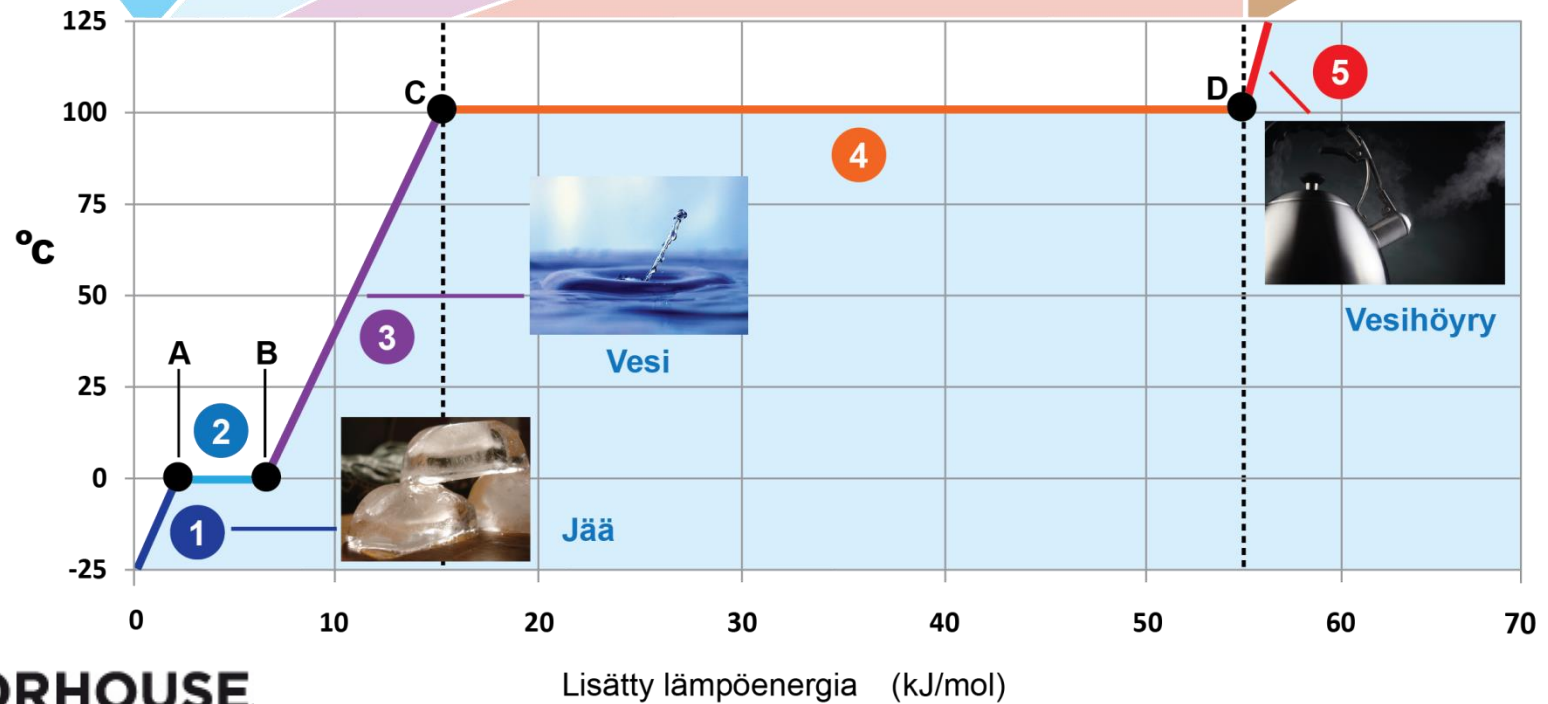
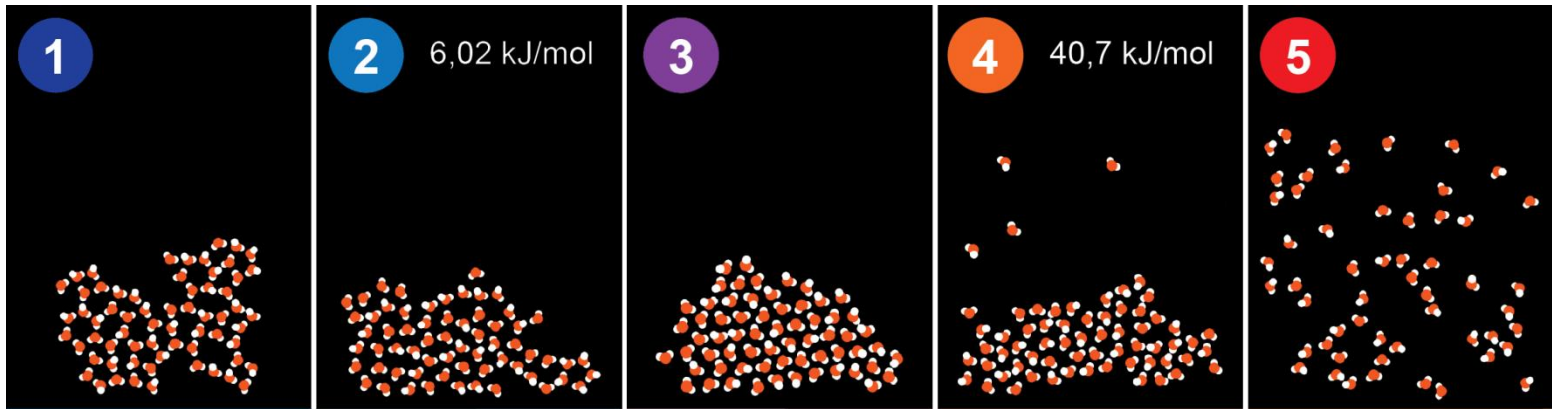
- Alkaanien, alkoholien ja karboksyylihappojen kiehumispisteitä vertailemalla (moolimassaan suhteutettuna) havaitaan, että alkaanien kiehumispisteet ovat paljon alhaisempia kuin alkoholien ja karboksyylihappojen.
- Tämä selittyy molekyylien välisten vuovaikutusten, mm. **vetysidoksien** voimakkuudella ja määrällä
- Alkaanimolekyylien välillä on ainoastaan dispersiovoimia



