

TEORIE CHEMICKÉ VAZBY

2024

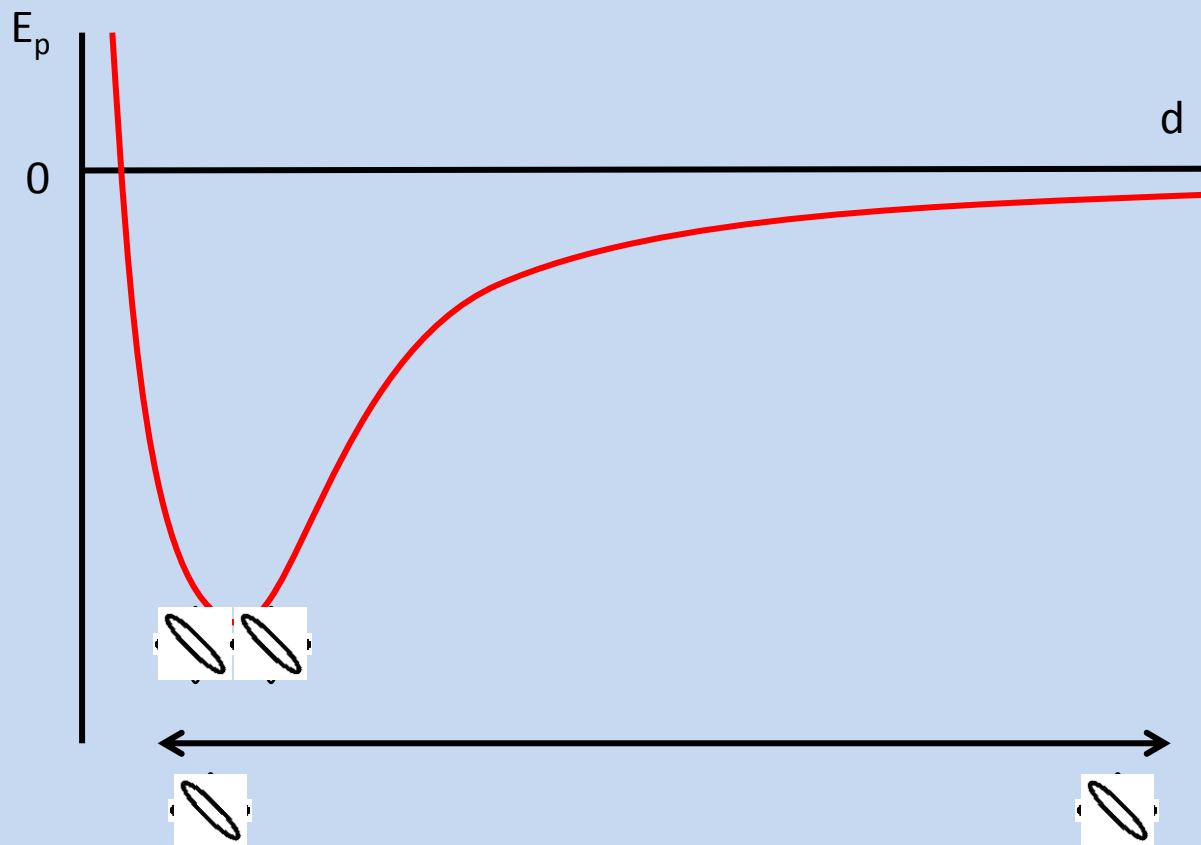
Tomáš Pelikán
(484772)

Chemická vazba

Interakce, jež za pomoci **valenčních elektronů** drží ve vzájemném poutu atomy prvků v molekule, popřípadě ionty v krystalech.

- K jejich vzniku či zániku dochází během chemických reakcí.
- Vznik chemické vazby charakterizuje množství energie, které je pro každý pár prvků specifické. Nazývá se **vazebná energie**. Tato energie se uvolňuje do okolí.
- Naopak pro zánik chemické vazby je potřeba energii dodat. Taková energie se nazývá **disociační energie**. Hodnota disociační energie udává **pevnost vazby**.
- Velikost či množství obou energií jsou totožné. Jediný rozdíl je ve znaménku. Měří se v **$\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$** .

