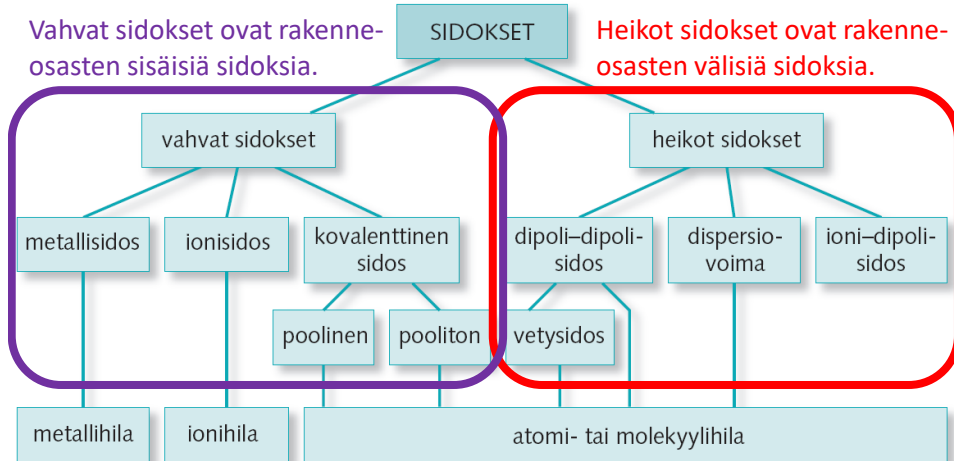


Ionidos on erimerkkisten ionien välinen sidos

KEMIA JA KESTÄVÄ
TULEVAISUUS, KE2

Miten atomit muodostavat yhdisteitä? Vast. Erilaisin sidoksin.

Kemiassa käytössä on vahvat ja heikot sidokset.

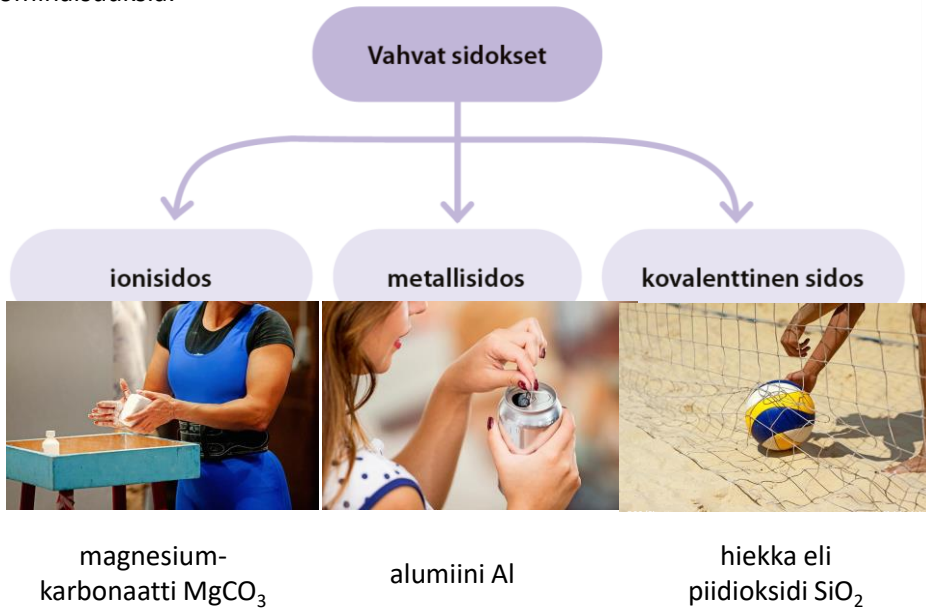


Sähköiset vuorovaikutukset (veto- ja hylkimisvoimat) luovat erilaisia sidoksia yhdisteiden välille ja sisään. Mitä vahvemmat ovat vetovoimat sitä enemmän tarvitaan energiaa vetovoimien kumoamiseen. Vahvat sidokset ovat (molekyylin) sisäisiä, heikot ulkoisia.

