

Chemická väzba

Chem. väzby = sú sily, ktorými sú atómy pútané v molekulách

- nezlučené atómy pri vzniku chemickej väzby majú v normálnych podmienkach iba vzácne plyny (He_2 , Ne_2)
- atómy pri vzniku chemickej väzby sa zlučujú - vytvárajú molekuly, ktoré sa od seba líšia veľkosťou, štruktúrou, stabilitou
- ak sa zlúčia 2 atómy prvkov (rovnakých alebo rôznych), hovoríme, že vznikla chemická väzba

Platí:

- pri **vzniku** chemickej väzby sa **E uvoľňuje**
- Pri **zániku/štiepení** je potrebné **E dodať**

- Energia potrebná na rozštiepenie chem. väzby sa nazýva **disociačná=väzbová**, je uvedená v chemických tabuľkách a je prepočítaná na 1 mol väzieb, jednotka $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- závisí od ďalších atómov a väzieb v zlúčeninách

Platí, že: čím je väčšia hodnota E (vyššia číselná hodnota), tým je väzba pevnejšia, t.j. stálejšia

Typy väzieb: 1.kovalentná, 2.kovová (väzba v kovoch), 3.koordinačná (donorno-akceptorná), 4.iónová, 5. medzimolekulové sily – a)vodíkové väzby
b) van der Walsové sily

Princíp a podmienky vzniku chem.v.:

1. predpokladom je, aby sa atómy priblížili a zrazili sa,
 - dochádza k prieniku ich el. obalov (**valenčných vrstiev**), zvýši sa el. hustota medzi jadrami atómov -vzniká 1 al. viac el.párov
 - okrem príťažlivých síl sa uplatňujú aj príťažlivé sily a odpudivé sily kladných jadier a elektrónov (v e. obaloch)
2. Elektróny v elektrónovom obale musia byť usporiadané tak, aby mohlo dôjsť k vytvoreniu väzbových elektrónových párov – **musia mať opačný spin!!!!!!!!!!**

1,**Kovalentná** väzba – najsilnejšia – hodnota jej disociačnej energie je $150\text{-}300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

- ide o **spoločné spoluzdieľanie 1 alebo viacerých väzbových e- párov!!!!!!!!!!!!!!!!!!**
- predpona „ko“ = **spoluzdieľanie**
- má smerový charakter, atómy musia mať nespárené e- a musia mať opačné spiny
!!!!!!!!!!

Pr. Metán, je zlúčenina s chemickým vzorcom CH_4 , väzba C-H má hodnotu $414 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

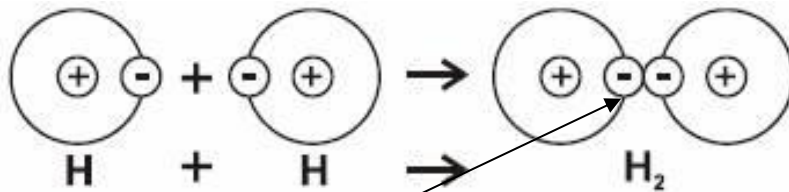
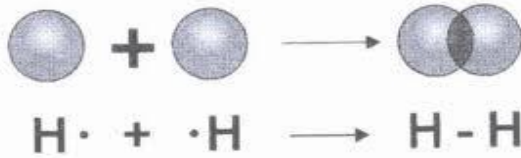
Aká je hodnota disociačnej energie potrebnej na rozštiepenie všetkých väzieb v molekule metánu?

- Riešenie: $4 \times 414 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = 1656 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

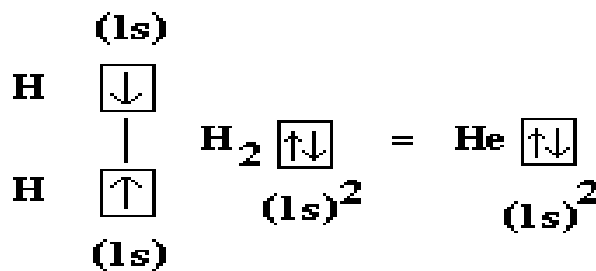
Pr. Väzbová energia väzby H-O je $463 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ aká je väzbová energia potrebná na rozštiepenie všetkých väzieb v molekule vody?

