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
				+ 
				+ 
				+ 
		- **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. 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. $H^{δ^{+}}- Cl^{δ^{-}}$
				+ 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