Alla olevassa taulukossa vertaillaan vahvoja ja heikkoja sidoksia.

	Sidoksen esiintymiskohde	Sidostyyppin nimi	Tyypillinen sidosten energia kJ/mol	Sidoksen muodostajat
Vahvat sidokset	ioniyhdisteet	ionisisidos	500–2000	ionit
	molekyyliyhdisteet	kovalenttinen sidos	150–1000	atomit
	metallit/lejeeringit	metallisisidos	100–900	metalli-ionit ja elektronit
Heikot sidokset	ioniyhdisteiden (vesi)liuokset	ioni-dipoli-sidos	200–2000	pooliset molekyylit ja ionit
	molekyyliyhdisteet: a) pysyvästi pooliset molekyylit	vetysidos	8–40	pooliset molekyylit, joissa vety sitoutunut tyypeen, hapteen tai fluoriin
		dipoli-dipoli-sidos	4–25	muut kuin edellä mainitut pooliset molekyylit
	b) poolittomat molekyylit ja jalokaasut (hetkelliset dipolit)	dispersiovoima	0,5–5	kaikki aineen rakenneosat, erityisesti poolittomat molekyylit ja jalokaasut

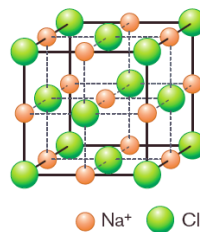
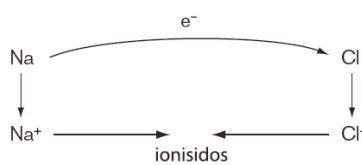
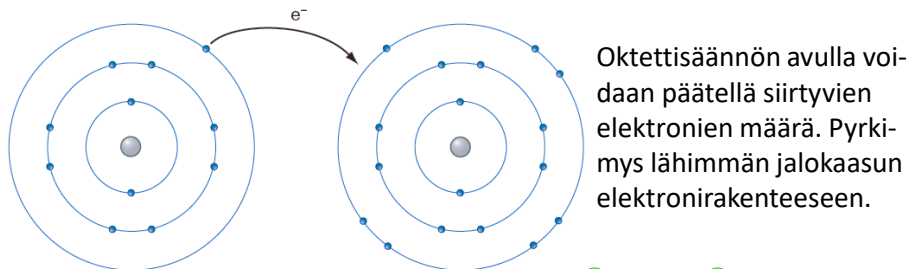
Rakenneosien erilainen sitoutuminen toisiinsa aiheuttaa aineille erilaisia ominaisuuksia.



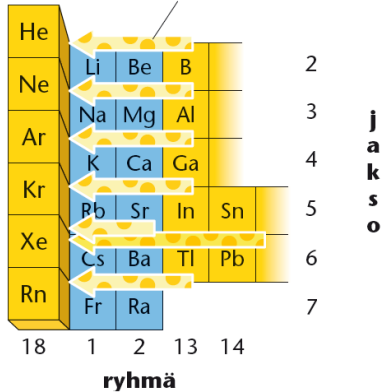
IONIYHDISTEET

Ionisidos ja ionihila:

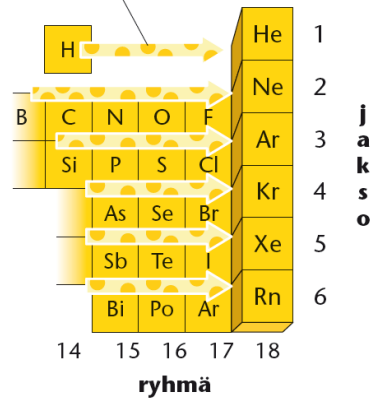
Ionisidos syntyy kun metalli (pienempi elek.neg.) luovuttaa ulkoelektronin tai elektroneja epämetallille (elektronegatiivisempi). Ionisidos on vahva sidos. Ionirakenteisia yhdisteitä kutsutaan yleisesti *suoloiksi*.



