

HEMIJSKE VEZE

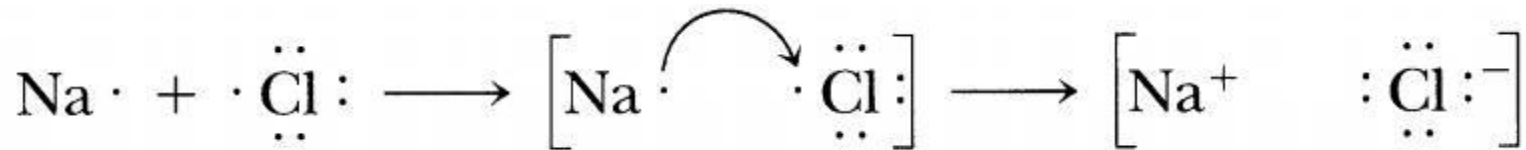
Pri međusobnom spajanju atoma nastaje energetski stabilniji sistem. To se postiže:

- prelaskom atoma u pozitivno i negativno naelektrisane jone koji se međusobno privlače, *jonska veza*
- sparivanjem elektrona iz dva atoma i stvaranjem zajedničkog elektronskog para, *kovalentna veza*

JONSKA VEZA

Struktura atoma - atomska konfiguracija valentnih elektrona predstavlja se Luisovim formulama

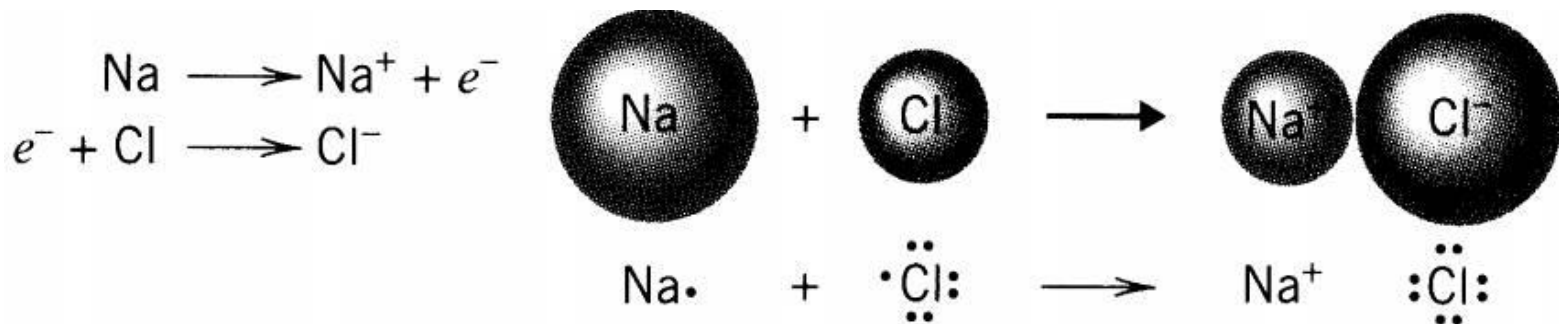
Reakcija natrijuma i hlora, po Luisu:



atomi

prelazak elektrona
sa redukcionog na
oksidaciono sredstvo

jonsko
jedinjenje



Jonska (elektrovalentna) veza nastaje:

Element – metal

- nisku energije jonizacije
- lako se oksidišu
- katjoni

Element – nemetal

- veliku elektronegativnost
- lako se redukuju
- anjoni

Jonska veza predstavlja silu privlačenja između suprotno naelektrisanih jona, pri čemu nastaju čvrsta, jonska jedinjenja.

Tipična jedinjenja sa jonskom vezom su:

➤ *halogenidi i oksidi alkalnih i zemnoalkalnih metala*

KCl, NaBr, Na₂O, MgO, BaF₂, Li₂O, LiCl.....

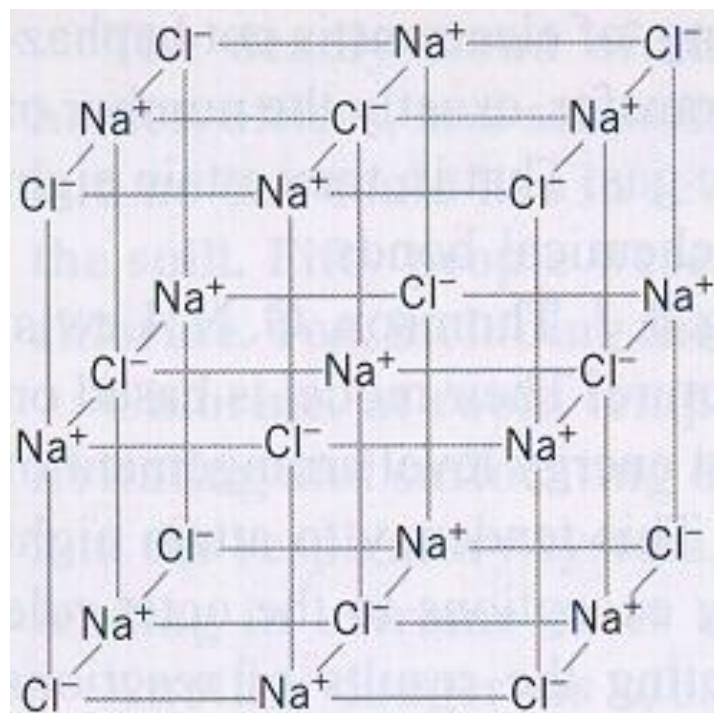
➤ *sulfidi i hidridi alkalnih i zemnoalkalnih metala*

Na₂S, CaH₂, KH, K₂S, CaS, LiH.....

Jonska jedinjenja

- čvrste, kristalne supstance sa visokim tem. toplj.
- sadrže pozitivne i negativne jone, pravilno raspoređene u trodimenzionalnoj kristalnoj rešetki
- rastopi i rastvori provode el. struju

U kristalu NaCl, nema jonskih parova, već je svaki Na^+ katjon okružen sa šest Cl^- anjona i obrnuto.



