

KERTAUSTA: POOLISET JA POOLITTOMAT KOVALENTTITSET SIDOKSET

IHMISEN JA
ELINYMPÄRISTÖN
KEMIA, KE2

- Kovalenttinen sidos rakentuu elektroniparista. Elektronit ovat sidoksen muodostavien atomien yhteisiä.
- Jos atomit ovat samanlaisia, myös niiden elektronegatiivisuudet ovat samat ja yhteiset elektronit jakautuvat tasaisesti atomien välille.
- Tällaista kovalenttista sidosta sanotaan **poolittomaksi**.

Täysin poolittomia sidoksia

hiili–hiili-sidokset



alkuainemolekyylien sidokset



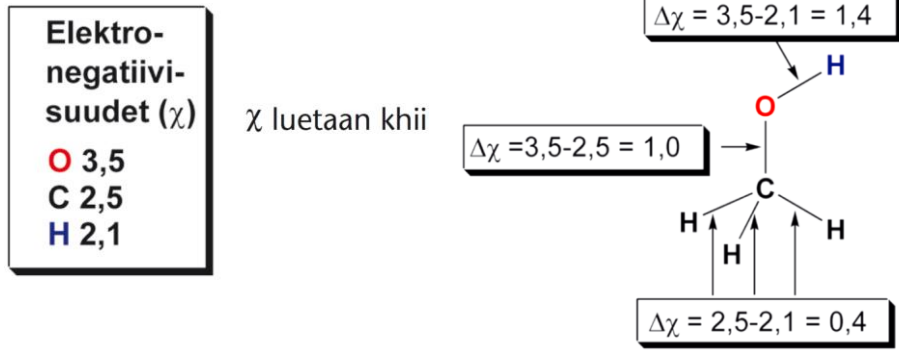
Elektronegatiivisuustaulukko

		kasvaa →																				
		↑ kasvaa																				
	H																	B	C	N	O	F
	Li	Be															Al	Si	P	S	Cl	
	Na	Mg															Ga	Ge	As	Se	Br	
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br					
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I					
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At					
	Fr	Ra	Ac																			

Punainen kuvaa epämetalleja, vaaleanpunainen puolimetalleja ja keltainen metalleja.

H																	He				
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg															Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr																					

Elektronegatiivisuus kuvaa siis sidoksen muodostumiseen osallistuvan alkuaineen kykyä vetää sidoselektroneja puoleensa. Kaikkein elektronegatiivisimmalla aineella, fluorilla, tämä kyky on suurin.

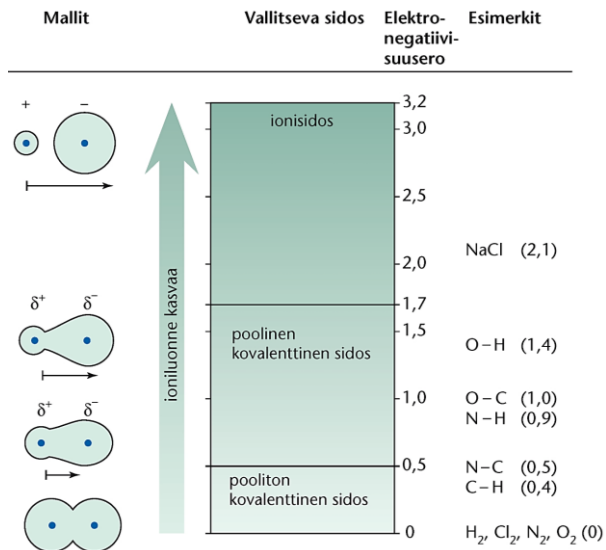


Kun elektronegatiivisuusarvojen erotus on 0 – 0,5 on kyseessä pooliton kovalenttinen sidos. Kun 0,5 – 1,7, niin poolinen kovalenttinen sidos ja kun yli 1,7 niin ionisidos.

Muista kuitenkin, ionisidos on metallin ja epämetallin välinen!

Elektronegatiivisuusarvojen eron kasvaessa kovalenttisen sidoksen poolisuus kasvaa.

Kun erotus on suurempi kuin 1,7, sidostyyppi muuttuu kovalenttisesti ionisidokseksi. Sanotaan, että sidoksella on tällöin enemmän ioniluonnetta.

