

Elektronegativita, chemická vazba

Autor: Mgr. Jaromír JUŘEK

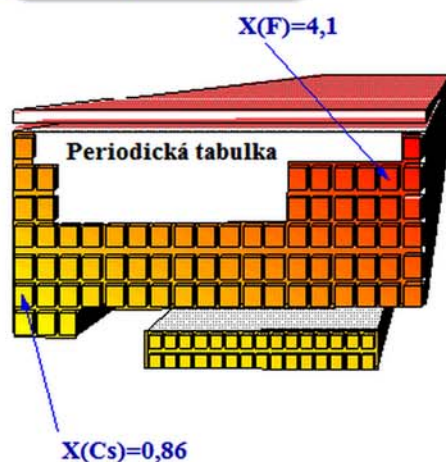
Kopírování a jakékoliv další využití výukového materiálu je povoleno pouze s uvedením odkazu na www.jarjurek.cz.

1. Elektronegativita, chemická vazba

Elektronegativita

Elektronegativita vyjadřuje schopnost atomu v molekule přitahovat k sobě elektrony. Čím méně elektronů chybí atomu na uzavření vnější slupky, tím je jeho elektronegativita větší. Proto je elektronegativita u prvků 7. hlavní podskupiny v Periodické tabulce největší, u prvků 1. skupiny je naopak nejmenší. U prvků téže skupiny klesá elektronegativita ve směru od shora dolů, protože více elektronových vrstev zastiňuje působení kladně nabitého jádra.

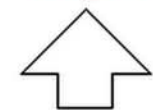
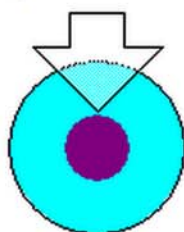
elektronegativita fluoru F



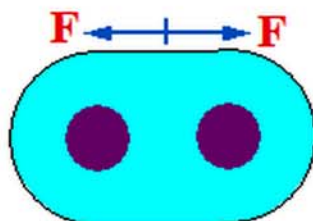
elektronegativita cesia Cs

Velikost elektronegativity vyjadřujeme číslem. Ve stejnojaderných dvouatomových molekulách, jako např. H_2 , N_2 , atd. působí obě jádra na elektrony naprosto stejně velkou silou F . Prostorové rozdělení elektronové hustoty je v okolí obou jader stejné.

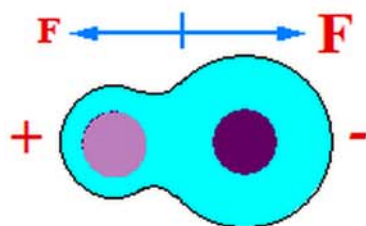
jádro atomu



obal atomu s elektrony



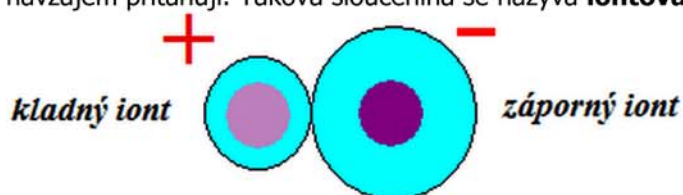
Ve dvouatomových molekulách složených z různých atomů je v důsledku jejich nesterjného protonového čísla (a tedy uspořádání elektronů) elektronová hustota v okolí jednoho jádra větší. Sdílené elektrony nejsou přitahovány k oběma jádrym stejnou silou. Taková molekula tvoří vlastně dipól. Je-li rozdíl elektronegativit obou vázaných prvků větší než 0,4, nazýváme vazbu mezi nimi **kovalentní**.



dipól

polární vazba

Extrémním případem polární vazby je vazba iontová, kdy rozdíl elektronegativit je větší než 1,7. Je možné zjednodušeně předpokládat, že sdílené elektrony patří zcela do elektronového obalu elektronegativnějšího atomu, tedy že jeden atom předal elektron druhému. Vytvořením iontové vazby vznikají opačně nabitě ionty, které se navzájem přitahují. Taková sloučenina se nazývá **iontová**.



