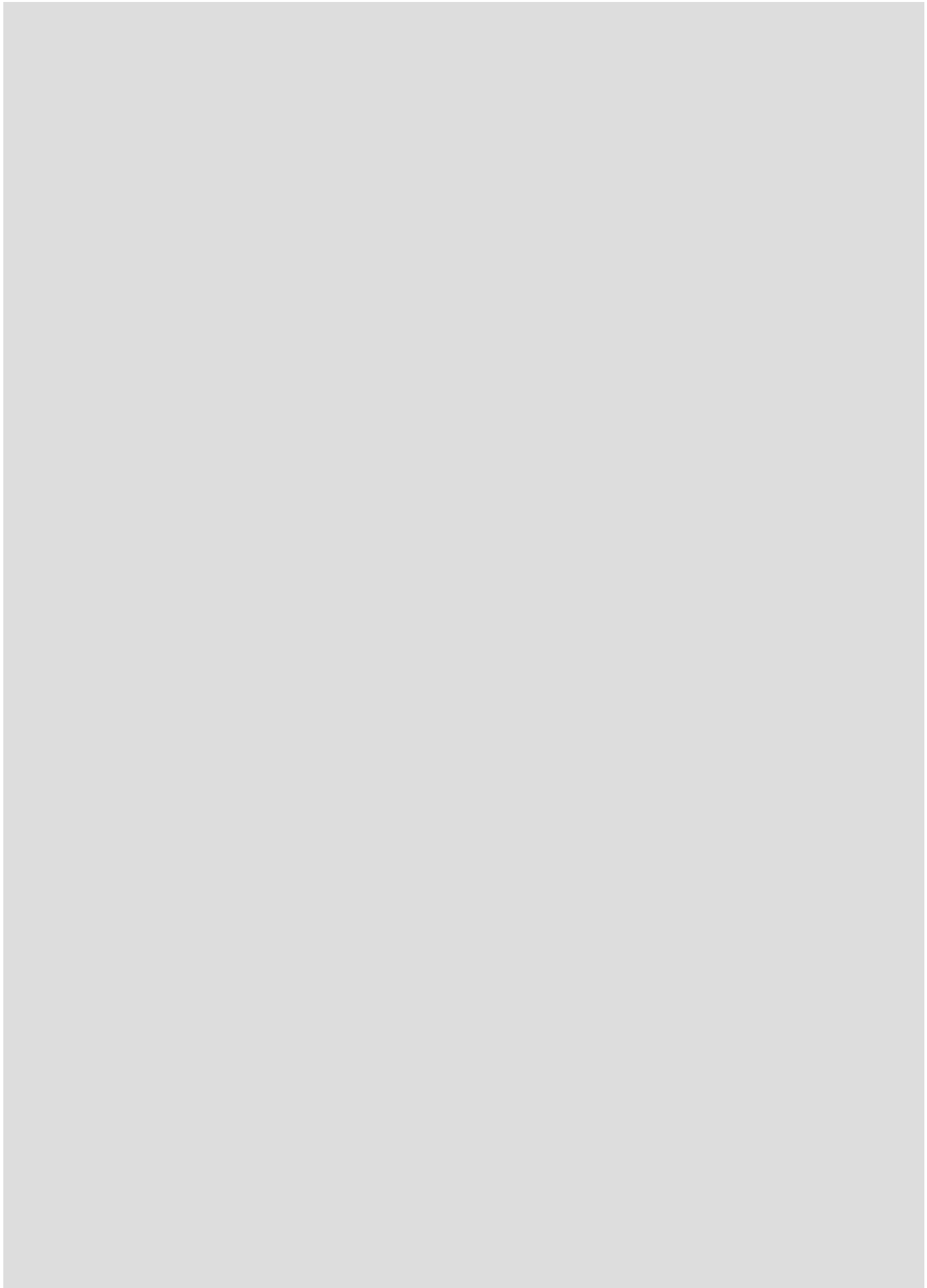




Sisällysluettelo

Ionisidos

- Ionien synty ja ionisidoksen muodostuminen kahden ionin välille

- Sidoksen ioniluonne

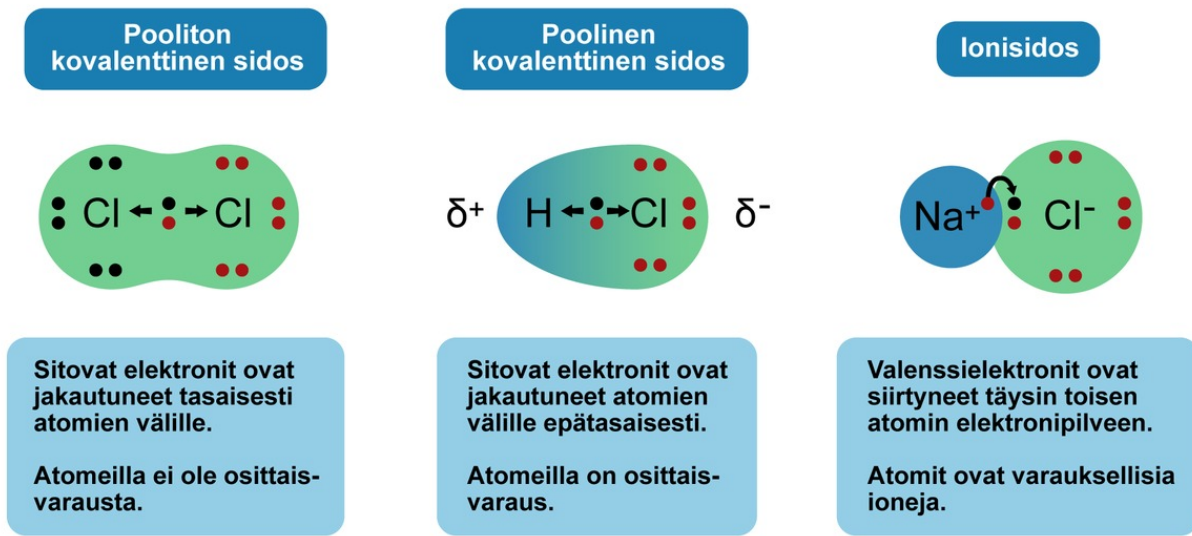
3D-malli

- Ioniyhdiste

Ionisidos