Chemická vazba

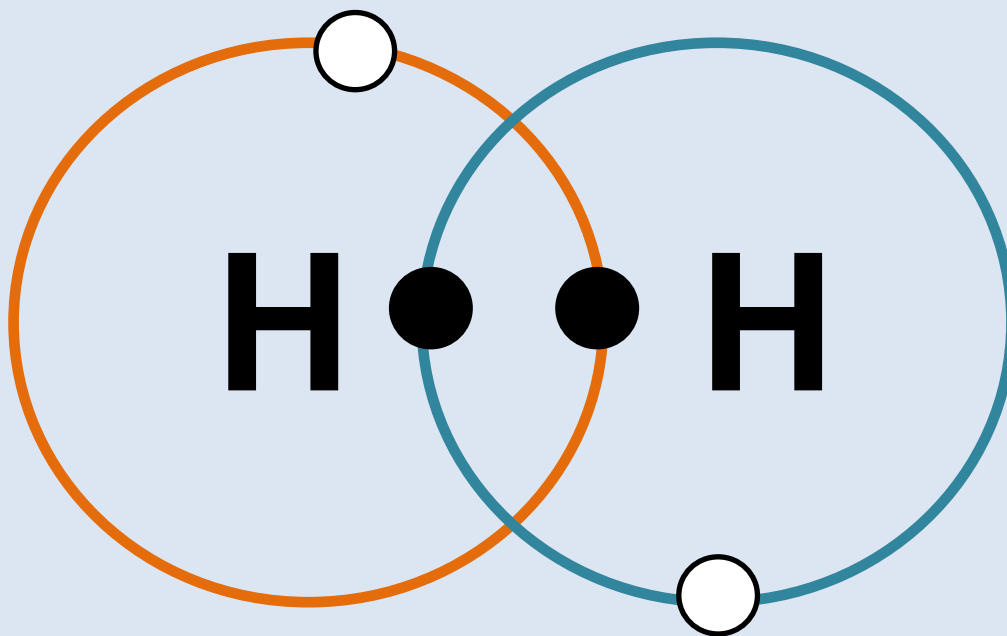


Aby mohla nová chemická vazba vzniknout, je potřeba, aby se atomy daných prvků **přiblížily na adekvátní vzdálenost** a zároveň jejich **energie, orientace v prostoru a počet** musí být v souladu s tvorbou **vazebných elektronových párů**.

Chemická vazba

Vazba je tvořena elektrony, které se nacházejí v elektronových orbitalech.

Jejich překryvem se vytvoří situace, ve které vzniká chemická vazba.
(z **atomových orbitalů** se stávají **molekulové orbitaly**)



Chemická vazba – kovalentní

Známe několik typů chemické vazby, které se vzájemně liší způsobem, jakým sdílí vazebné elektrony.

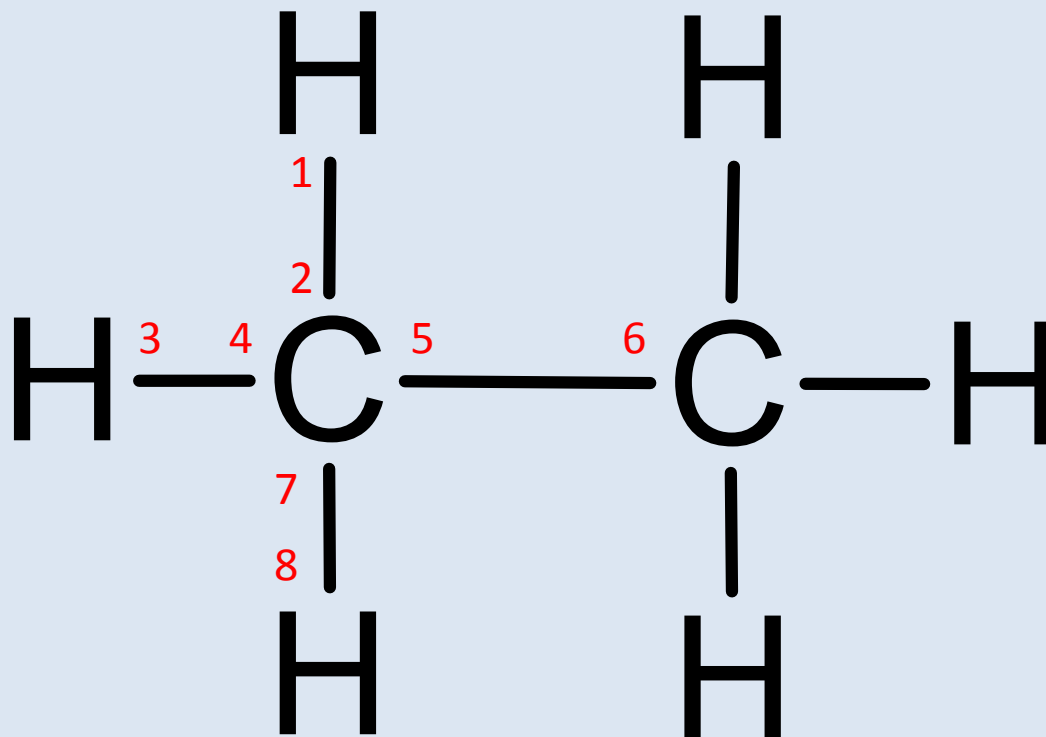
Kovalentní vazba je typická tím, že oba atomy daných prvků sdílí vazebné elektrony spravedlivě. Oba atomy jsou vlastníky vazebných elektronů.

Dodržuje se **Pauliho princip** – vazebné elektrony mají opačný spin. Zároveň také platí, že atomy nabývají stabilní elektronové konfigurace podle inertních plynů, které jsou v PSP nejbližší daným atomům.

Kolik takových vazeb může prvek vytvořit nazýváme vaznost atomu.