vazba iontová

iontová sloučenina

Chemická vazba a podmínky jejího vzniku

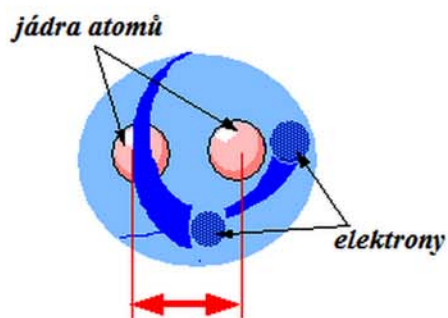
Chemické vazby jsou soudržné síly poutající navzájem sloučené atomy v molekulách a krystalech. Ke vzniku i štěpení chemických vazeb dochází při chemických reakcích. Podle kvantově mechanického výkladu chemické vazby dochází při těsném přiblížení slučujících se atomů ke změnám rozložení elektronové hustoty, jejichž výsledkem je stálejší (s nižší energií) uspořádání atomových jader a elektronů. Elektronová struktura atomů vázaných v molekule se liší od struktury atomů volných. Atomy ve sloučenině mohou být vázány těmito druhy chemických vazeb:

- a) kovalentní
- b) kovovou
- c) iontovou

Molekula je považována za soubor atomových jader a elektronů a stejně jako pro atomy používá se i pro molekuly orbitalový model.

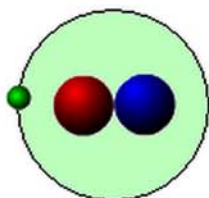
Kovalentní vazba

Vznik kovalentních vazeb je možno vysvětlit přechodem elektronů z atomových do vazebných molekulových orbitalů. Kovalentní vazba je založená na sdílení elektronů (nejčastěji jejich dvojic) mezi vázanými atomy. Elektrony jsou společné oběma jádrům a nelze je od sebe odlišit. Podle počtu sdílených elektronů rozlišujeme **kovalentní vazbu jednoduchou, dvojnou a trojnou**. Zvláštním případem kovalentní vazby je vazba **koordinačně kovalentní**, kdy oba elektrony zprostředkovávající vazbu poskytuje pouze jeden z atomů. Kovalentní vazby mezi atomy jsou pevné. Kovalentní sloučeniny jsou za pokojové teploty obvykle kapalné nebo plynné, nevedou elektrický proud, mají nízké teploty tání a varu.

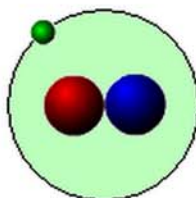
molekula H_2 

vazebná délka je 74pm

H



H

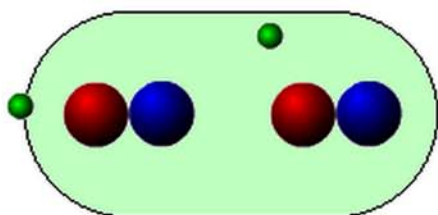


Nejjednodušší molekula vodíku vznikne kovalentní vazbou dvou vodíkových atomů, které se při vzájemném přiblížení podělí o elektrony a vytvoří molekulu.

Oba elektrony jsou potom společné pro obě jádra, elektronová hustota na spojnici jader je nejvyšší. Výsledkem je přitahování jader k místům s nejvyšší elektronovou hustotou a tedy k sobě navzájem.

H

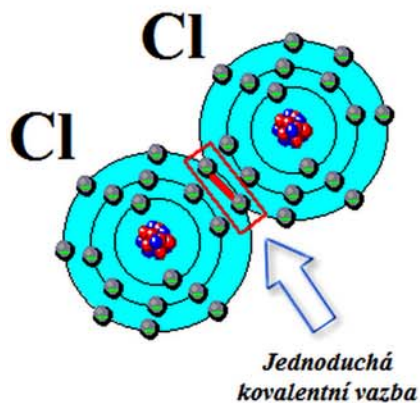
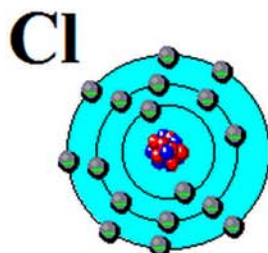
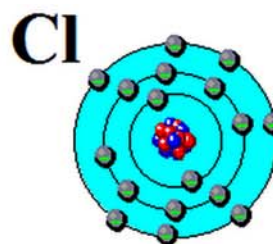
H



Přitahování jader k místům s největší elektronovou hustotou je vyváženo jejich vzájemným odpuzováním. Rovnovážnou vzdálenost mezi jádry nazýváme *vazebnou délkou* a pro molekulu vodíku je její hodnota 74 pm. Při této vzdálenosti má systém minimální energii, prodloužení nebo zkrácení vzdálenosti jader vyžaduje dodání energie.

