



evropský
sociální
fond v ČR



EVROPSKÁ UNIE



MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVY



OP Vzdělávání
pro konkurenceschopnost

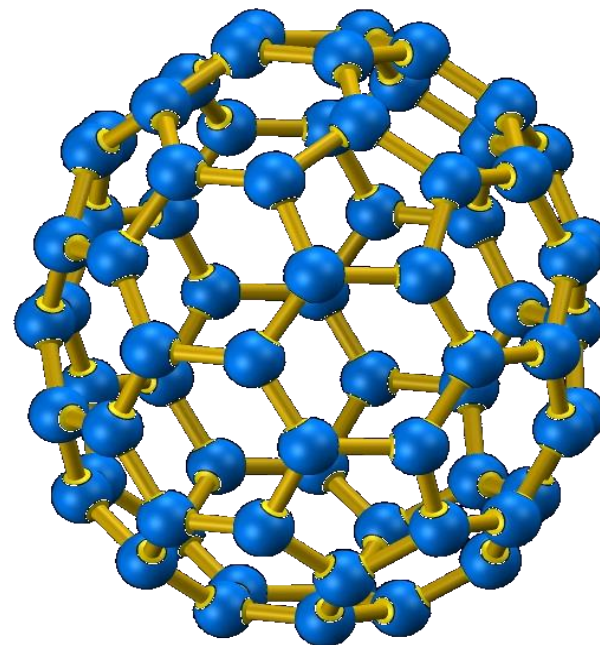
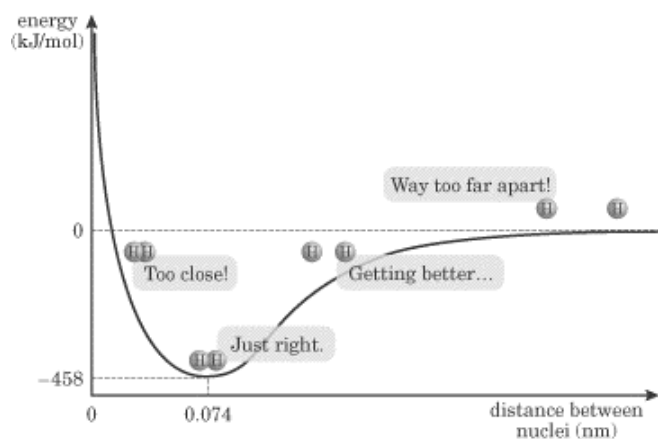
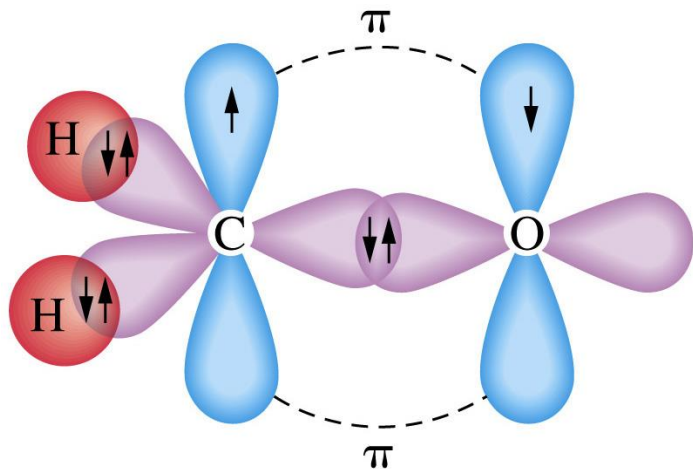
INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

CHEMIE OBECNÁ

CHEMICKÁ VAZBA

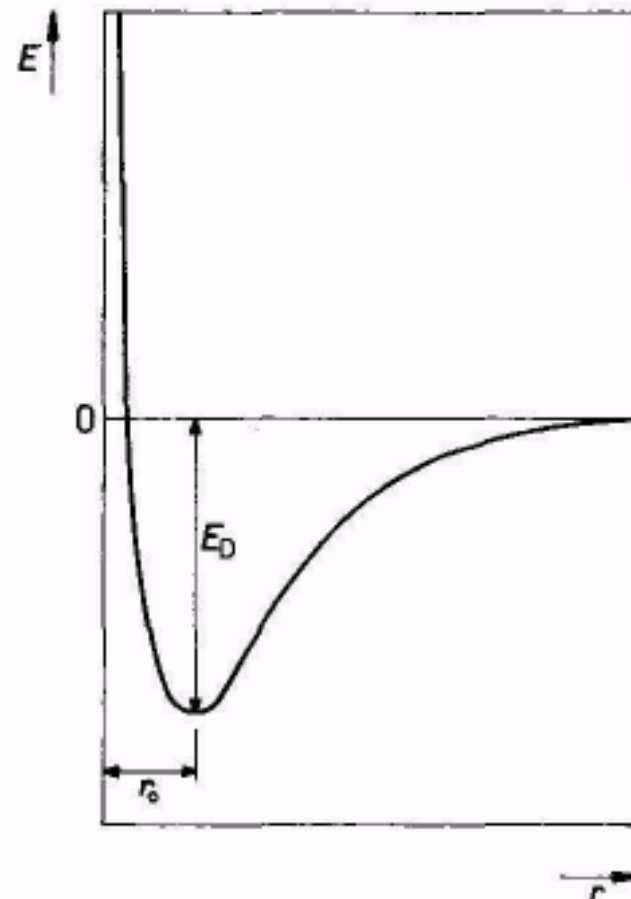
Navazuje stavba organických molekul

Chemická vazba



Základní pojmy

- ❑ Interakce mezi dvěma atomy, která vede ke snížení energie soustavy, je vazebná, vzniká chemická vazba
- ❑ E_0 je energie vazby. Při vzniku vazby se uvolní, pak **vazebná**. Při zániku vazby je třeba ji dodat, pak **disociační**
- ❑ r_0 je délka vazby

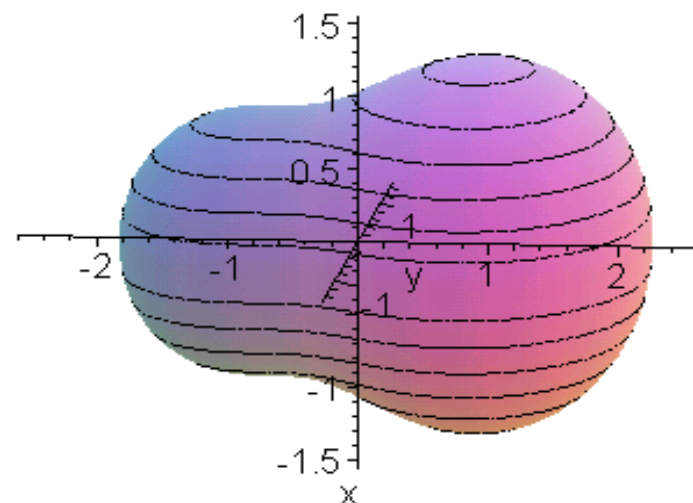


Typy chemické vazby

- ❑ Dle převažující povahy interakce rozlišujeme vazbu:

- ❑ **Iontová:** základní částice jsou ionty, přitažlivé síly mezi nimi jsou elektrostatické, působí ve všech směrech. Vazba nemá směrový charakter.
- ❑ **Kovalentní:** základní částice jsou atomy, dochází k interakci (překryvu) jejich valenčních orbitalů. Překryv znamená sdílení jednoho až tří elektronových párů. Vazba je přísně směrová.
 - ❑ **nepolární** - rozdíl elektronegativit atomů je do 0,4
 - ❑ **polární** - rozdíl elektronegativit atomů je 0,4 - 1,8
 - ❑ **koordinační** – jeden z atomů poskytne celý elektronový pár

polární vazba



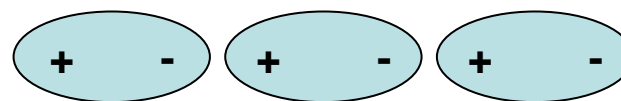
Typy chemické vazby

Slabé vazebné interakce

- ❑ vodíková vazba (viz dále)
- ❑ van der Waalsovy síly

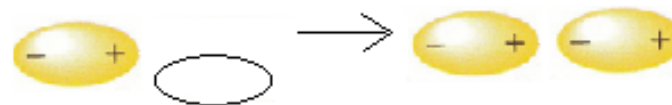
1. Coulombické

molekuly s dipolovým momentem se orientují opačným dílčím nábojem k sobě



2. Indukční

molekula s dipolovým momentem indukuje dipol jiné molekuly



3. Disperzní síly

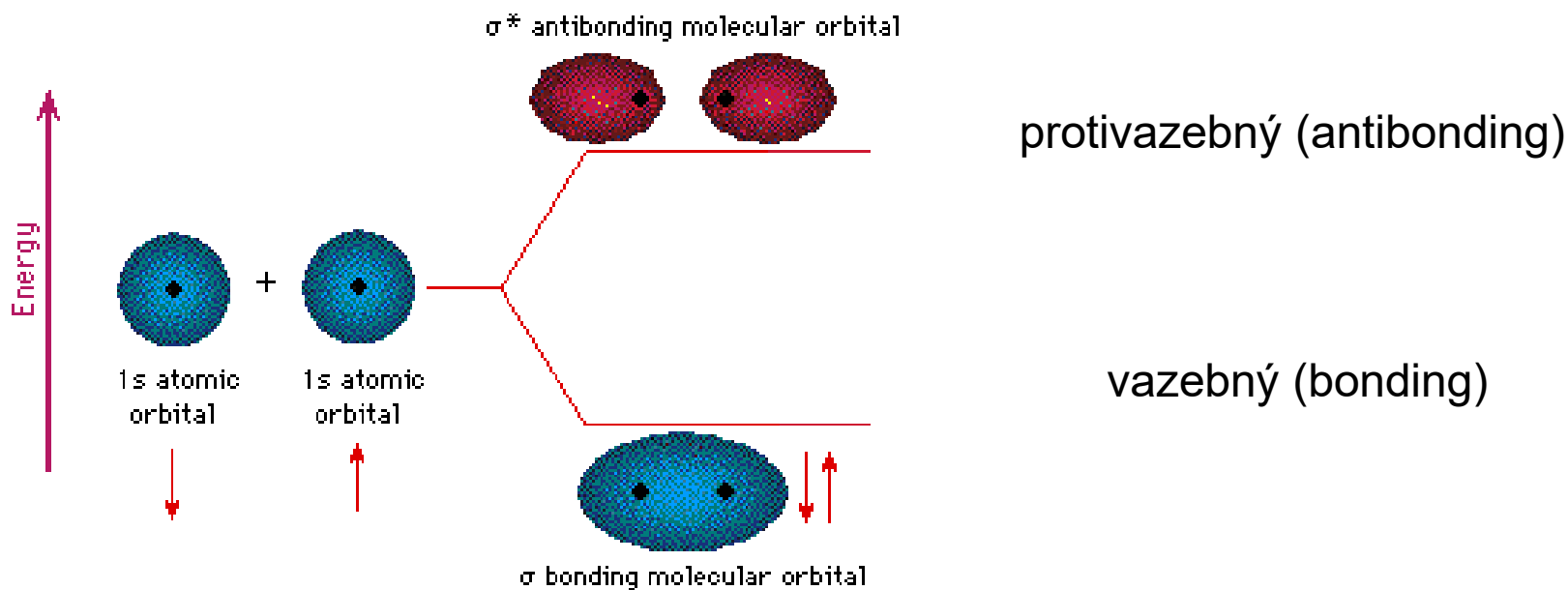
atomová jádra ovlivňují nejen vlastní, ale i elektrony jiných atomů

Molekulový orbital

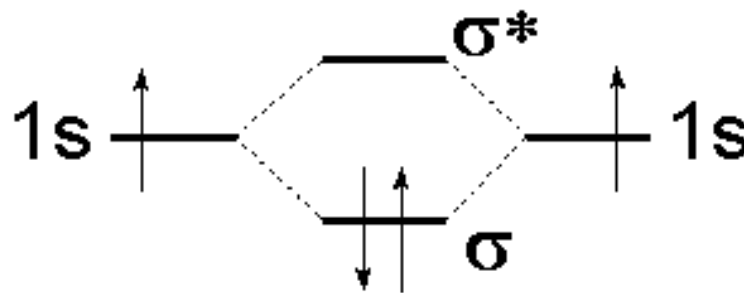
- ❑ Kombinací (překryvem) AO vzniká **molekulový orbital**.
- ❑ Elektrony obsazené MO tvoří chemickou vazbu
- ❑ Větší překryv znamená větší vazebnou energii
- ❑ Počet MO je roven počtu kombinovaných AO
- ❑ Existují MO vazebné, protivazebné, nevazebné
- ❑ Vznikají MO typu σ nebo π
- ❑ Obsazování MO elektrony se řídí stejnými pravidly jako obsazování AO
- ❑ **Řád vazby** je roven polovině rozdílu mezi počtem elektronů ve vazebných a protivazebných MO (nevazebné MO řád vazby neovlivňují)

