

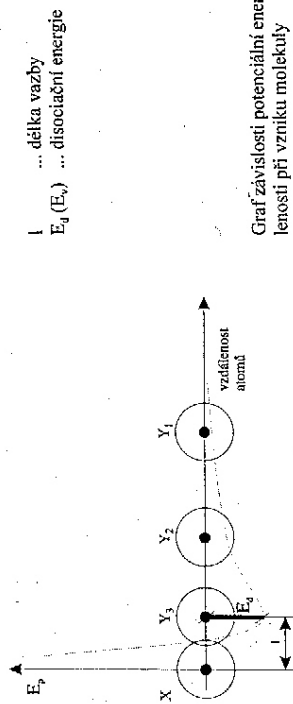
CHEMICKÁ VAZBA

- ☐ atomy většiny prvků jsou spojeny do větších celků – molekul
- ☐ toto spojení je realizováno prostřednictvím valenčních elektronů a nazývá se chemická vazba

VZNIK A TYPY CHEMICKÉ VAZBY

Kritéria pro vznik chemické vazby

- rozhodující – hledisko energetické
- ☐ vazba vznikne tehdy, dojde-li při tomto ději k uvolnění energie
 - ☐ čím více energie se uvolní, tím stabilnější vazba vznikne



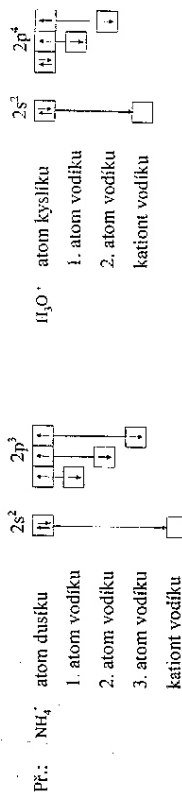
- Graf závislosti potenciální energie obou atomů na jejich vzdálenosti při vzniku molekuly
- a) atomy se musí přiblížit tak, aby se překrývaly valenční orbitály
 - b) elektrony v orbitalech musí být uspořádány tak, aby z nich mohly vzniknout vazebné elektronové páry

Znázornění vzniku chemické vazby

- a) pomocí překryvů prostorových tvarů valenčních orbitalů (pro molekulu H_2)
- b) pomocí spojnice rámečků (spojnice znázorňuje překrytí orbitalů)
- c) valenční čarou (znázorňuje vazebný elektronový pár) $H-H$

Typy chemické vazby

- a) Vazba kovalentní – vznikne překrytím orbitalů obsahujících vždy jeden elektron
- b) Vazba koordinace kovalentní (donor akceptorová, dativní) – vznikne překrytím orbitalu obsahujícího elektronový pár s orbitalem prázdným (vakantním)
 - ☐ donor (dárce) – atom poskytující vazebný elektronový pár
 - ☐ akceptor (příjemce) – atom poskytující prázdný valenční orbital



Rozdíl mezi kovalentní a koordinačně kovalentní vazbou je pouze ve způsobu vzniku. Vlastnosti mají stejné.

Rozdělení vazeb podle násobnosti

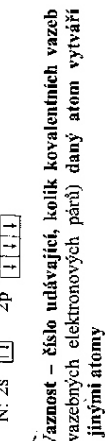
- a) Vazba jednoduchá – na vzniku se podílí od každého z vázaných atomů jeden valenční elektron



- b) Vazba dvojná – na vzniku se podílí od každého z vázaných atomů dva valenční elektrony



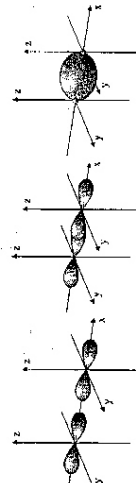
- c) Vazba trojná – na vzniku se podílí od každého z vázaných atomů tři valenční elektrony



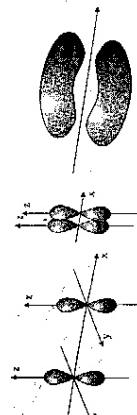
Poznámka: většina vazeb ve sloučeninách je přechodného typu (přechod mezi jednoduchou a dvojnou, dvojnou a trojnou vazbou) – násobnost vazeb je vyjádřena 1 desetinnými čísly. Proto chemickou vazbu přesněji charakterizuje vazebný řád. Jeho hodnota udává množství elektronových párů, jakým je chemická vazba skutečně tvořena.

Vazba σ

- a) největší hustota vazebného elektronového oblaku se nachází na spojnici jader obou vázaných atomů. Při vzniku vazby σ dochází k překryvu dvou orbitalů na spojnici jader. Tato spojnice se pak stává osou vazby.



- Vazba π – největší hustota vazebného elektronového oblaku je symetricky rozložena mimo spojnici obou jader. Vzniká bočním překryvem orbitalů p, d nebo p a d.



Platí (pro většinu případů):
 jednoduchá vazba σ
 dvojná vazba $\sigma + \pi$
 trojná vazba $\sigma + \pi + \pi$

Pevnost chemické vazby – roste s násobností

- ☐ je dána vazebnou energií (energie, která se uvolní při vzniku chemické vazby. Stejně množství energie se musí dodat na její rozštěpení – disociační energie)
- ☐ závisí na povaze vázaných atomů, je však ovlivněna i sousedními atomy
- ☐ tabelované hodnoty disociačních energií udávají průměrnou energii vazeb mezi určitými atomy

Př.: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H} + \text{OH}$ disociační energie vazby O–H je 492,2 kJ/mol
 $\text{OH} \rightarrow \text{O} + \text{H}$ disociační energie vazby O–H je 426,4 kJ/mol
 Průměrná energie vazby O–H (tabelovaná) je 459,8 kJ/mol $((492,2 + 426,4) : 2)$

Délka chemické vazby – (vzdálenost středů vázaných atomů) – klesá s násobností vazby.