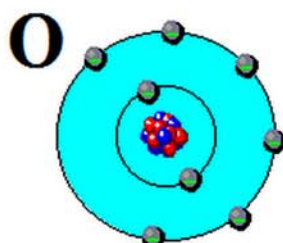
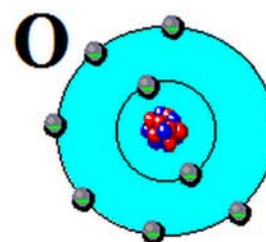
Kovalentní vazba jednoduchá

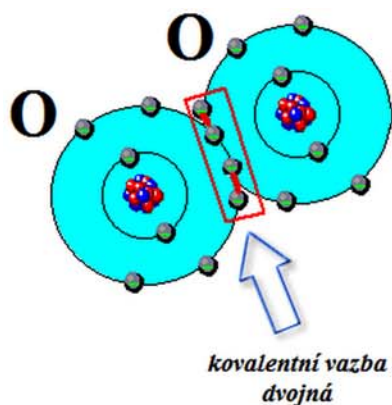
Poskytuje-li každý z vázaných atomů jeden vazebný elektron, jedná se o **kovalentní vazbu jednoduchou**. V molekulovém orbitalu jsou dva elektrony (jeden elektronový pár), které jsou společné oběma jádrům.



Kovalentní vazba dvojná

Poskytuje-li každý z vázaných atomů **dva** vazebné elektrony, nazývá se vzájemná vazba mezi nimi **dvojná**. V molekulovém orbitalu jsou dva elektronové páry společné oběma atomům.

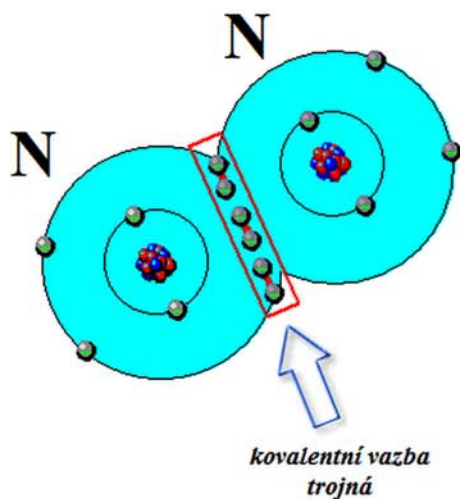
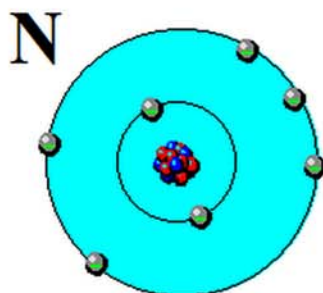
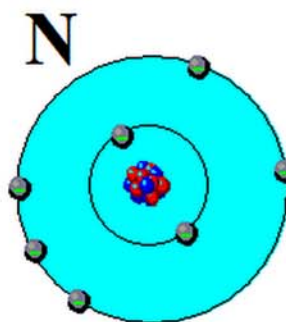




Kovalentní vazba trojná

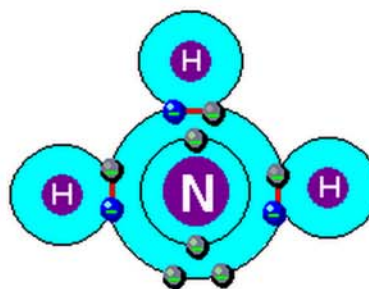
Jestliže každý ze vzájemně vázaných atomů poskytne pro vazbu *tři* elektrony, jedná se o kovalentní vazbu *trojnou*.

V molekulovém orbitalu jsou tři elektronové páry společné oběma vázaným atomům.

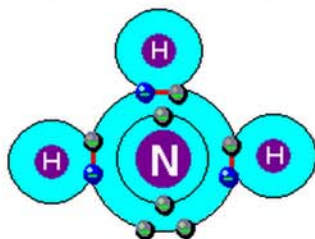


Koordinálně kovalentní vazba

Při vzniku amoniového iontu NH_4^+ poskytuje oba elektrony pro vazbu pouze dusík. Dusík má volný elektronový pár, který se dosud vazby v amoniaku neúčastní. Vodíkový ion H^+ , který má volný celý orbital, je v tomto případě akceptorem, tedy příjemcem elektronů. Vznikne *koordináčně kovalentní vazba*.