KOVALENTNA VEZA

H_2 , O_2 , H_2O , NH_3 , N_2

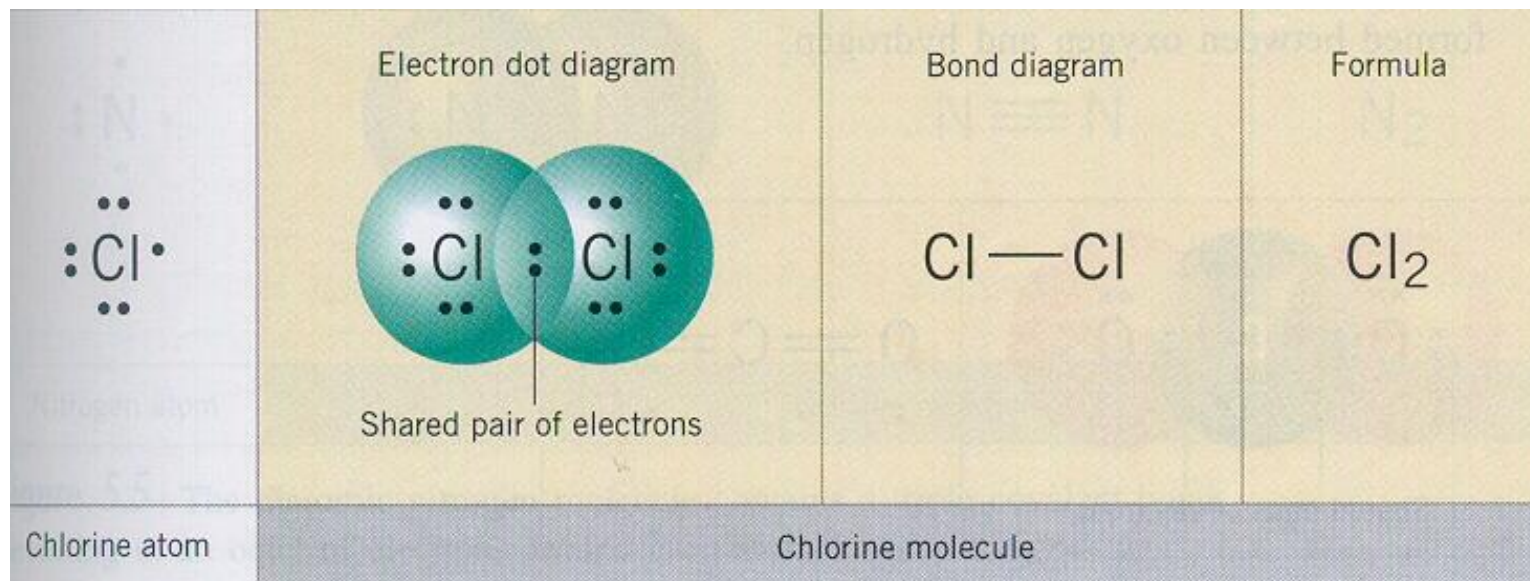
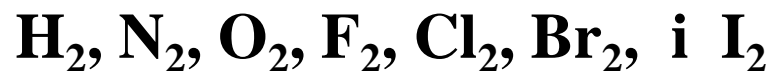
- između atoma kovalentna veza
- razlika u elektronegativnosti između dva elementa je nula ili je relativno mala
- veze unutar molekula - jake, a između molekula - slabe
 - kovalentna jedinjenja imaju niže tačke topljenja i ključanja od jonskih jedinjenja.

Kovalentna veza - stvaranjem jednog ili više zajedničkih elektronskih parova između atoma, čime oni postižu elektronsku konfiguraciju plemenitog gasa.

Kovalentno-nepolarna veza

-Luisova elektronska teorija valance-

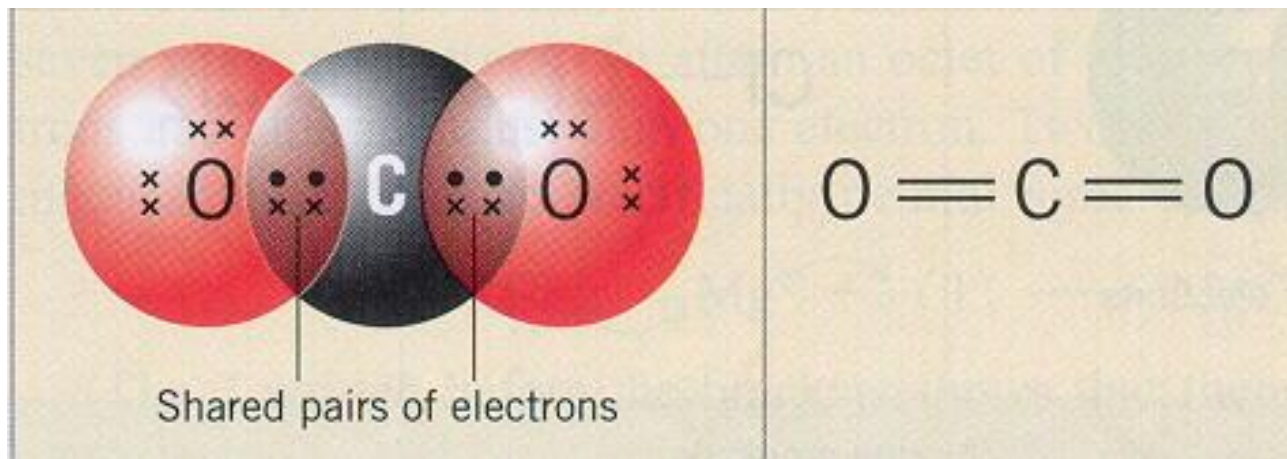
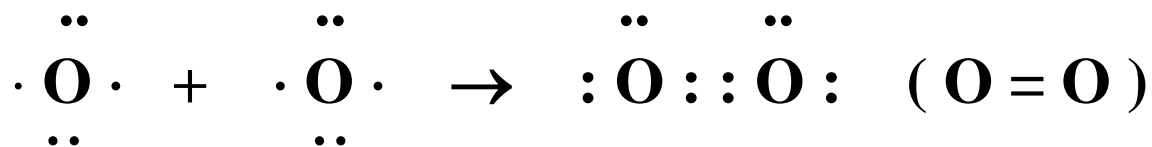
Između dva istoimena atoma nemetala, iste elektronegativnosti.



Dvoatomni molekul hlora koji sadrži jednu (jednostruku) kovalentnu vezu

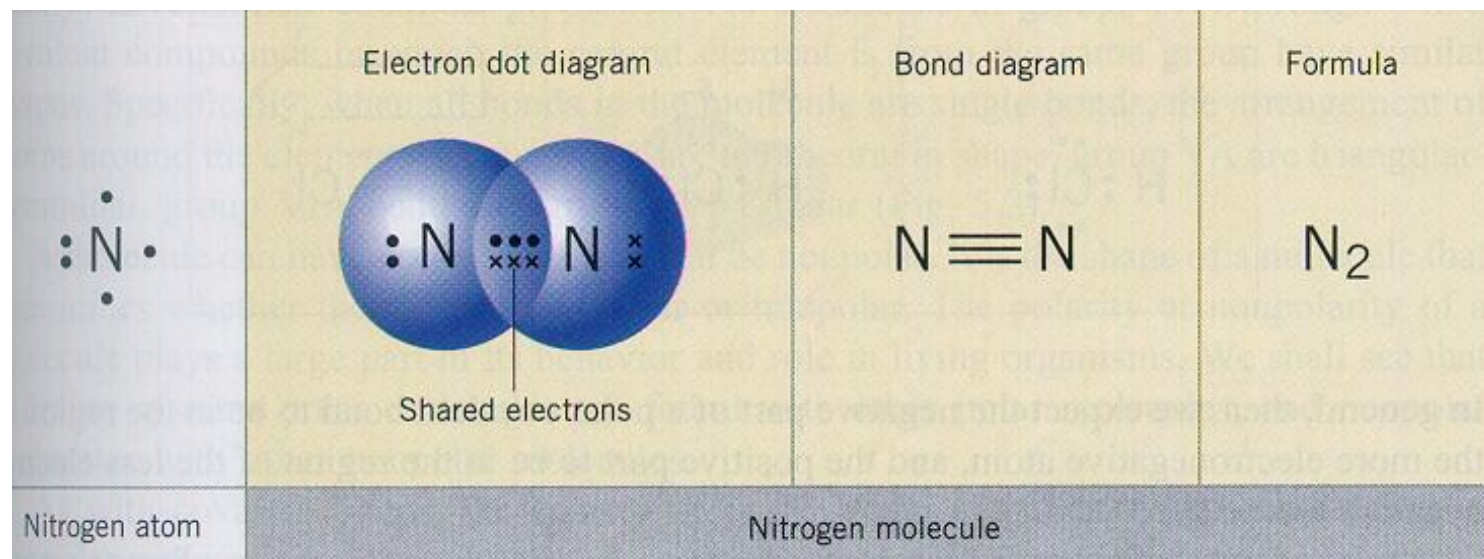
Višestruke veze

Dvostruka veza - dva para elektrona ravnomjerno raspoređena između jezgara



Ugljenik(IV)-oksid, sadrži dvije dvostruke kovalentne veze

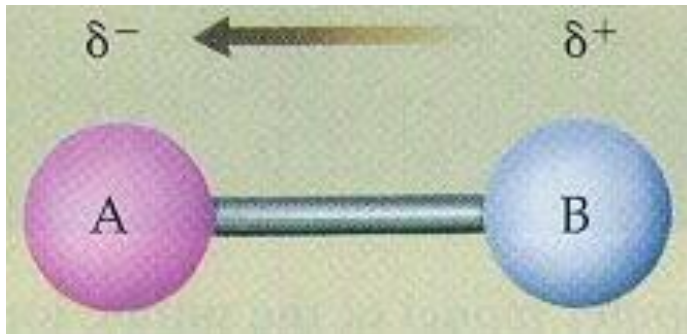
Trostruka veza - tri zajednička elektronska para formiraju trostruku vezu, koja se predstavlja sa *tri crte*, \equiv