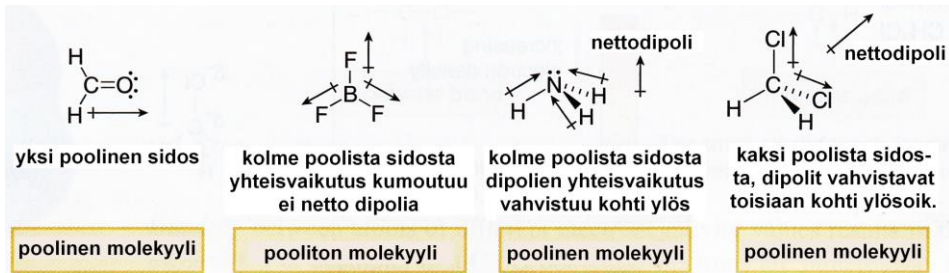


MOLEKYYLIN POOLISUUS

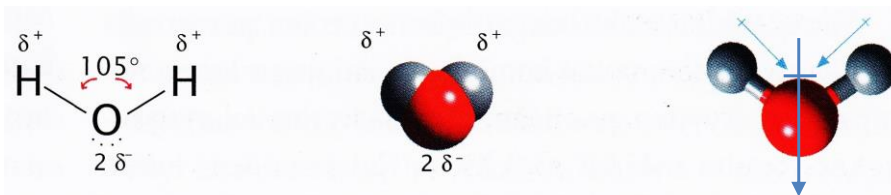
IHMISEN JA ELINYM-
PÄRISTÖN KEMIA, KE2

Molekyylin poolisuuteen/poolittomuuteen vaikuttaa poolisten/ poolittomien sidosten lisäksi molekyylin **koko ja symmetria**:

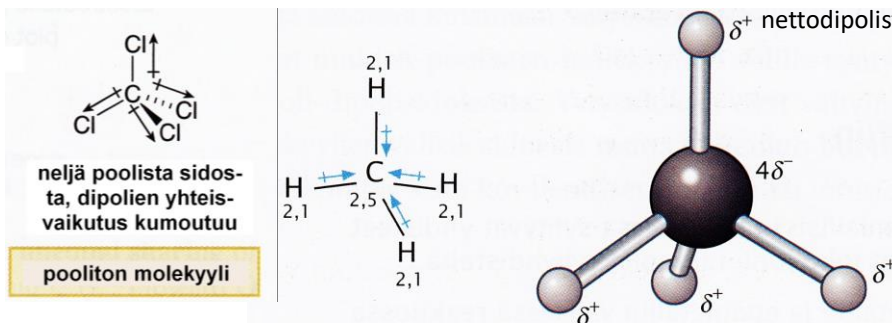
- Jos molekyylissä on vain yksi sidos, niin molekyyli on poolinen/ pooliton sen mukaan onko sidos poolinen / pooliton.
- Molekyyli on pooliton, jos siinä on vain poolittomia sidoksia.
- Nettodipoli häviää täysin symmetrisissä molekyyleissä.



Myös **funktionaalinen ryhmä** kuten **koko molekyyli** voi olla poolinen tai pooliton.

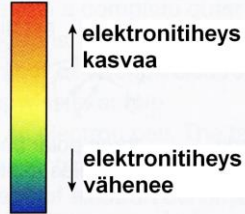


Osittaisvaraukset merkitään δ -merkinnöillä. Nuolimerkintä puolestaan kuvaa, mihin suuntaan sidoselektroneja vedetään. Puhutaan myös nettodipolista.

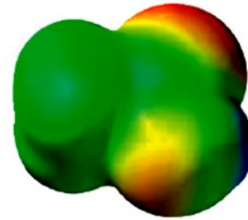
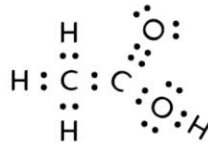
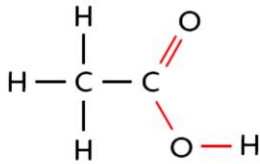
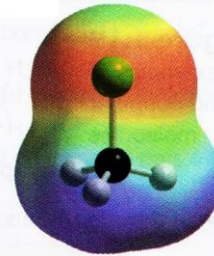
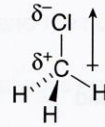


Tetraedrin muotoinen metaanimolekyyli.
Molekyylin muoto kumoaa sidosten poolisuuden.

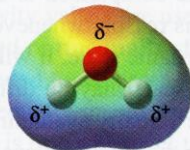
a. Elektronitiheyttä kuvaava värikartta



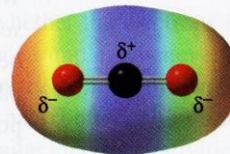
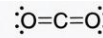
b. Sähköstaattisen potentiaalin kuvaus molekyylille CH_3Cl



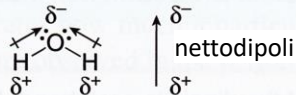
Etikkahappomolekyylillä on poolinen.



Punainen alue kuvaa aluetta, jonne elektronit ovat keskittyneet (elektronegatiivinen happi, jolle $\chi(\text{O})=3,5$). Molemmilla vetyatomilla H on elektronivajaus (sininen alue).

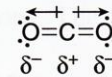


Happi on elektronegatiivinen, joten molempien happien ympärillä on elektronitiheyttä (punainen alue). Hiilidioksidin keskustassa, hiilen C ympäristö, on elektronivajaus (sininen alue).



Nettodipoli leikkaa H-O-H siduskulman. Kaksi osadipolia vahvistuvat nettodipoliksi.