Molekulový orbital typu σ

Interakce s - s

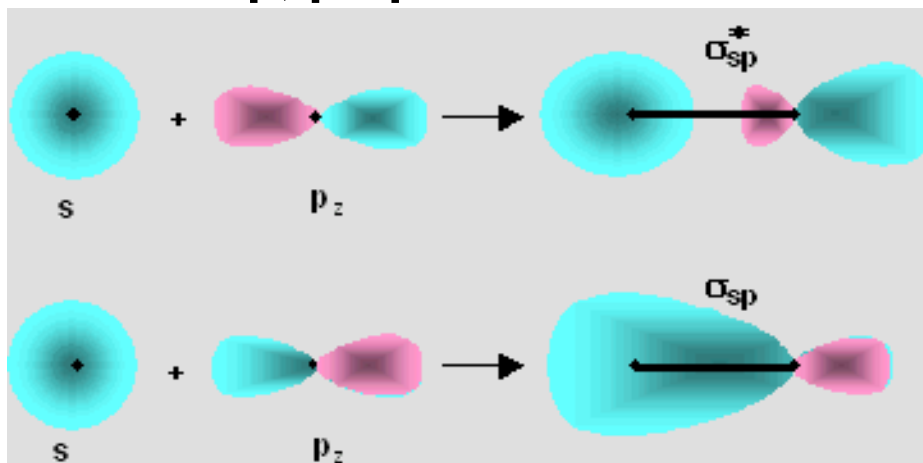


Molekula H_2



Molekulový orbital typu σ

Interakce s - p, p - p

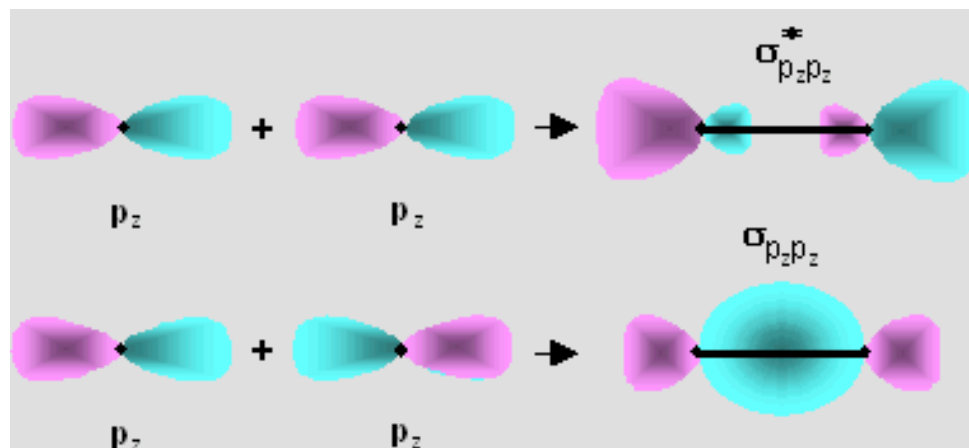


protivazebný (antibonding)

vazebný (bonding)

protivazebný (antibonding)

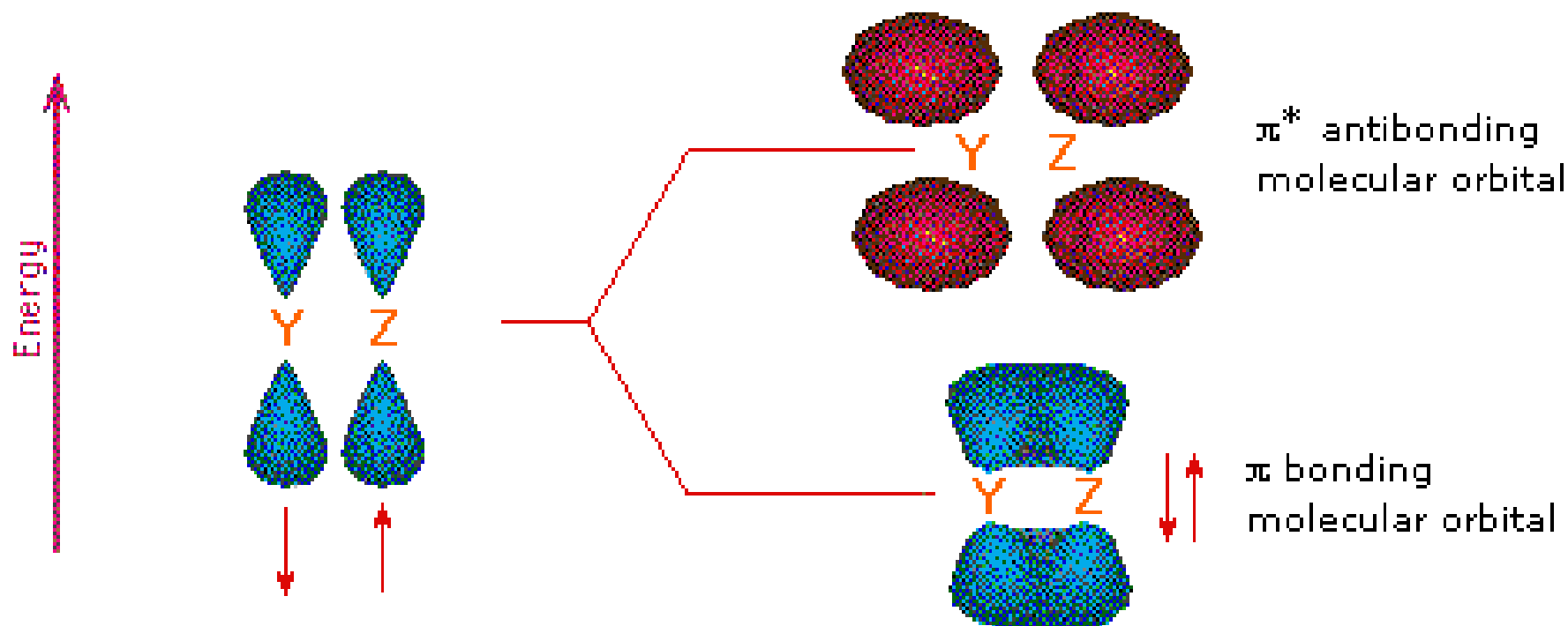
vazebný (bonding)



