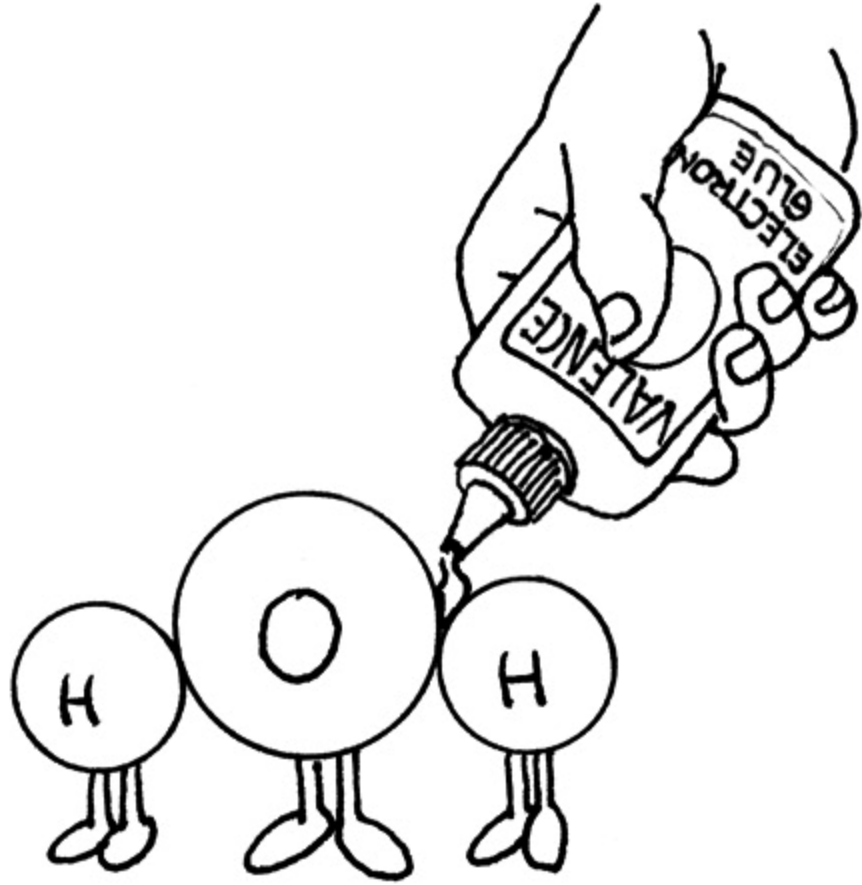


HEMIJSKA VEZA

ŠTA DRŽI STVARI (ATOME)
ZAJEDNO ?

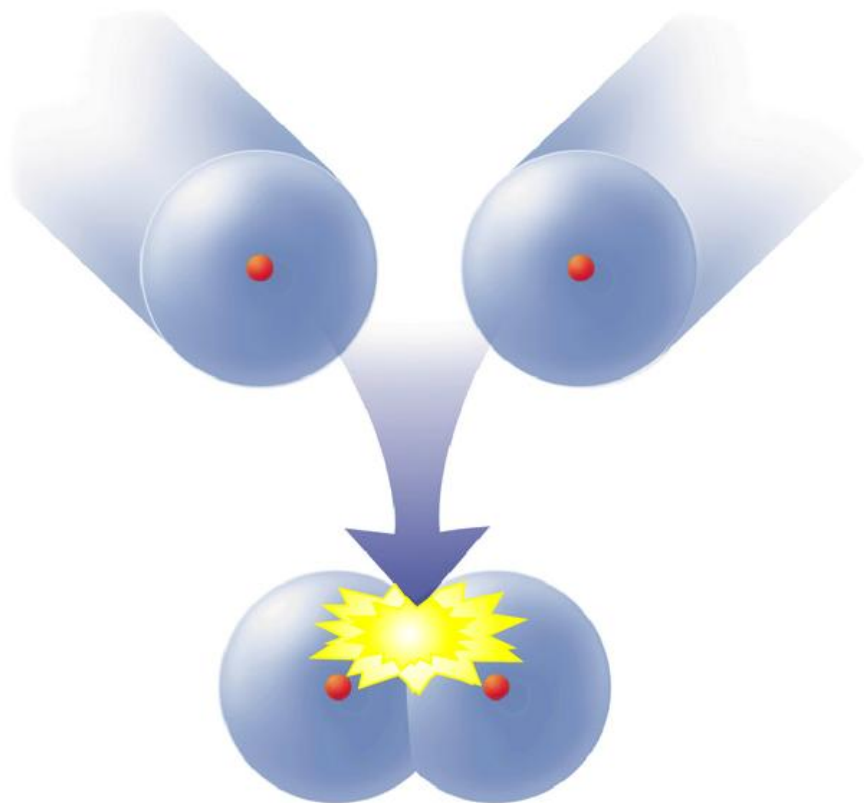


U OKVIRU OVOG POGLAVLJA ĆEMO RADITI

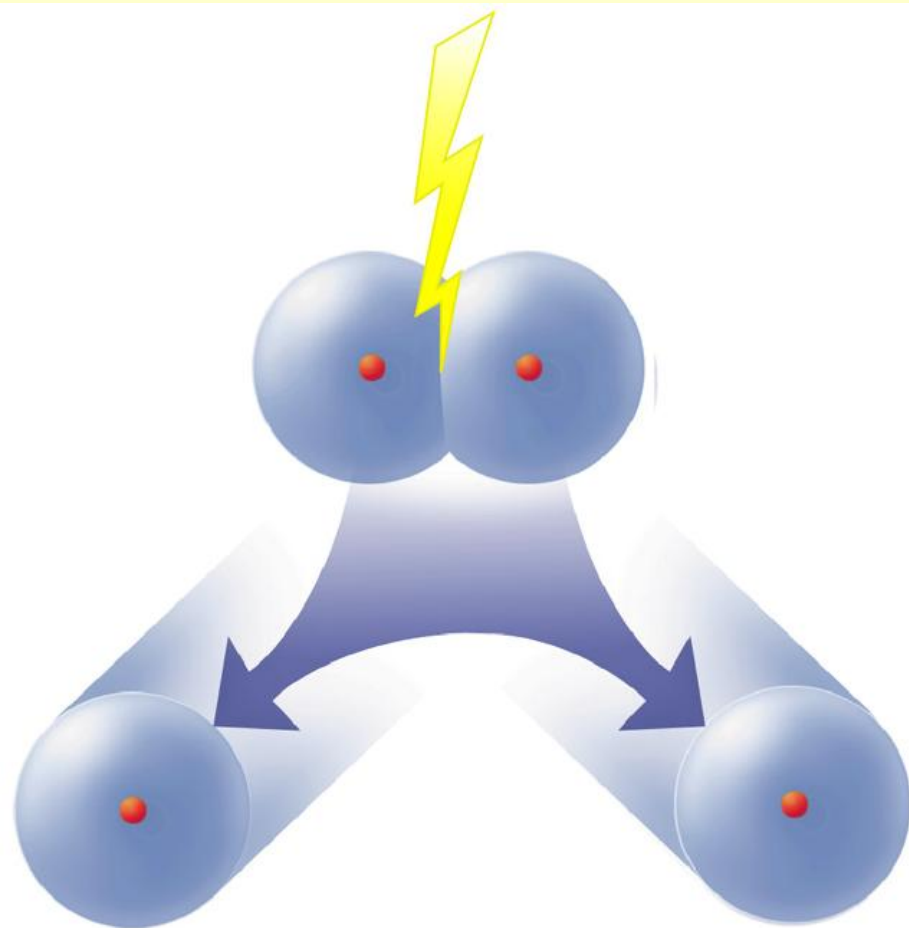
- Jonska i kovalentna veza.
- Metalna veza.
- Elektronska teorija hemijske veze.
- Struktura molekula.
- Međumolekulske interakcije.

ŠTA JE HEMIJSKA VEZA?

- Hemijske veze su sile koje drže zajedno atome u hemijskom jedinjenju
- Za razlaganje jedinjenja na atome je potrebno utrošiti energiju.
- Vezivanje snižava potencijalnu energiju jedinjenja u odnosu na atome tako da dolazi do oslobađanja energije pri građenju hemijske veze.
- Vrsta i jačina hemijskih veza često određuje osobine jedinjenja



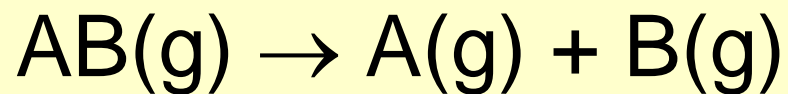
Gradenje hemijske veze UVEK oslobada energiju



Raskidanje hemijske veze UVEK troši energiju

NEMA IZUZETAKA !

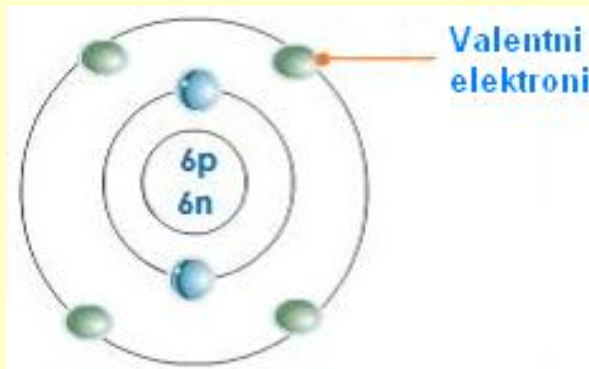
Energija potrebna za razlaganje jedinjenja na atome (kJ/mol)



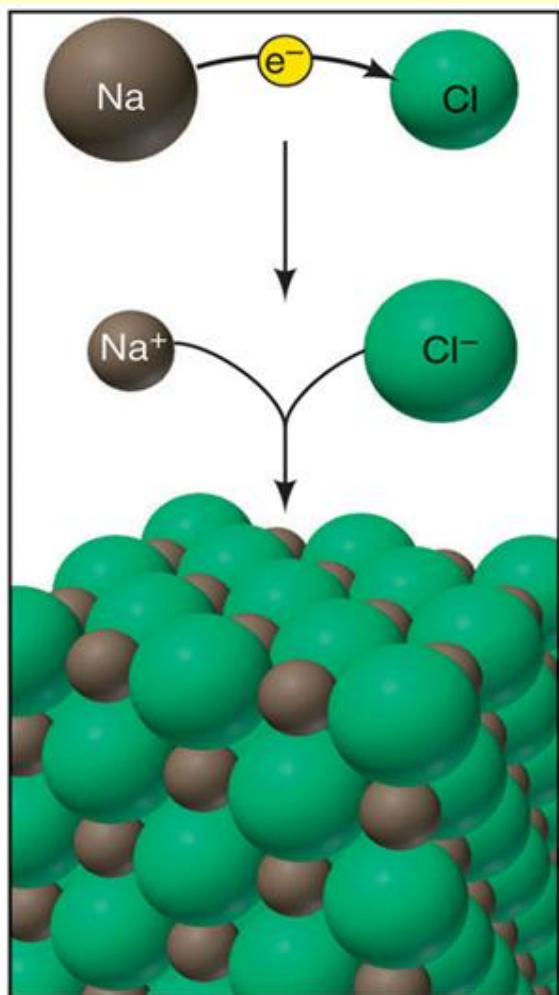
Jedinjenje	Energija
NaF	136
Na ₂ O	50
H ₂	435
Cl ₂	243
O ₂	498
N ₂	946