Ionien synty ja ionisidoksen muodostuminen kahden ionin välille

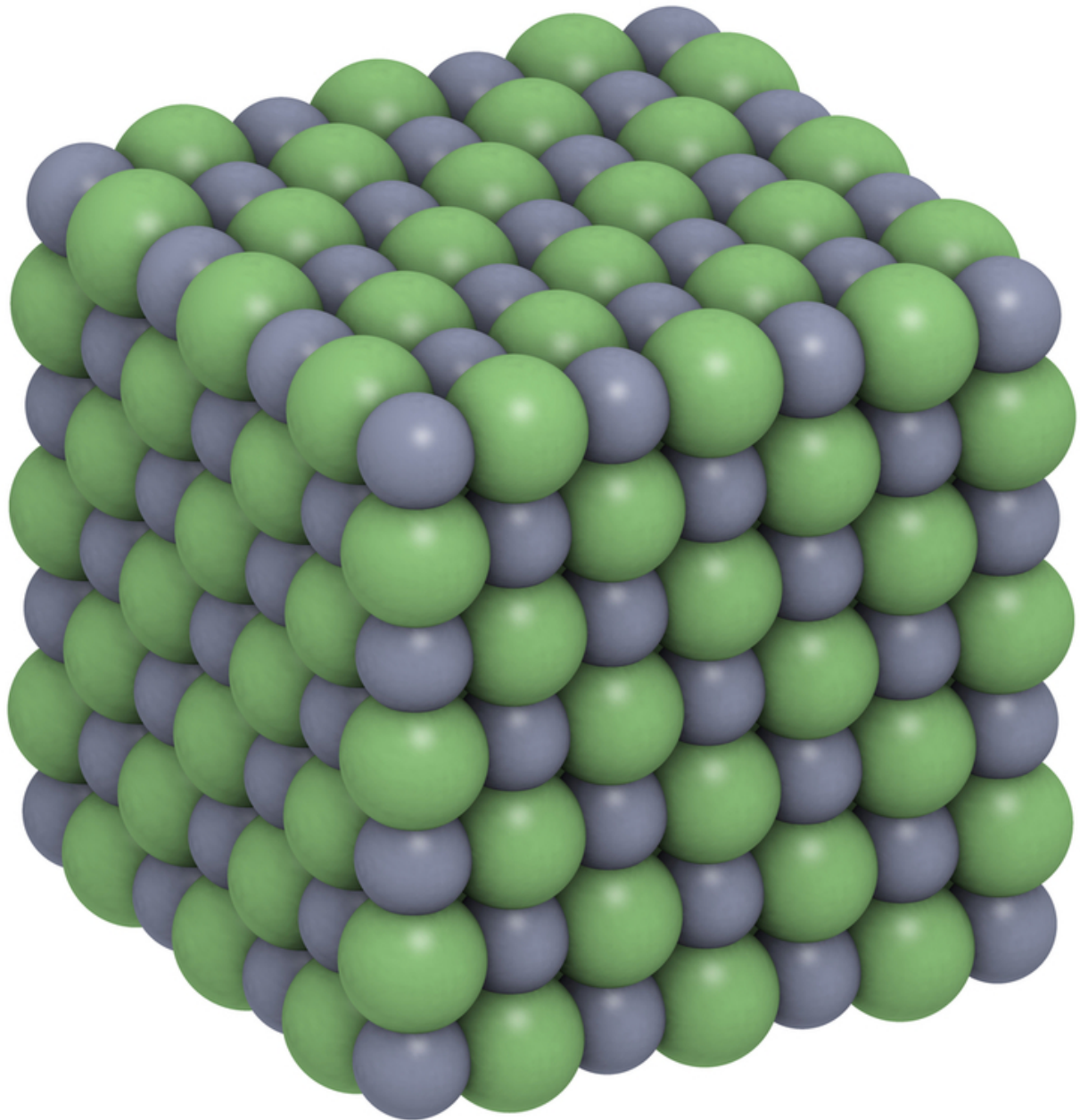
Mitä enemmän sitoutuvien atomien elektronirakenteet poikkeavat toisistaan, sitä epätasaisemmin elektronit jakaantuvat. Jossain vaiheessa saavutetaan tilanne, jossa sidoselektronin katsotaan kokonaan siirtyneen alkuaineelta toiselle. Näin muodostuvat ionit. Ionit liittyvät yhteen sähköstaattisen vuorovaikutuksen ansiosta. Näin muodostuvaa sidosta sanotaan **ionisidokseksi**.

