

Chemická vazba

- vznikne tehdy, jsou-li atomy prvků neschopny trvale samostatné existence
- spojování atomů do větších celků → vyšší stabilita než volné atomy
- atomy zde sdílejí vazebné elektrony

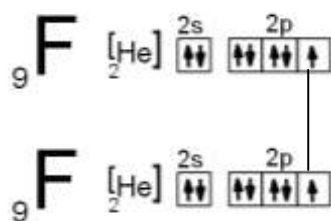
Podmínky pro vznik chemické vazby

- 1) přiblížení atomů tak, aby se překrývaly valenční orbitály
 - 2) vhodné uspořádání valenčních e^- , aby mohly vzniknout elektronové páry
- vznik za uvolnění energie → čím více uvolněné energie → tím více stabilnější vazba
- ➔ vznik kovalentní vazby

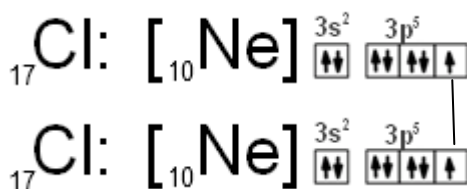
Vazby podle násobnosti

- 1) jednoduchá vazba - např.: F_2 , HCl

F-F

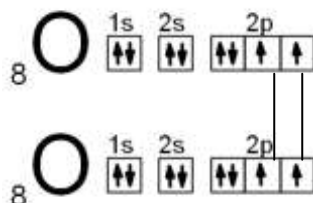


H-Cl

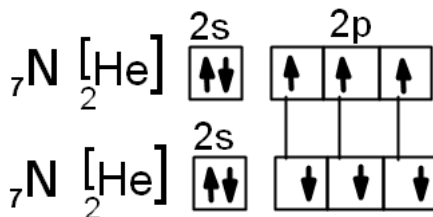


- 2) dvojná vazba - např.: O_2

O=O

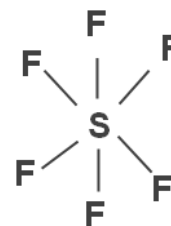


- 3) trojná vazba - např.: N_2

**Vaznost atomů**

Vaznost atomů - číslo, které udává, kolik kovalentních vazeb daného prvku v sloučenině vytváří

- např.: SF_6 → Síra je ve fluoridu sírovém šestivazná
- Fluor je ve fluoridu sírovém jednovazný

**Vazba σ (sigma) a π (pí)**

- podle hustoty vazebného elektronového páru

σ - největší hustota vazeb. elektron. páru se nachází na spojnici jader obou vázaných atomů

π - největší hustota vazeb. elektron. páru se nachází mimo spojnici obou jader

Jednoduchá vazba - σ

Dvojná vazba - $\sigma + \pi$

Trojná vazba - $\sigma + \pi + \pi$

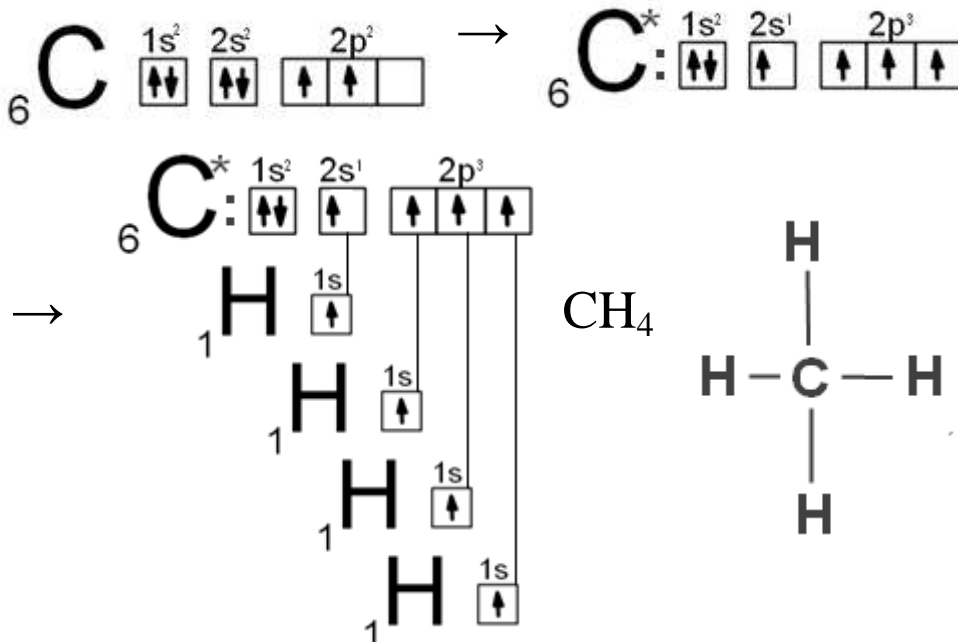
Délka vazby - vzdálenost středů vázaných atomů, klesá s násobností vazby