Dvoatomni molekul azota koji sadrži trostruku kovalentnu vezu

Kovalentno-polarna veza

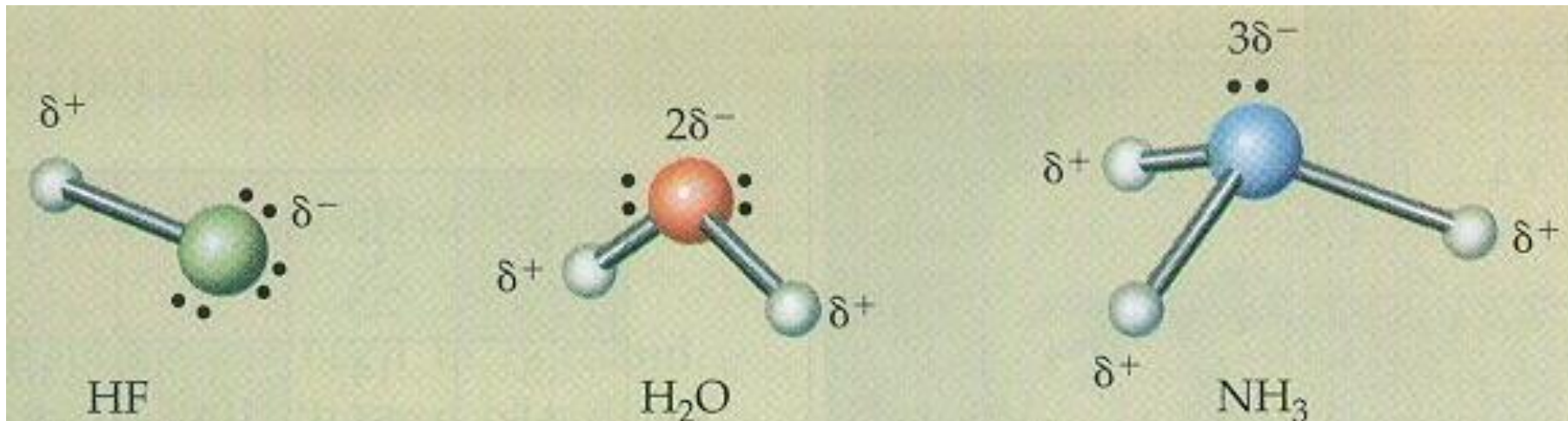
Obrazuje u heteronuklearnim molekulama, između dva različita atoma nemetala.



- element A ima *parcijalno negativno naelektrisanje* (δ^-)
- element B ima *parcijalno pozitivno naelektrisanje* (δ^+)

Zašto je veza polarna?

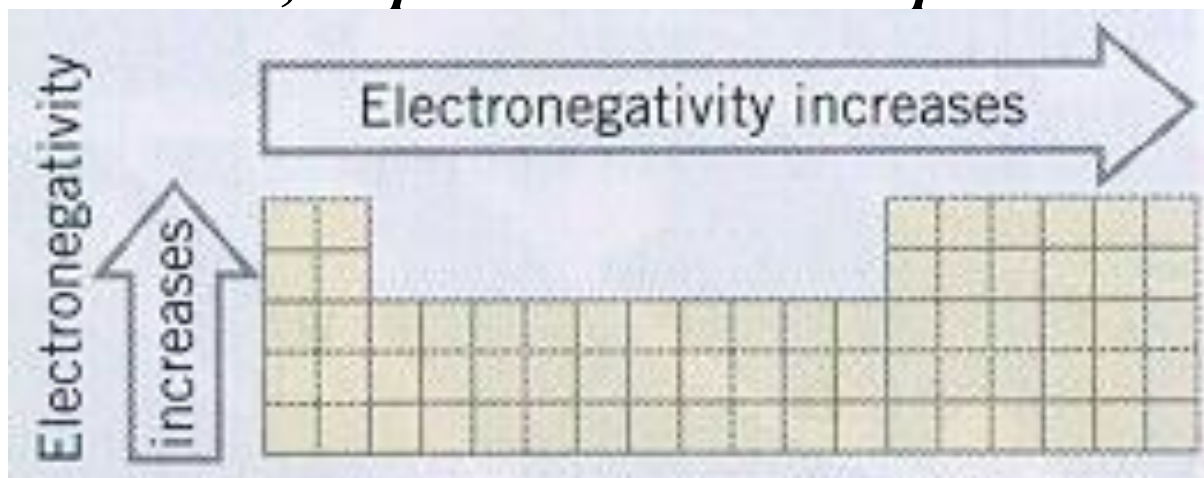
- svi atomi ne privlače svoje valentne elektrone istim silama
- niti privlače dodatne elektrone istom lakoćom

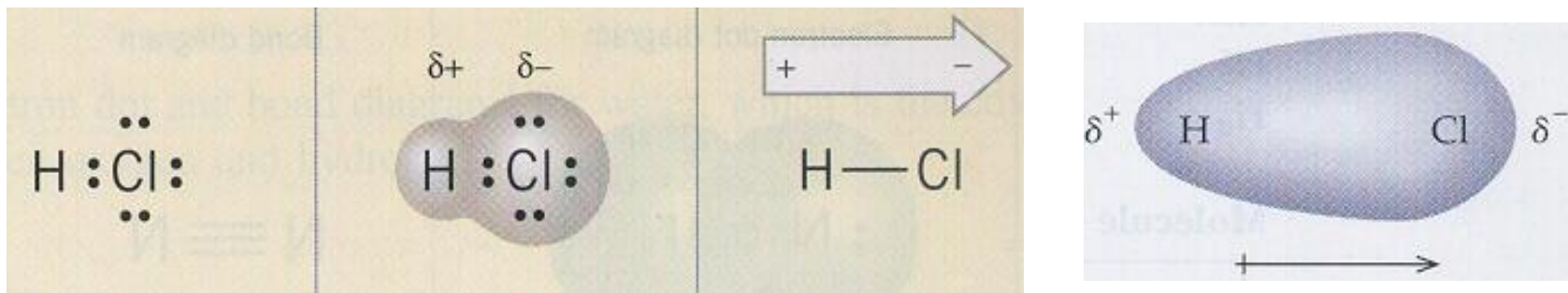


Elektronegativnost

Definisao je Poling.

To je mjera sposobnosti jednog od atoma vezanih kovalentnom vezom u molekulu, da privlači elektronski par kovalentne veze.