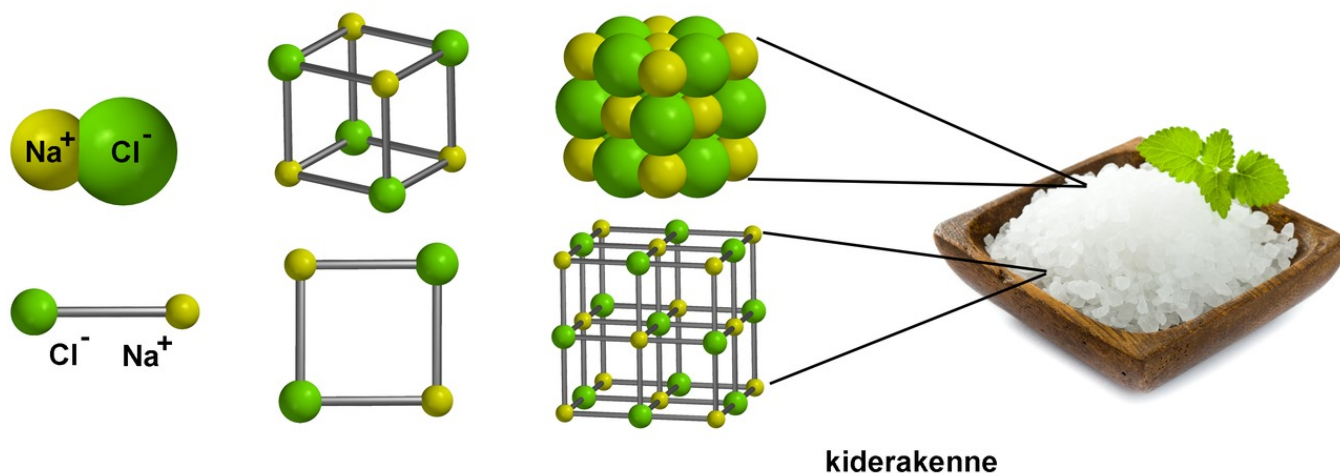


Ionisidos on luja. Sen pituuden muuttaminen ja katkaiseminen vaatii paljon energiaa. Ionisidoksilla muodostuneet aineet ovat kovia, ja niillä on korkea sulamispiste. Ionit järjestäytyvät tiiviiksi pakkauksiksi. Jokaisella ionilla on tarkka paikka toisten ionien suhteen, ja ioni liikkuu vain vähän tämän tasapainoetäisyyden ympäristössä. Ionien koko määrää sen, millaisia kiderakenteita aineista muodostuu.

Esimerkiksi natriumkloridi muodostuu natrium- ja kloridi-ioneista. Ionit ovat kooltaan lähes samat, joten natriumkloridi muodostaa säännöllisiä kuutionmallisia kiteitä. Ionisidoksellisella aineella on yleensä sille tunnusomainen sulamispiste ja kide muoto, jonka perusteella se voidaan tunnistaa.

Ionisidoksellista yhdistettä kuvataan suhdekaavalla. Esimerkiksi natriumkloridin suhdekaava on NaCl, mikä tarkoittaa sitä, että natriumkloridikiteessä jokaista natriumionia kohden on yksi kloridi-ioni. Suhde on siis 1:1. Ionisidoksella ei kuitenkaan ole vastaavalla tavalla enimmäislukumäärää kuin kovalenttisilla sidoksilla. Natriumkloridikiteessä jokainen natriumioni on ympäröitynyt xyz-akselien suunnasta vastakkaismerkkisesti varatuneella kloridi-ionilla, ja päinvastoin.

