

# Iontová vazba

Iontová vazba je typ chemické vazby, která vzniká mezi kovy a nekovy o rozdílu elektronegativit větším než 1,7. [zdroj?] Je považována za extrémní případ vazby polární kovalentní, ve které však dochází k úplnému předání jednoho nebo více elektronů. Při formaci této vazby dochází k translokaci elektronů z jednoho prvku na druhý za vzniku opačně nabitých iontů a jejich následnému přiblížení vedoucímu k uvolnění energie a stabilizaci celého systému tvorbou iontové vazby. Iontovou vazbu obsahují pevné látky, většinou různé soli (<https://cs.wikipedia.org/wiki/Soli>), např. chlorid sodný (NaCl) nebo fluorid vápenatý (CaF<sub>2</sub>).

## Vznik iontů a iontové vazby

Prvky, které se nacházejí v levé části periodické tabulky (především prvky 1. a 2. skupiny) se vyznačují elektropozitivitou a nízkou hodnotou ionizační energie, z čehož plyne, že snadno odštěpují své valenční elektrony a tvoří kladně nabitě ionty – kationty.

Mezi tyto prvky patří kovy. Jako příklad můžeme uvést sodík (<https://cs.wikipedia.org/wiki/Sod%C3%ADk>):

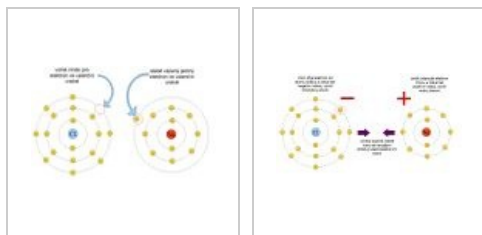


Naopak prvky vyskytující se v pravé části tabulky jsou typickými nekovy (<https://cs.wikipedia.org/wiki/Nekov>). Mezi jejich společné vlastnosti patří vysoká hodnota elektronegativity a velká hodnota elektronové afinity, vlivem čehož ochotně přijímají elektrony a tvoří záporně nabitě ionty – anionty.

Příkladem budiž chlor (<https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlor>):

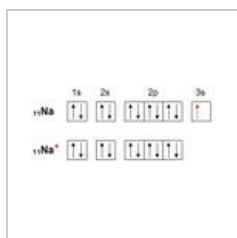


Jelikož se opačné náboje přitahují elektrostatickou silou, dojde k přiblížení iontů za vzniku iontové vazby.

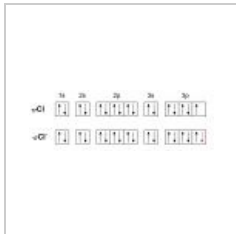


V procesu vzniku iontů dochází tedy k odtržení jednoho (popřípadě více) elektronů z valenční vrstvy elektropozitivního prvku a jeho začlenění do valenční vrstvy prvku elektronegativního. Mezi vzniklými ionty následně dojde k vyrovnaní přitažlivých a odpuzivých sil mezi kationty a anionty. Celý tento děj vede k stabilizaci částic dosažením elektronové konfigurace nejbližšího vzácného plynu ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Inertn%C3%AD\\_plyn](https://cs.wikipedia.org/wiki/Inertn%C3%AD_plyn)), což je nejstabilnější uspořádání elektronů valenční vrstvy.

Odštěpením elektronu získá sodík elektronovou konfiguraci neonu (<https://cs.wikipedia.org/wiki/Neon>):

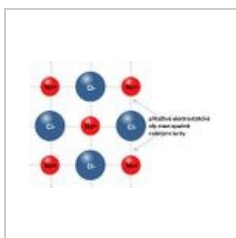


Stejně tak chlór získá přijetím elektronu elektronovou konfiguraci argonu (<https://cs.wikipedia.org/wiki/Argon>):

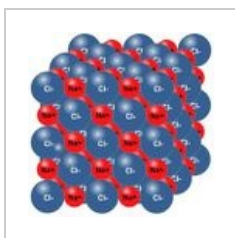


## Struktura iontových sloučenin

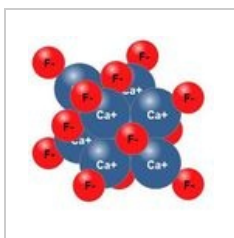
Oproti kovalentním sloučeninám, které vytvářejí jednotlivé molekuly, tvoří iontové sloučeniny typické struktury označené jako iontové nebo krystalové mřížky ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Krystalov%C3%A1\\_m%C5%99%C3%AD%C5%BEka](https://cs.wikipedia.org/wiki/Krystalov%C3%A1_m%C5%99%C3%AD%C5%BEka)). Jelikož ionty jsou sférické útvary, jejich náboj je rozložen rovnoměrně. V důsledku toho mají tendenci obklopotovat se co největším počtem opačně nabitých iontů. Působení elektrostatických sil mezi opačně nabitými ionty tak dává za vznik charakteristickému pravidelnému uspořádání kationtů a aniontů v prostoru do trojrozměrné krystalové struktury, jejíž uspořádání závisí především na velikosti zúčastněných iontů. Např. v krystalu NaCl je sodný kation obklopen šesti chloridovými anionty, které opět obklopuje šest sodných kationtů.