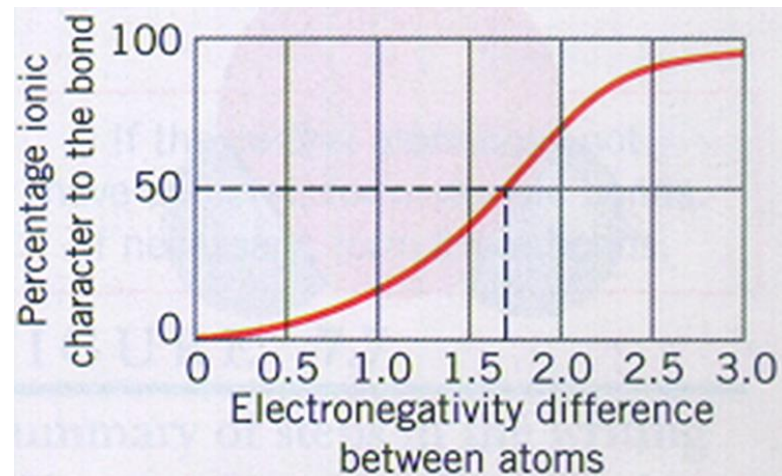




Kovalentno-polarna veza kod hlorovodonika

U kovalentnim molekulima HF, HCl, HBr i HI će dipoli biti različiti obzirom da F, Cl, Br i I imaju različitu elektronegativnost.

	Most polar		Least polar	
	$\text{H}-\text{F}$	$\text{H}-\text{Cl}$	$\text{H}-\text{Br}$	$\text{H}-\text{I}$
EN:	2.1 4.0	2.1 3.0	2.1 2.8	2.1 2.5
$\Delta(\text{EN})$	1.9	0.9	0.7	0.4

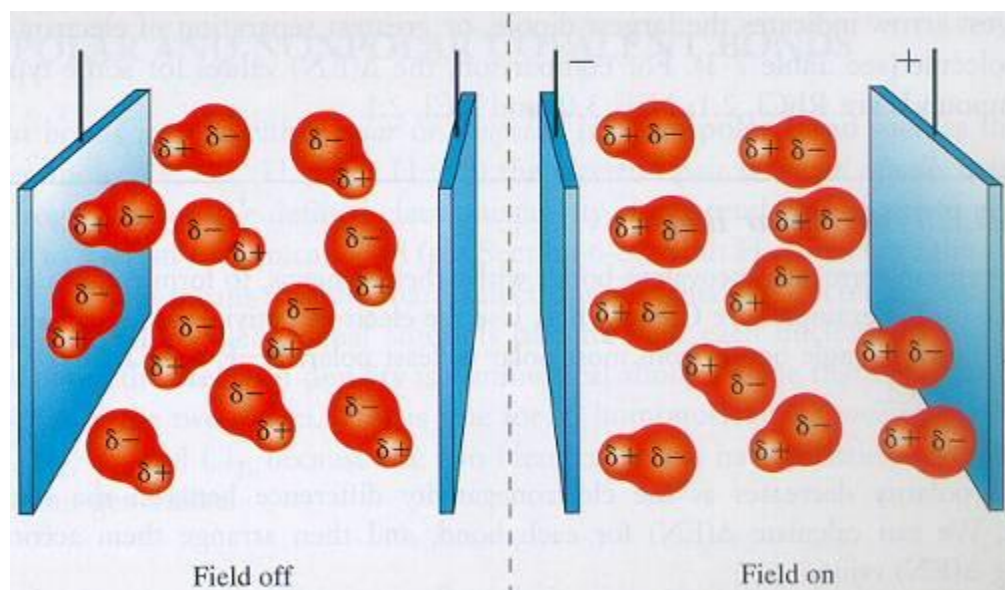


Polarnost molekula se prikazuje

- dipolnim momentom,

$$\mu = d \times q$$

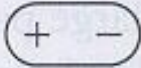
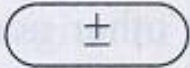

Molekuli koji sadrže polarno-kovalentne veze kao - HF, HCl, i CO orijentišu se u električnom polju.



Orijentacija polarnih molekula u električnom polju

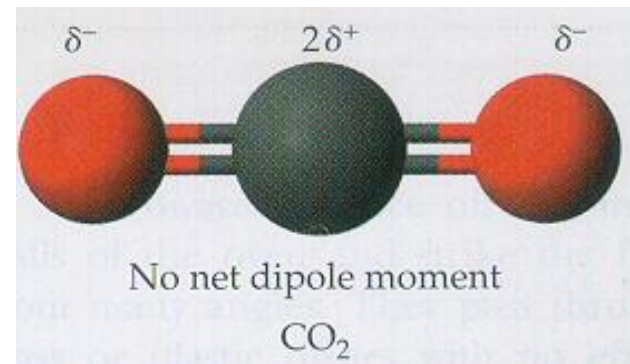
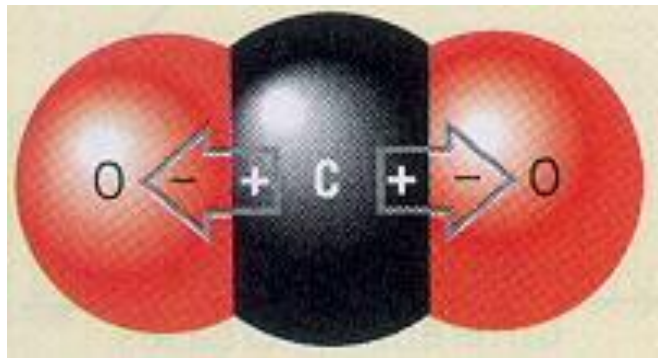
Molekuli koji sadrže polarne veze mogu biti i polarni i nepolarni, Što zavisi od oblika molekula.

Oblik i polarnost molekula

<i>Compound</i>	<i>Formula</i>	<i>Shape</i>	<i>Bond Diagram</i>	<i>Center of Charge</i>	<i>Type of Molecule</i>
Hydrogen chloride	HCl	Linear	$\delta^+ \text{ H} - \text{ Cl } \delta^-$		Polar
Carbon dioxide	CO ₂	Linear	$\delta^- \text{ O} = \text{ C } = \text{ O } \delta^-$		Nonpolar
Water	H ₂ O	Bent	$\delta^+ \text{ H} - \overset{\delta^-}{\text{O}} - \text{ H } \delta^+$		Polar

Dipolni momenat μ je vektorska veličina usmjerena od pozitivnog ka negativnom naelektrisanju.

CO₂ je linearan molekul, sabiranjem dva vektora istog intenziteta i pravca, a suprotnog smjera, dobije se da je $\mu = 0$, molekul je nepolaran.



Raspored atoma u molekuli CO₂

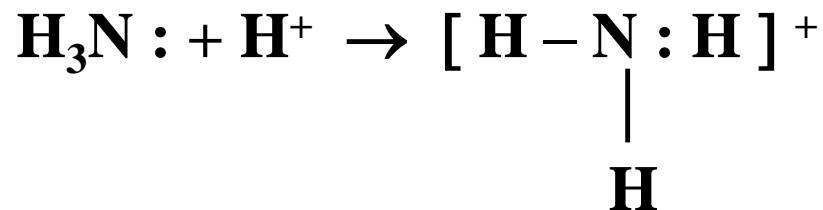
K₂SO₄ - jonsko jedinjenje

- **K⁺ jon i SO₄²⁻ jon u odnosu 2:1**
- **kovalentne veze u SO₄²⁻**
- **visoka tačka topljenja, 1069°C**
- **vodeni rastvor i rastop provode struju**

Kovalentno-koordinativna veza

Oba elektrona zajedničkog elektronskog para, potiču od istog atoma.