Elektronegativita

- ☐ schopnost vázaného atomu přitahovat elektrony chemické vazby
 Za základ stupnice elektronegativit byla konvenčně zvolena elektronegativita vodíku $X_{\text{H}} = 2,1$

Tabulka elektronegativit atomů prvků

H	2,15	He	4,5
Li	0,95	Be	1,5
Na	0,9	Mg	1,2
K	0,8	Ca	1,0
Rb	0,8	Sr	1,0
Cs	0,75	Ba	0,9
Fr	0,7	Ra	0,9
Sc	1,3	Ti	1,6
V	1,9	Cr	2,4
Mn	2,5	Fe	1,8
Cu	2,0	Ni	1,8
Zn	1,6	Ga	1,6
Ge	2,0	As	2,0
Se	2,4	Br	2,9
Kr	2,6	Ar	2,9
Y	1,2	Zr	1,5
Nb	1,7	Mo	2,1
Tc	2,3	Ru	2,0
Rh	2,1	Pd	2,1
Ag	1,9	Cd	1,7
Sb	2,1	Te	2,1
I	2,6	X	2,25
Pb	1,8	Tl	1,9
Hg	1,8	Po	2,0
Au	2,3	At	2,2
Pt	2,2	Rn	2,0
Os	2,1		
Ir	2,1		
Co	1,7		
Ni	1,8		
Cu	2,0		
Zn	1,6		
Ga	1,6		
Ge	2,0		
As	2,0		
Se	2,4		
Br	2,9		
Kr	2,6		
Ar	2,9		
Cl	3,1		
S	2,6		
P	2,1		
Si	1,9		
Al	1,5		
B	2,0		
C	2,6		
N	3,0		
O	3,5		
F	3,9		
Ne	4,0		

Hodnota elektronegativity nepřechodných prvků stoupá v periodě zleva doprava, ve sloupci zdola nahoru.
 nejnižší hodnoty elektronegativity – alkalické kovy
 nejvyšší hodnoty elektronegativity – halogeny
 nejmenší hodnoty elektronegativity – neelektropozitivnější prvek
 nejvyšší hodnoty elektronegativity – nejelektropozitivnější prvek

Polarita chemické vazby

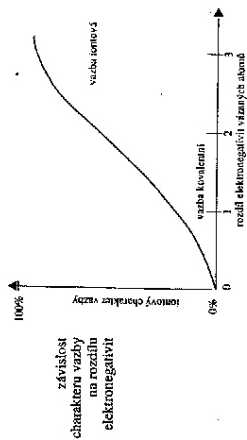
- ☐ určuje se z rozdílu elektronegativit (ΔX) vázaných atomů.
 Vazebný elektronový pár – vždy více posunut k atomu s větší hodnotou elektronegativity $\rightarrow$ vytvoření částečného (parciálního) elektrického náboje na obou vázaných atomech.



Rozdělení chemických vazeb podle polarizace

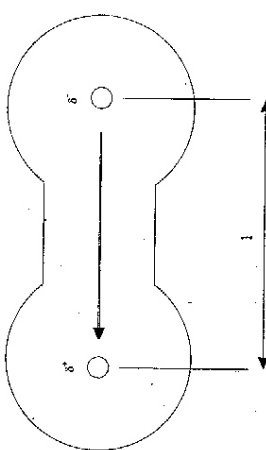
- a) Vazba nepolární (kvalitativní)
☐ hodnota vazebného elektronového páru rozložena rovnoměrně mezi oba vazebné partnery
 $\Delta X < 0,4$ ($\text{F}_2, \text{O}_2, \text{N}_2$)

- b) Vazba polární (polárně kovalentní)
☐ hustota vazebného elektronového páru nerovnoměrně rozložena mezi vazebné partnery
 $0,4 < \Delta X < 1,7$ ($\text{H}_2\text{O}, \text{HCl}$)
- c) Vazba iontová
☐ extrémně polární chemická vazba $\Delta X > 1,7$ (NaCl, KF) (valenční elektron jednoho atomu je vázán do valenční vrstvy atomu druhého $\rightarrow$ vznik elektricky nabitých částic, iontů)



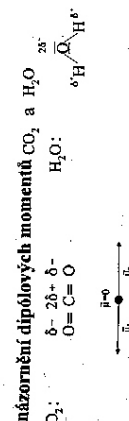
- Dipólový moment
 – měřítko polarizace chemické vazby pro biatomické molekuly
 – vektorová veličina orientovaná od kladného pólu k zápornému
 – jednotka dipólového momentu – coulombmetr Cm

V molekule s nesymetrickým rozložením náboje je velikost dipólového momentu dána vztahem
 $\mu = \delta \cdot l$
 l ... délka vazby
 δ ... parciální náboj (absolutní hodnota parciálního náboje je na jednom z atomů)



- Dvoutatomové molekuly: dipólový moment vazby = dipólový moment molekuly
- Víceatomové molekuly: výsledný dipólový moment molekuly = vektorovému součtu dipólových momentů všech vazeb v molekule

- a) molekula nepolární – $\mu = 0$ (μ – celkový dipólový moment)
- b) molekula polární $\mu \neq 0$



Pozor: rozlišovat polaritu vazby od polarizace molekuly!!!
 d) Kovy a kovová vazba – asi 80% známých prvků – kovy

Prvek je kov, jestliže počet elektronů jeho nejvyšší zaplněvané vazby je menší nebo roven číslu periody, v níž se nachází.