1. **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 chemický vazeb
      * Vazebná i disociační energie mají stejnou velikost, jen se liší znaménkem a udávají se v kJ . 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 orbitaly
      * Vazebný má energii nižší
      * Protivazebný má energii vyšší
    - V molekulových orbitalech se stejně jako v atomových orbitalech 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
        + Obsah obrázku skica, kresba, bílé, kresba tužkou

          Popis byl vytvořen automaticky
        + Obsah obrázku skica, bílé, vzor

          Popis byl vytvořen automaticky
        + Obsah obrázku skica, bílé, kresba

          Popis byl vytvořen automaticky
    - **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
        + Obsah obrázku vzor, skica, kresba tužkou, výšivka

          Popis byl vytvořen automaticky
    - **Vazba δ**
      * Je tvořena překryvem d orbitalů a vyskytuje se ve sloučeninách přechodných kovů, např. K2[Re2Cl8] . 2 H2O
    - **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.
        + 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

* + **Koordinačně-kovalentní vazba** – donor-akceptorová vazba
    - Je považována za zvláštní druh kovalentní vazby a liší se pouze mechanismem vzniku
    - Umožňuje vznik komplexních sloučenin
    - V koordinačně-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 hodnoty negativity a v poslední vrstvě elektronového obalu malý počet elektronů
      * Prvek je kovem, jestliže počet elektronů jeho nejvyšší zaplňované 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 Waalsovy 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 CO2 je lineární a dipólové momenty se vzájemně ruší, takže výsledný moment je nulový

Molekula CO2 je nepolární

* + - * + Př. molekula H2O je lomená a dipólové momenty se vzájemně neruší, takže výsledný moment je různý od nuly

Molekula H2O 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 nesplývají

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 Waalsových 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 energické i tvarové sjednocení energeticky různých orbitalů daného atomu, přičemž vznikají nové orbitaly, tzv. orbitaly 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°
    - Sp2 – lineární tvar, ve tvaru trojúhelníku, úhel 120°
    - Sp3 – prostorový tvar, ve tvaru tetraedru, v případě všech 4 stejných sousedů je úhel 109,5°
    - Sp3d – prostorový tvar, ve tvaru trigonální bipyramidy
    - Sp3d2 – prostorový tvar, ve tvaru oktaedru – tetragonální bipyramidy
    - Sp3d3 – prostorový tvar, ve tvaru pentagonální bipyramidy