NH_3 - u kiseloj sredini



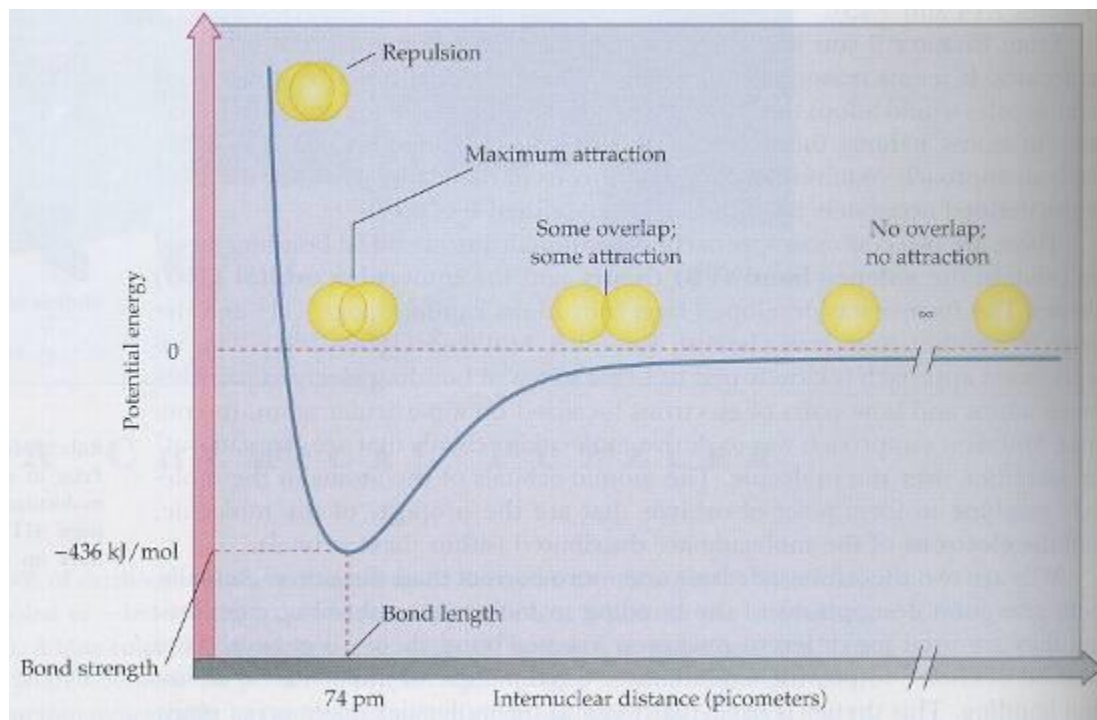
H^+ jon - praznu 1s orbitalu može da primi dva elektrona,
akceptor elektrona

Azot amonijaka - daje oba elektrona za vezu, *donor elektronskog para*

-Kovalentna veza prema teoriji valentne veze-

U stvaranju kovalentne veze učestvuju jedino valentni elektroni.
Hajtler i London - kovalentna veza u molekulu vodonika, σ - veza
Nastaje preklapanjem atomskih orbitala dva atoma vodonika.

Dva atoma vodonika se približavaju, do rastojanja r , orbitale se preklapaju i potencijalna energija je najmanja.



Dužina kovalentne veze između dva vodonika je 74 pm.

Preklapanjem 1s orbitala dva vodonikova atoma - sigma veza σ_s .

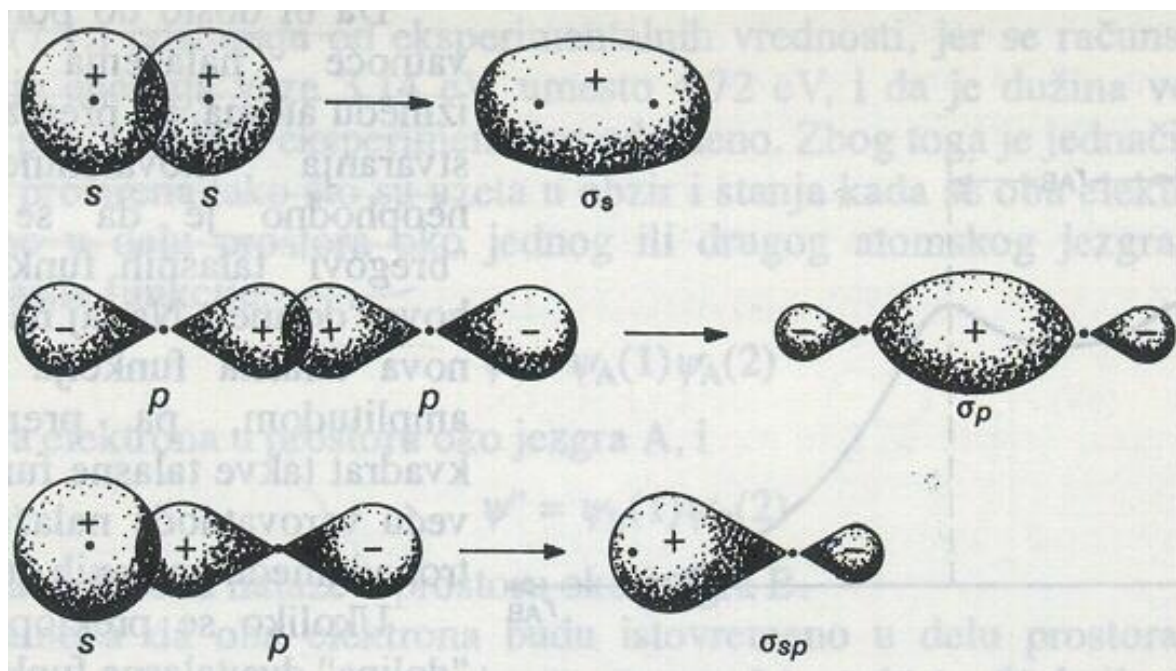


Formiranje molekula vodonika prema teoriji valentne veze

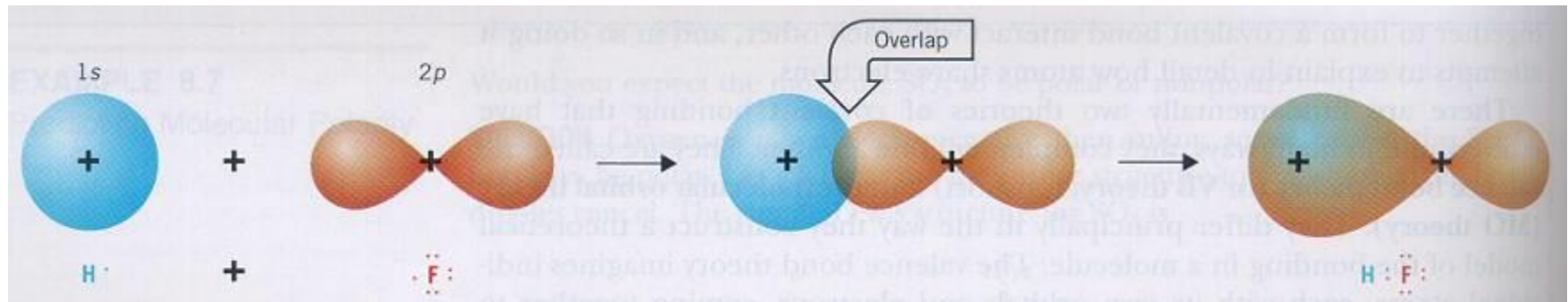
σ veza - dolazi do preklapanja dweju atomskih orbitala duž međunuklearne ose

Sigma veza koja nastaje preklapanjem:

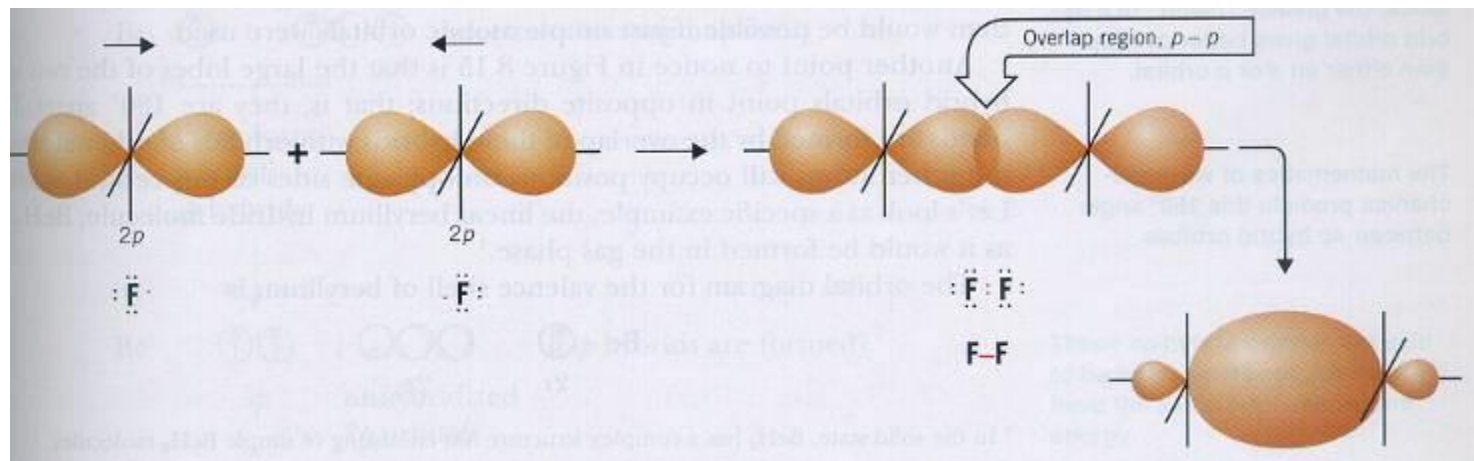
- s-orbitala obilježava se kao σ_s veza
- p-orbitala σ_p veza
- s- i p-orbitala σ_{sp} veza



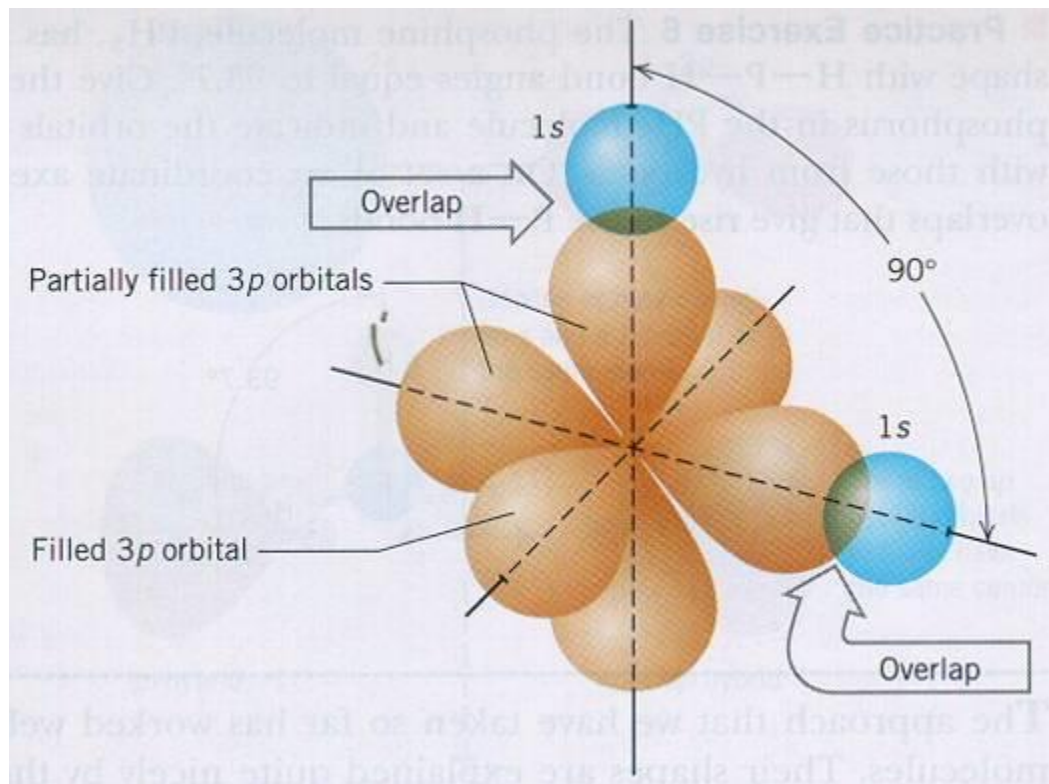
U molekulu fluorovodonika - σ_{sp} veza



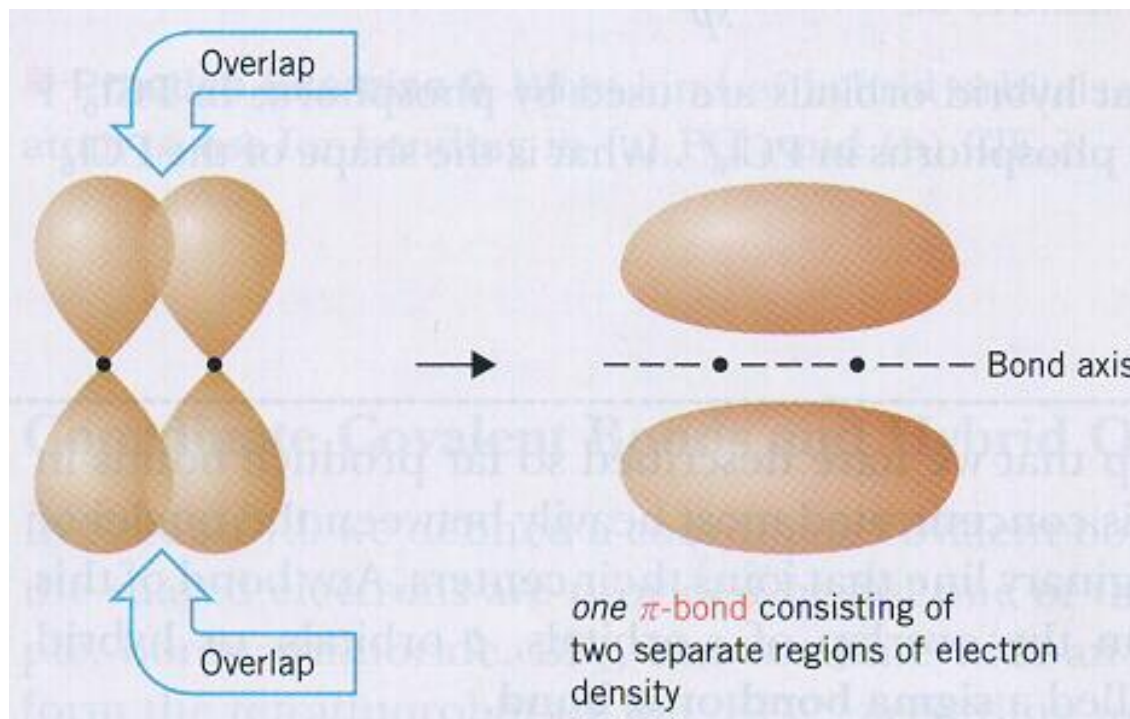
U molekulu fluora - σ_p veza



H₂S - to je nelinearan molekul u kome je veza H-S-H pod uglom od 92° (odbijanjem elektronskih oblaka)



Druga vrsta kovalentne veze nastaje bočnim preklapanjem dvije p-orbitale, p- i d-orbitale ili dvije d-orbitale iste simetrije i naziva se π -veza.