- Riešenie: $2 \times 463 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Vznik molekuly vodíka



- pri vzniku väzieb sa uplatňujú **príťažlivé sily** ale aj **odpudivé sily** jadier a elektrónov (medzijadrová vzdialenosť u vodíka je experimentálne zistená a je 0,074 nm)
- vzniká spoločný väzbový elektrónový pár



Každý atóm vodíka má elektrónovú

konfiguráciu $1s^1$ a má opačný spin

Keď sa dva atómy vodíka zlúčia – molekula H_2 má konfiguráciu $1s^2$, teda taká ako najbližší vzácny plyn.

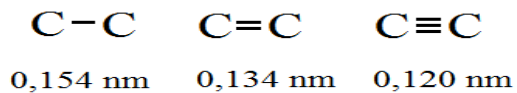
Problémová otázka? Prečo sa atómy zlučujú a vytvárajú molekuly a zlúčeniny?

Zlúčeniny a molekuly po zlúčení atómov majú nižšiu energiu a sú tak stálejšie !!!!!

Kovalentná väzba môže byť:

- **Jednoduchá** – napríklad v molekule H_2 , Cl_2 ($\text{Cl}-\text{Cl}$)
- **Dvojitá** – napríklad v molekule O_2 ($\text{O}=\text{O}$)
- **Trojité** – napríklad v molekule N_2 ($\text{N}\equiv\text{N}$)

Dĺžka väzieb:



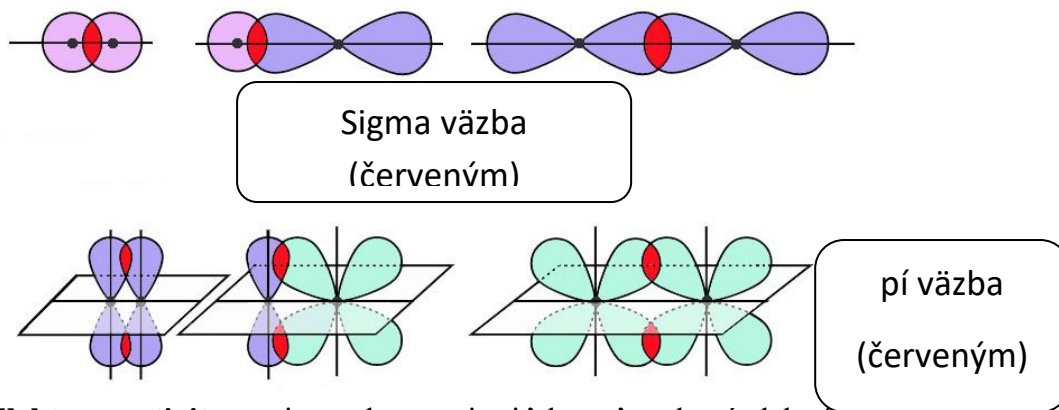
klesá medzijadrová vzdialenosť

nárast pevnosti väzby

Jednoduchá kovalentná väzba- označuje sa sigma σ , vzniká prekrytím orbitálov na spojnici jadier, najvyššia elektrónová hustota medzi jadrami !!!!!
Násobná kovalentná väzba – označuje sa pí π , vzniká prekrytím orbitálov kolmo na spojnicu jadier, najvyššia elektrónová hustota nad a pod spojnicou jadier !!!!!