K definování vaznosti daného prvku používáme oktetové pravidlo. To lze využít pro prvky druhé a třetí periody. (**dupletové a 18-elektronové pravidlo**)

Chemická vazba – kovalentní



Chemická vazba – kovalentní

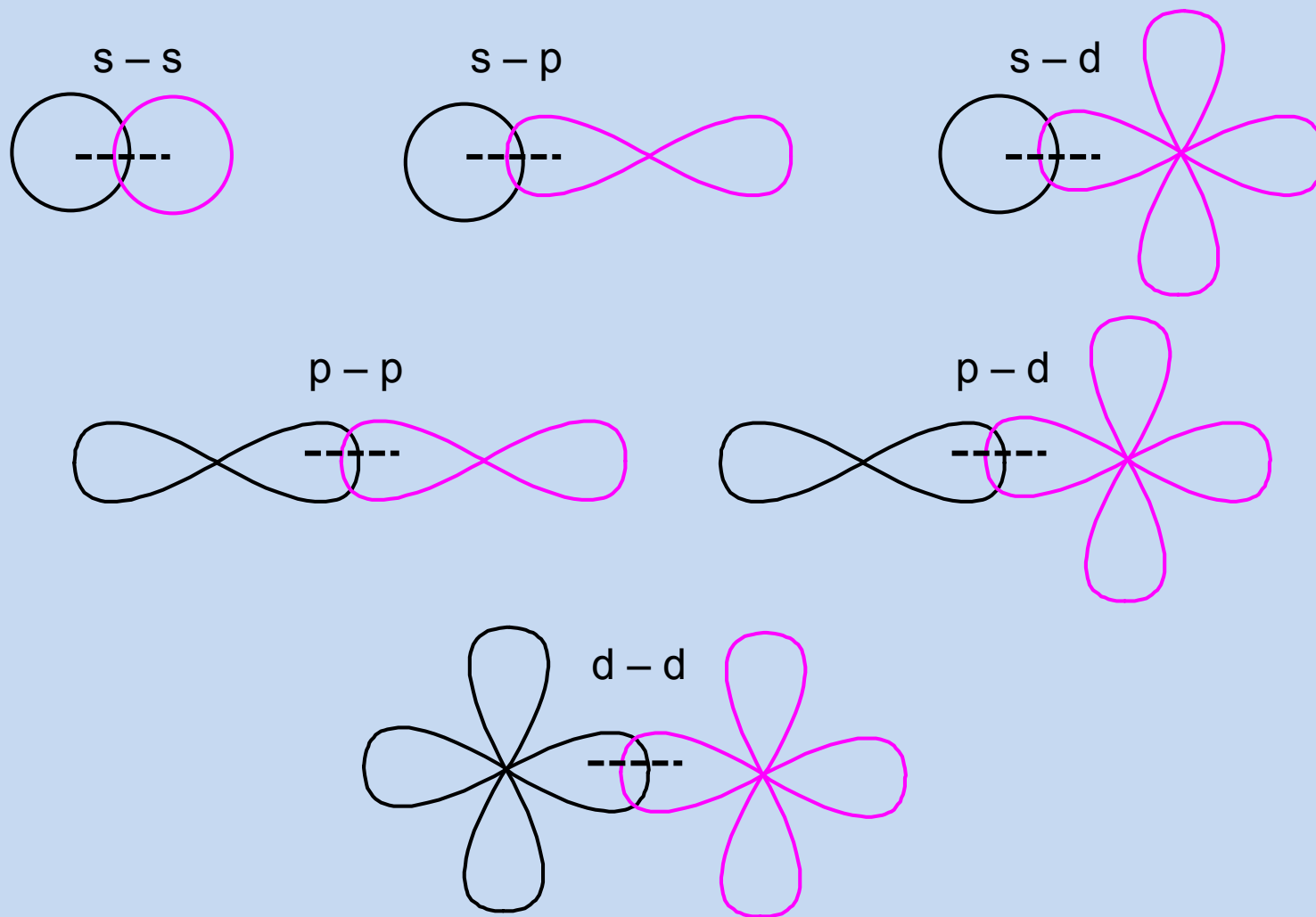
Překryvem atomových orbitalů vzniká orbital molekulový. Ten je pochopitelně složitější. Molekulové orbitaly se liší prostorovým rozložením elektronové hustoty a díky tomu má svůj unikátní tvar.

Tento tvar rozlišujeme právě podle výskytu nejvyšší elektronové hustoty, které je nejvyšší právě na spojnici jader daných atomů nebo mimo spojnici.

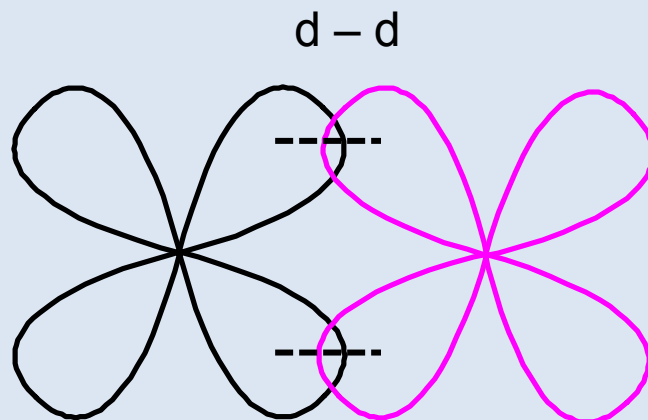
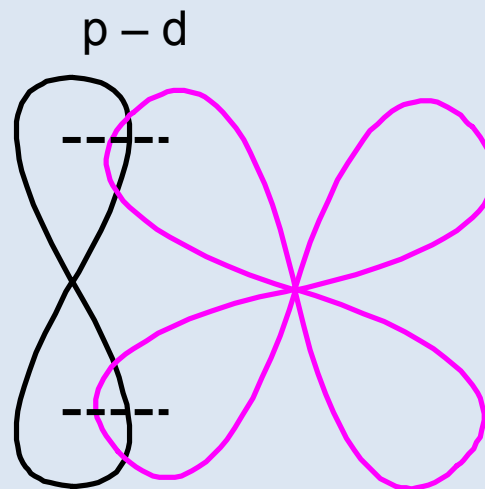
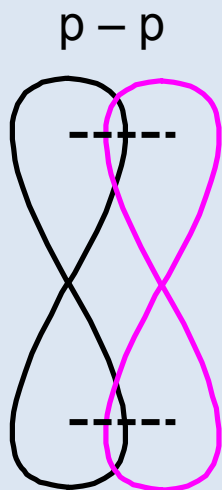
Pokud je hustota nejvyšší na spojnici jader, tak takový molekulový orbital nazýváme **sigma – σ** . Vazba, která vzniká se nazývá **sigma vazba**.