σ -veza - primarna veza

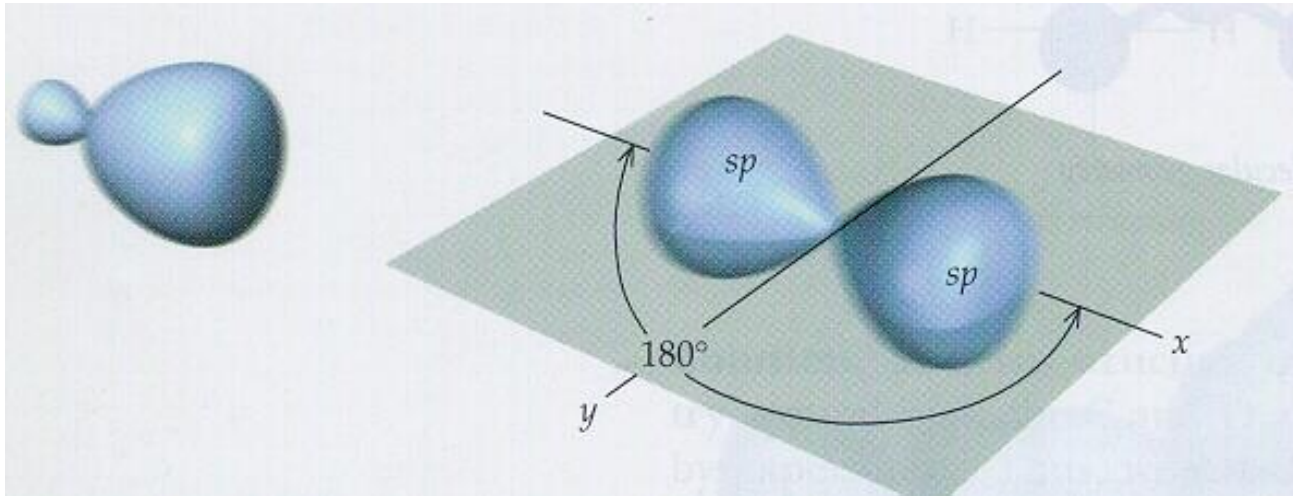
π -veza - sekundarna veza

Hibridizacija

Hibridizacija je kombinovanje atomskih orbitala istih ili sličnih energija pri čemu nastaju nove, hibridne orbitale, sa novim osobinama, a njihov broj je jednak broju atomskih orbitala čijom kombinacijom nastaju.

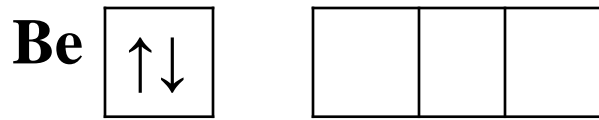
sp – hibridizacija

- kombinovanjem s- i p-orbitale
- nastaju dvije nove orbitale koje se nazivaju sp-hibridne orbitale
- istog su oblika
- ugao između sp-hibridnih orbitala je 180°
- linearna hibridizacija



