

3. Chemická vazba

- Chemická vazba

- je interakce, která k sobě navzájem poutá sloučené atomy prvků v molekule nebo ionty v krystalu prostřednictvím valenčních elektronů
 - Chemické vazby vznikají a zanikají při chemických reakcích
 - Vazebná energie se uvolňuje při tvoření chemických vazeb
 - Disociační energii je nutno dodat při štěpení chemických vazeb
 - Vazebná i disociační energie mají stejnou velikost, jen se liší znaménkem a udávají se v $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 - Čím je vazebná a disociační energie větší, tím je vazba pevnější
 - Podmínkou vzniku chemické vazby je dostatečné přiblížení atomů, které mají vhodnou energii a správnou prostorovou orientaci
 - Délka vazby je vzdálenost jader atomů vázaných v molekule

- Druhy chemických vazeb

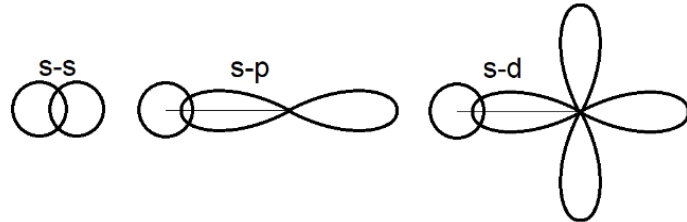
○ Kovalentní vazba

- Je založena na společném sdílení dvojic elektronů oběma atomy
- Oba elektrony jsou společné oběma atomům a mají opačný spin
- Každý z atomů spojených kovalentní vazbou dosahuje stabilní elektronové konfigurace nejbližšího vzácného plynu
- Vaznost prvku je počet kovalentních vazeb vycházejících z atomu prvku ve sloučenině
 - Oktetové pravidlo
 - Používá se pro určení vaznosti prvků z 2. a 3. skupiny
 - Atomy vytvářejí tolik vazeb, aby sdílením elektronů dosáhly stabilní konfigurace vzácného plynu
 - Elektrony zprostředkující vazbu se počítají do valenční vrstvy obou atomů
 - Nelze ho uplatnit u prvků z vyšších period a některých sloučenin fosforu, síry a chloru
 - Vaznost atomu nelze posuzovat jen podle jeho elektronové konfigurace v základním stavu
- Přiblížením dvou atomů dochází k průniku jejich atomových orbitalů a vznikají dva molekulové orbitály
 - Vazebný má energii nižší
 - Protivazebný má energii vyšší
- V molekulových orbitálech se stejně jako v atomových orbitálech vyskytují ve stavech s určitou energií
- Každý molekulový orbital je charakterizován určitým prostorovým rozložením elektronové vrstvy, má určitý tvar

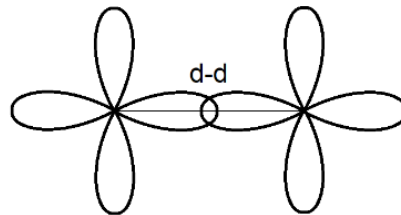
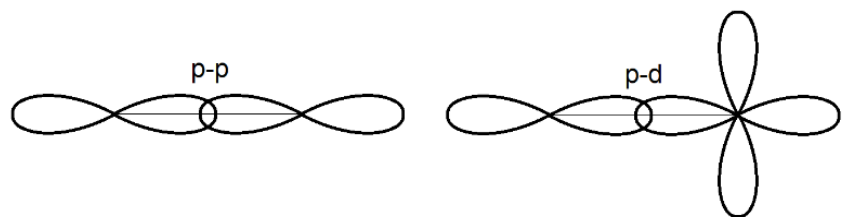
▪ **Vazba σ**

- Její elektronová hustota je největší na spojnici jader atomů
- Vzniká obsazením molekulového orbitalu σ , který vzniká překrytím orbitalů

○



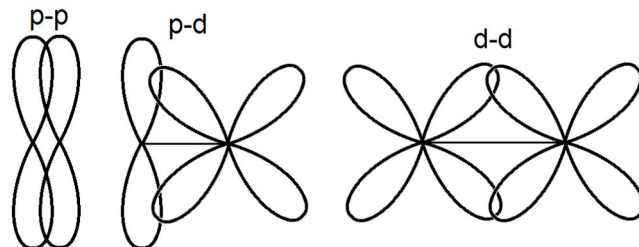
○



○

▪ **Vazba π**

- Její elektronová hustota je největší mimo spojnici jader atomů
- Vzniká až po vzniku vazby σ a podílí se na vzniku násobných vazeb
- Je slabší než vazba σ , proto sloučeniny s násobnou vazbou jsou reaktivnější než sloučeniny s jednoduchými vazbami
- Vzniká obsazením molekulového orbitalu π , který vzniká překrytím orbitalů