Vesi ja vetysidokset

- Kapillaari-ilmiö, pintajännitys, vesistöjen pysyminen sulana pohjasta, ovat seurausta vesimolekyylien välisistä vetysidoksista.
- Jään vesimolekyylit (vetysidoksista ja vesimolekyylien rakenteesta johtuen) muodostavat kiinteässä olomuodossa tasomaisen rakenteen, tietyntyyppisen säännöllisen kuvion.
- Yleensä kiinteän aineen tiheys on suurempi kuin nesteen – vesi on poikkeus.
- Jään rakenne on harva, kun taas nestemuodossa vesimolekyylit voivat liukua eri tavalla toisiinsa nähden. Jään sulaessa harva rakennelma sortuu, jolloin molekyylit pääsevät lähemmäs toisiaan.





Vastaus edelliseen kaavioon

A: Ennen pistettä A vesi on kokonaan kiinteässä olomuodossa jäänä (vaihe 1). Yo k2010
Vesimolekyylit ovat sitoutuneet toisiinsa **vetysidosten avulla säännölliseksi kidehilaksi(molekyylihila)**. Lämpötila pisteessä A on 0°C normaalipaineessa.

A-B: Lisätty lämpöenergia kuluu vesimolekyylien välisten sidosten rikkomiseen. Pisteessä A jää alkaa sulaa (vaihe 2). Lämpötila pysyy muuttumattomana, kunnes pisteessä B kaikki jää on sulanut nestemäiseksi vedeksi. Nestemäisessä vedessä on **edelleen molekyylien välillä vetysidoksia**, vaikka molekyylien lisääntyneen lämpöliikkeen johdosta säännöllistä kidehilaa ei enää esiinnykään .