Pokud je hustota nejvyšší mimo spojnici jader, tak takový molekulový orbital nazýváme **pí – π** . Vazba, která vzniká se nazývá **π (pí) vazba**.

Chemická vazba – kovalentní (sigma orbitaly)



Chemická vazba – kovalentní (π orbitaly)



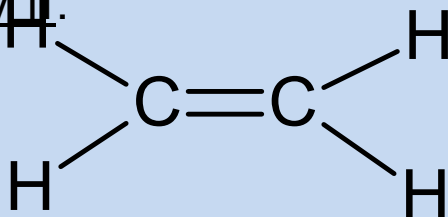
Chemická vazba – kovalentní (násobnost vazby)

Násobnost vazby nám udává počet sdílených vazebných elektronových párů.

Jednoduchá vazba je tvořena sdílením jednoho vazebného elektronového páru mezi dvěma atomy. Její disociační energie je nejnižší, vzdálenost mezi atomy je největší a jedná se o sigma vazbu.

Dvojná vazba je tvořena sdílením dvou vazebných elektronových párů mezi dvěma atomy. Její disociační energie je vyšší než u vazby jednoduché a vůči ní je kratší. Jedná se o jednu vazbu sigma a jednu vazbu π .

Trojná vazba je tvořena sdílením tří vazebných elektronových párů mezi dvěma atomy. Její disociační energie je nejvyšší ze všech a vzdálenost mezi jádry atomů je menší než u dvojné vazby. Jedná se o jednu vazbu sigma a dvě vazby π .



Chemická vazba – kovalentní (polarita)

Nežijeme v ideálním světě a prvky jsou různé, takže i kovalentní vazba může být odlišná podle toho, které prvky spolu tuto chemickou interakci tvoří.

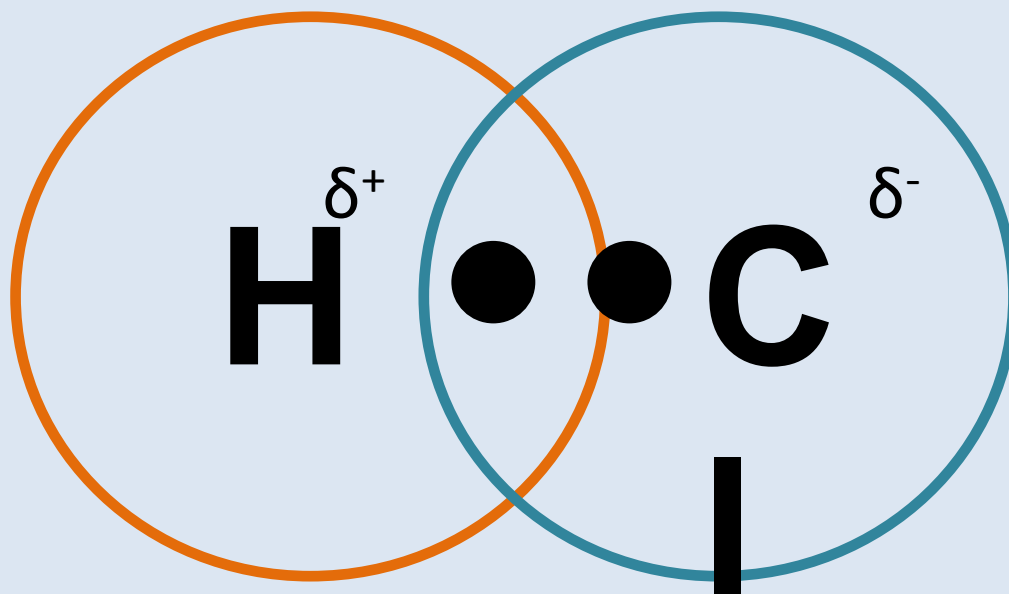
Důležitým pojmem pro vysvětlení těchto odlišností je **elektronegativita (χ)**. Elektronegativita je atribut každého prvku a určuje nakolik je daný prvek ochotný přitahovat vazebné elektrony. Opakem elektronegativity je elektropozitivita.

Vazba kovalentní nepolární – je typická pro vazbu tvořenou stejnými prvky nebo prvky, jejichž rozdíl elektronegativity $\Delta \chi$ je 0,4 a méně. Vazebné elektrony jsou tedy přitahovány k oběma atomům stejně nebo alespoň přibližně stejně, takže má smysl nad polaritou neuvažovat.

