



# 4.

## seminář LC TEXTOVÝ DOPLNĚK

## Chemická vazba

Atomy se spojují do větších celků molekul. Toto spojení (mezi atomy) je realizováno prostřednictvím valenčních elektronů a označujeme ho jako chemická vazba.

**Molekuly** jsou tedy částice chem. látek složených ze dvou nebo více atomů, které jsou vzájemně spojeny chem. vazbou.

Molekuly mohou být složeny z atomů o stejném protonovém čísle, pak se jedná o molekuly prvků, nebo z atomů o různém protonovém čísle a pak to jsou molekuly sloučenin.

Druhy chemických vazeb: kovalentní  
polární  
iontová

### 1. Vazba kovalentní

Aby mezi atomy vznikla chemická vazba musí se k sobě dostatečně přiblížit. Tím dojde ke snížení potenciální energie a vytvoření stabilního systému a potenciální energie dosáhne svého minima. Pokud by se atomy stále přibližovaly, začaly by na sebe navzájem působit jádra a přitažlivé síly by se změnily v odpudivé a potenciální energie by vzrostla. Dostatečné přiblížení atomů = vzdálenost  $l$  se označuje jako délka chemické vazby a  $E_p$  jako potenciální energie vazby.

**Energie chemické vazby** = je energie, kterou je třeba uvolnit při vzniku dané vazby. Jednotky jsou kJ/mol.

**Disociační energie** vazby je taková energie, kterou by jsme museli vynaložit na zrušení chemické vazby. Má stejnou hodnotu jako energie vazebná jen jiné znaménko.

Kovalentní vazba je ve své podstatě sdílení elektronů dvou atomů. Podle množství sdílených elektronů rozeznáváme typ vazby.

**Jednoduchá vazba** – každý atom do vazby poskytne jeden elektron =  $\sigma$

**Dvojná vazba** – každý atom poskytne dva elektrony =  $\sigma\pi$

**Trojná vazba** – každý atom poskytne tři elektrony =  $\sigma\pi\pi$

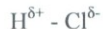
Pro vazbu  $\sigma$  je charakteristické, že dochází k překryvu dvou orbitalů na spojnici jader.

Pro vazbu  $\pi$  je charakteristické, že vzniká překryvem dvou orbitalů mimo spojnici jader (vzniká bočním překryvem orbitalů  $p$  a/nebo  $d$ ).

### 2. Vazba polární

U molekul, které jsou tvořeny ze stejných atomů ( $H_2$ ,  $Cl_2$ ) jsou elektrony chemické vazby mezi těmito atomy rozmístěny zcela rovnoměrně. U všech ostatních molekul dochází k přesunu elektronu na jednu nebo druhou stranu, což má za následek vytvoření parciálního náboje  $\delta$ .

Vznik parciálních nábojů je charakteristický pro polární vazbu.



### 3. Vazba iontová = extrémně polární vazba

U iontové vazby dochází k tomu, že valenční elektron jednoho atomu je vtažen do valenční vrstvy druhého atomu, důsledkem toho je vznik elektricky nabitých částic nazývaných **ionty**.

Schopnost atomů přitahovat vazebné elektronové páry se vyjadřuje číselnou hodnotou = **elektronegativitou**. Čím je rozdíl elektronegativit mezi atomy vázaných prvků větší, tím je vazba polárnější.

Kovalentní vazba – rozdíl elektronegativit je roven 0.

Polární vazba – rozdíl elektronegativit je větší než 0,4 a menší než 1,7

Iontová vazba – rozdíl elektronegativit je větší než 1,7

Pozn.: Čistě kovalentní vazby jsou charakteristické pro molekuly prvků ( $\text{Cl}_2$ ). Čistě iontová vazba neexistuje.

### 4. Vazba kovová

80 % všech prvků patří mezi kovy. Nachází se v levé a střední části tabulky a mají nízkou elektronegativitu. Další jejich společnou vlastností je, že mají ve valenční vrstvě malý počet elektronů.