Chemická vazba

Molekulový orbital typu π

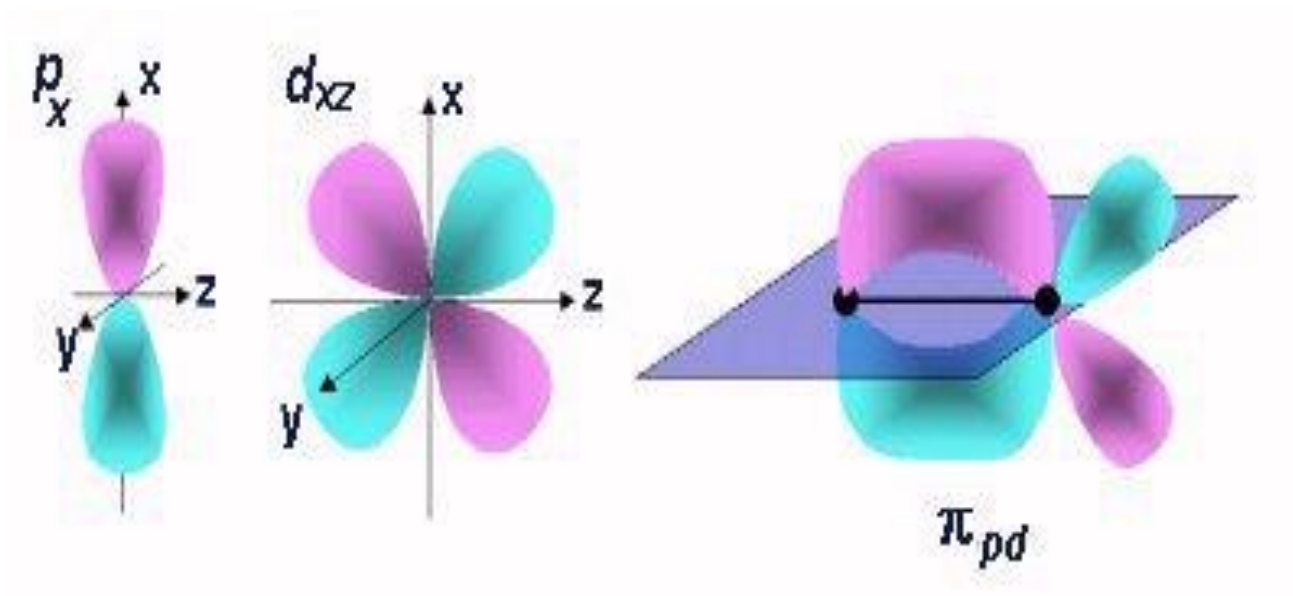
Interakce p - p



A π -orbital formation from two p-orbitals

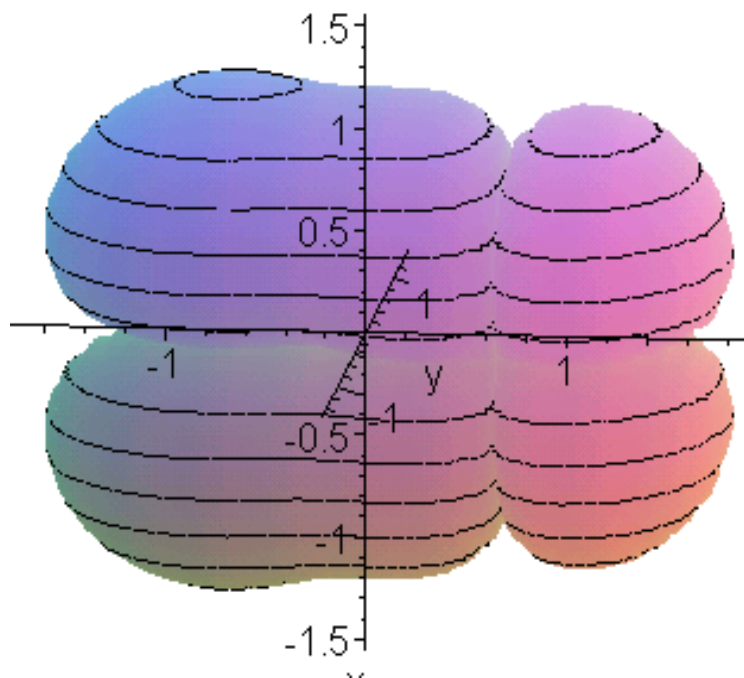
Molekulový orbital typu π

Interakce p - d

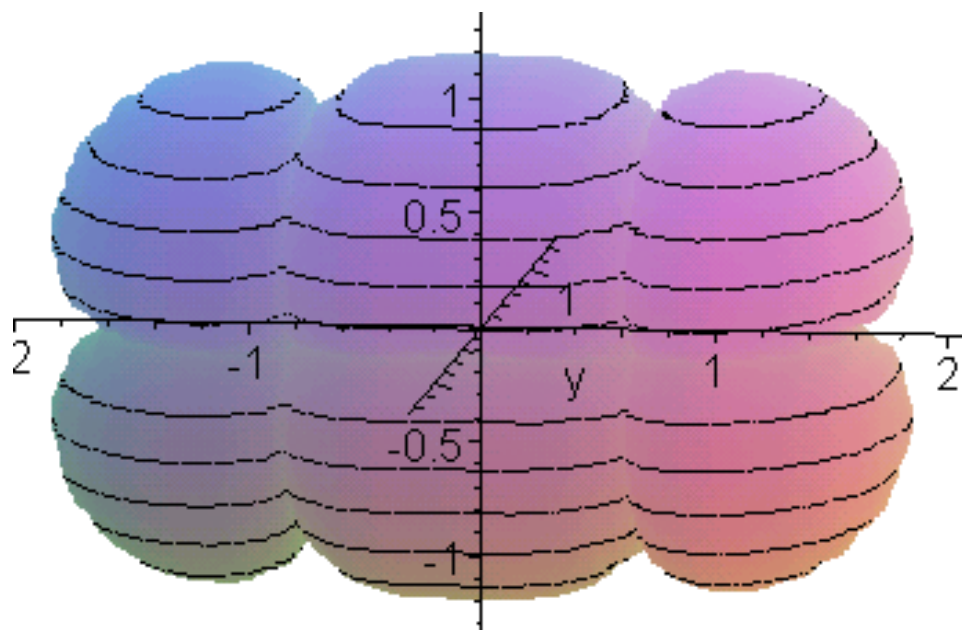


Molekulový orbital typu π

Interakce p - d



Interakce d - d

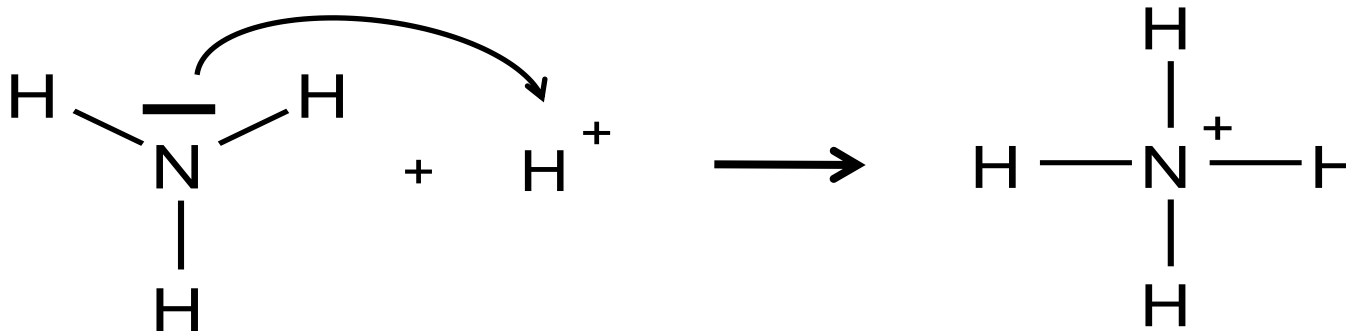


Koordinační vazba

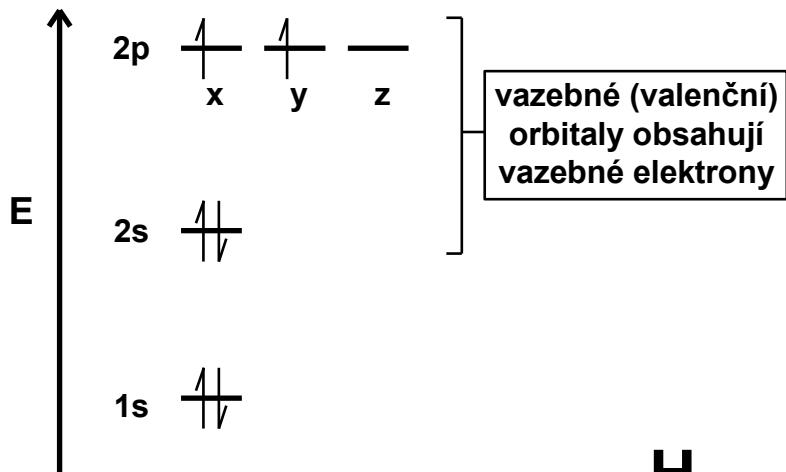
Příklad:

Kation $[\text{NH}_4]^+$

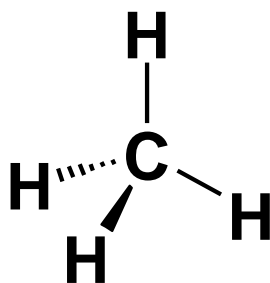
Na dusíku je nevazebný elektronový pár. Na něj se naváže svým prázdným AO 1s ion H^+ .