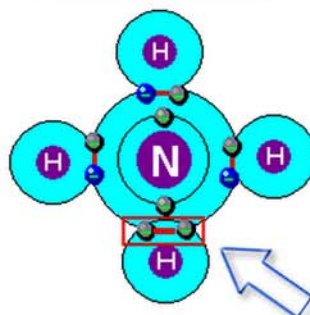


dárce elektronů
(donor)



příjemce elektronů
(akceptor)

dárce elektronů
(donor)



*koordináčně
kovalentní vazba*

příjemce elektronů
(akceptor)

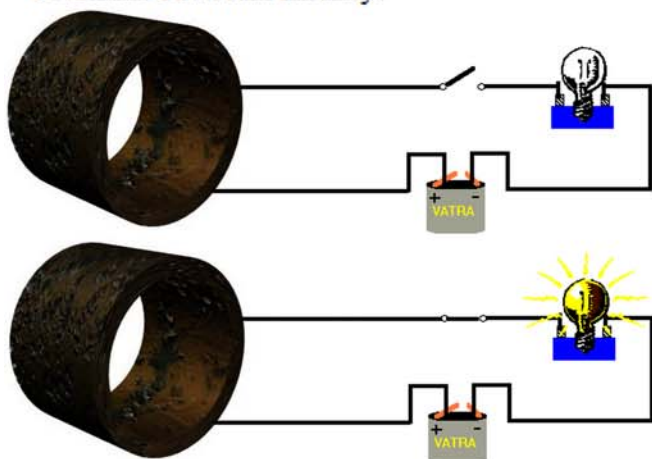
Kovová vazba



Asi tři čtvrtiny všech prvků jsou kovy. Jejich čisté a hladké plochy mají charakteristický, tzv. kovový lesk. Jsou kujné a tažné, vedou dobře elektrinu a teplo. Tyto vlastnosti vyplývají ze stavby jejich krystalové mřížky. Jednotlivé atomy jsou v krystalové mřížce u sebe velmi těsně, každý je obklopen 8, popř. 12 sousedními atomy. Valenční elektrony se z původních atomů uvolňují, pohybují se mezi vzniklými kationty a zprostředkovávají jejich vzájemnou vazbu.

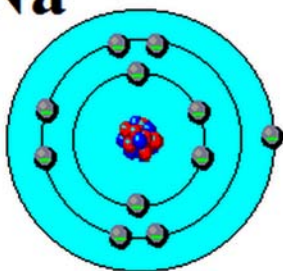


Zapojíme-li kov do obvodu elektrického proudu, posouvají se volné elektrony ve směru elektrického pole, vedou elektrický proud. Stejně dobře vedou kovy teplo, neboť volné elektrony mohou snadno odevzdávat pohybovou energii ostatním částicím mřížky.

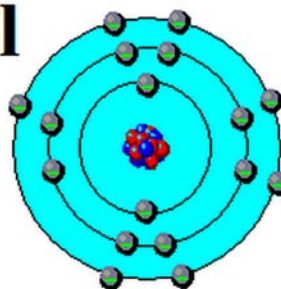


Iontová vazba

Na



Cl

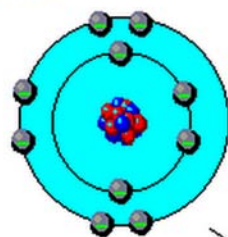


V případě vzájemné vazby mezi sodíkem a chlorem dochází k přechodu valenčních elektronů do elektronového obalu chlorem, atomu s větší elektronegativitou X. Chlor se stane chloridovým iontem Cl^- , je nabit záporně. Naopak sodík je nabit kladně a mezi ionty působí přitažlivé elektrostatické síly. Rozdíl mezi elektronegativitami obou prvků je větší než 1,7, proto vazba, která mezi nimi vznikne, je *vazbou iontovou*.

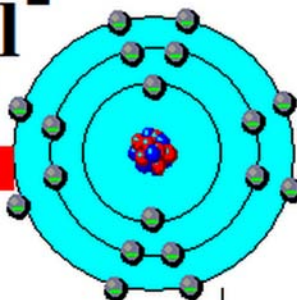
$$X(\text{Na}) = 1 \quad X(\text{Cl}) = 2,8$$

↓
rozdíl elektronegativit > 1,7

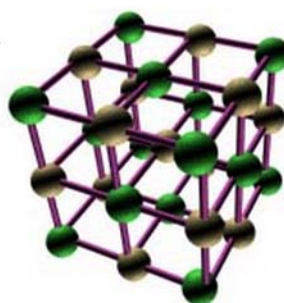
↓
iontová vazba

 Na^+ 

iontová vazba

 Cl^- 

Iontové sloučeniny nejsou tvořeny molekulami, ale kationty (+) a anionty (-), které se vzájemně přitahují a vytvářejí prostorovou iontovou mřížku. Vzorec neudává počet atomů v molekule, ale poměrné zastoupení iontů v krystalu. V případě krystalu kuchyňské soli NaCl je poměr 1:1.



Obsah

 1. Elektronegativita, chemická vazba

2