KAKO NASTAJU HEMIJSKE VEZE

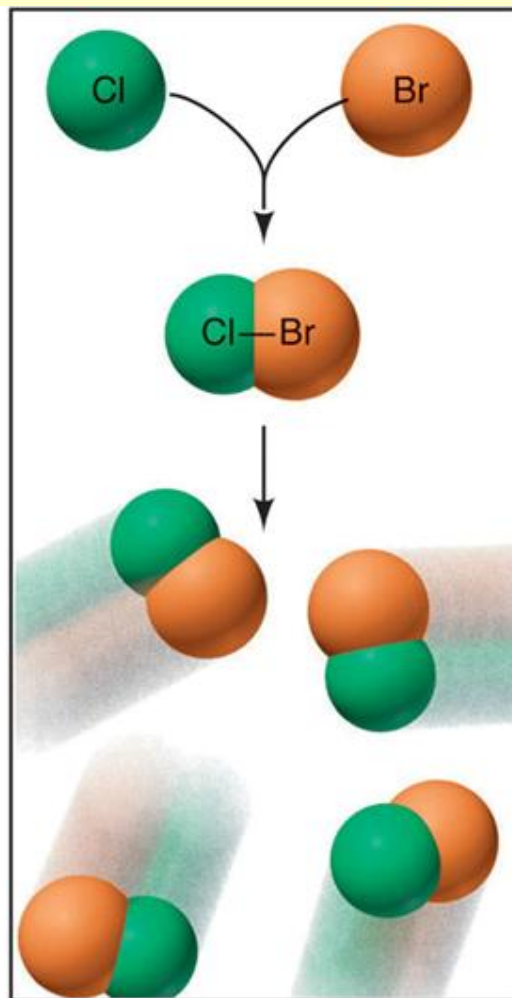
- Atomi otpuštaju, primaju ili dele elektrone u cilju postizanja elektronske konfiguracije plemenitih gasova
- U formiranju hemiskih veza učestvuju **valencioni elektroni**



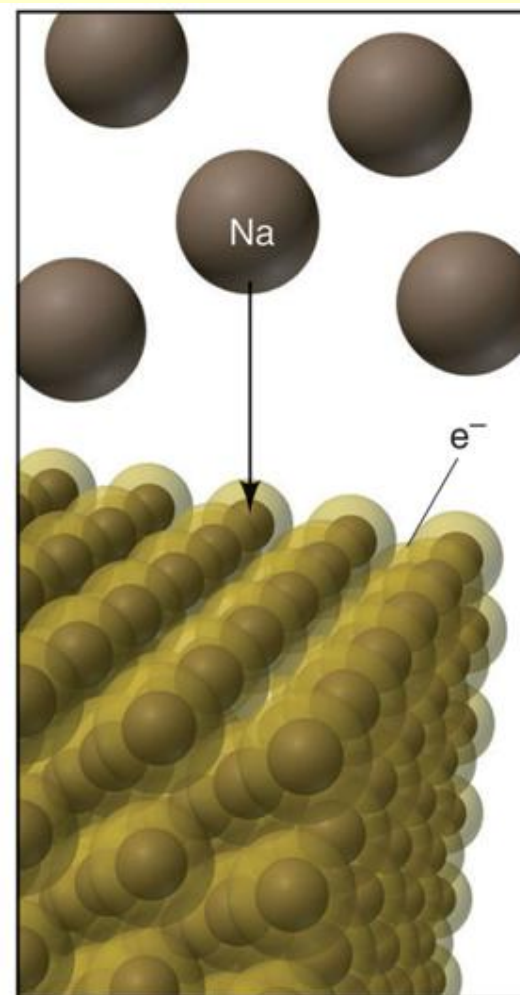
VRSTE HEMIJSKIH VEZA



Jonska veza



Kovalentna veza

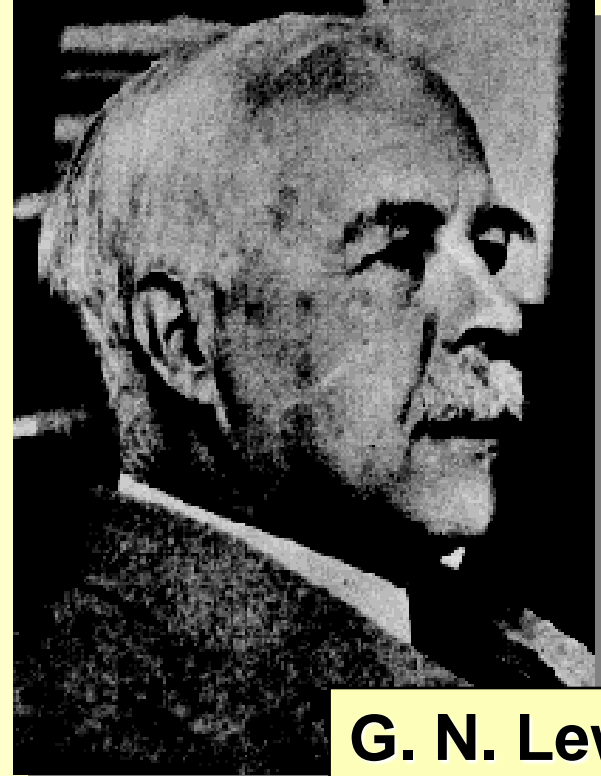
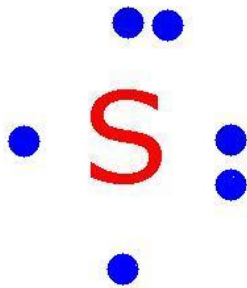
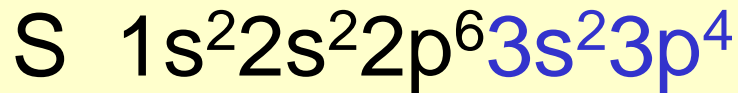


Metalna veza

VALENCIONI ELEKTRONI

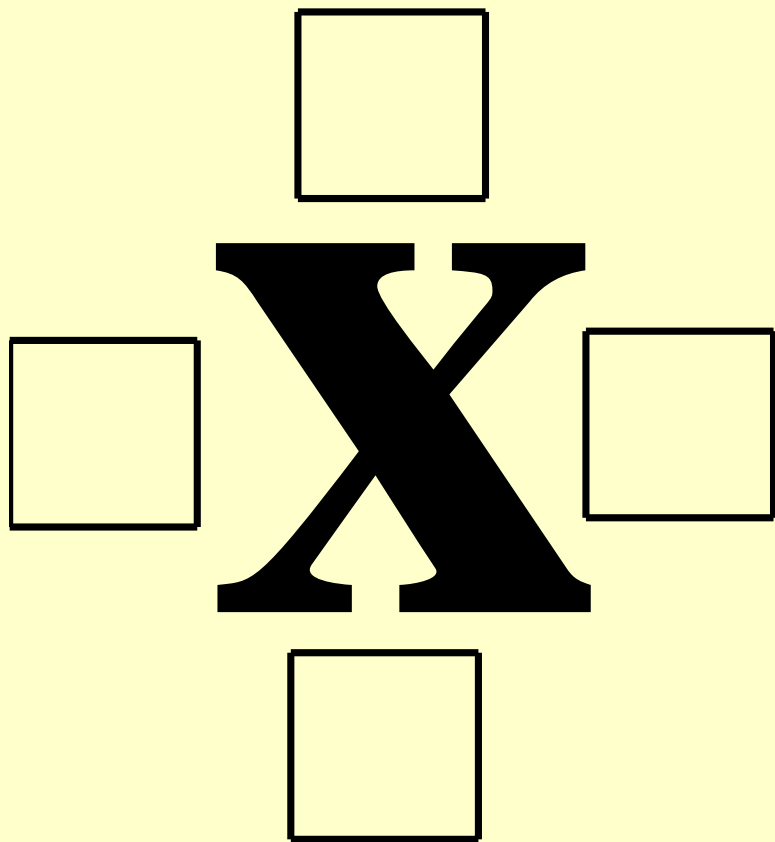
LUISOVE STRUKTURE

Luisove strukture
predstavljaju jednostavan
način prikazivanja
valencionih elektrona



G. N. Lewis
1875 - 1946

PISANJE LUISOVIH STRUKTURA

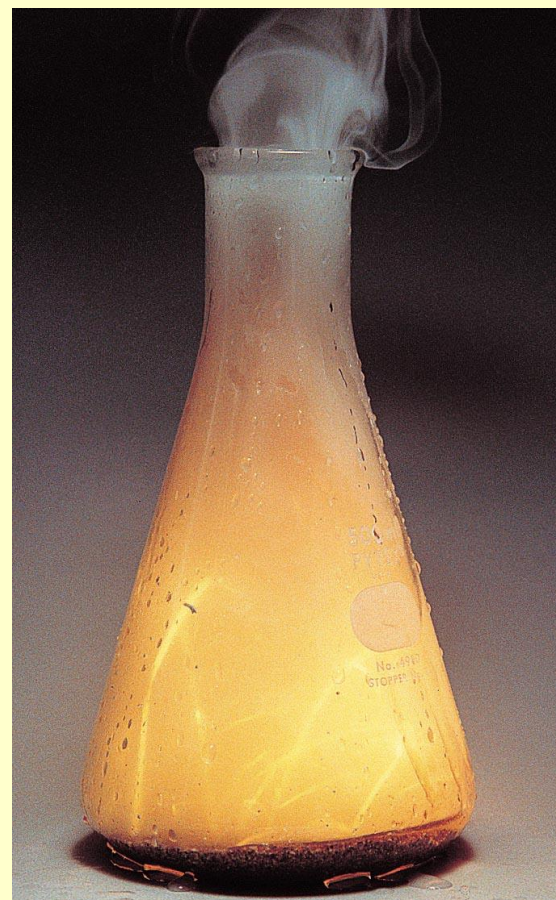
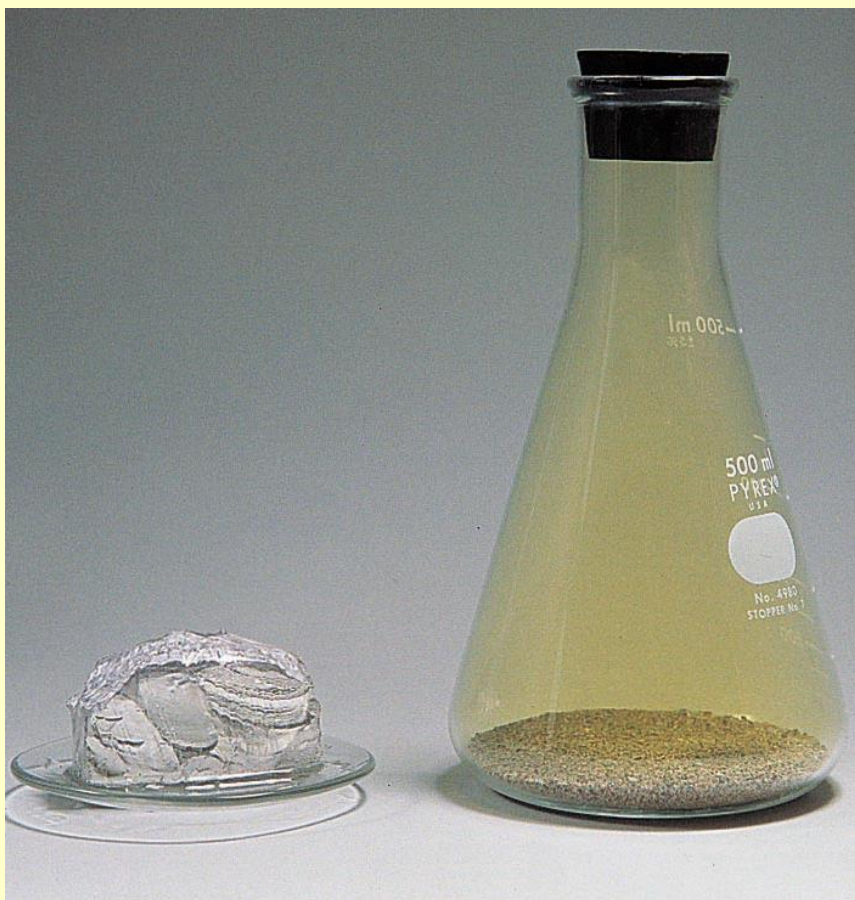