○

▪ **Vazba δ**

- Je tvořena překryvem d orbitalů a vyskytuje se ve sloučeninách přechodných kovů, např. $K_2[Re_2Cl_8] \cdot 2 H_2O$

- **Násobnost kovalentní vazby**
 - Jednoduchá vazba
 - Je uskutečněna sdílením 1 elektronového páru
 - Je tvořena vazbou σ a je delší a slabší než násobné vazby
 - Dvojná vazba
 - Je uskutečněna sdílením 2 elektronových párů
 - Je tvořena jednou vazbou σ a jednou vazbou π
 - Je kratší a pevnější než jednoduchá vazba
 - Trojná vazba
 - Je uskutečněna sdílením 3 elektronových párů
 - Je tvořena jednou vazbou σ a dvěma vazbami π
 - Je nejkratší a nejpevnější
 - Čtverná vazba
 - Je uskutečněna sdílením 4 elektronových párů
 - Je tvořena jednou vazbou σ , dvěma vazbami π a jednou vazbou δ
 - Vyskytuje se vzácně u přechodných kovů
- **Polarita kovalentní vazby**
 - Elektronegativita je schopnost atomu přitahovat vazebné elektrony
 - Elektronegativnější atom ve vazbě k sobě poutá elektronový pár než druhý elektropozitivnější atom
 - Kovalentní vazba nepolární
 - Rozdíl elektronegativit atomů je roven 0-0,4
 - Čistě kovalentní vazba vzniká u stejných prvků, kde rozdíl elektronegativit je roven 0
 - Nepolární látky
 - Nejsou rozpustné ve vodě, jsou rozpustné v nepolárních rozpouštědlech
 - Nevedou elektrický proud
 - Kovalentní vazba polární
 - Rozdíl elektronegativit atomů je roven 0,4-1,7
 - Dipól je tvořen kladným a záporným pólem molekuly a ve vzorcích polárních molekul se kladné a záporné póly označují horními indexy δ^+ a δ^- , např. $H^{\delta^+}-Cl^{\delta^-}$
 - Polární látky
 - Jsou rozpustné ve vodě, nejsou rozpustné v nepolárních rozpouštědlech
 - V tavenině nebo roztoku vedou elektrický proud

- Iontová vazba
 - Je extrémní případ polární kovalentní vazby
 - Rozdíl elektronegativit atomů je vyšší než 1,7
 - Sdílené elektrony patří téměř úplně do elektronového obalu elektronegativnějšího atomu
 - Elektropozitivnější atom, tak předá elektron druhému atomu a vznikne kladně nabitý kation a záporně nabitý anion
 - Ionty v iontových sloučeninách jsou vzájemně přitahovány elektrostatickými silami
- **Koordinčně-kovalentní vazba** – donor-akceptorová vazba
 - Je považována za zvláštní druh kovalentní vazby a liší se pouze mechanismem vzniku
 - Umožňuje vznik komplexních sloučenin
 - V koordinčně-kovalentní vazbě jeden atom (donor) poskytne elektronový pár, druhý atom (akceptor) má ve valenční vrstvě prázdný (vakantní) orbital a přijme elektronový pár
 - Vzniklá vazba se svými vlastnostmi neliší od vazby kovalentní
- **Kovová vazba**
 - Vzniká mezi atomy v tuhém stavu a je způsobena elektrostatickou přitažlivostí kationtů kovů a volně se pohybujících valenčních elektronů
 - Je delokalizovaná – všechny valenční elektrony jsou společné všem členům mřížky, která je pravidelná a je tvořena kationty kovů
 - Elektronový plyn (mrak) je označení pro valenční elektrony v kovech, jelikož svým pohybem připomínají částice plynu
 - **Kovy**
 - Přibližně 80 % všech známých prvků jsou kovy
 - Mají nízkou hodnotu negativitu a v poslední vrstvě elektronového obalu malý počet elektronů
 - Prvek je kovem, jestliže počet elektronů jeho nejvyšší zaplněvané vrstvy je menší nebo roven číslu periody, ve které se nachází
 - Typické vlastnosti kovů: kovový lesk, tažnost, kujnost, tepelná a elektrická vodivost
- **Slabé vazebné interakce** – mezimolekulové síly
 - Podstatně slabší než kovalentní vazby
 - Ovlivňují fyzikální vlastnosti látek
 - **Van der Waalovy síly**
 - Působí mezi libovolnými molekulami v závislosti na jejich vzájemném přiblížení
 - Dipólový moment
 - Vektorová veličina, která je orientována od záporného pólu ke kladnému