Metalli luovuttaa elektroneja ja saa lähimmän jalokaasun elektronirakenteen.



Epämetalli vastaanottaa elektroneja ja saa lähimmän jalokaasun elektronirakenteen.



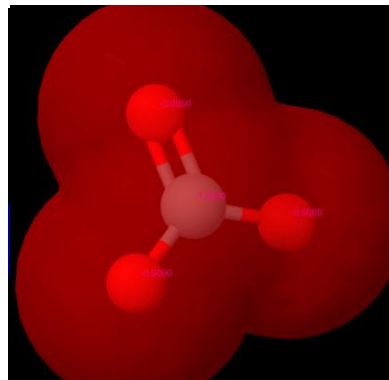
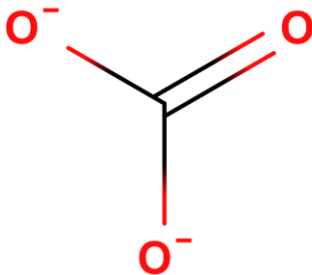
Huomaa, että *d*-lohkoon kuuluvat metallit eivät luovuta kaikkia ulkoelektronejaan. Siksi ne voivat esiintyä useilla eri hapetusluvuilla. Esim. Mangaanilla on +II, +III, +IV, +VI ja +VII.

Positiivisia ioneja kutsutaan **kationeiksi** ja negatiivisia ioneja **anioneiksi**. Muista! Atomit ovat ulospäin sähköisesti neutraaleja.

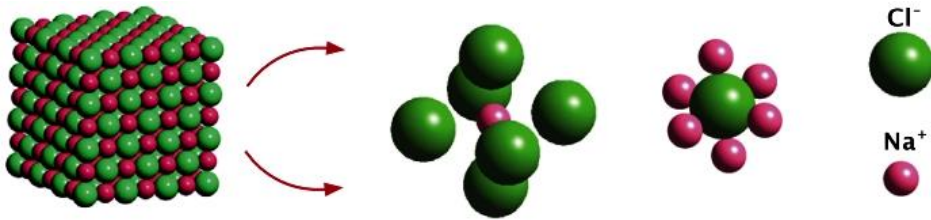
Moniatomiset ionit:

Moniatomisissa ioneissa varauksen voidaan ajatella ympäröivän kaikkia atomeja (karkeasti). Tunnetuimpia moniatomisia ioneja ovat:

- ammoniumioni NH_4^+ yksi typpi- ja neljä vetyatomia
- nitraatti-ioni NO_3^- yksi typpi- ja kolme happiatomia
- karbonaatti-ioni CO_3^{2-} yksi hiili- ja kolme happiatomia



Huomautus Ionisidosta ei voida osoittaa samalla tapaa kuin kovalenttista sidosta. Kukin ioni pyrkii saamaan ympärilleen mahdollisimman monta erimerkkistä ionia ja toisaalta pitämään samanmerkkiset ionit mahd. kaukana.