H_2O on poolinen molekyyli

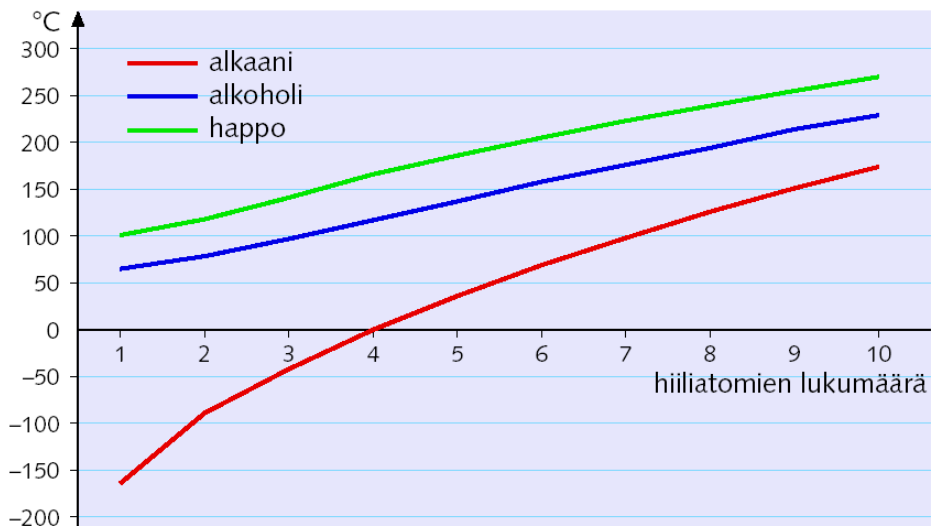


ei nettodipoli
Kaksi osadipolia kumoavat toisensa.

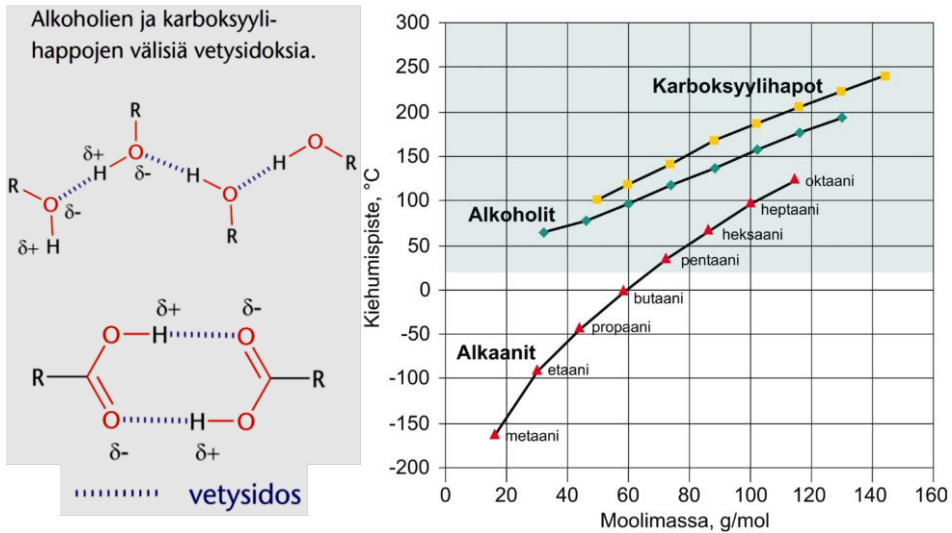
CO_2 on pooliton molekyyli.

Poolisuuden vaikutus orgaanisissa yhdisteissä

- **Hiilivedyt ovat poolittomia yhdisteitä**, joten vain dispersiovoimat pitävät niiden molekyyliä kiinni toisissaan. **Dispersiovoimat vahvistuvat** ja kiehumispisteet nousevat, kun **hiilivetyrunko pitenee ja moolimassa kasvaa**.
- **Alkoholit ja karboksyylihapot ovat poolisia** yhdisteitä, mutta niidenkin dispersiovoimat vahvistuvat ja kiehumispisteet nousevat moolimassan kasvaessa. Alkoholimolekyylien välillä on dispersiovoimien lisäksi **vetysidoksia**.
- **Karboksyylihappojen kiehumispisteet ovat korkeampia** kuin vastaavien alkoholien, koska karboksyyli ryhmien väliset **vetysidokset ovat vahvempia** kuin alkoholiryhmien väliset vetysidokset.



Selitä kaverille kuvaajien muoto ja järjestys (eli miksi alkaani-käyrä on alin ja happo-käyrä on ylin).



Alkaaneissa on vain $C - H$ -sidoksia, jotka ovat poolittomia tai hyvin heikosti poolisia. Alkoholeissa ja hapoissa on poolisia $O - H$ ja $C - O$ -sidoksia, jotka nostavat aineen sulamis- ja kiehumislämpötiloja. Mitä pidempi hiilirunko sitä enemmän mahdollisia sidoksia molekyylien välillä ja sitä korkeammat sulamislämpötilat.