Hybridizace AO



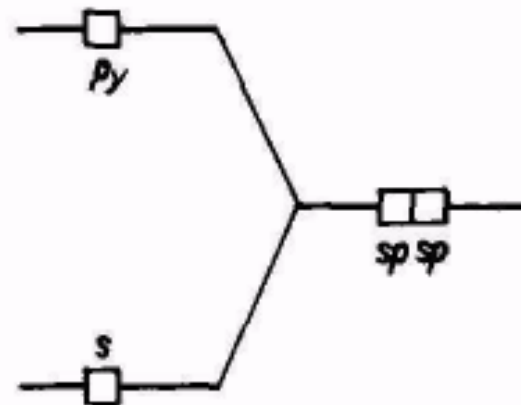
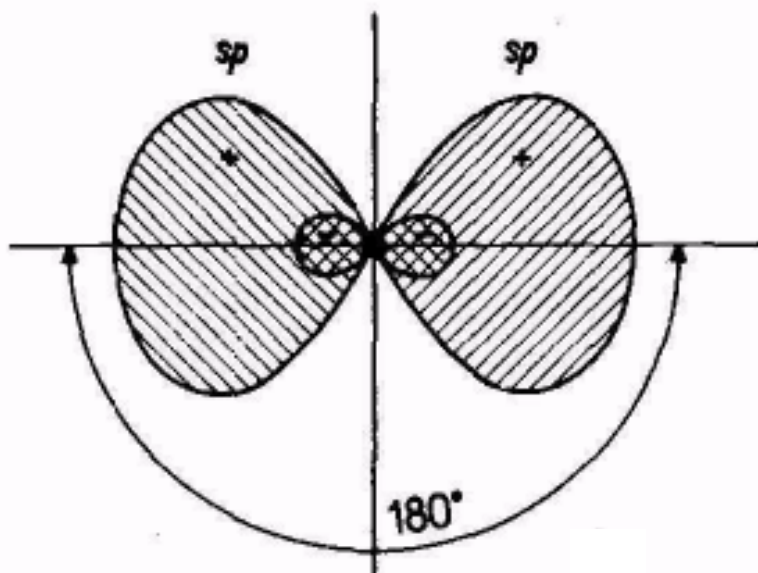
Elektronová konfigurace C



Tvar molekuly CH_4

Atom C má celkem 4 valenční elektrony dva typu s, dva typu p.
ALE v methanu jsou 4 rovnocenné vazby. **Jak to?**

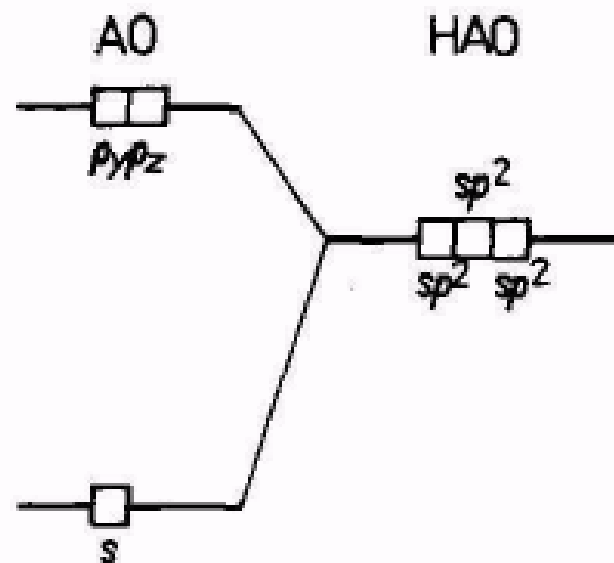
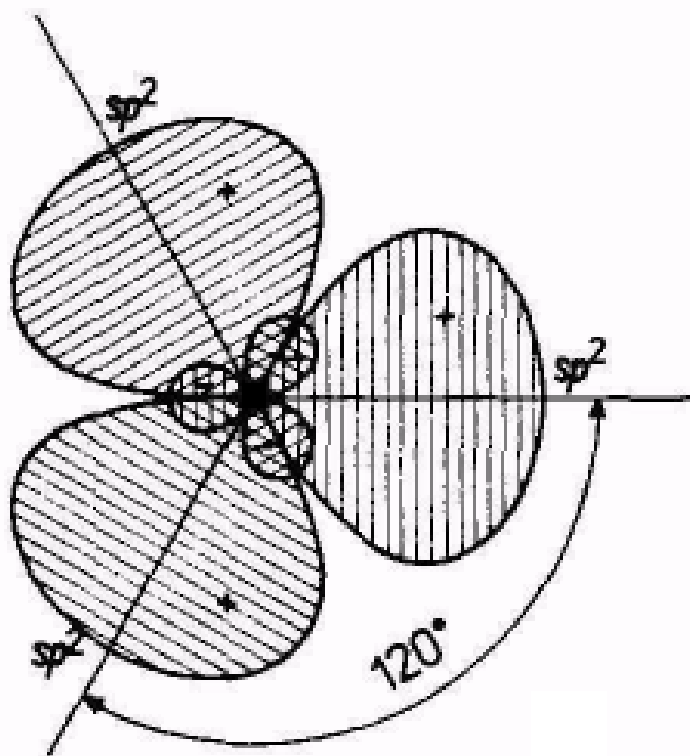
Hybridizace AO – typ sp



Tvar molekuly: přímka

Příklady sloučenin: BeCl_2 , CO_2 , C_2H_2 (ethyn)