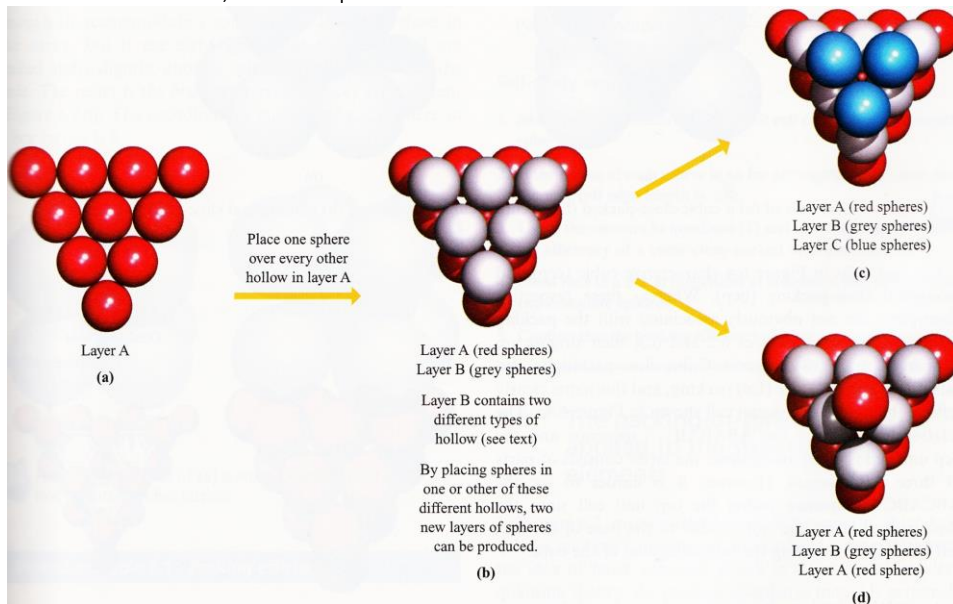


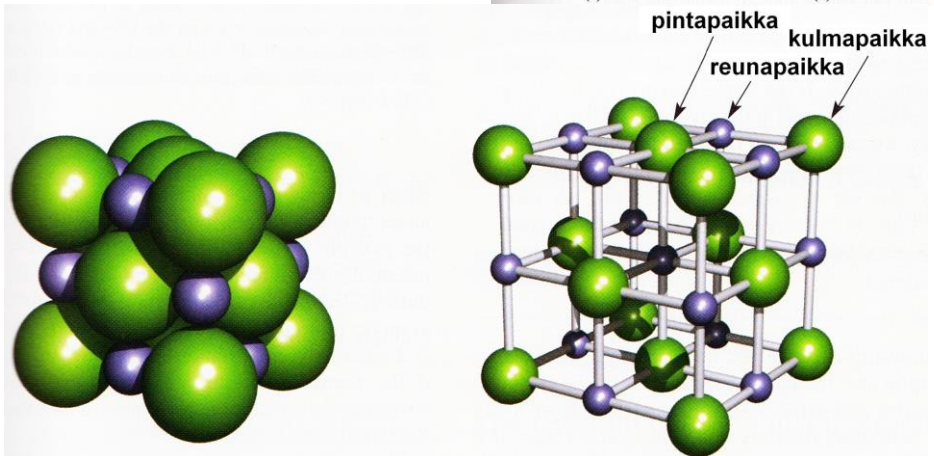
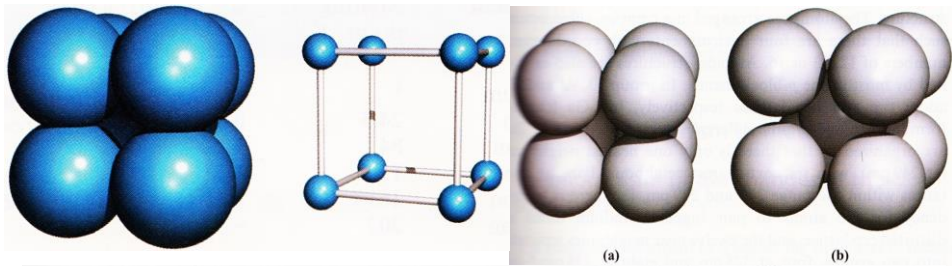
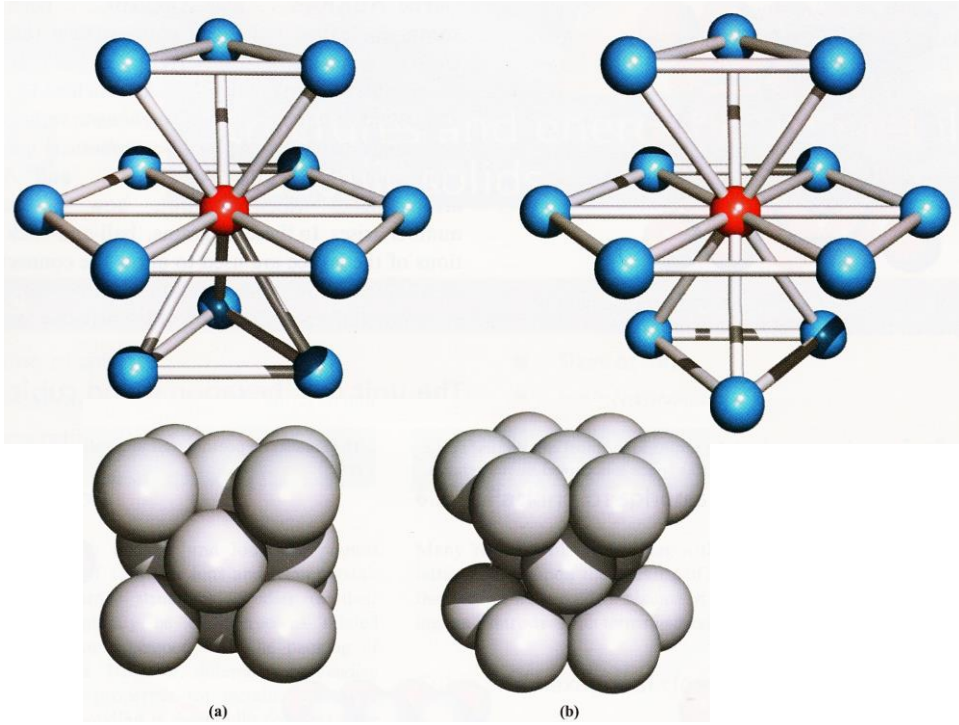
Tämä pyrkimys johtaa siihen, että ionit pakkautuvat kolmiulotteiseksi rakenteeksi, **ionihilaksi**. Se pysyy koossa sähköisten vetovoimien avulla. Hilassa positiivisten ja negatiivisten varausten summan on oltava nolla → ulospäin ioniyhdisteet ovat neutraaleja.