- Napisati simbol hemijskog elementa
- svaki kvadrat može da primi 2 elektrona
- odrediti broj valencionih elektrona
- početi sa popunjavanjem kvadrata – ne praviti parove dok se ne mora

JONSKA VEZA

- elektronske konfiguracije Na i Cl
- Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- ovi atomi daju jone sa sledećim elektronskim konfiguracijama
- Na⁺ $1s^2 2s^2 2p^6$ isto kao [Ne]
- Cl⁻ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ isto kao [Ar]

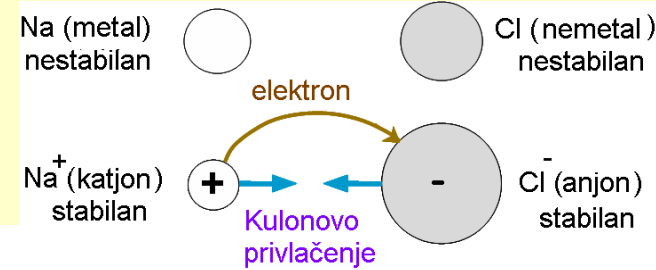
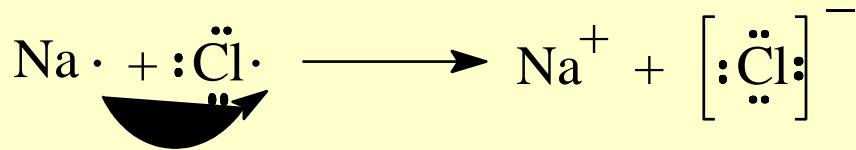
NASTAJANJE JONSKE VEZE



Natrijum + hlor \rightarrow **EKSPLOZIJA**

Oslobađa se energija

NASTAJANJE JONSKE VEZE



A Elementi makro nivo

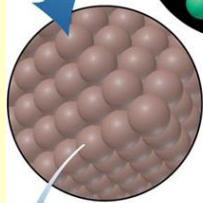


Natrijum metal

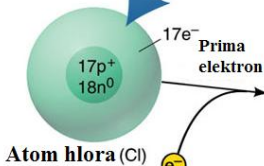


Hlor - gas

B Elementi atomski nivo

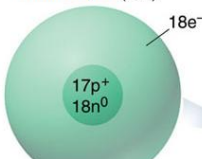


Atom natrijuma (Na)



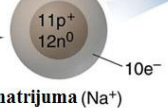
C Prenos elektrona

Hloridni jon (Cl⁻)

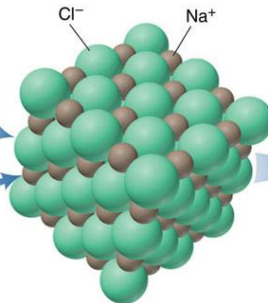


Otpušta elektron

Jon natrijuma (Na⁺)

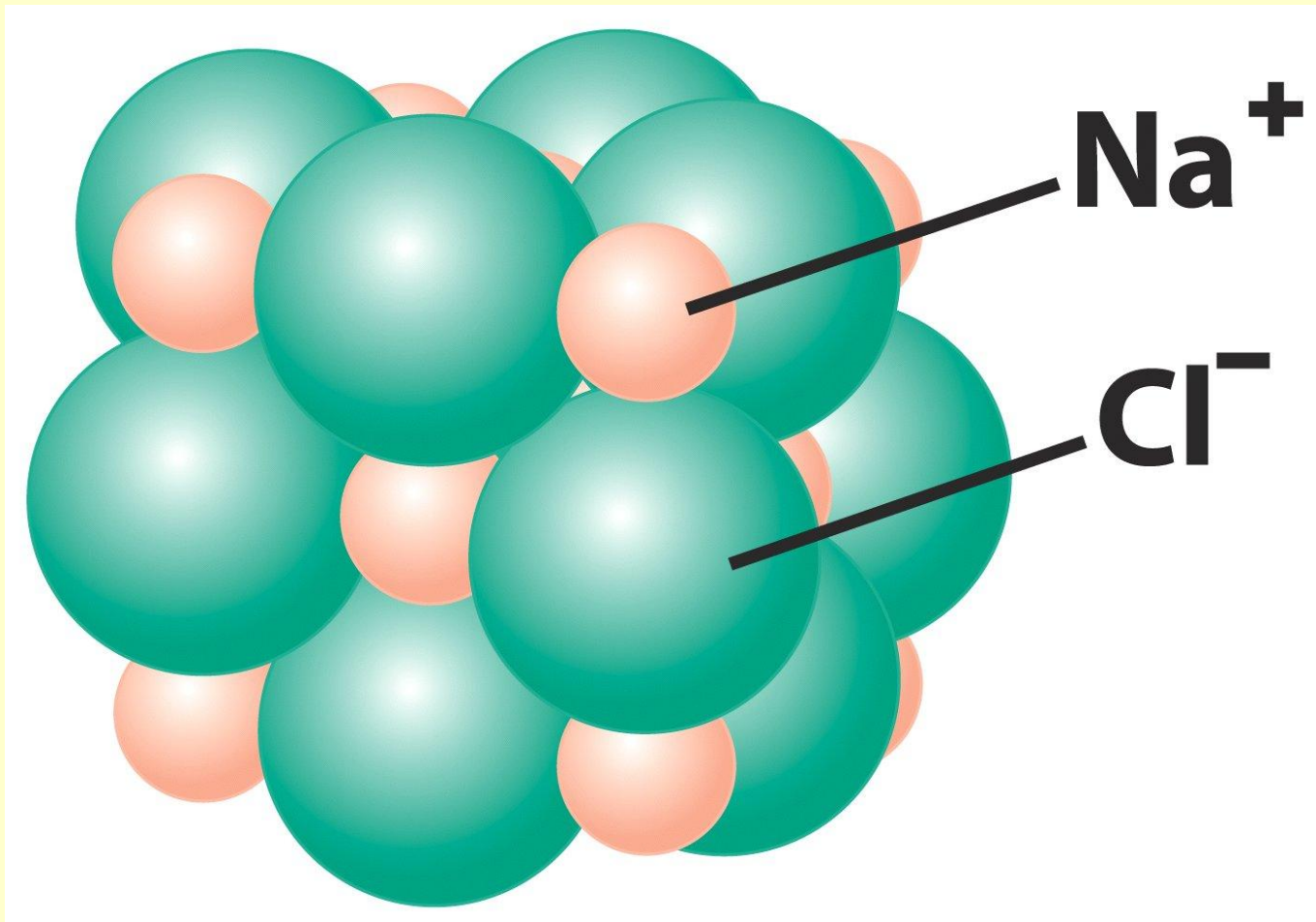


D Jedinjenje (atomski nivo)
Joni u kristalu



E Jedinjenje (makro nivo)
Kristal NaCl

JONSKA JEDINJENJA GRADE GUSTO ZBIJENE KRISTALNE
REŠETKE KOJE SE SASTOJE OD POZITIVNIH I NEGATIVNIH JONA



KOJI ELEMENTI GRADE JONSKU VEZU

- Jonsku vezu grade elementi koji se jako razlikuju po svojstvima
- Izraziti metali (levo u periodnom sistemu) i izraziti nemetali (desno u periodnom sistemu)

KOJI ELEMENTI GRADE JONSKU VEZU

IA													III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
H	Li	Be	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	He
2.1	1.0	1.5		1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	-
Na	Mg		IV B	V B	VI B	VII B	VIII			IB	IIB							Ne
0.9	1.2												Al	Si	P	S	Cl	Ar
													1.5	1.8	2.1	2.5	3.0	-
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8	-	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5	-	
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
0.7	0.9	1.1-1.2	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2	-	
Fr	Ra	Ac-No																
0.7	0.9	1.1-1.7																