Vazba kovová podmiňuje chemické a fyzikální vlastnosti kovů.

Kovová vazba = kationty kovu jsou umístěny do uzlových bodů krystalové mřížky a elektrony se kolem nich pohybují volně ve formě elektronového plynu. Elektrony nejsou umístěny mezi dva atomy, ale jsou společné pro celou mřížku. Díky volné pohyblivosti elektronů se vysvětluje elektrická vodivost (elektrický proud je ustálený tok elektronů).

### 5. Vazba koordinačně kovalentní

Pro tento typ vazby je charakteristické, že elektronový pár potřebný pro vznik vazby je dodán jedním atomem a druhý atom tento pár přijímá.

Dodavatel voleného elektronového páru se nazývá DONOR.

Příjemce el. páru a poskytovatel volného valenčního orbitalu se nazývá AKCEPTOR.

Příkladem je  $\text{NH}_4^+$ .

Přítomnost koordinačně kovalentní (donor-akceptorové) vazby je charakteristická pro komplexní sloučeniny.

## SLABÉ VAZEBNÉ INTERAKCE

Kromě chemických vazeb, které v molekule poutají atomy existují i interakce poněkud slabší. Jejich prostřednictvím se ovlivňují jednotlivé molekuly a podmiňují některé fyzikální vlastnosti látek (bod varu a tání).

### 1. Van der Waalsovy síly

Působí mezi libovolnými molekulami v závislosti na jejich přiblížení.

Pod tento pojem se zahrnují síly **coulombické, indukční a disperzní**. Jejich energie je podstatně nižší než energie vazeb kovalentních.

U polární vazby dochází k rozložení elektronů za vzniku parciálních nábojů. Na jedné straně je parciální náboj kladný a na druhé straně je záporný, toto rozložení není zcela symetrické. Velikost polarity lze tedy vyjádřit **dipólovým momentem** jenž se rovná součtu délky vazby  $l$  a parciálního náboje. Dipólový moment je vektorová veličina, která je orientovaná od  $-$  k  $+$ . Pokud je součet všech dipólových momentů v molekule nulový, tak je sloučenina nepolární.

- **Coulombické síly**

Povaha těchto sil je čistě elektrostatická. Nachází se v molekulách s permanentními dipóly. Uspořádání je podle přitahování kladného a záporného dipólu. To má za následek pokles energie, ale větší stabilitu soustavy.

- **Indukční síly**

Částice, které mají trvalý dipólový moment působí na jiné částice a tím je polarizují (deformují jejich el. obal) to znamená, že částice si vytvářejí dočasný dipólový moment. U těch částic, kterého už měly dipólový moment, se dipólový moment změní. Výsledný dipólový moment je pak roven součtu původního a indukovaného dipólového momentu.

- **Disperzní síly**

Nacházejí se pouze u nepolárních sloučenin.

U těchto sil dochází k tomu, že elektrony v podstatě oscilují a molekula se stává oscilujícím dipólem.

### 2. Vodíkové můstky

Podmínky vzniku vodíkových můstků:

- Musí být volný el. pár na jednom atomu v molekule
- Vazba atomu vodíku s prvkem, který má vysokou elektronegativitu.

Pevnost H vazby závisí na elektronegativitě prvku, s kterým je H vázán. Pokud jsou vodíkové vazby dostatečně silné ovlivňují fyzikální vlastnosti látek. (Čím pevnější vodíkové můstky tím větší teplota varu).

Pokud je H vázán s prvkem X, který má vysokou elektronegativitu, dojde k posunu el. páru směrem k tomuto atomu a ke značnému odhalení jádra H. Na H pak vznikne kladný parciální náboj, který může vázat volné el. páry atomu jiného prvku nebo molekuly.

Vodíkové vazby (můstky) se značí .....