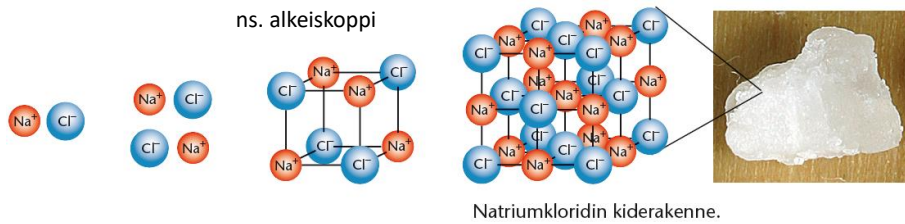
Määritelmä, alkeiskoppi:

Pienintä yksikköä, jota monistamalla saadaan koko kiderakenne, kutsutaan *alkeiskopiksi*.

Seuraavat kuvat vain havainnollistavat pakkaantumista ja alkeiskopirakenteita → ei kuulu kurssin varsinaiseen sisältöön! KUVAT: Inorganic Chemistry, 3rd Edition, Catherine E. Housecroft, Alan G. Sharpe





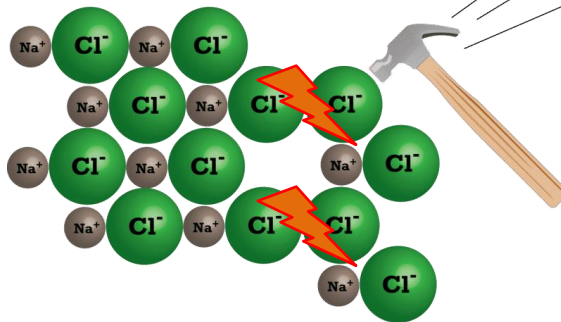


On huomattava, että ionit järjestyvät tilaan, jossa niiden väliset vetovoimat ovat mahdollisimman suuret ja hylkivät voimat ovat pienet. Ionien koko ja varaus huomioiden huomataan, että suolat kiteytyvät eri tavalla.