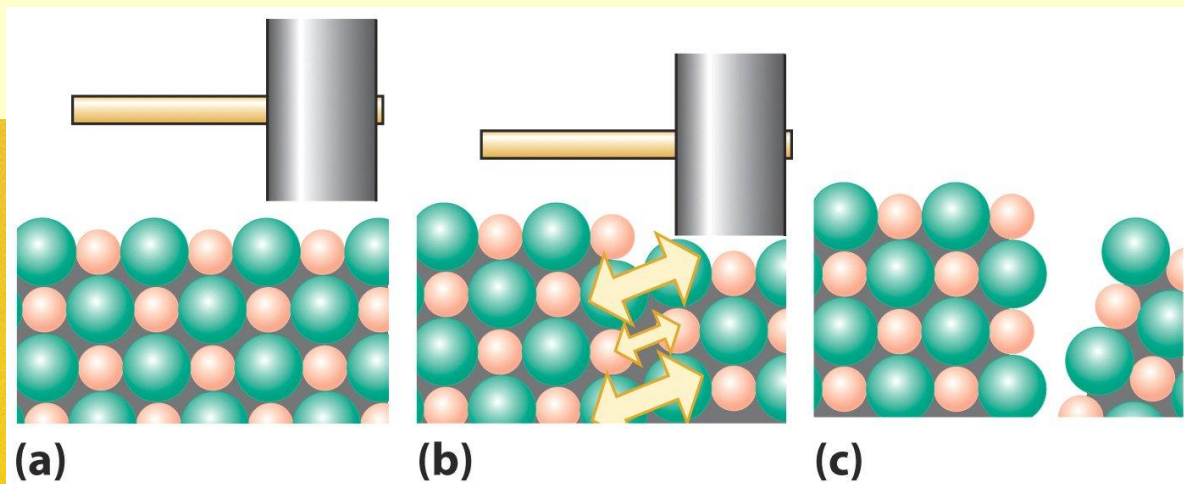
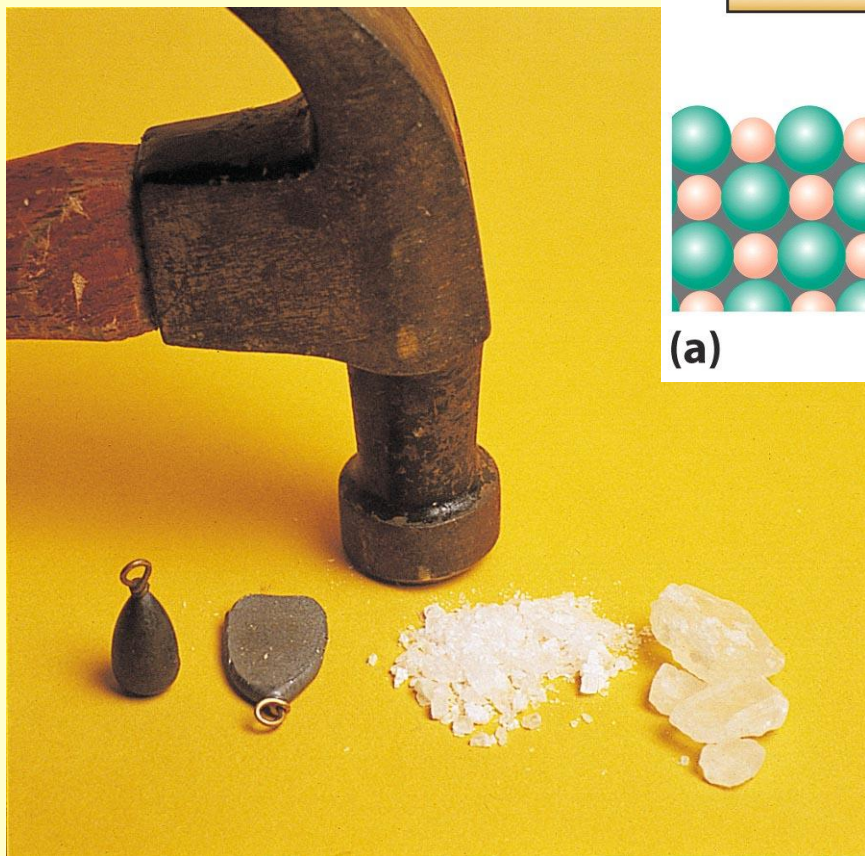
←
otpuštaju elektrone

→
primaju elektrone

OSOBINE JEDINJENJA SA JONSKOM VEZOM

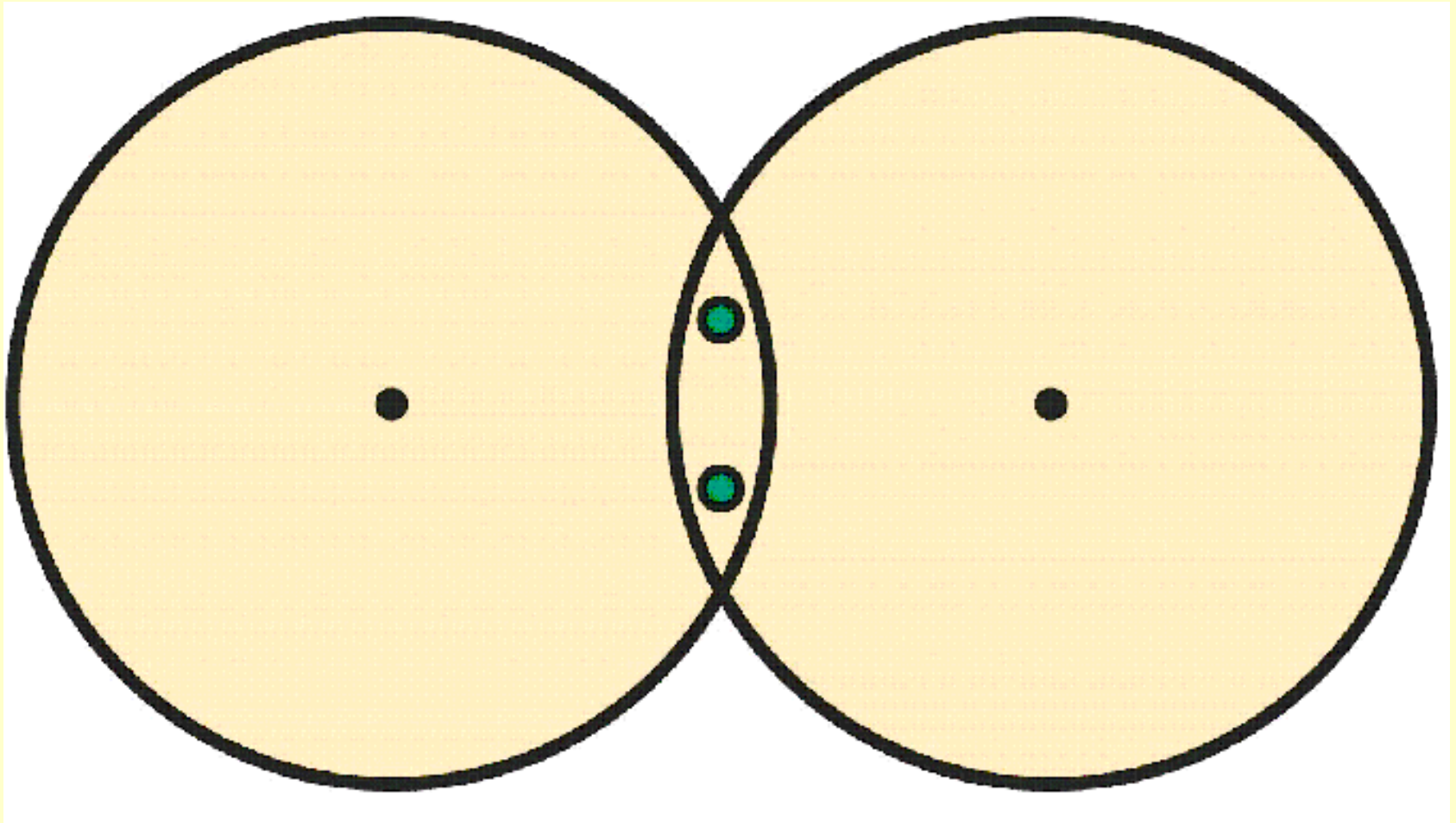
- Nije usmerena u prostoru (elektrostatičko privlačenje)
- Imaju kristalnu strukturu (lomljiva su)
- Visoka tačka topljenja
- Visoka tačka ključanja
- Rastvaraju se u polarnim rastvaračima (voda)
- Vodeni rastvori provode električnu struju
- Rastopi jonskih jedinjenja provode električnu struju

OSOBINE JEDINJENJA SA JONSKOM VEZOM



KOVALENTNA VEZA

ATOMI DELE ELEKTRONE



NASTAJANJE KOVALENTNE VEZE

Nastajanje molekula vodonika



Nastajanje molekula hlorovodonika



Elektroni u kovalentnoj vezi

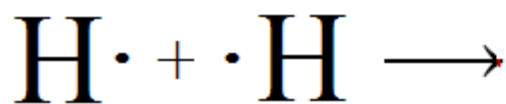
PRAVILO OKTETA

- **Pravilo okteta** – reprezentativni elementi obično postižu elektronsku konfiguraciju plemenitih gasova (8 elektrona u spoljnom nivou) u većini svojih jedinjenja

Elektroni u kovalentnoj vezi

- **Vezujući** – zajednički elektronski par
- **Nevezujući** – slobodni elektronski par