Vazba kovalentní polární – je typická pro vazbu tvořenou odlišnými prvky, jejichž odchylka elektronegativity $\Delta \chi$ je více než 0,4 a méně než 1,7. Vazebné elektrony jsou tedy přitahovány k oběma atomům jinou silou – elektronegativnější prvek vazebné elektrony přitahuje silněji a to o již nezanedbatelný rozdíl. Koncentrace elektronů u elektronegativnějšího prvku

Chemická vazba – kovalentní (polarita)

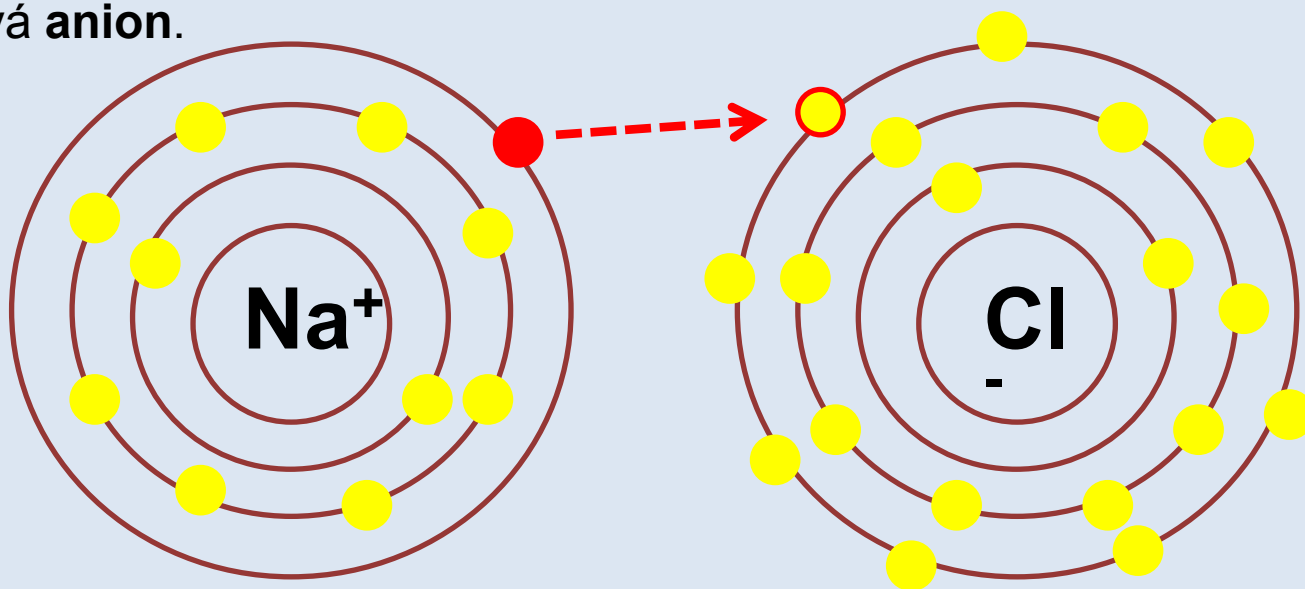
Chlor, jakožto **elektronegativnější prvek**, si přitáhne více i elektron blíže vodíku a přetvoří elektronovou hustotu kolem sebe i kolem vodíku. U komplexnějších molekul se dipól tvoří vektory a má sílu i přes více vazeb.



Chemická vazba – iontová

Iontová vazba je vlastně kovalentní vazba polární v drastičtější podobě. Rozdíl elektronegativity $\Delta \chi$ musí být víc než **1,7** k uskutečnění takovéto interakce.

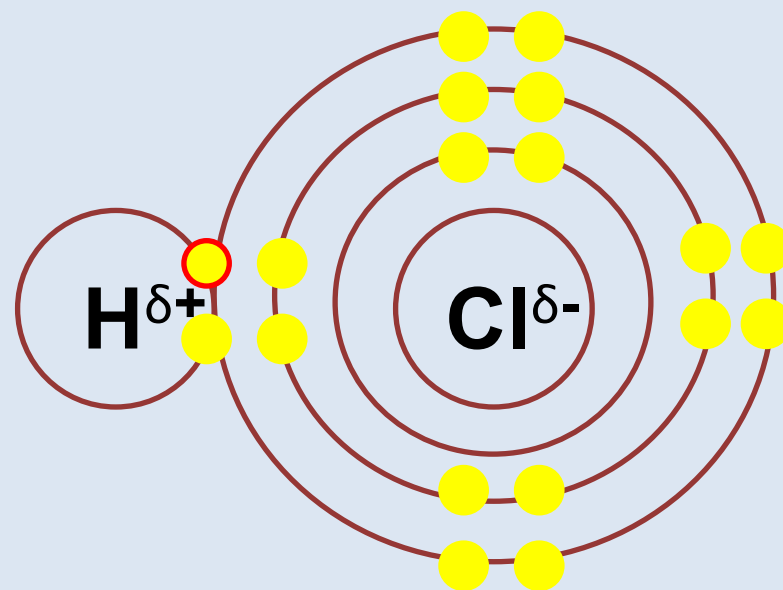
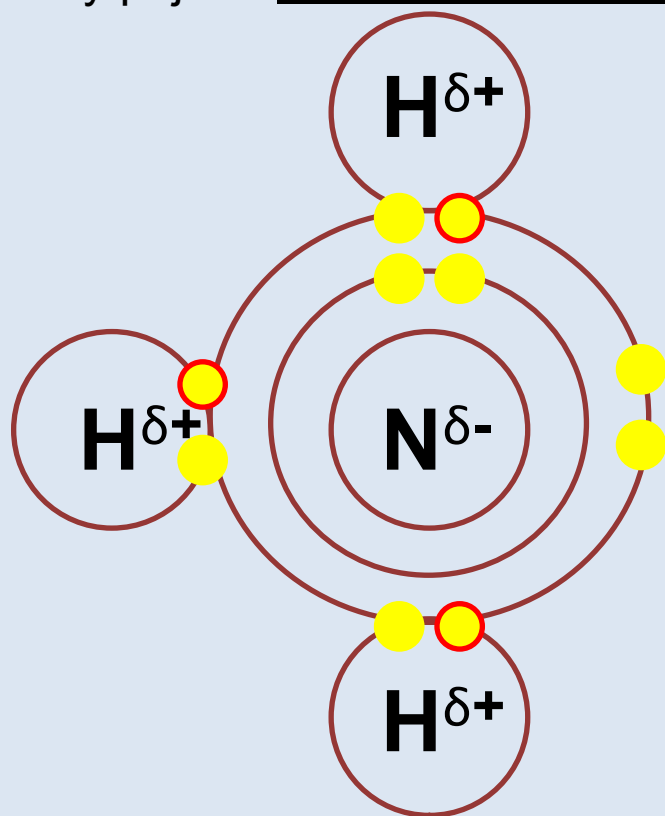
Elektronegativnější prvek si téměř úplně přivlastní oba vazebné elektrony a tím se vytvoří ionty. Kladně nabitý se nazývá **kation** a záporně nabitý se nazývá **anion**.