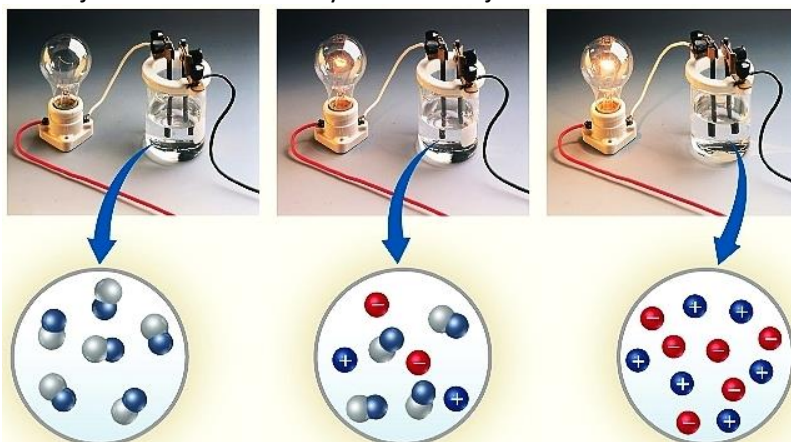
→ Eri yhdisteet luokitellaan ja tunnustetaan **kidetyypeistä**.

Ionihilat ovat kovia mutta hauraita, ne rikkoontuvat iskust. Tällöin samanmerkkiset ionit joutuvat kohdakkain ja ne hylkivät toisiaan.

→ Rakenne murtuu.



Huomautus Kiinteässä ionihilassa ei ole varauksen kuljettajia, eli se ei johda sähköä. Kun sitten suola liukenee esim. veteen, niin vedessä olevat ionit toimivat varauksen kuljettajina, eli elektrolyytteinä. Veteen liukenevan suolan vesiliuos johtaa siis sähköä. Myös sulatteen johtavat sähköä.



Ei ioneita

Kun liuoksessa ei ole elektrolyyttejä, ei lamppu pala.

Muutamia ioneita

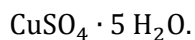
Kun liuoksessa on hieman elektrolyyttejä, lamppu palaa himmeästi.

Runsaasti ioneita

Kun liuoksessa on paljon elektrolyyttejä, lamppu palaa kirkkaasti.

Määritelmä, kidevesi:

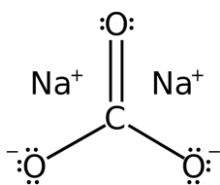
Joidenkin suolojen vesiliuoksessa ionien ja vesimolekyylien väliset ioni-dipoli-sidokset ovat melko vahvoja, jolloin vesimolekyylit "seuraavat" ioneita niiden kiteytyessä. Tällöin vesimolekyylit jäävät suolan kiderakenteeseen sisään. Tällaista vettä sanotaan *kidevedeksi* ja se merkitään pistemerkinällä (älä sekoita kertolaskun pisteeseen), esimerkiksi kuparisulfaatti



Eli yhtä kuparisulfaattiyksikköä kohti kiderakenteeseen on sitoutunut 5 kidevesimolekyyliä.

Muita kidevedellisiä suoloja esimerkiksi:

- Pesusooda eli kidevedellinen Natriumkarbonaattidekahydraatti ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) muodostaa läpinäkyviä kiteitä.



- Kalsiumkloridi (E509) ($\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) jota käytetään mm. maanteillä lähinnä kesäkaudella pölyn sitomiseen.



Määritelmä: *Hygroσκοoppinen aine* on aine, jolla on kyky imeä vettä itseensä. Näitä aineita käytetään kuivattamaan ilmasta vesihöyryä.



Kuparisulfaatti on hygroσκοoppinen aine.

Ioniyhdisteen kaavan kirjoittaminen

Kationi (+-merkkinen ioni) ennen anionia (—-merkkinen ioni)!

Ioniyhdisteen nimeäminen

Nimet ovat muotoa kationi + (hapetusluku) + anioni.