- Pokud je vektorový součet všech dipólových momentů v molekule různý od nuly, pak je molekula látky polární

- Polarita víceatomových molekul závisí na tvaru molekuly látky
 - Př. molekula CO_2 je lineární a dipólové momenty se vzájemně ruší, takže výsledný moment je nulový
 - Molekula CO_2 je nepolární
 - Př. molekula H_2O je lomená a dipólové momenty se vzájemně neruší, takže výsledný moment je různý od nuly
 - Molekula H_2O je polární

- **Coulombické síly**
 - Povaha těchto sil je čistě elektrostatická
 - Síly působí mezi molekulami s permanentními elektrickými dipóly
 - V důsledku odpuzování stejně nabitých částí dipólů a přitahování částí s náboji opačnými dochází k uspořádání soustavy
 - Tento děj souvisí s poklesem energie systému a vzrůstem jeho stability

- **Indukční síly**
 - Částice s permanentním dipólovým momentem vždy působí na jiné částice, ať už jsou polární či nepolární a způsobují deformaci jejich elektronových obalů
 - Tím původně nepolární částice jsou polarizovány
 - Dipólový moment částic, kterého již měly je pozměněn a výsledný dipólový moment je roven vektorovému součtu původního a indukovaného dipólového momentu
 - Ovlivňování částic je vzájemné

- **Disperzní síly**
 - Vycházejí z představy, že elektronový obal každé molekuly osciluje
 - Vlivem těchto oscilací dochází k tomu, že těžiště záporných nábojů všech elektronů a těžiště kladných nábojů jader spolu v některých okamžicích nespívají
 - Molekula se tak stává oscilujícím dipólem
 - Pokud se k sobě přiblíží takto dva dipóly, dochází k jejich synchronizaci
 - To znamená, že na sousedních molekulách vzniknou v určitém časovém okamžiku opačné náboje
 - Disperzními silami na sebe působí molekuly všech látek
 - Ve většině systémů představují tyto síly nejvýznamnější složku van der Waalových sil
 - S výjimkou těch, které obsahují silně polární molekuly

▪ **Vazba vodíkovými vazbami (můstky)**

- Druh slabé vazebné interakce, která je silnější, než van der Waalsovy síly, ale slabší než kovalentní vazba
- Tento typ interakce mezi molekulami je podmíněn:
 - Existencí volných elektronových párů na některém z atomů vázaných v molekule
 - Přítomností atomu vodíku vázaného s atomem, který má vysokou elektronegativitu
- Přítomnost vodíkové vazby ve sloučenině ovlivňuje její fyzikální vlastnosti

- **Teorie hybridizace**

- Hybridizací se rozumí energetické i tvarové sjednocení energeticky různých orbitalů daného atomu, přičemž vznikají nové orbitály, tzv. orbitály hybridní
- Hybridizace vysvětluje vznik rovnocenných kovalentních vazeb z energeticky rozdílných orbitalů a umožňuje předpovědět strukturu takto vzniklých látek
 - Pro každý typ hybridizace je charakteristické rozmístění hybridních orbitalů v prostoru což určuje i prostorové uspořádání chemických vazeb
- Typy hybridizace
 - sp – lineární tvar, leží v přímce, ve tvaru osmičky, úhel 180°
 - sp^2 – lineární tvar, ve tvaru trojúhelníku, úhel 120°
 - sp^3 – prostorový tvar, ve tvaru tetraedru, v případě všech 4 stejných sousedů je úhel $109,5^\circ$
 - sp^3d – prostorový tvar, ve tvaru trigonální bipyramidy
 - sp^3d^2 – prostorový tvar, ve tvaru oktaedru – tetragonální bipyramidy
 - sp^3d^3 – prostorový tvar, ve tvaru pentagonální bipyramidy