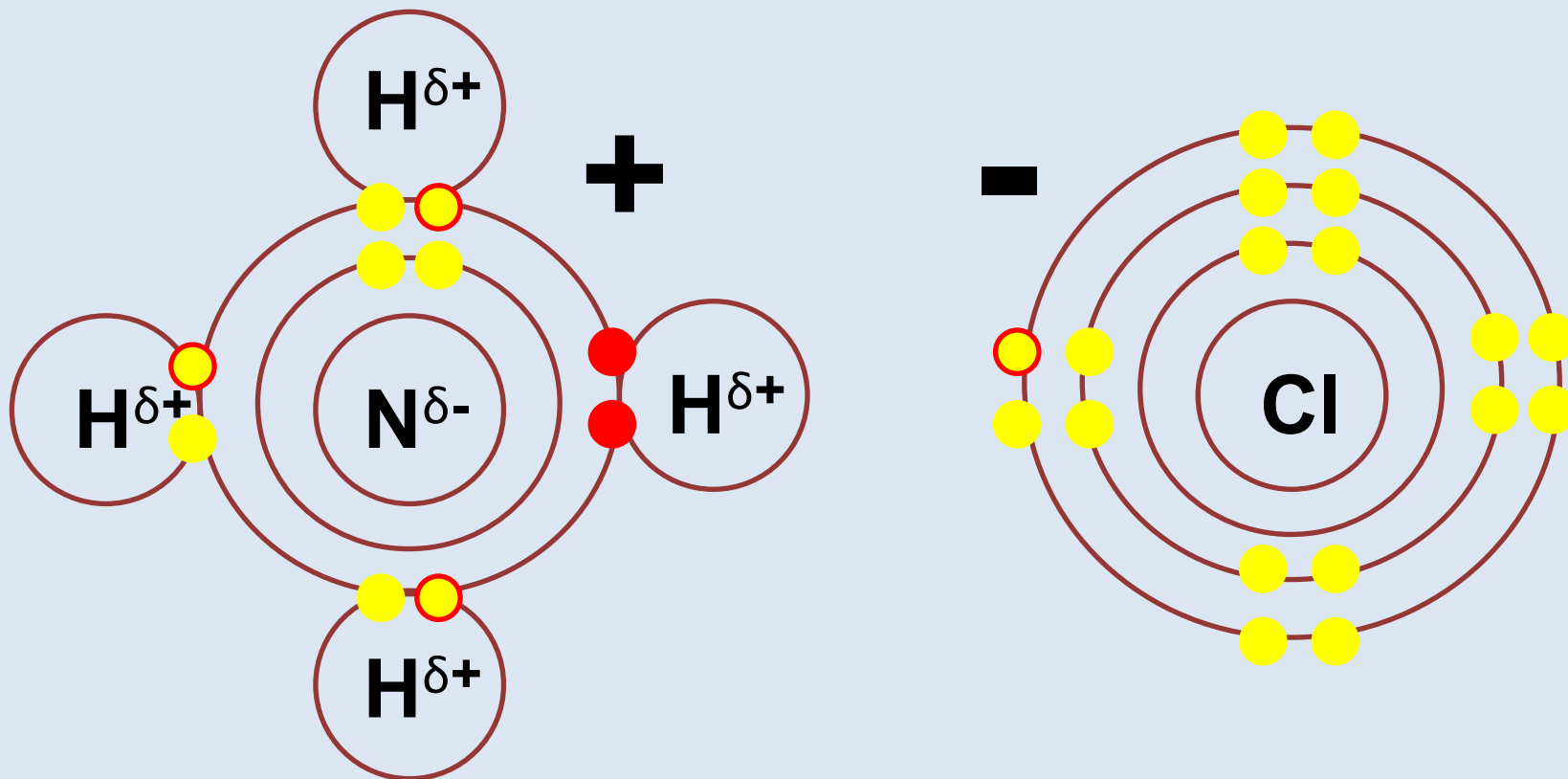
Chemická vazba – koordinačně kovalentní vazba

Koordinačně kovalentní vazba je typem vazby, který se v konečném důsledku neliší od vazby kovalentní, ale k cíli se dojde jiným mechanismem.