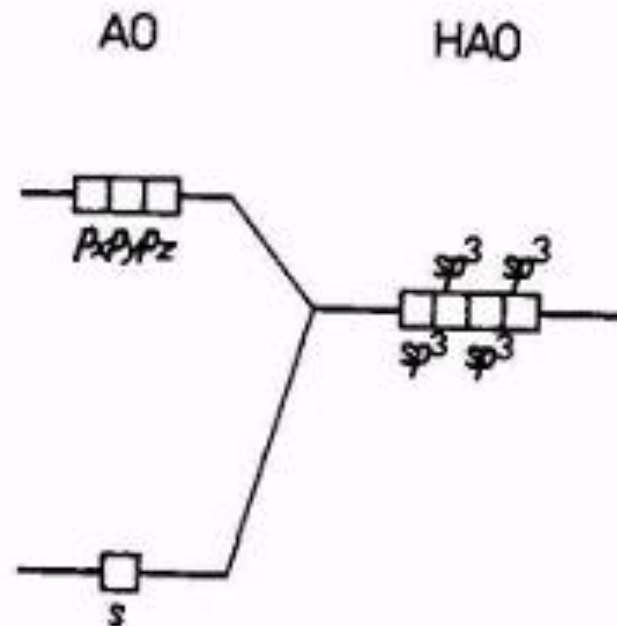
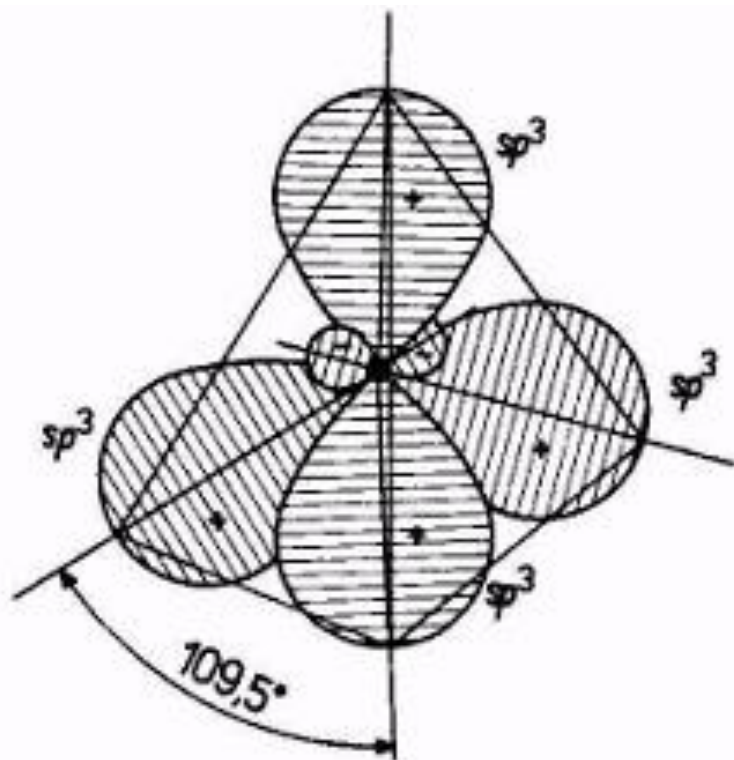
Hybridizace AO – typ sp^2



Tvar molekuly: rovnostranný trojúhelník, HAO v rovině

Příklady sloučenin: BF_3 , C_2H_4 (ethen)

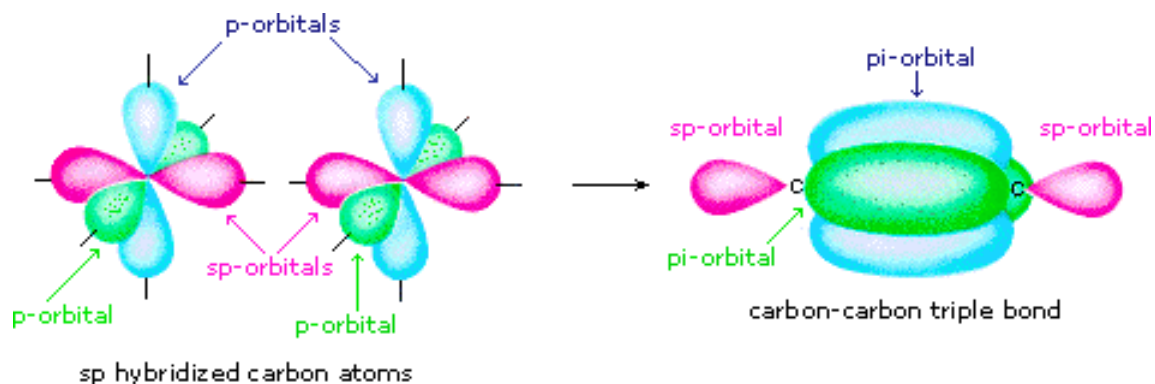
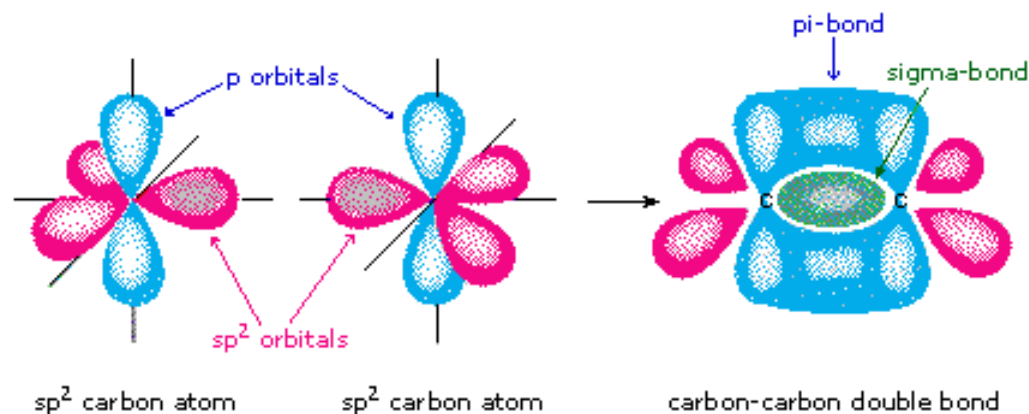
Hybridizace AO – typ sp^3



Tvar molekuly: tetraedr (deformovaný tetraedr)

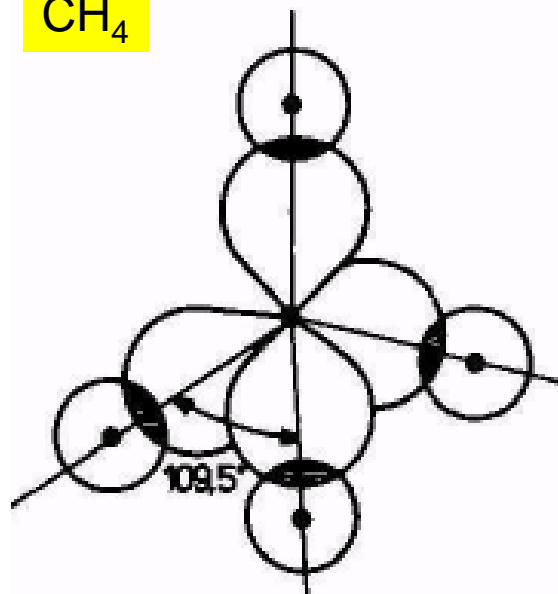
Příklady sloučenin: CH_4 , SO_4^{2-} (NH_3 , H_2O)