sp-hibridne orbitale

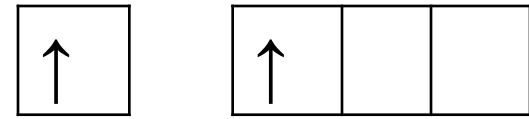
BeH₂



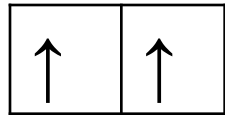
2s

2p

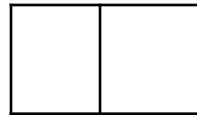
osnovno stanje



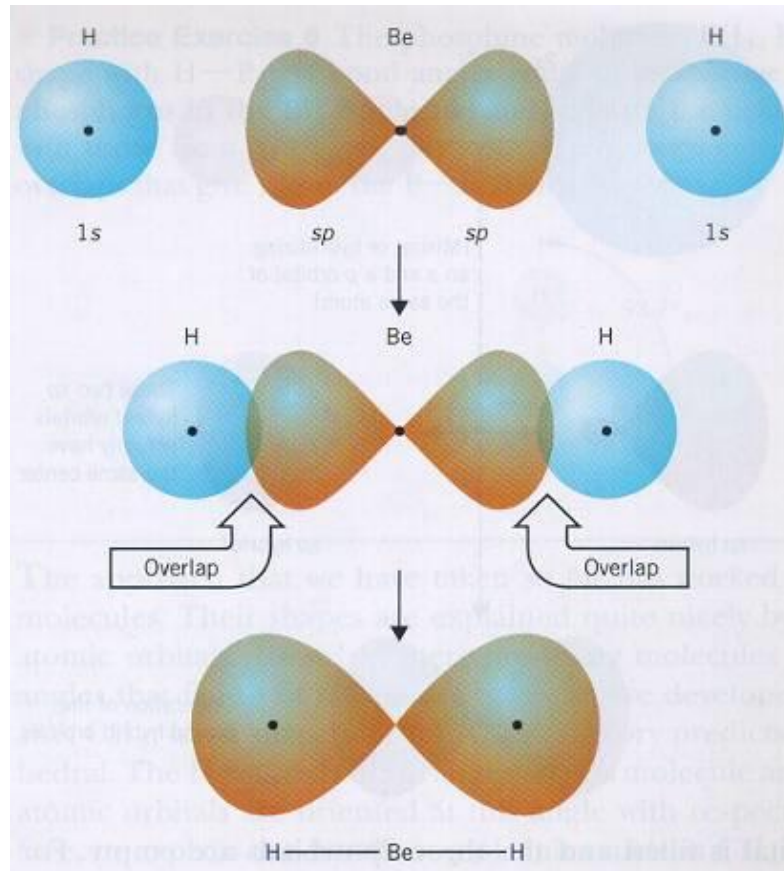
rasparivanje elektrona



sp sp

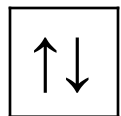
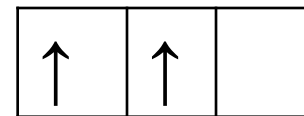
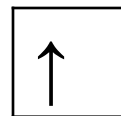
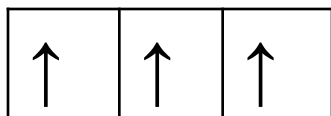
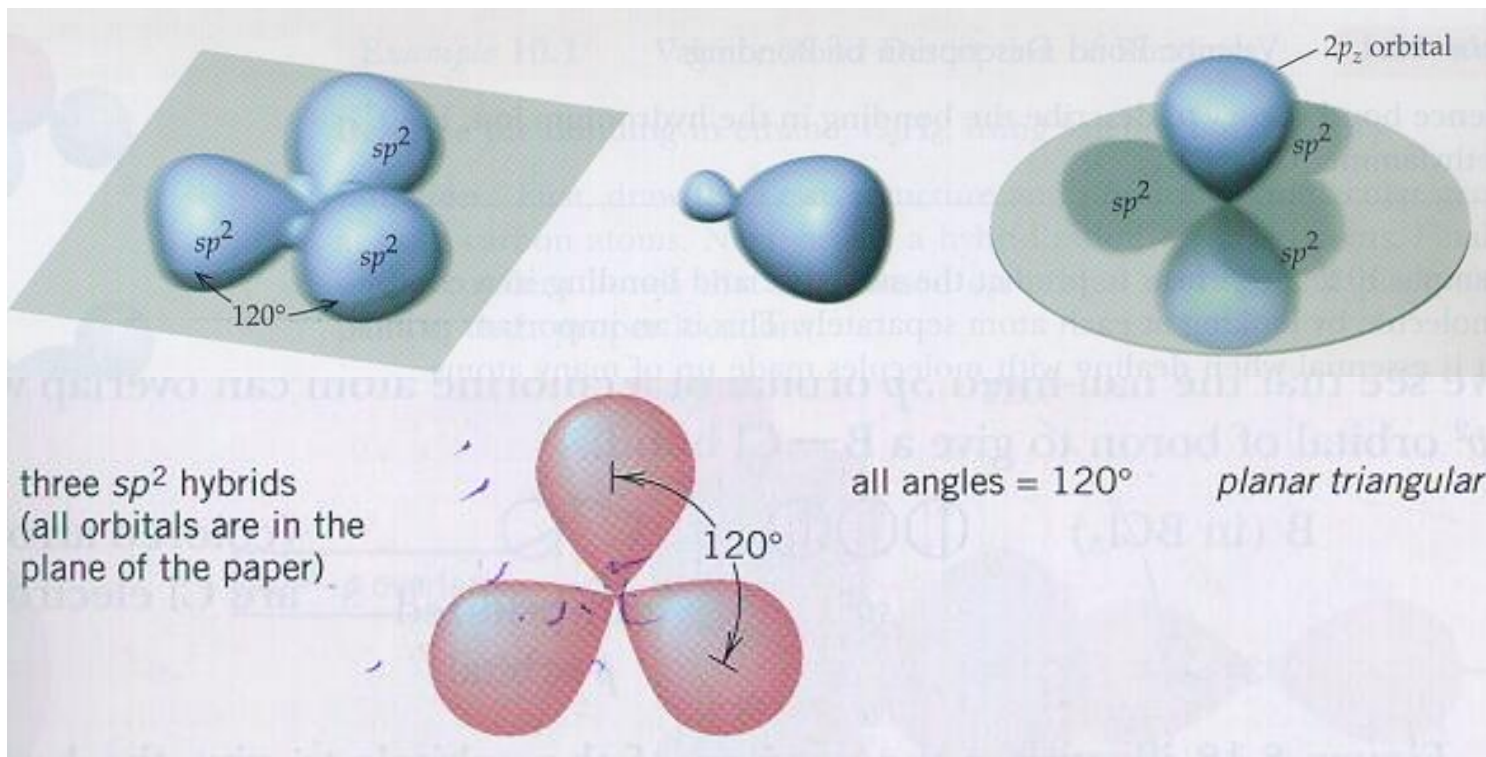


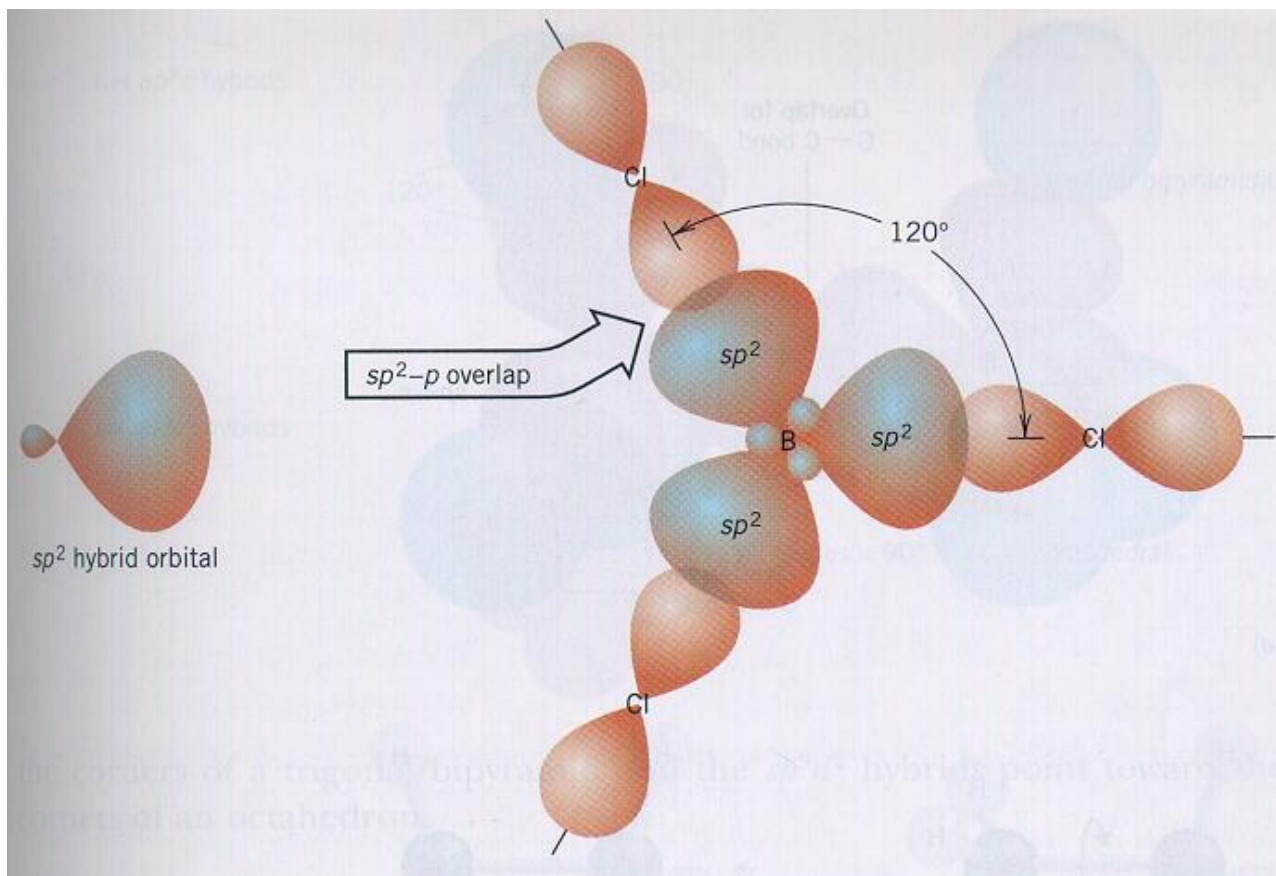
p_y p_z



sp² – hibridizacija

- kombinovanjem jedne s- i dvije p-orbitale
- nastaju tri nove orbitale koje se nazivaju sp²-hibridne orbitale
- istog su oblika
- ugao između sp²-hibridnih orbitala je 120°
- leže u istoj ravni (planarna)

B**2s****2p****osnovno stanje****energija** →**rasparivanje elektrona****sp²****sp²****sp²****p**



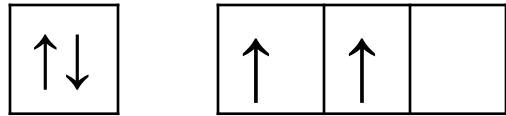
Vezivanje u BCl_3 prema teoriji valentne veze

sp³ – hibridizacija

- kombinovanjem jedne s- i tri p-orbitale
- nastaju četiri nove orbitale koje se nazivaju sp³-hibridne orbitale
- istog su oblika
- ugao između sp³-hibridnih orbitala je 109,5°
- nalaze se u prostoru (tetraedarska)

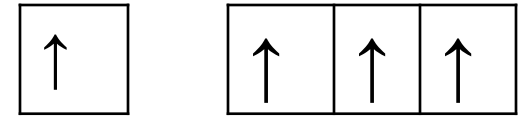
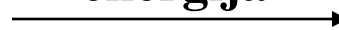
CH₄

C

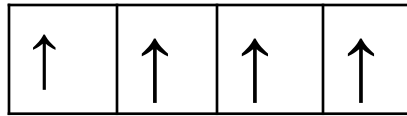


2s 2p
osnovno stanje

energija



rasparivanje elektrona



sp³ sp³ sp³ sp³