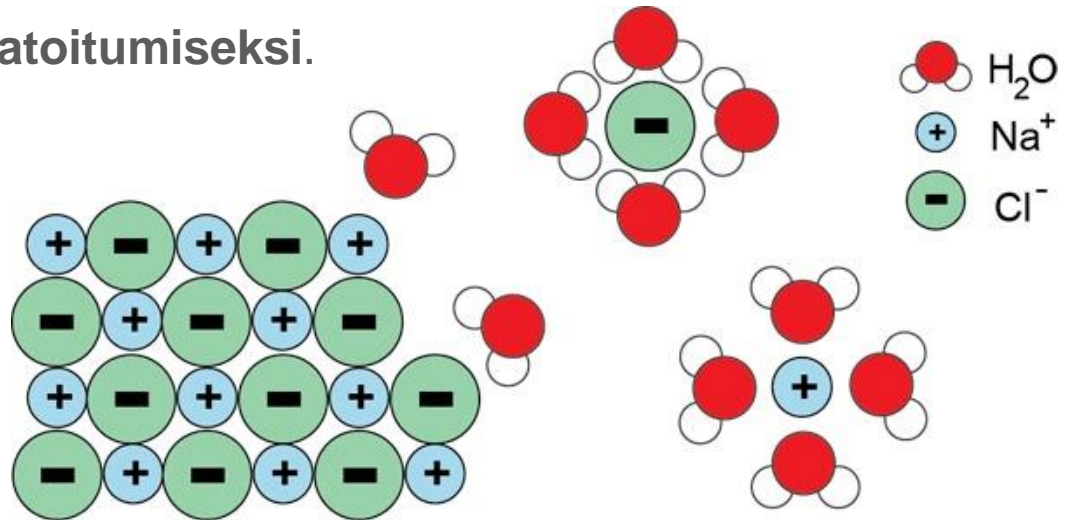
B-C: **Vetysidoksia purkautuu yhä enemmän.** Välillä B-C vesi on nesteenä (vaihe 3), jonka lämpötila ja samalla veden höyrinpaine vähitellen kasvaa. Pisteessä C lämpötila on 100°C ja vesi alkaa kiehua **höyrinpaineen saavuttaessa ulkoisen paineen.**

C- D: Kiehumista jatkuu niin kauan kuin nestemäistä vettä on jäljellä (vaihe 4). Pisteessä D kaikki vesi on vesihöyrinä. **Kaasutilassa vesimolekyylien väliset vetysidokset ovat purkautuneet ja vuorovaikutukset molekyylien välillä oletetaan ideaalikaasutilassa olevan lähes olemattomia.** Pisteessä D jälkeen lämpötilan noustessa (energiaa lisättäessä) molekyylien lämpöliike edelleen voimistuu.

Ioni-dipoli-sidos

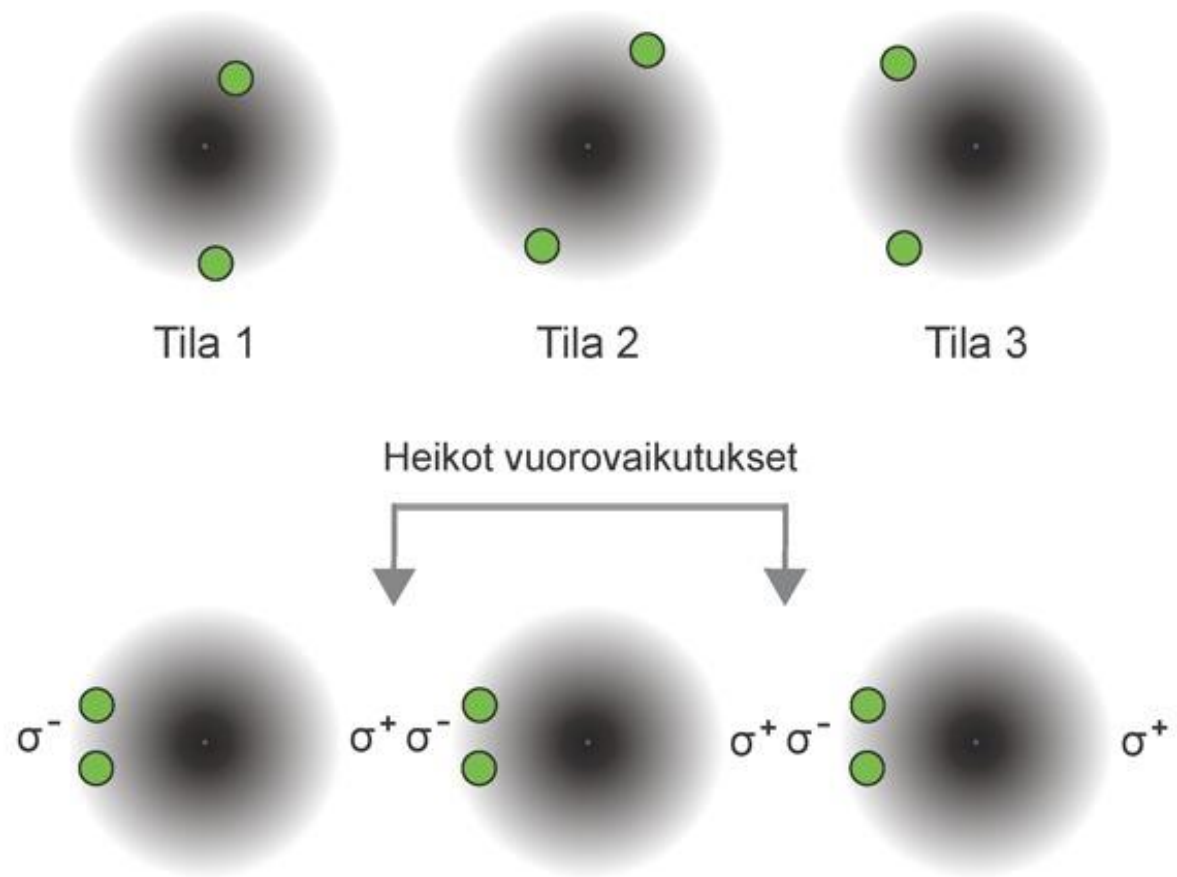
(ei luokitella molekyylien väliseksi)