V takovémto typu vazby vystupují dva hlavní aktéři. Jeden atom se stává **donorem** a poskytuje oba vazebné elektrony a druhý se stává **akceptorem**, který přijímá oba vazebné elektrony.



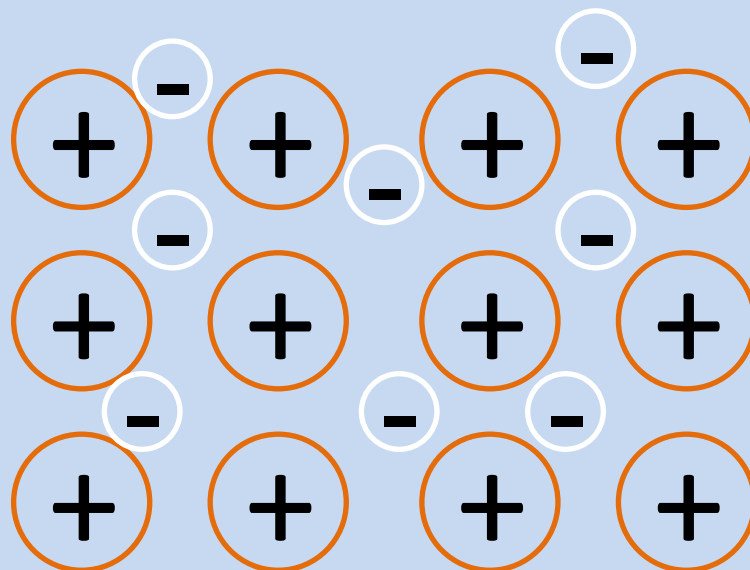
Chemická vazba – koordinačně kovalentní vazba



Chemická vazba – kovová

Kovová vazba je speciální případ, který se objevuje ve struktuře kovů. Je založena na volném pohybu elektronů v kovové struktuře, takže elektrony nejsou nijak pevně lokalizovány k jednotlivým jádrům, ale spíš se elektrony stávají takovým oblakem, který prostupuje celou strukturu.

Z atomů kovu se stávají kationty a ty jsou uspořádány v jakési mřížce/struktuře, mezi kterou se jako plyn šíří elektrony – právě pro toto chování se používá označení **elektronový plyn**.



Slabé vazebné interakce

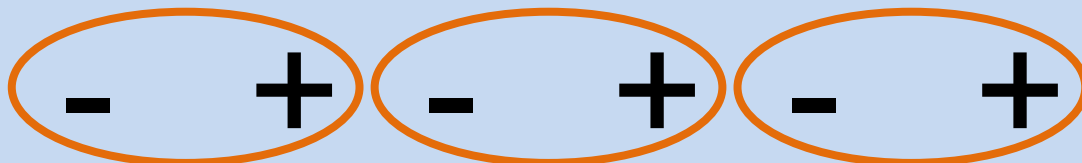
Některé vazebné interakce nejsou silné jako klasická vazba, ale také ovlivňují fyzikální či chemické chování dané látky.

Van der Waalsovy síly – v situaci, kdy jsou v dostatečné blízkosti molekuly, které jsou polární a mají svoje dipóly, tak na sebe tyto dipóly pochopitelně působí. Celkově jsou tyto síly slabší než vodíkové můstky. (Van der Waalsovy síly má smysl brát v úvahu pouze u pevných a kapalných látek, kvůli blízkosti molekul)

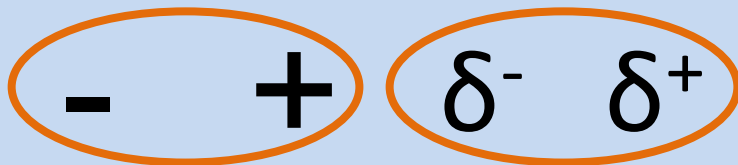
Vodíkové můstky – v situaci, kdy je v látce plno molekul, které mají v sobě vodík a jiný silně elektronegativní prvek (např. kyslík, dusík, fluor), tak **mají vodíky tendenci** vytvářet jakousi **chabou vazbu** s volným elektronovým párem, který je součástí elektronegativnějšího prvku.

Slabé vazebné interakce – Van der Waalsovy síly

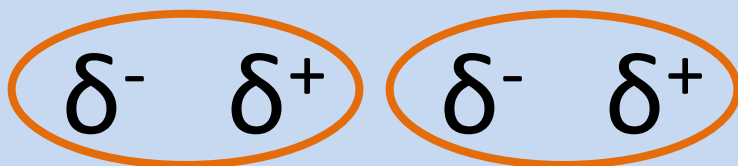
dipól – dipól (polární + polární)



dipól – indukovaný dipól (polární + nepolární)