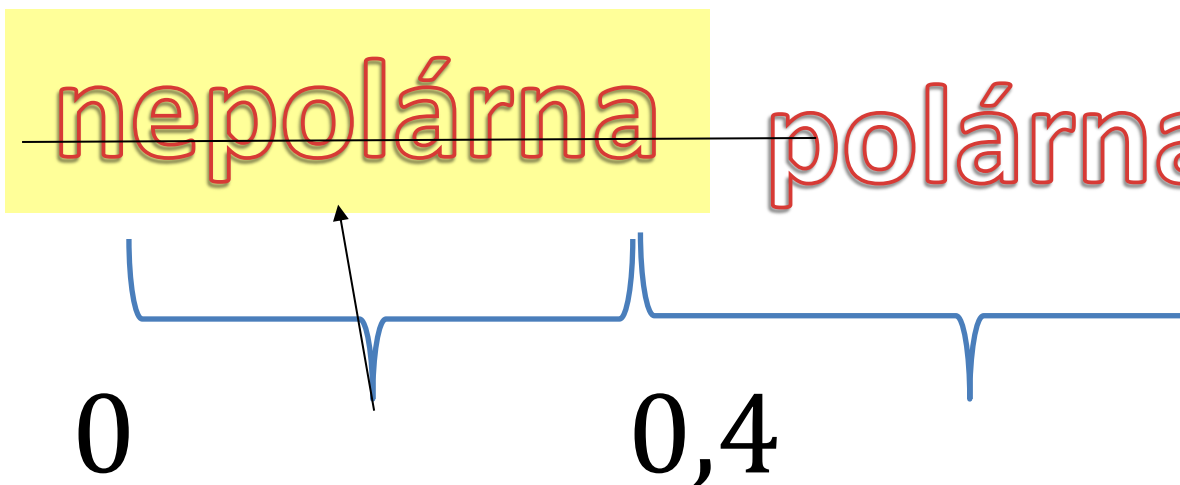
Násobná väzba môže byť a) Dvojitá väzbu – je zložená z $1\sigma+1\pi$

b) Trojitá väzbu- $1\sigma+2\pi$



Elektronegativita = miera schopnosti priťahovať väzbové elektróny,
je v tabuľkách, Paulingova a Mullikenova elektronegativita označuje sa X

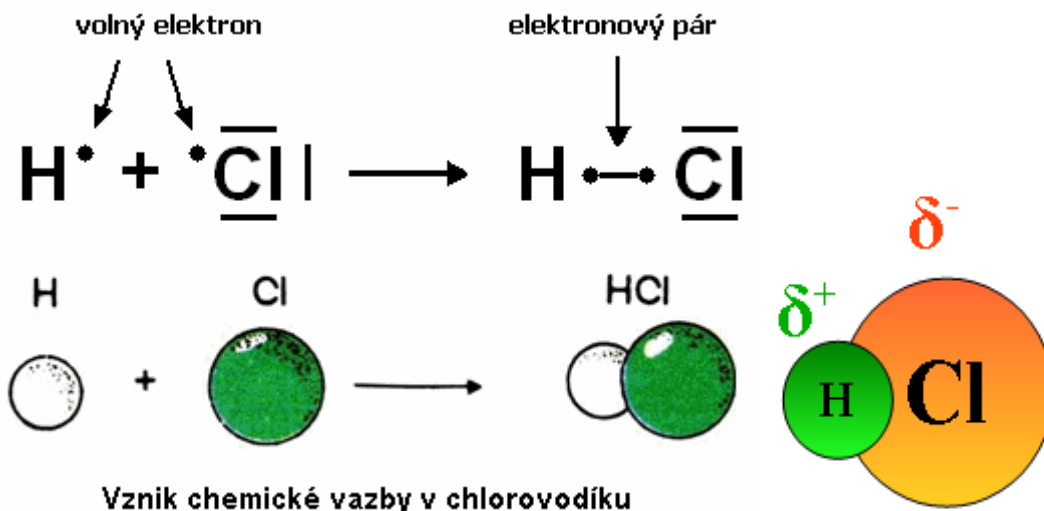
- počíta sa ako absolútna hodnota rozdielu zlúčených prvkov
- rozdiel elektronegativít prvkov slúži na určenie typu väzby:



Príklady zlúčenín:

Cl₂ – nepolárna 3,5-3,5 = 0

H₂O, HCl – polárna, lebo X= /3,5 – 2,1/ = 0,4



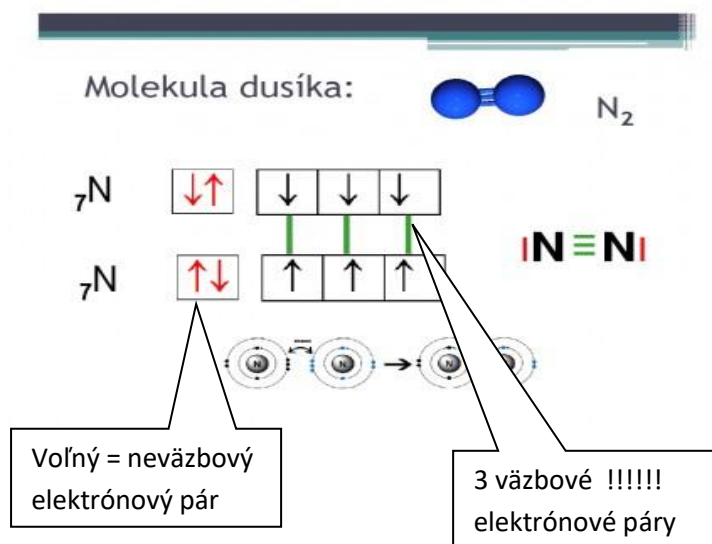
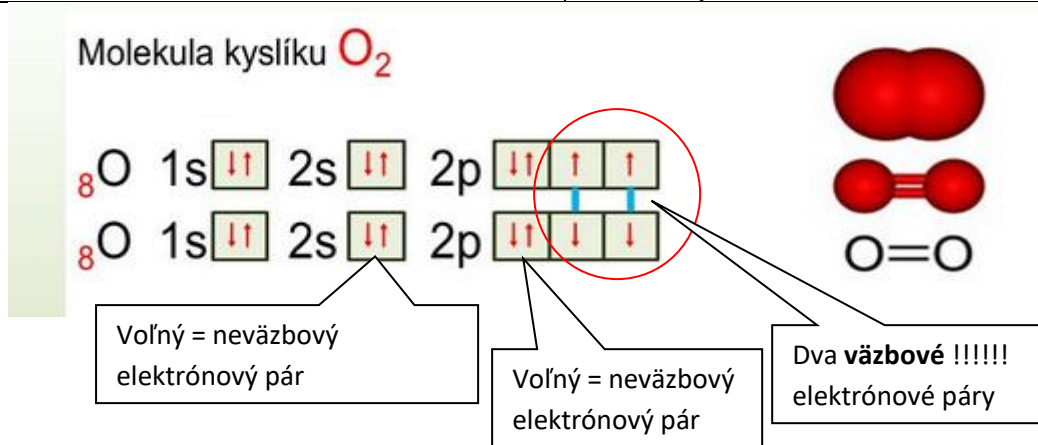
NaCl – iónová, lebo rozdiel elektronegativít je väčší ako 1,7

-počet kovalentných väzieb prvku nám určuje jeho **väzbovosť**

Platí:

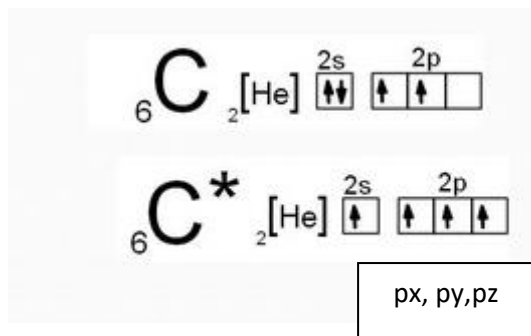
Vodík	vždy 1-väzbový
Dusík	Vždy 3-väzbový (výnimka NH ₄ ⁺ - tu je

	4-väzbový)
Kyslík	Vždy 2-väzbový
Halogény (F, Cl, Br, I)	Vždy 1-väzbové
Uhlík	4-väzbový



Excitovaný stav uhlíka !!!!!

-uhlík podľa elektrónovej konfigurácie by mal byť je 2 väzbový, to je ale menej výhodné, dochádza k preskočeniu elektrónu z 2s orbitálu do 2 p_z a je tak 4-väzbový – tentostav sa označuje hviezdičkou – excitovaný stav=vzbudený



Základný stav: $2s^2 2p^2$

Excitovaný stav: $2s^1 2p^3$