Elektroni u kovalentnoj vezi

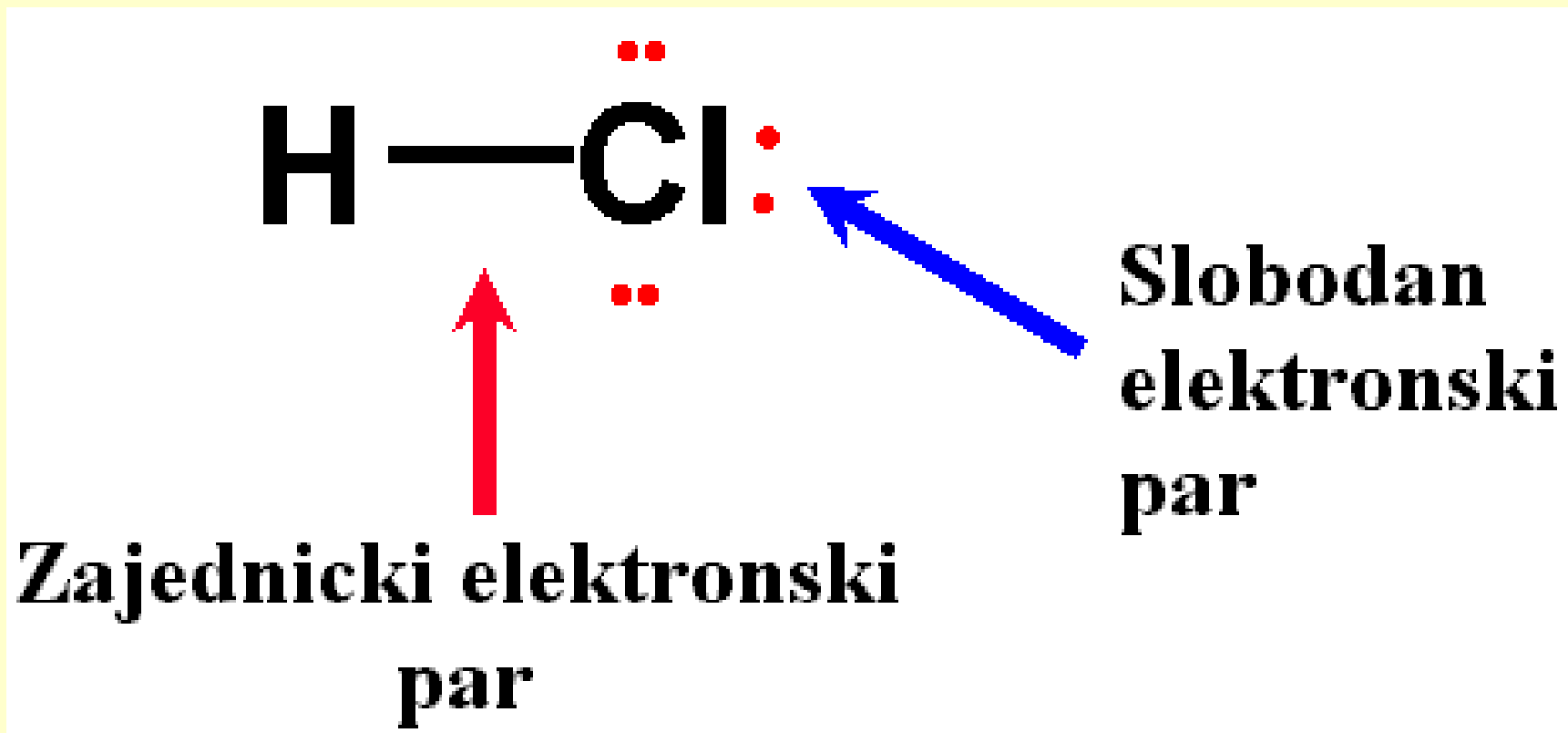


Svaki atom vodonika
sada ima dva
elektrona i ima
elektronsku
konfiguraciju He

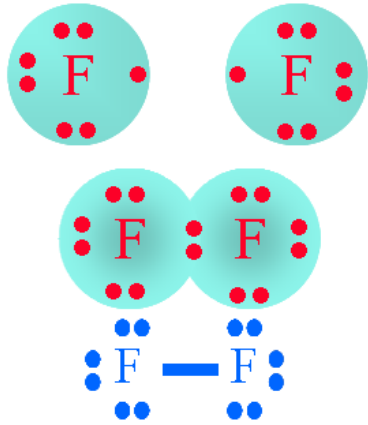
Zajednički elektronski par
je

KOVALENTNA VEZA

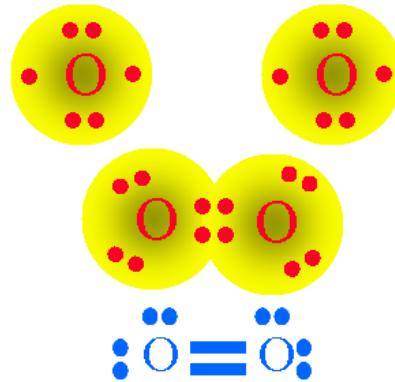
Elektroni u kovalentnoj vezi



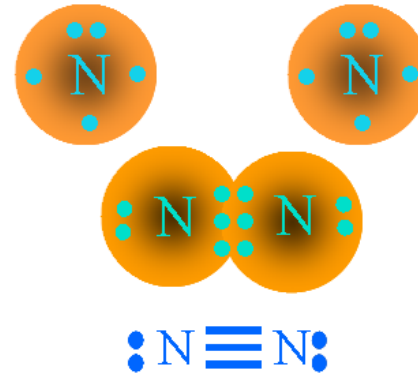
Elektroni u kovalentnoj vezi jednostruka, dvostruka i trostruka veza



Dva atoma dele
1 zajednički
elektronski par
2 elektrona



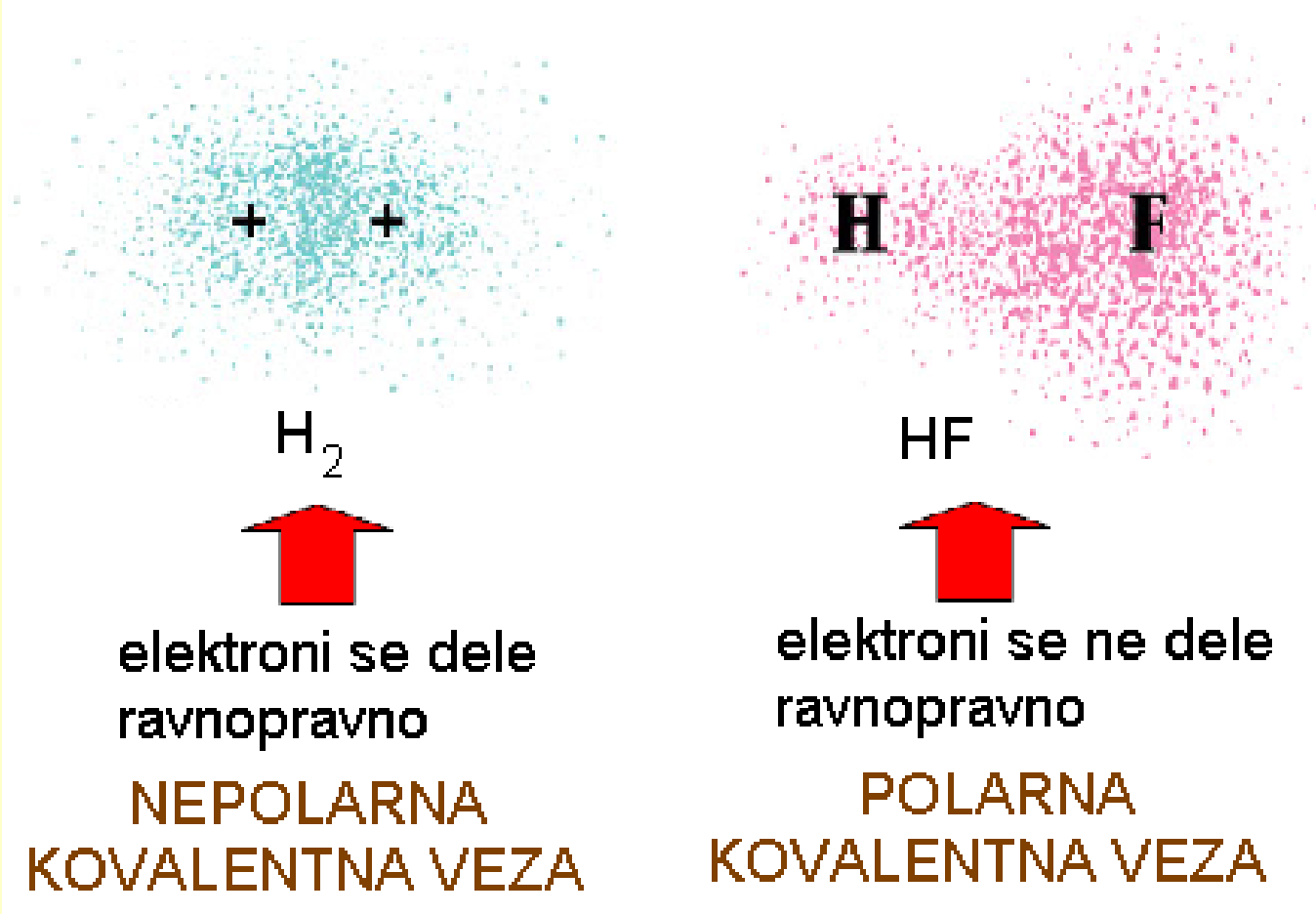
Dva atoma dele
2 zajednička
elektronska para
4 elektrona
Kraća i jača od
jednostruke veze



Dva atoma dele
3 zajednička
elektronska para
6 elektrona
Kraća i jača od
trostruke veze

NEPOLARNA I POLARNA KOVALENTNA VEZA

Polarne kovalentne veze su sile privlačenja između dva atoma koji neravnopravno dele elektrone

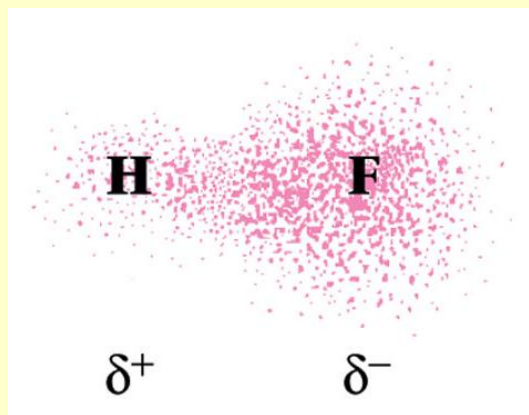


POLARNA KOVALENTNA VEZA

- Kovalentno vezivanje između **različitih** atoma dovodi do neravnopravne podele elektrona
- Neravnopravna podela elektrona dovodi do **polarnosti veze**
- Jedan kraj veze ima veću gustinu elektrona od drugog kraja

POLARNOST VEZE

- Kraj veze sa većom gustinom elektrona ima parcijalno negativno naelektrisanje (δ^-)
- Kraj veze sa manjkom elektrona ima parcijalno pozitivno naelektrisanje (δ^+)



- Parcijalna naelektrisanja znače da elektroni provode više vremena oko pojedinog atoma nego oko oba atoma

ELEKTRONEGATIVNOST χ

Elektronegativnost je merilo relativne sposobnosti atoma da privlači sebi elektrone zajedničkog elektronskog para.

- Relativna je vrednost
- Karakteristika je atoma u molekulu (ne slobodnog atoma)

ELEKTRONEGATIVNOST χ

Vrednosti elektronegativnosti:

- nalaze se u rasponu od 0,7 (Fr) do 4,0 (F)
- povećavaju se u periodi (sa leva na desno)
- smanjuju se u grupi (od vrha ka dnu)
- veća vrednost elektronegativnosti znači da atom jače privlači elektrone
- što je veća razlika u elektronegativnosti između dva atoma (koji čine vezu) to je veća polarnost veze. Negativan kraj (δ^-) je više pomeren ka elektronegativnijem atomu.

Increasing electronegativity

H
2.1

Decreasing electronegativity

Li 1.0	Be 1.5												B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2												Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.4	U 1.4	Np-No 1.4-1.3											

Key

- < 1.5
- 1.5–1.9
- 2.0–2.9
- 3.0–4.0

Elektronegativnost i polarnost veze

Razlika elektronegativnosti atoma koji grade vezu je
merilo njene polarnosti

NEPOLARNA JEDINJENJA $\chi^A - \chi^B = 0$

POLARNA JEDINJENJA $\chi^A - \chi^B \neq 0$

Koja će veza biti polarnija u H – F ili u H – Cl?

H – F $\rightarrow \chi^F - \chi^H = 4,0 - 2,1 = 1,9$

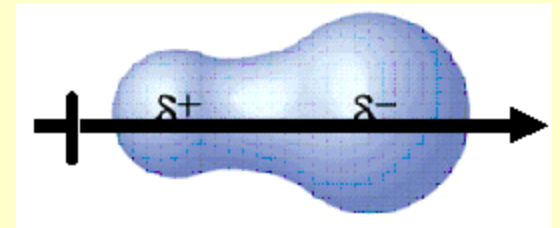
H – Cl $\rightarrow \chi^{Cl} - \chi^H = 3,0 - 2,1 = 0,9$

Veza u HF je polarnija od veze u HCl.