Huomautus

Orgaaniset suolat:



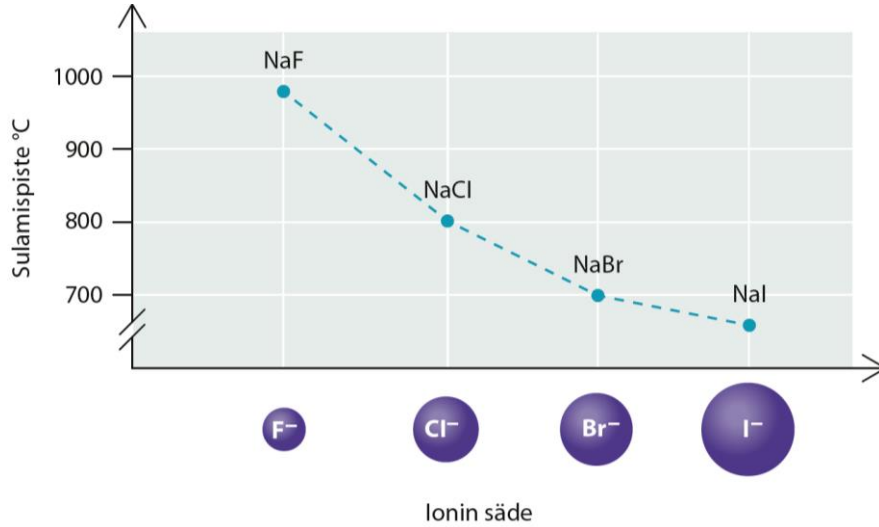
natriummetaatti (tai natriumasettaatti) ensin anioni CH_3COO^- ja sitten kationi Na^+ , eli juuri toisinpäin kuin epäorgaaniset suolat.

Tai



Kaliummetaatti, HCOO^- -metaatti-ioni (formiaatti-ioni) ja K^+ -kaliumioni.

Natriumhalogenidien eli natriumin ja halogeenien muodostamien suolojen sulamispisteitä.



























Atomien ja ionien koko

		Ryhvät			
		1	2	16	17
Jaksot	1	H			
	2	Li, Li ⁺	Be, Be ²⁺	O, O ²⁻	F, F ⁻
	3	Na, Na ⁺	Mg, Mg ²⁺	S, S ²⁻	Cl, Cl ⁻
	4	K, K ⁺	Ca, Ca ²⁺	Se, Se ²⁻	Br, Br ⁻

Miten atomien ja ionien koot muuttuvat jaksollisen järjestelmän jaksoissa ja ryhmissä?

Positiivisen ionin koko on pienempi kuin vastaavan atomin koko, koska positiivisessa ionissa on vähemmän elektroneja kuin saman alkuaineen atomissa.

























Negatiivisen ionin koko on suurempi kuin saman alkuaineen atomin koko, koska ionissa on enemmän elektroneja.

		Ryhmät			
		1	2	16	17
Jaksot	1	• H			
	2	 Li  Li ⁺	 Be  Be ²⁺	 O  O ²⁻	 F  F ⁻
	3	 Na  Na ⁺	 Mg  Mg ²⁺	 S  S ²⁻	 Cl  Cl ⁻
	4	 K  K ⁺	 Ca  Ca ²⁺	 Se  Se ²⁻	 Br  Br ⁻

Ionin kokoon vaikuttaa myös ionivaraus. Mitä suurempi saman alkuaineen ionin positiivinen varaus on, sitä pienempi ionin ionisäde on.

Atomien ja ionien koko kasvaa ryhmässä alaspäin siirryttäessä, koska elektronikuorien määrä lisääntyy.

Samassa jaksossa atomin koko pienenee vasemmalta oikealle siirryttäessä. Ionien kohdalla jaksollisuus ei ole yhtä selkeää.

		Ryhmät			
		1	2	16	17
Jaksot	1	• H			
	2	 Li  Li ⁺	 Be  Be ²⁺	 O  O ²⁻	 F  F ⁻
	3	 Na  Na ⁺	 Mg  Mg ²⁺	 S  S ²⁻	 Cl  Cl ⁻
	4	 K  K ⁺	 Ca  Ca ²⁺	 Se  Se ²⁻	 Br  Br ⁻