Krystalová mřížka NaCl



Prostorové uspořádání iontů v NaCl



Prostorové uspořádání iontů v CaF<sub>2</sub>

## Vlastnosti iontových sloučenin

Za pokojové teploty jsou iontové sloučeniny pevné látky s krystalovou strukturou. Mají vysoké teploty tání a varu (vysoká disociační energie) a špatně vedou elektrický proud. Iontové sloučeniny jsou dobře rozpustné ve vodě a dalších polárních rozpouštědlech (<https://cs.wikipedia.org/wiki/Rozpou%C5%A1t%C4%9Bdlo>). V průběhu rozpouštění dochází k interakci molekul vody s iontovou látkou, následnému uvolnění iontů z krystalové mřížky a obklopení molekulami vody (vznik solvatačního obalu). Tento děj vede ke vzniku elektrolytů (<https://cs.wikipedia.org/wiki/Elektrolyt>).

Zahříváním pevných iontových sloučenin dochází dodáním dostatečného množství energie k přerušení vazeb mezi jednotlivými ionty, čímž vznikají taveniny schopné vést elektrický proud.

## Příklady iontových sloučenin

- NaCl ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid\\_sodn%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid_sodn%C3%BD)) – chlorid sodný (kuchyňská sůl)
- KCl ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid\\_drasel%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid_drasel%C3%BD)) – chlorid draselný
- AlCl<sub>3</sub> ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid\\_hlinit%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid_hlinit%C3%BD)) – chlorid hlinitý
- CaCl<sub>2</sub> ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid\\_v%C3%A1penat%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid_v%C3%A1penat%C3%BD)) – chlorid vápenatý
- CaS ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Sulfid\\_v%C3%A1penat%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Sulfid_v%C3%A1penat%C3%BD)) – sulfid vápenatý
- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid\\_%C5%BEelezit%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_%C5%BEelezit%C3%BD)) – oxid železitý
- FeO ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid\\_%C5%BEeleznat%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_%C5%BEeleznat%C3%BD)) – oxid železnatý
- Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid\\_rtu%C5%A5n%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid_rtu%C5%A5n%C3%BD)) – chlorid rtuťný (triviální název: kalomel)
- HgCl<sub>2</sub> ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid\\_rtu%C5%A5nat%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid_rtu%C5%A5nat%C3%BD)) – chlorid rtuťnatý (triviální název: sublimát)
- K<sub>2</sub>O ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid\\_drasel%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_drasel%C3%BD)) – oxid draselný
- K<sub>2</sub>S ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Sulfid\\_drasel%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Sulfid_drasel%C3%BD)) – sulfid draselný
- Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub> – nitrid hořečnatý
- MgBr<sub>2</sub> – bromid hořečnatý
- MgO ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid\\_ho%C5%99e%C4%8Dnat%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_ho%C5%99e%C4%8Dnat%C3%BD)) – oxid hořečnatý
- MnO ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid\\_manganat%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_manganat%C3%BD)) – oxid manganatý
- MnO<sub>2</sub> ([https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid\\_mangani%C4%8Dit%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_mangani%C4%8Dit%C3%BD)) – oxid manganičitý (triviální název: burel)

## Odkazy

## Související články

- Elektronegativita

## Použitá literatura

- RUSSELL, John B. *General Chemistry*. 1. vydání. New York : McGraw-Hill, 1992. ISBN 0-07-054445-X.
- SPENCER, James N. (James Nelson) a George M BODNER. *Chemistry : structure and dynamics*. 4. vydání. Hoboken : Wiley, 2008. ISBN 978-0-470-12928-9.
- CHANG, Raymond a Brandon CRUICKSHANK. *Chemistry*. 8. vydání. Boston : McGraw-Hill, 2005. ISBN 0-07-251264-4.
- JURSIK, František. *Anorganická chemie kovů*. 1. vydání. Praha : Vysoká škola chemicko-technologická, 2002. ISBN 80-7080-504-8.
- FLEMR, Vratislav a Bohuslav DUŠEK. *Chemie I : (obecná a anorganická)*. 2. vydání. Praha : SPN - pedagogické nakladatelství, 2007. ISBN 978-80-7235-369-9.
- GÄRTNER, Harald. *Kompendium chemie : vzorce, pravidla a principy - úlohy a jejich řešení - periodická soustava prvků - výkladový slovník*. 1. vydání. [Praha] : Euromedia Group - Knižní klub, 2007. ISBN 978-80-242-2012-3.

## Reference

VACÍK, J., BARTHOVÁ, J., PACÁK, J., STRAUCH, B., SVOBODOVÁ, M., ZEMÁNEK, F. Přehled středoškolské chemie. 4. vydání. Praha: SPN-pedagogické nakladatelství a. s., 1999. 368s. ISBN 80-7235-108-7