Polarnost veze i dipolni momenat

Svaki molekul kod kojeg su centar pozitivnog naelaktrisanja i centar negativnog naelektrisanja razdvojeni ima **dipolni momenat**.

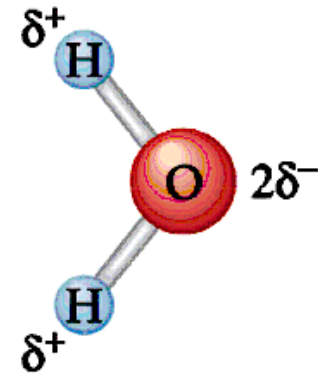
Predstavlja se strelicom koja je usmerena od $\delta+$ ka $\delta-$



Svaki dvoatomni molekul sa polarnom kovalentnom vezom ima dipolni momenat.

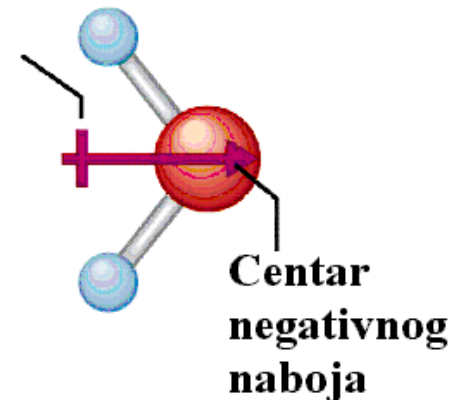
DIPOLNI MOMENAT

Ako molekul ima više od jedne polarne kovalentne veze onda se centri pozitivnog i negativnog naelektrisanja dobijaju po principu slaganja sila.



(a)

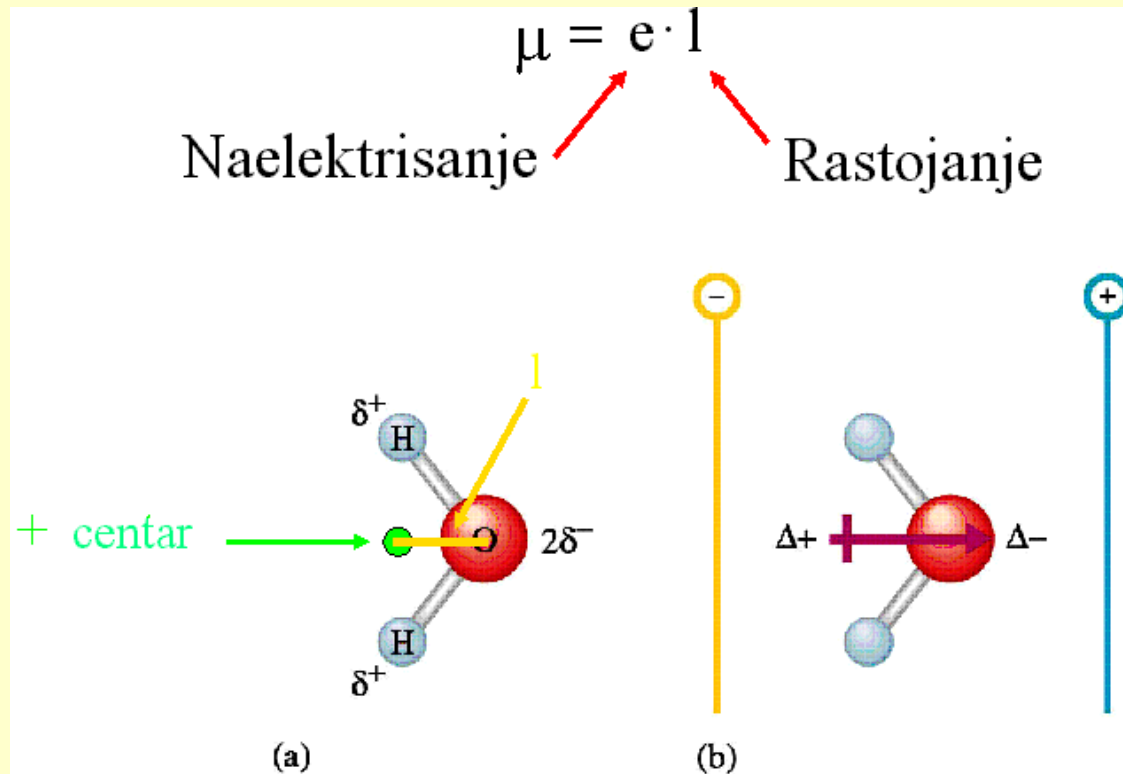
Centar pozitivnog naboja



(b)

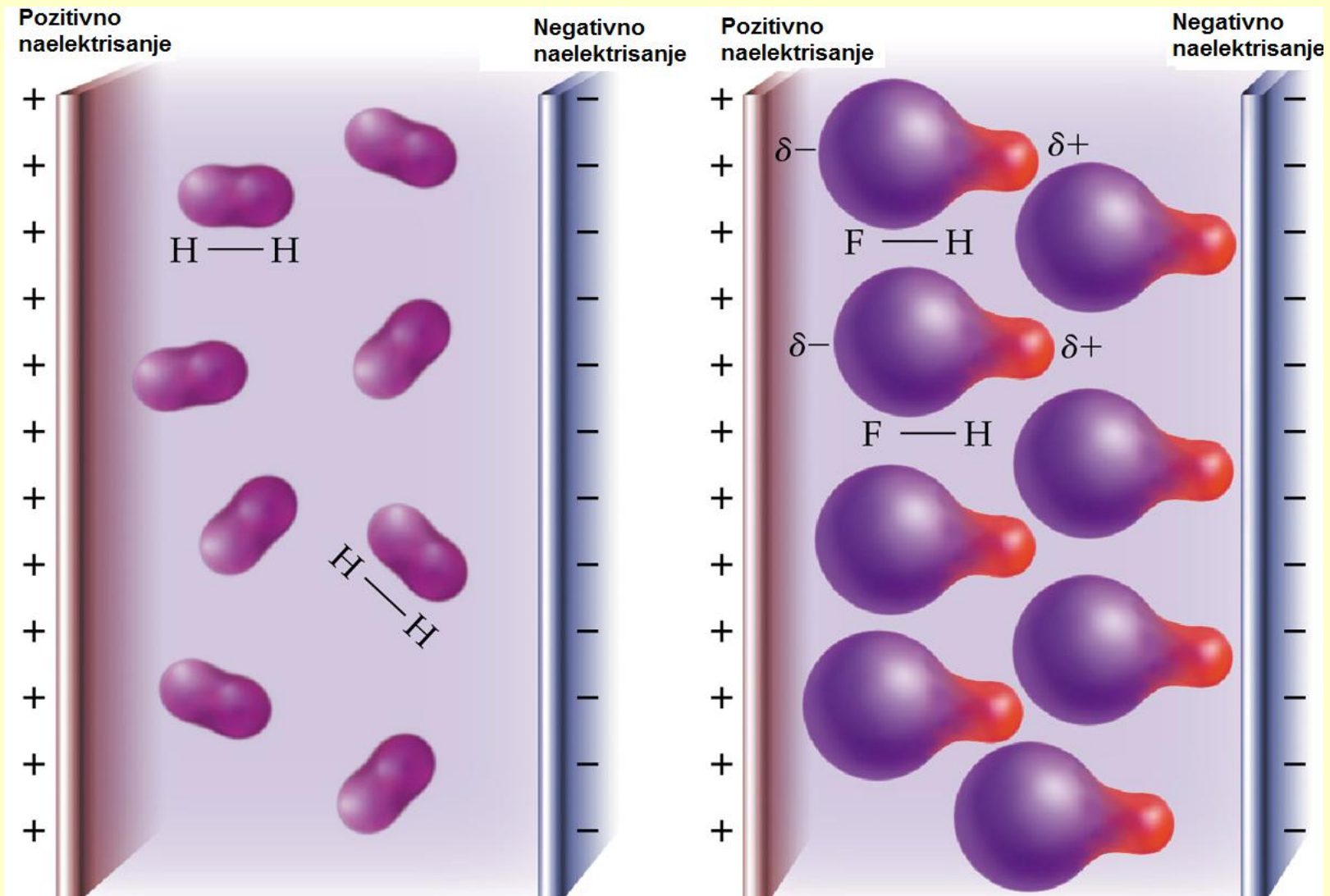
DIPOLNI MOMENT

Dipolni moment se definiše kao proizvod naelektrisanja i rastojanja centara naelektrisanja kod dipola.



DIPOLNI MOMENT

DIPOLI U ELEKTRIČNOM POLJU

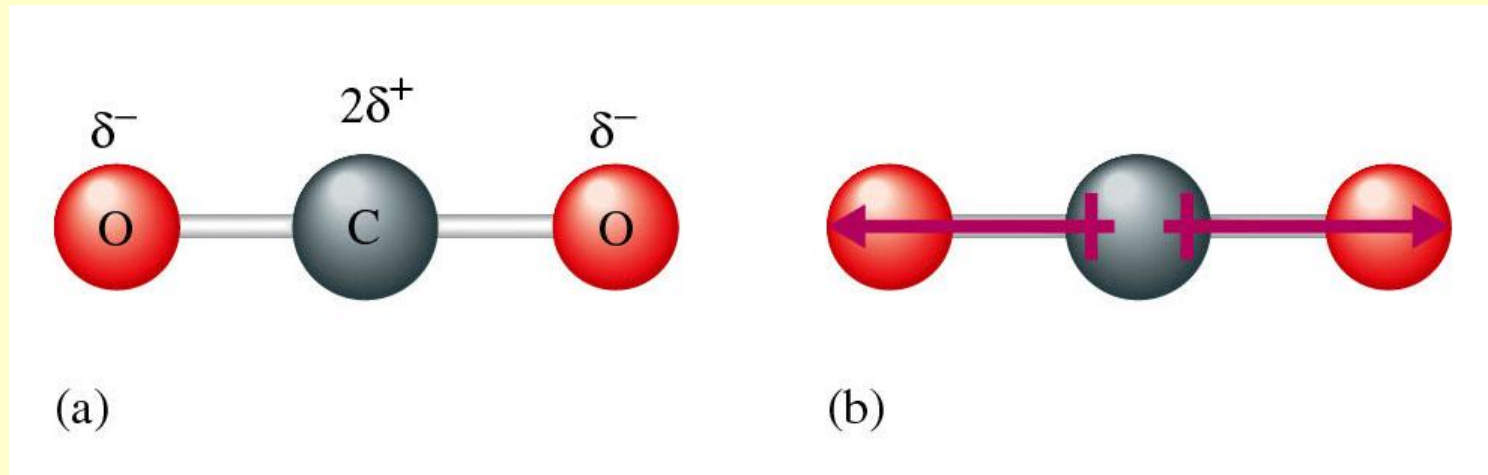


DIPOLNI MOMENT

- Jedinica za dipolni moment je Debaj (D)
- $1 \text{ D} = 3,336 \cdot 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$