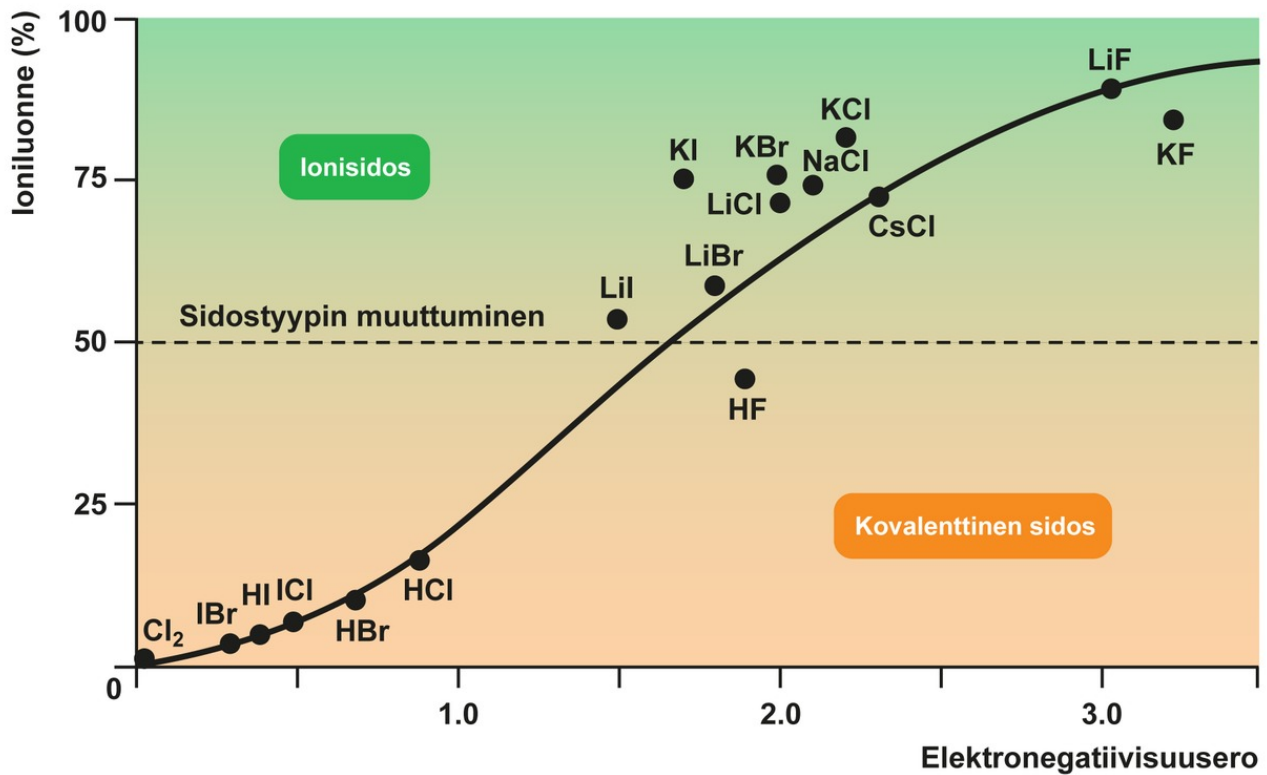




3D NaCl

Sidoksen ioniluonne

Kovalenttista sidosta voidaan lähestyä myös elektronegatiivisuus-käsitteen avulla. Korkean elektronegatiivisuuseron omaavista atomeista koostuvat molekyylit ovat poolisia. Tällöin molekyylin sisällä muodostuu erilaisia osittaisvarauksia, jos symmetria ei kumoa osittaisvarausten syntymistä (esim. CO₂). Kun elektronegatiivisuusero kasvaa riittävän suureksi – yleensä rajaksi määritellään 1,7 – sidoksen tyyppi muuttuu kovalenttisesta sidoksesta ionisidokseksi. Seuraava kuva esittää eri molekyyliden ja yhdisteiden elektronegatiivisuuseroja ja yhdisteen sisällä olevan sidoksen (kovalenttinen) ioniluonnetta.



Kuvan vasemmassa alakulmassa olevat yhdisteet ovat epämetallien muodostamia ja keskiviivan yläpuolella olevat metallien ja epämetallien muodostamia yhdisteitä. Mielenkiintoisen poikkeaman tilanteeseen muodostaa vetyfluoridi HF.

Vetyfluoridi-molekyylissä elektronegatiivisuusero on yli 1,7, mutta sen ioniluonne ei ylitä kuvaan piirrettyä 50 %:n rajaviivaa. Vetyfluoridi on kahden epämetallin muodostama yhdiste. Sen ominaisuudet poikkeavat melkoisesti saman ryhmän muista vety-yhdisteistä. Erityisesti happamuus-ominaisuudet poikkeavat, mikä selittyy juurikin suurella elektronegatiivisuuserolla.

3D-malli

Ioniyhdiste