Vazby C – dvojná, trojná

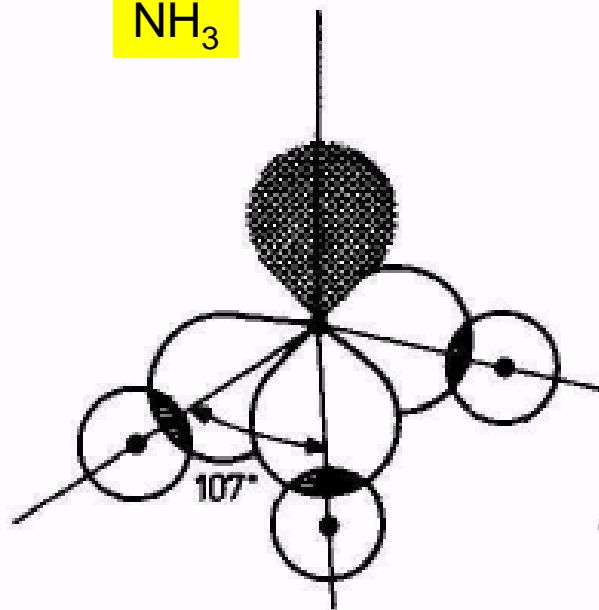


Hybridizace AO – neekvivalentní

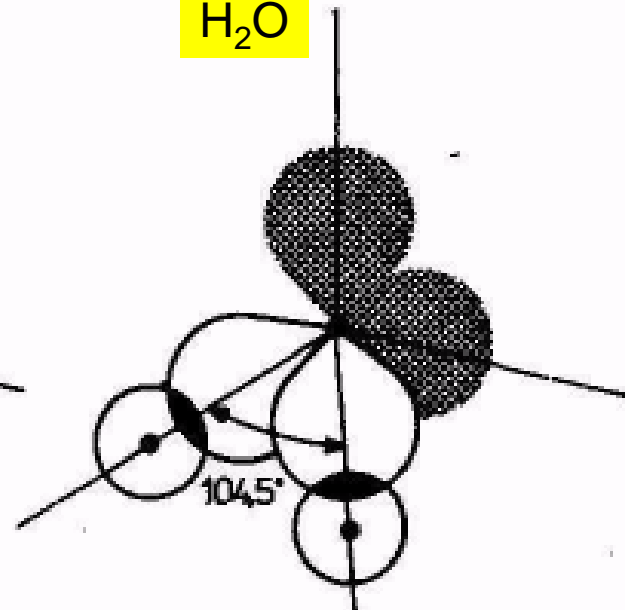
CH₄



NH₃



H₂O

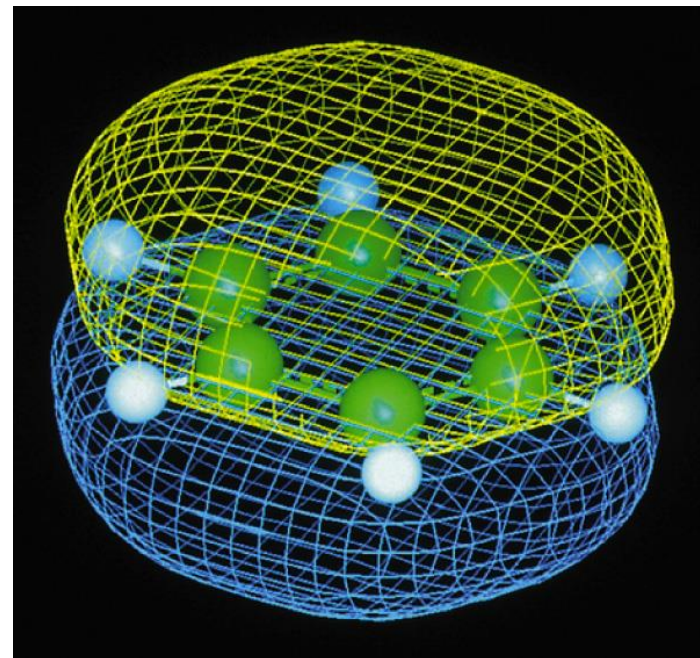
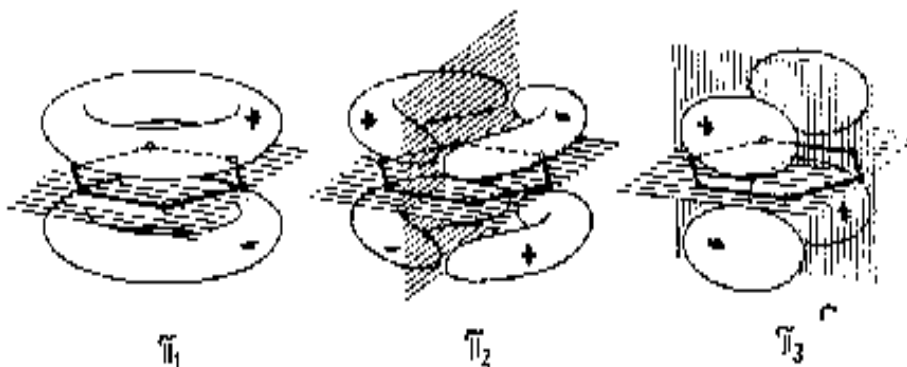
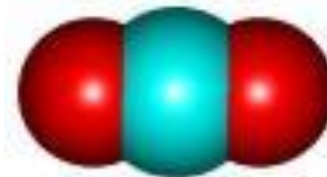


Příčiny: různé substituenty, přítomnost volných (nevazebných) elektronových párů

Příklady sloučenin: CH₃Cl, NH₃, H₂O

Vazba lokalizovaná - delokalizovaná

- ❑ **Lokalizovaná vazba**
 π vazba je pouze mezi dvěma atomy (např. ethen, CO_2)
- ❑ **Delokalizovaná vazba**
 π vazba je rozprostřena (delokalizována) po celé molekule nebo její části (např. molekula benzenu)



Iontová vazba

- ❑ Ionty vznikají přijetím elektronu (anion) nebo odevzdáním elektronu (kation).
- ❑ Mírou stability jsou hodnoty ionizační energie nebo elektronové afinity a elektronová konfigurace
- ❑ Iontové sloučeniny mají pravidelnou krystalickou strukturu, vysoké body tání (nad 500 °C), roztavené se chovají jako elektrolyty