Jedinjenje	μ (D)	Razlika elektronegativnosti
HF	1.91	4.0 – 2.1 1.9
HCl	1.03	3.0 – 2.1 0.9
HBr	0.78	2.8 – 2.1 0.7
HJ	0.38	2.5 – 2.1 0.4

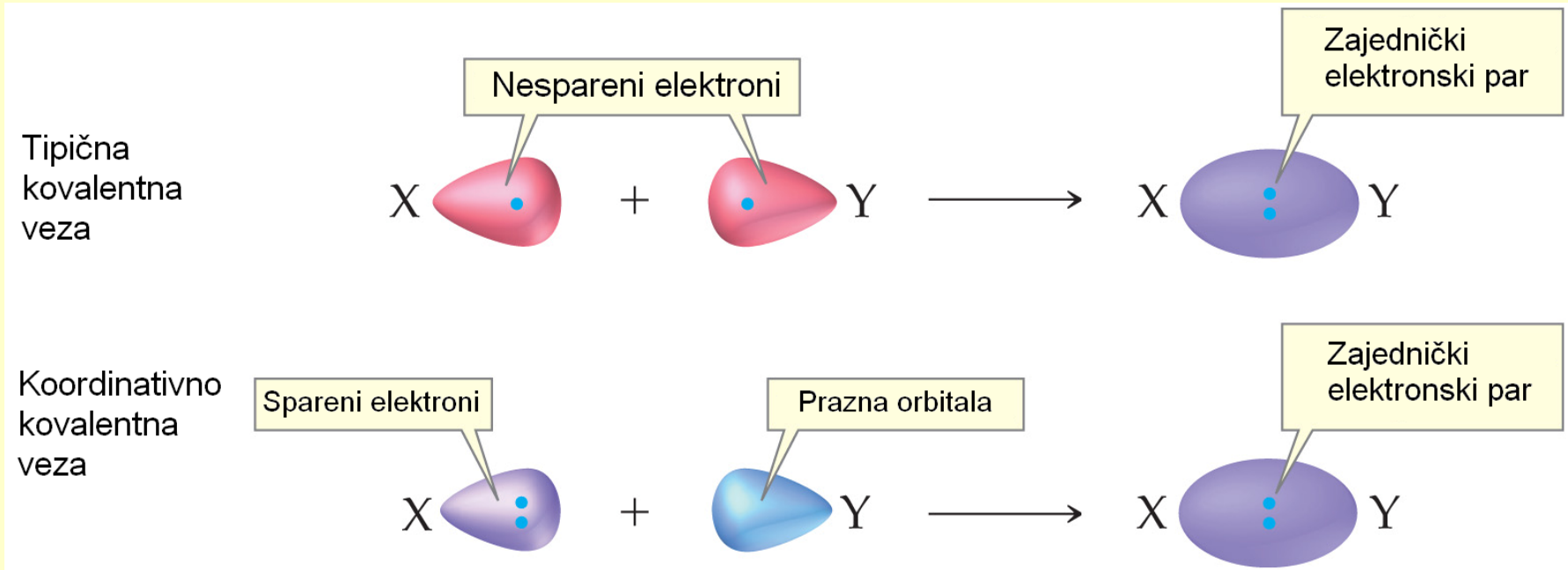
Geometrija molekule je bitan činilac koji odlučuje da li će molekula imati dipolni moment



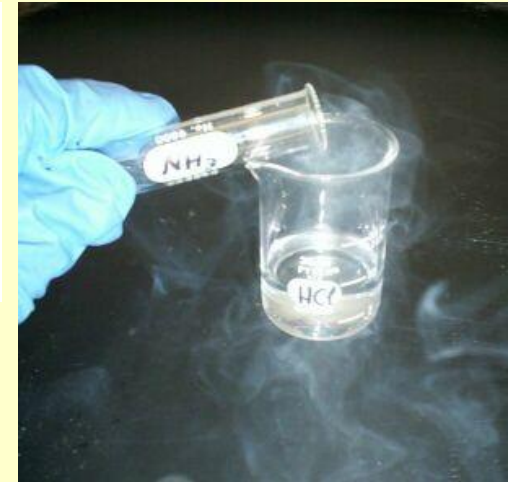
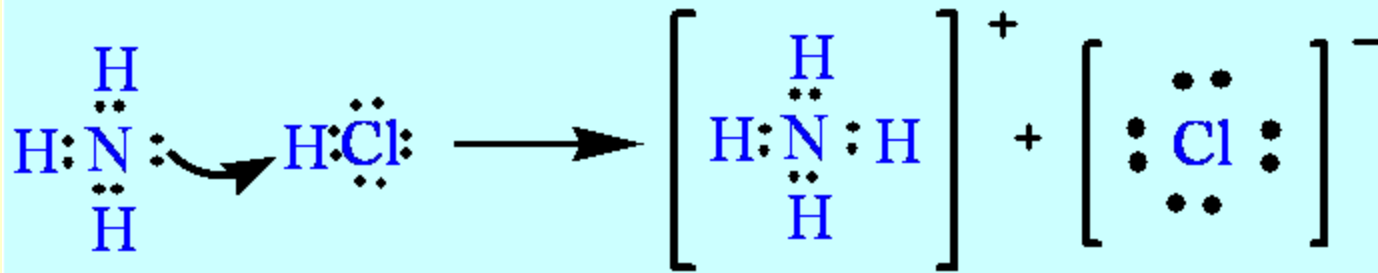
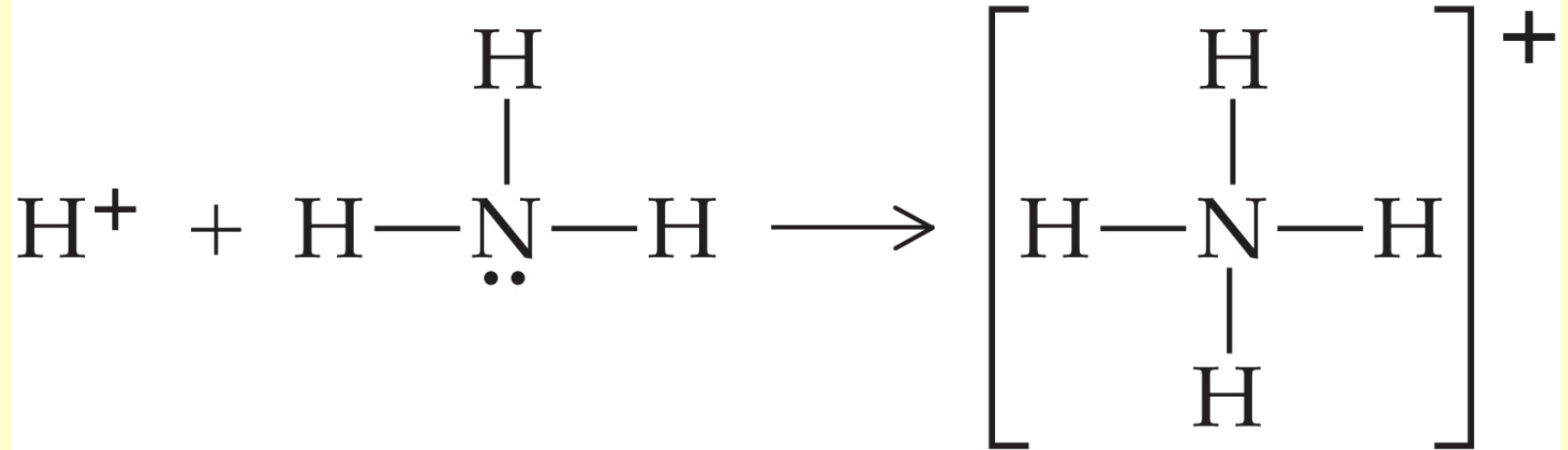
- CO_2 nema dipolni momenat.
- Dipolni momenti se sabiraju vektorski.

Koordinativno – kovalentna veza

Ovaj tip kovalentne veze nastaje kada jedan atom daje oba elektrona u zajedničkom elektronskom paru.