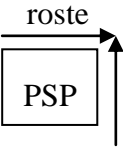
Vazebná energie - uvolněná energie při vzniku chemické vazby, roste s násobností vazby,
jednotka: kJ/mol

Disociační energie - energie potřebná k rozštěpení chemické vazby, jednotka: kJ/mol

Excitovaný stav atomu

- řada atomů se v základním stavu (stavu s nejnižší energií) nemůže slučovat s jinými atomy
- mohou se slučovat pouze ve stavu excitovaném (vzbuzeném) pohlcením energie ve formě tepla, světla atd.
- = stav, kdy dojde k roztržení valenčního elektronového páru → vypuzení 1 e^- do energeticky vyššího orbitálu
- značí se hvězdičkou v horním pravém indexu značky atomu v excitovaném stavu

Základní stav atomuExcitovaný stav**Elektronegativita**

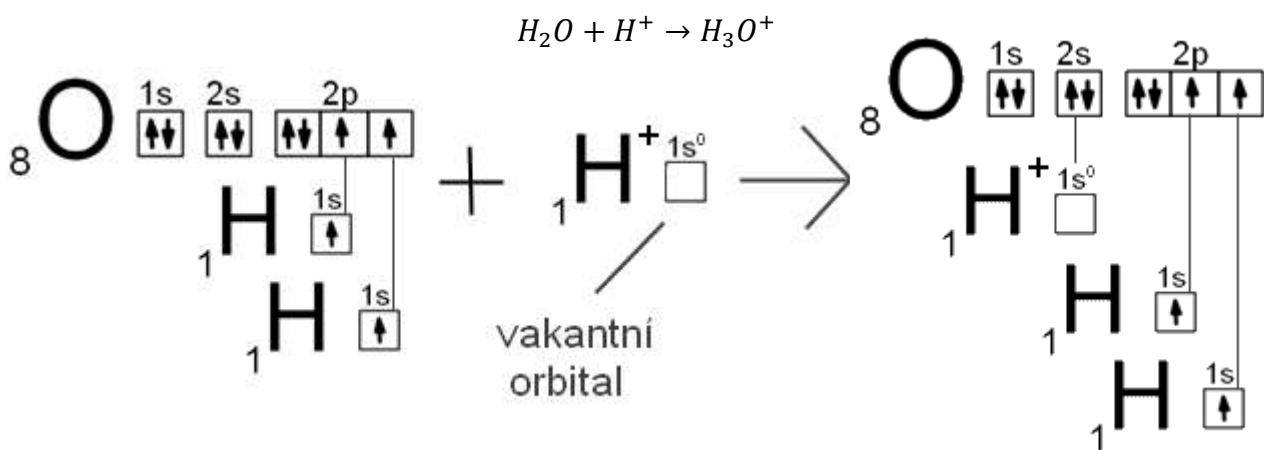
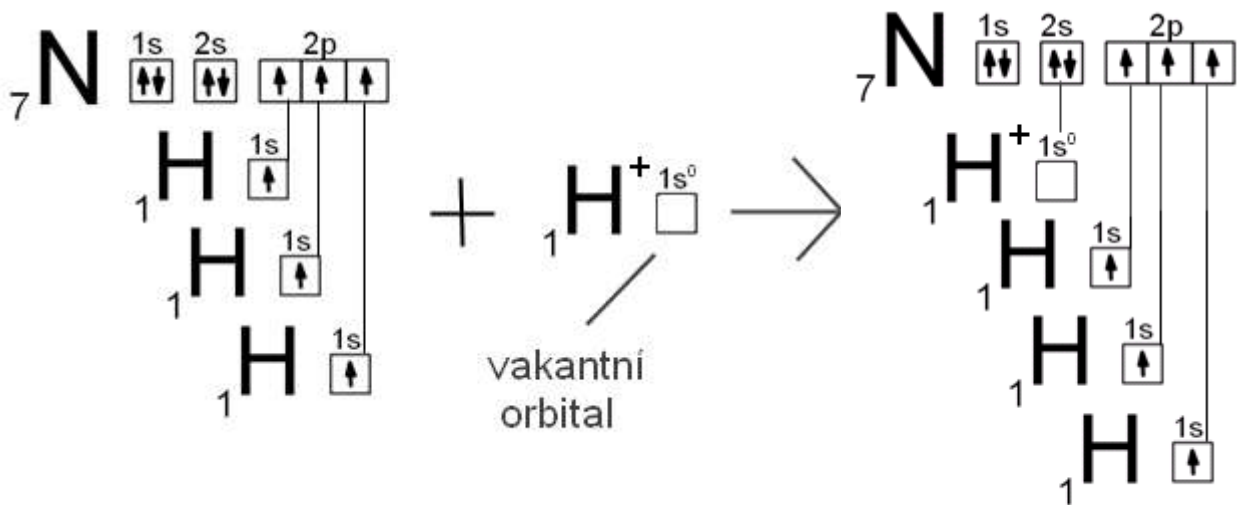
- schopnost atomu přitahovat vazebné e-
- bezrozměrné (z hodnot IE a EA)
- zn.: X
- hodnota zapsána v PSP → 
- např.: $X(\text{F}) = 4,1$
 $X(\text{Au}) = 1,4$
 $X(\text{O}) = 3,5$
- nekovy → elektronegativní prvky → snadno tvoří anionty
 - o nejvíce halogeny (F)
 - o alkalické kovy nejméně
- kovy → elektropozitivní prvky → snadno tvoří kationty