Konfigurace iontů

Typ	Příklad	Elektronová konfigurace
[He]	Be ²⁺ , Li ⁺ , H ⁻	1s ²
Jiný vzácný plyn		ns ² np ⁶
n = 2	Al ³⁺ , Mg ²⁺ , Na ⁺ , F ⁻ , O ²⁻ , N ³⁻	
n = 3	Ca ²⁺ , K ⁺ , Cl ⁻ , S ²⁻	
n = 4	Sr ²⁺ , Rb ⁺ , Br ⁻ , Se ²⁻	
n = 5	Ba ²⁺ , Cs ⁺ , I ⁻	
Elektronová 18		ns ² np ⁶ nd ¹⁰
n = 3	Cu ⁺ , Zn ²⁺ , Ga ³⁺ , Ge ⁴⁺	
n = 4	Ag ⁺ , Cd ²⁺ , In ³⁺ , Sn ⁴⁺	
n = 5	Au ⁺ , Hg ²⁺ , Tl ³⁺	
Elektronová 20		ns ² np ⁶ nd ¹⁰ (n+1)s ²
n = 4	In ⁺ , Sn ²⁺ , Sb ³⁺	
n = 5	Tl ⁺ , Pb ²⁺ , Bi ³⁺	
Nepravidelná		
	Cr ³⁺ , Mn ⁴⁺	3d ³
	Fe ³⁺ , Mn ²⁺	3d ⁵
	Fe ²⁺	3d ⁶

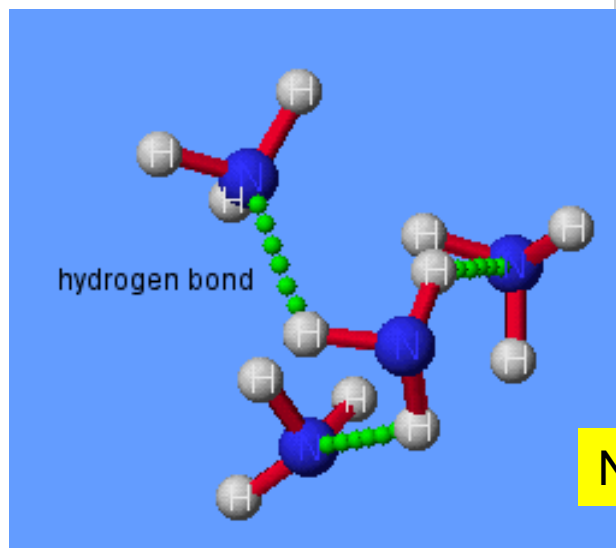
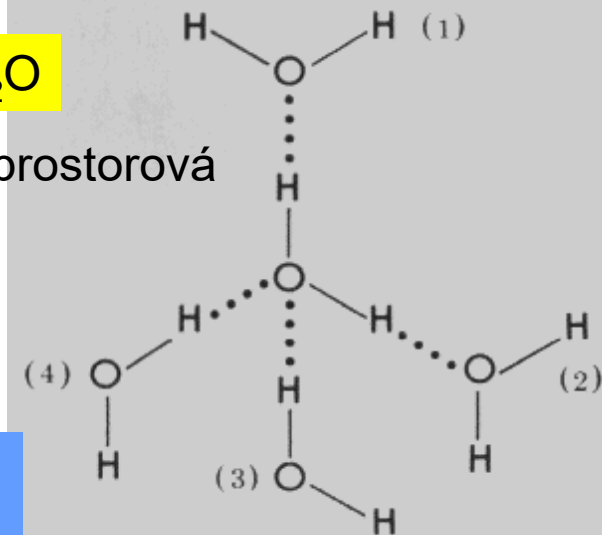
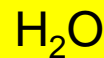
Vodíková vazba

- Atom vodíku má jen jeden elektron, může tvořit jen jednu vazbu. Je-li jeho vazebným partnerem silně elektronegativní prvek (F, O, N) potom může nastat slabá vazebná interakce **vodíková vazba**.

Dělí se:

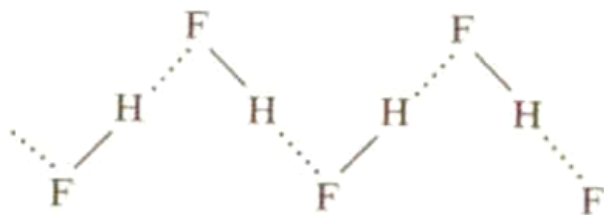
- intermolekulární
- intramolekulární
- intraiontová

intermolekulární - prostorová

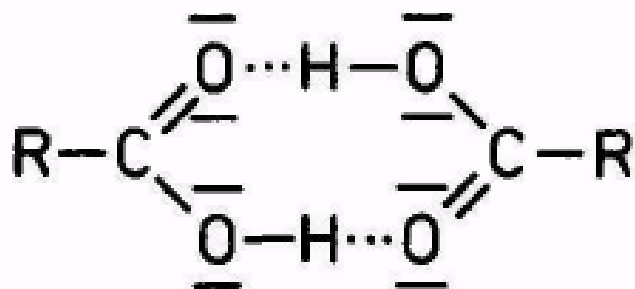


Chemická vazba

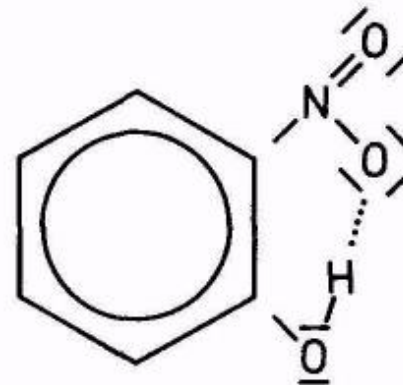
Vodíková vazba



Intermolekulární - lineární



Intermolekulární - dimer



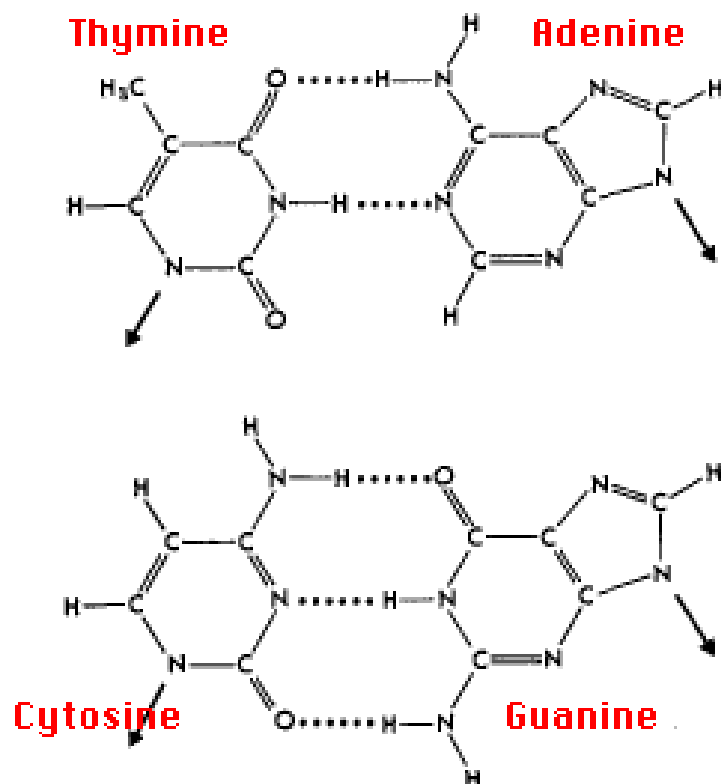
Intramolekulární



Intraiontová

Vodíková vazba

Deoxyribonukleová kyselina



Těkavost binárních hydridů