- Aineen liukenemisessä kiinteää ainetta koossa pitävät sidokset katkeavat, jolloin liuenneiden aineosasten ja liuottimen molekyylien välille muodostuu uusia sidoksia.
- Ioniyhdisteet (suolat) liukenevat ioneina ja molekyyliyhdisteet molekyyleinä.
- Tunnetuin poolinen liuotin on vesi. Ioniyhdisteiden liuetessa veteen syntyy ioneja, jotka muodostavat poolisten vesimolekyylien kanssa ioni-dipolisidoksia.
- Tätä ilmiötä sanotaan **hydratoitumiseksi**.



Dispersiivoimat

Dispersiivoima (Van der Waalsin voima) tarkoittavat hetkellisten dipolien aiheuttamia sidoksia.

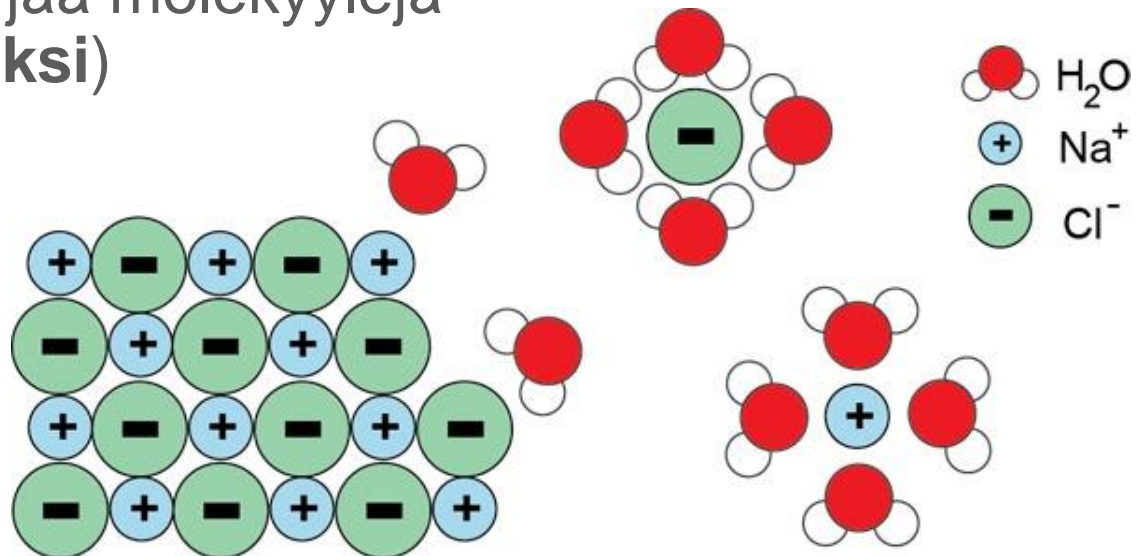


Liukoisuus

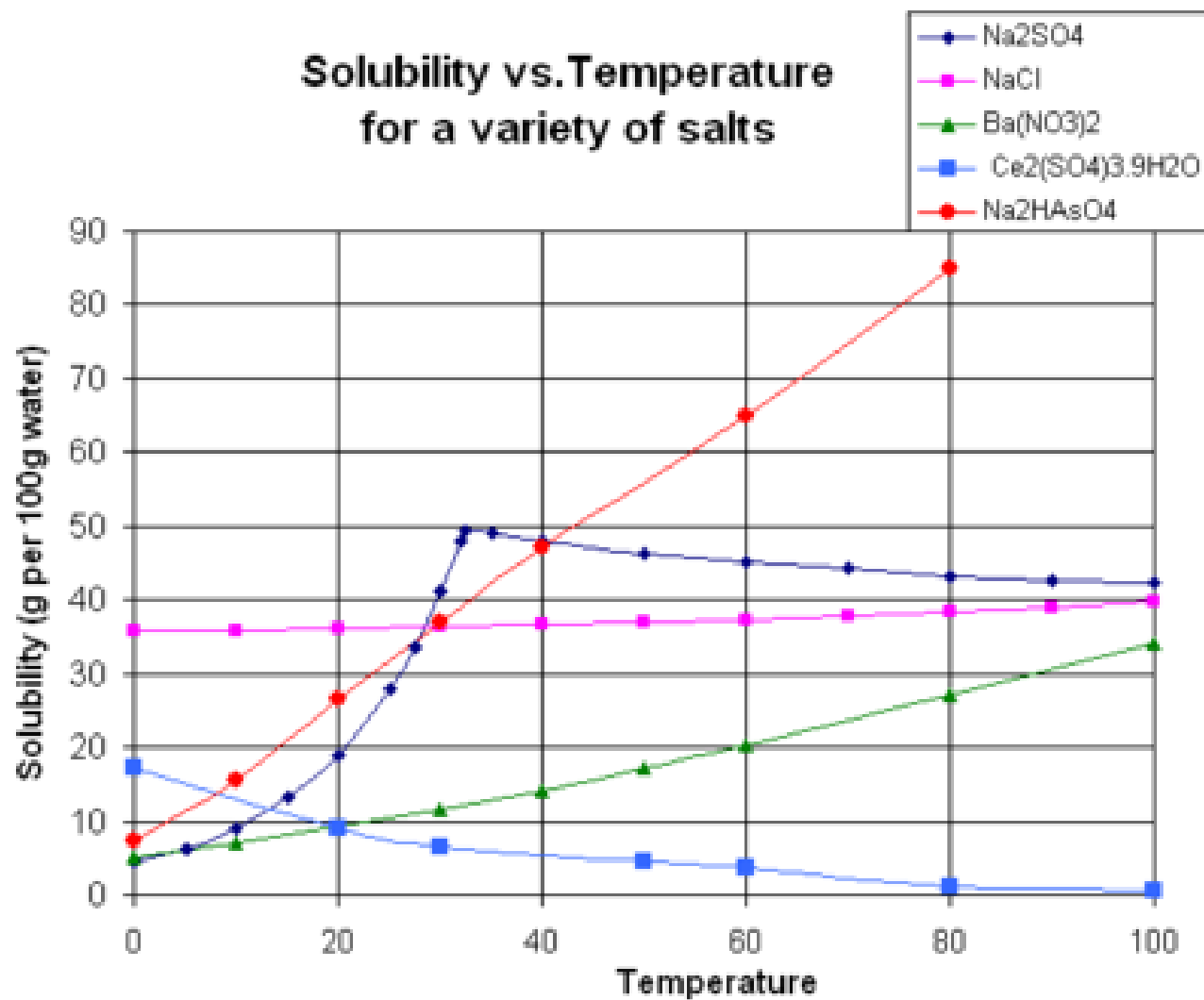
- Kun ainetta liuotetaan veteen tai johonkin muuhun liuottimeen (voi olla myös kaasu), liukenevaa ainetta koossa pitäviä sidoksia katkeaa. Katkeavat sidokset voivat olla vahvoja tai heikkoja sidoksia.
- Muodostuu uusia sidoksia liuottimen ja liukenevan aineen tai sen rakenneosien välille.
- Liukenemisen edellytyksenä on, että liukenevan aineen ja liuottimen välille muodostuvat uudet sidokset ovat suurin piirtein yhtä vahvoja kuin liukenevaa ainetta tai sen rakenneosia koossa pitävät sidokset.

Hydratoituminen ja ioni-dipolisidos

- Vesimolekyylit muodostavat suolojen erimerkkisten ionien kanssa **ioni-dipolisidoksia** ao. kuvan mukaan. Tämä vesimolekyylien verhoa sanotaan hydraattiverhoksi ja itse ilmiötä **hydratoitumiseksi**. Monen suolan kohdalla veden haihduttaminen johtaa suolakiteisiin, joihin jää molekyylejä kiinni (ns. **kidevedeksi**)



Eri suolojen liukeneminen



Lähde: Wikipedia