Polarita vazby

- výsledkem rozdílu elektronegativit (ΔX) vázaných atomů
- vazeb. elektron. pár je vždy posunut k elektronegativnějšímu prvku → vytvoření částečného (= parciálního) náboje na obou vázaných atomech (δ^+ a δ^-)
- druhy vazeb:

- kovalentní vazba
 - nepolární vazba ($\Delta X < 0,4$)
 - stejná nebo podobná velikost elektronegativit
 - stejnoměrné rozložení hustoty vazebných sil
 - např.: Br₂, CH₄
 - $X(\text{Br}) = 2,74$
 $\Delta X = X(\text{Br}) - X(\text{Br}) = 0$
 - $X(\text{C}) = 2,5$
 $X(\text{H}) = 2,2$
 $\Delta X = X(\text{C}) - X(\text{H}) = 0,3$
 - polární vazba ($0,4 < \Delta X < 1,7$)
 - nerovnoměrné rozdělení hustoty vazebných elektronových párů
 - δ^- , δ^+
 - částečné posunutí elektronového páru
 - např.: HCl, H₂O
 - $X(\text{H}) = 2,2$
 $X(\text{Cl}) = 3,1$
 $\Delta X = X(\text{Cl}) - X(\text{H}) = 0,9 \rightarrow H^{\delta^+} Cl^{\delta^-}$
 - $X(\text{H}) = 2,2$
 $X(\text{O}) = 3,4$
 $\Delta X = X(\text{O}) - X(\text{H}) = 1,2 \rightarrow H_2^{\delta^+} O^{\delta^-}$
- koordinačně-kovalentní (donor-akceptorová, donor = dárce, akceptor = příjemce) vazba
 - stejné vlastnosti ale vzniká jinak než polární a nepolární vazba
 - vzniká překrytím orbitalu obsahem vazebného páru

- např.: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$



- iontová vazba ($\Delta X > 1,7$)
 - extrémně polární kovalentní vazba
 - úplný přesun elektronové dvojice na stranu
 - vznik úplného náboje, iontů
 - např.: NaCl

$$\Delta X = X(\text{Cl}) - X(\text{Na}) = 3,1 - 0,9 = 2,2 \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^-$$

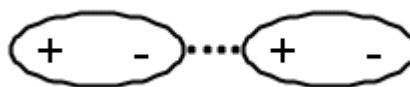
- **!VÝJIMKA: HF - !polární sloučenina!** - $\Delta X = X(\text{F}) - X(\text{H}) = 1,8$

- kovová vazba
 - kovy
 - málo valenčních elektronů
 - nízká elektronegativita

- e^- snadno uvolňují, ale nesnadno přijímají
- tvořeny soubory částic uspořádaných do krystalové mřížky
- v kovovém krystalu: pravidelně uspořádané kationty kovu obklopené tzv. **elektronovým plynem** (e^- uvolněné z valenčních vrstev)
- mezi kationty kovu a elektronovým plynem působí přitažlivé elektrostatické síly, které jsou příčinou soudržnosti krystalu = podstata kovové vazby

Slabé vazebné interakce

- chemická vazba poutá jednotlivé atomy v molekulách → způsobuje: vzájemné ovlivňování molekul → spojování do vícemolekulárních struktur
- patří sem:
 - síly Van der Waalsovy
 - podstatou: vzájemné působení molekul. dipólů, jejichž záporné a kladné konce se vzájemně přitahují
 - nepravidelné rozmístění a pohyb elektronů v atomech molekul
 - 20x nižší než síla iontové vazby
 - tyto síly navzájem poutají molekuly v molekulové krystalické mřížce
 - dělí se:
 - dočasné dipóly
 - mezi nepolárními molekulami
 - slabší
 - na jedné straně molekuly více e^- než na druhé
 - stálé dipóly
 - nejsilnější
 - elektrické přitahování opačně nabitých pólů polárních molekul
- vodíková vazba - vodíkový můstek
 - ovlivňuje řadu fyzikálních a chemických vlastností (t. tání, t. varu, rozpustnost)



- silnější než Van der Waalsovy síly, ale slabší než síly chemických vazeb
- podmínky vzniku:
 - H + elektronegativní prvek s malým poloměrem atomu (např.: O, N, F)
 - existence volných elektronových párů na některém z atomů vázaných v molekule

→ polární vazba způsobuje →
každý atom H vykazuje slabý
kladný náboj, který je přitahován
k volnému elektronovému páru
→ vznikají shluky molekul

s vyšší teplotou varu, např.: H₂O

