

# Chemická vazba

Chemická vazba je interakce, která k sobě navzájem poutá sloučené atomy prvků v molekule (nebo ionty v krystalu) prostřednictvím valenčních elektronů.

## Obecná pravidla

Chemické vazby vznikají a zanikají při chemických reakcích. Při tvorbě chemické vazby se uvolňuje vazebná energie, naopak pro rozštěpení chemické vazby je nutno dodat disociační energii. Energie vazebná a disociační mají stejnou velikost; čím je vazebná (disociační) energie větší, tím je vazba pevnější. Podmínkou vzniku chemické vazby je dostatečné přiblížení atomů, které mají dostatečně vysokou energii a správnou prostorovou orientaci.

## Druhy vazeb

### Kovová vazba

Je tvořena kationty uskupenými v mřížky. Valenční elektrony se vyskytují v podobě elektronového mraku, jsou tedy sdíleny všemi atomy a nelze rozpoznat, který elektron patří kterému kationtu.

### Kovalentní vazba

Kovalentní vazba je zprostředkována buď **sdílenou elektronovou dvojicí**, kdy každý z partnerů poskytuje jeden elektron, nebo jako **vazba donor-akceptorová** (koordinačně-kovalentní), kdy jeden z partnerů poskytuje volný orbital a druhý celý elektronový pár. Orientačně lze kovalentní vazbu rozdělit na nepolární, polární a iontovou, podle rozdílu elektronegativity  $\chi$  zúčastněných prvků.

- kovalentní nepolární:  $\Delta\chi < 0,4$
- kovalentní polární:  $0,4 \leq \Delta\chi < 1,67$
- (kovalentní) iontová:  $\Delta\chi \geq 1,67$

### Iontová vazba

Extrémně kovalentní vazba, kdy atomy elektrony nesdílejí, ale jeden ho zcela odebere druhému. Tímto mechanismem vznikají ionty, které jsou následně přitahovány elektrostatickými silami. Podle některých autorů se iontová vazba nepovažuje za kovalentní.

## Dělení vazeb dle pravděpodobnosti výskytu vazebných elektronů

### Vazba sigma - $\sigma$

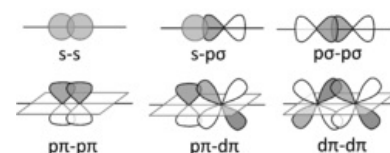
Vzniká obsazením molekulového orbitalu sigma. Její elektronová hustota je největší **na spojnici jader atomů**. Molekulový orbital může vzniknout překrytím:

1. dvou orbitalů **s**, **s** a **p** nebo **s** a **d**;
2. dvou orbitalů **p** nebo **p** a **d**;
3. dvou orbitalů **d**.

### Vazba pí - $\pi$

Vzniká obsazením molekulového orbitalu pí. Její elektronová hustota je největší **mimo spojnici jader atomů, ale v rovině touto spojnici procházející**. Vzniká až po vzniku vazby sigma a podílí se na vzniku násobných vazeb. Protože je slabší než vazba sigma, sloučeniny s násobnou vazbou jsou reaktivnější než sloučeniny s vazbami jednoduchými. Molekulový orbital může vzniknout překrytím:

1. dvou orbitalů **p**;
2. orbitalů **p** a **d**;
3. dvou orbitalů **d**.



Vazba sigma a pí

## Násobné vazby

### Jednoduchá vazba

Vazba je uskutečněná sdílením pouze jednoho elektronového páru. Tvoří ji **vazba  $\sigma$**  a je delší a slabší než násobné vazby (dvojná, trojná).

## Dvojná vazba

Dvojná vazba je uskutečněna sdílením dvou elektronových párů. Tvoří ji jedna **vazba  $\sigma$**  a jedna **vazba  $\pi$** . Je kratší a pevnější než vazba jednoduchá.

## Trojná vazba

Vazba uskutečněná sdílením tří elektronových párů. Skládá se z jedné **vazby  $\sigma$**  a dvou **vazeb  $\pi$** . Trojná vazba je nejkratší a nejpevnější.



kovalentní dvojná vazba

## Odkazy

### Související články

- Chemické reakce
- Orbital

### Použitá literatura

- LEDVINA, Miroslav, et al. *Biochemie pro studující medicíny*. 2. vydání. Praha : Karolinum, 2009. 0 s. ISBN 978-80-246-1414-4.
- BENEŠOVÁ, Marika a Hana SATRAPOVÁ. *Odmaturuj! z chemie*. 1. vydání. Brno : Didaktis, 0000. 0 s. ISBN 80-862-8556-1.
- Prezentace ze stránek Ústavu lékařské biochemie a laboratorní diagnostiky.