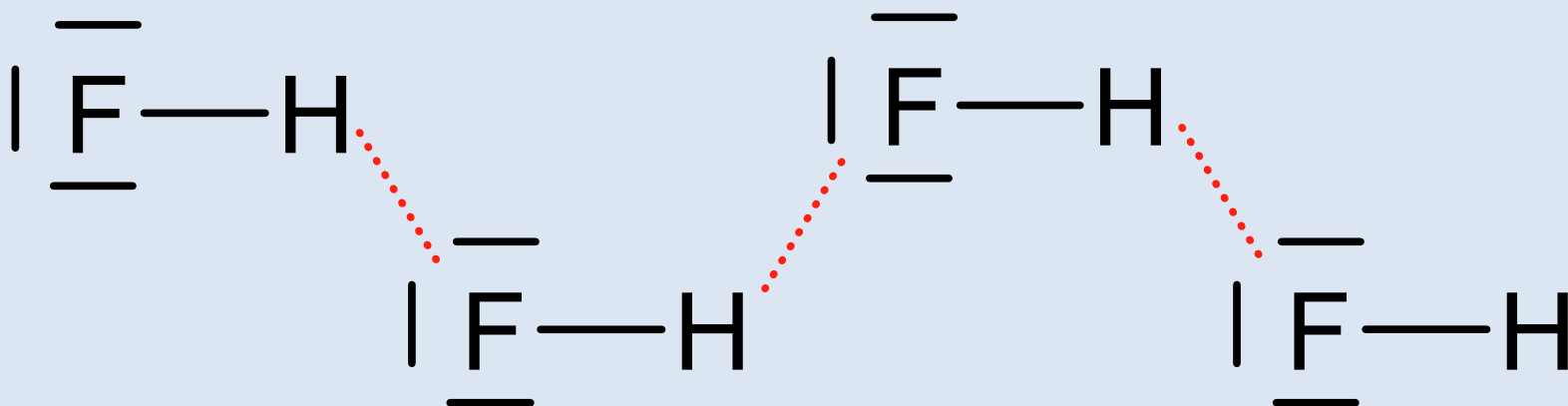


indukovaný dipól – indukovaný dipól (nepolární + nepolární)

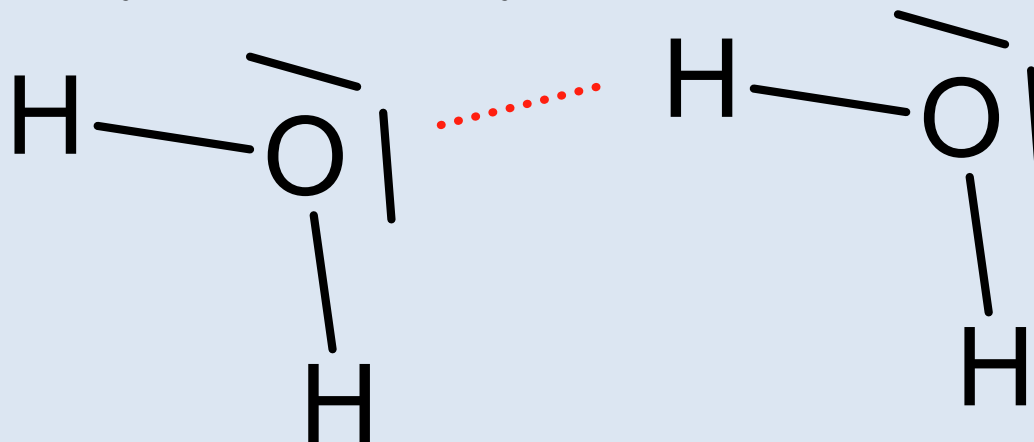


Slabé vazebné interakce – vodíkové můstky

Vodíkové můstky ve struktuře fluorovodíku:



Vodíkové můstky ve struktuře vody:



Slabé vazebné interakce – chování látek podle vazby

Látky s vazbou:	Nepolární	Polární či iontovou	Kovovou
Rozpustnost ve vodě:	✗	✓	✗
Rozp. v nepolárních rozpouštědlech:	✓	✗	✗
Vedení el. proudu:	✗	✓ *	✓
Kujnost + tažnost:	✗	✗	✓ *

Seznam zdrojů

- Benešová, M., Pfeiferová, E., & Satrapová, H. (c2014). *Odmaturuj! z chemie*. Nakladatelství DIDAKTIS spol. s.r.o.
- Blažek, J., & Fabini, J. (1999). *Chemie pro studijní obory SOŠ a SOU nechemického zaměření*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství.
- Flemr, V., & Dušek, B. (2001). *Chemie pro gymnázia*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství.
- Leach, R. M. (1999). *The Chemogenesis Web Book*. [The Chemogenesis Web Book | Title Page \(meta-synthesis.com\)](#)
- Straka, P. (1995). *Obecná chemie*. Litomyšl: Paseka.
- Šrámek, V. (2000). *Obecná a anorganická chemie*. Nakladatelství Olomouc.
- Cídllová, H., Mokrý, Z., & Valová, B. (2018). *Obecná chemie*. Brno: Masarykova univerzita.
- Kratochvíl, M., Potáček, M., & Šibor, J. (2004). *Principy a modely organické chemie I* (1. vyd.). Brno: Masarykova univerzita.
- Kratochvíl, M., Potáček, M., & Šibor, J. (2004). *Principy a modely organické chemie I* (1. vyd.). Brno: Masarykova univerzita.
- Toužín, J. (2008). *Stručný přehled chemie prvků*. Brno: Masarykova univerzita.
- Bonusové materiály od: Mgr. Jiří Šibor, Ph.D.