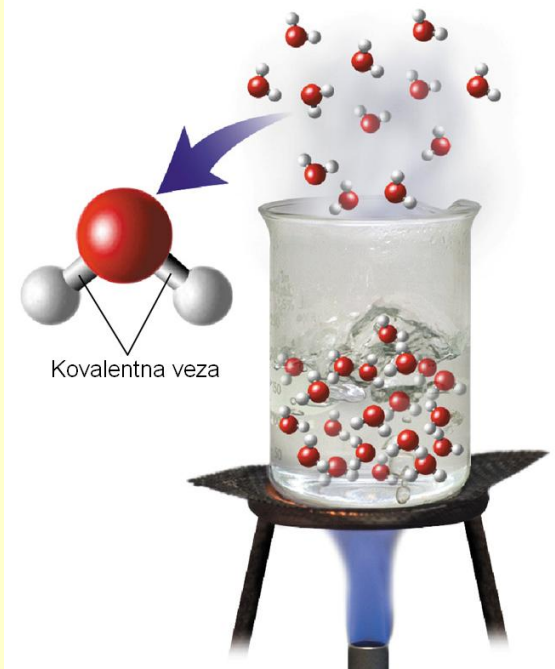


Amonijum jon je tipičan primer koordinativno kovalentne veze



Osobine jedinjenja sa kovalentnom vezom

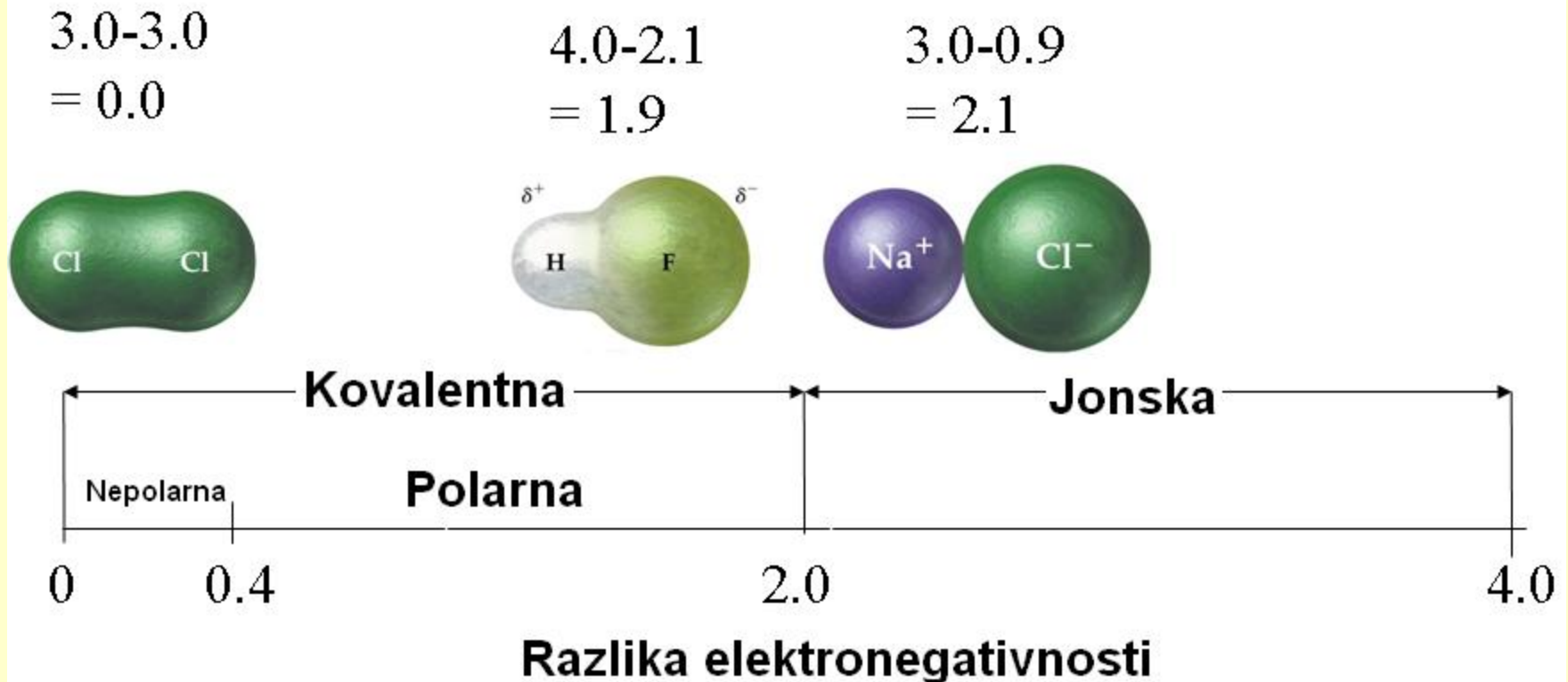
- Većina kovalentnih supstanci se sastoje od odvojenih molekula koje se drže zajedno slabim međumolekulskim silama.
- Molekularna jedinjenja imaju niske tačke topljenja i ključanja
 - Molekularna čvrsta jedinjenja su meka
 - Molekuli ostaju nepromenjeni i intaktni u tečnostima i gasovima
 - Rastvaraju se uglavnom u nepolarnim rastvaračima



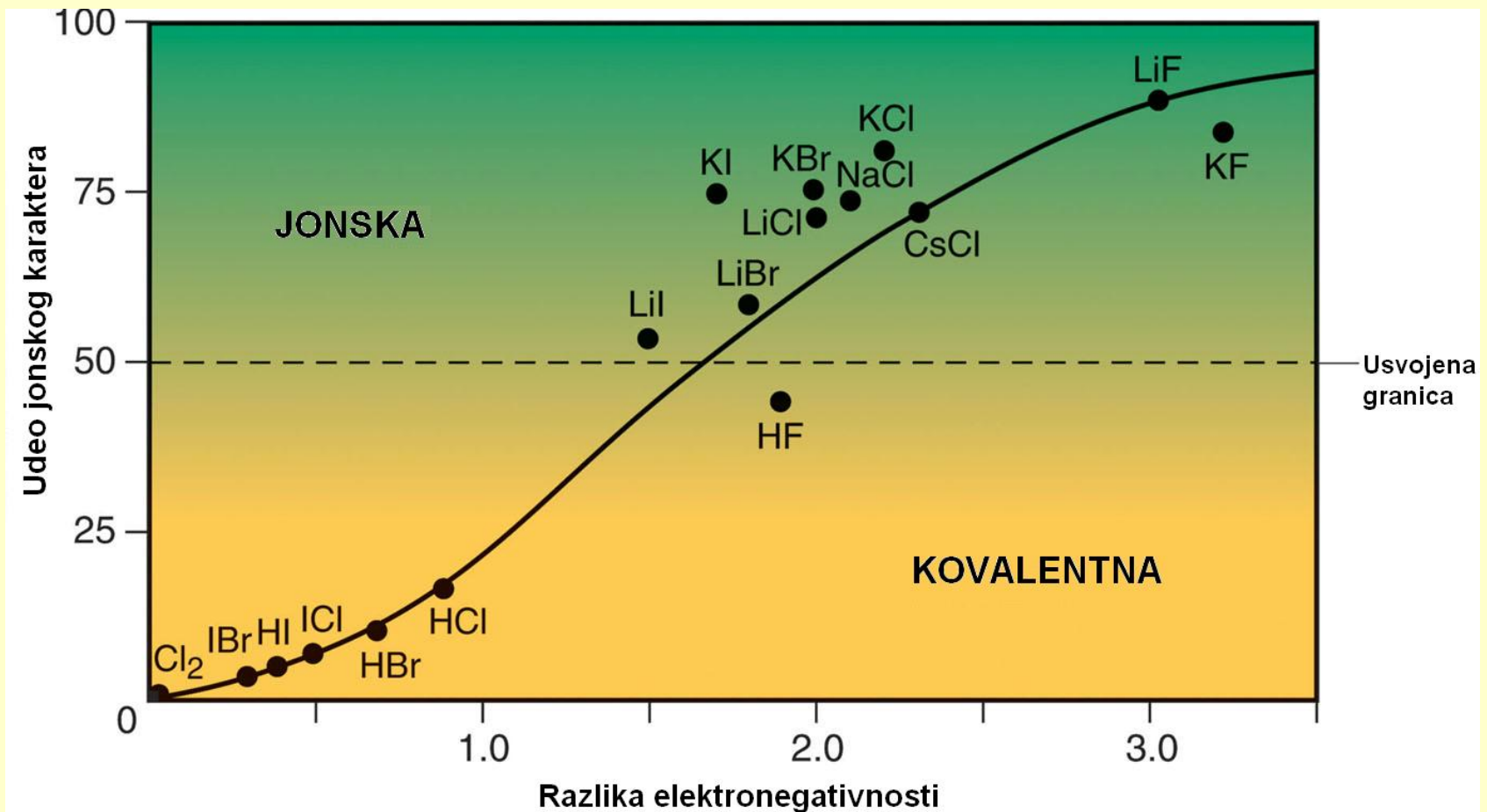
Jonska i kovalentna veza su u suštini dva ekstrema istog tipa veze

Koji će tip veze biti zastupljen zavisi od razlike elektronegativnosti atoma koji grade vezu

Polarnost veze



Razlika elektronegativnosti i udeo jonske veze



Osobine jedinjenja

Jonska veza

JONSKA JEDINJENJA

- Visoka tačka ključanja
- Rastvaraju se većinom u polarnim rastvaračima
- Vodeni rastvori provode električnu struju
- Rastopi provode električnu struju

Kovalentna veza

MOLEKULARNA JEDINJENJA

- Niska tačka ključanja
- Rastvaraju se većinom u nepolarnim rastvaračima
- Vodeni rastvori ne provode električnu struju

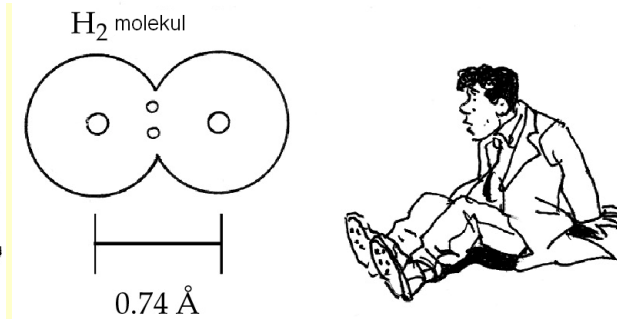
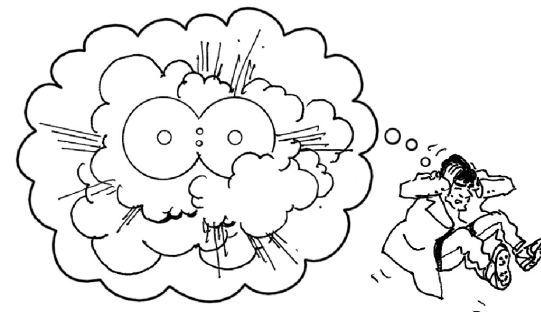
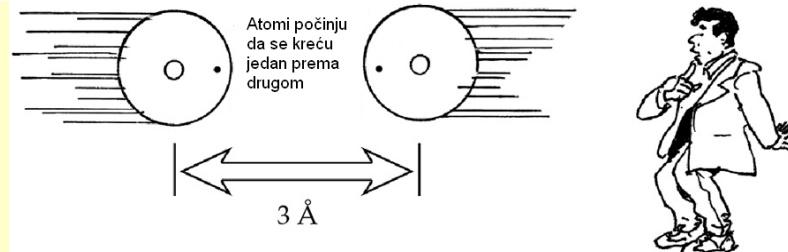
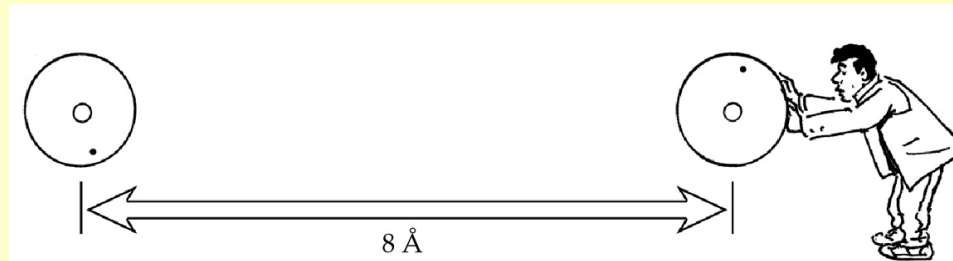
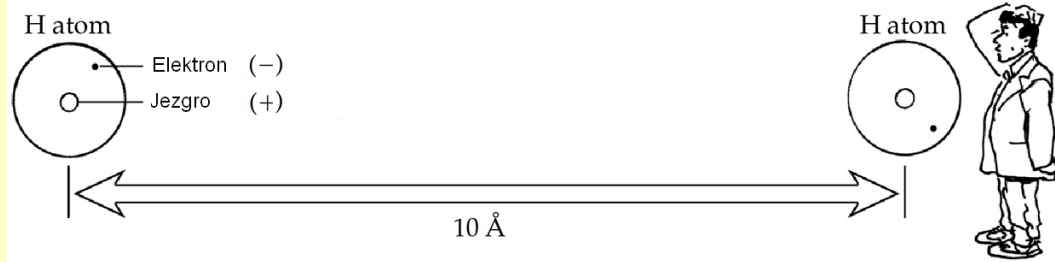
Kvantno – mehanički model atoma i kovalentna veza

Teorija molekulskih orbitala

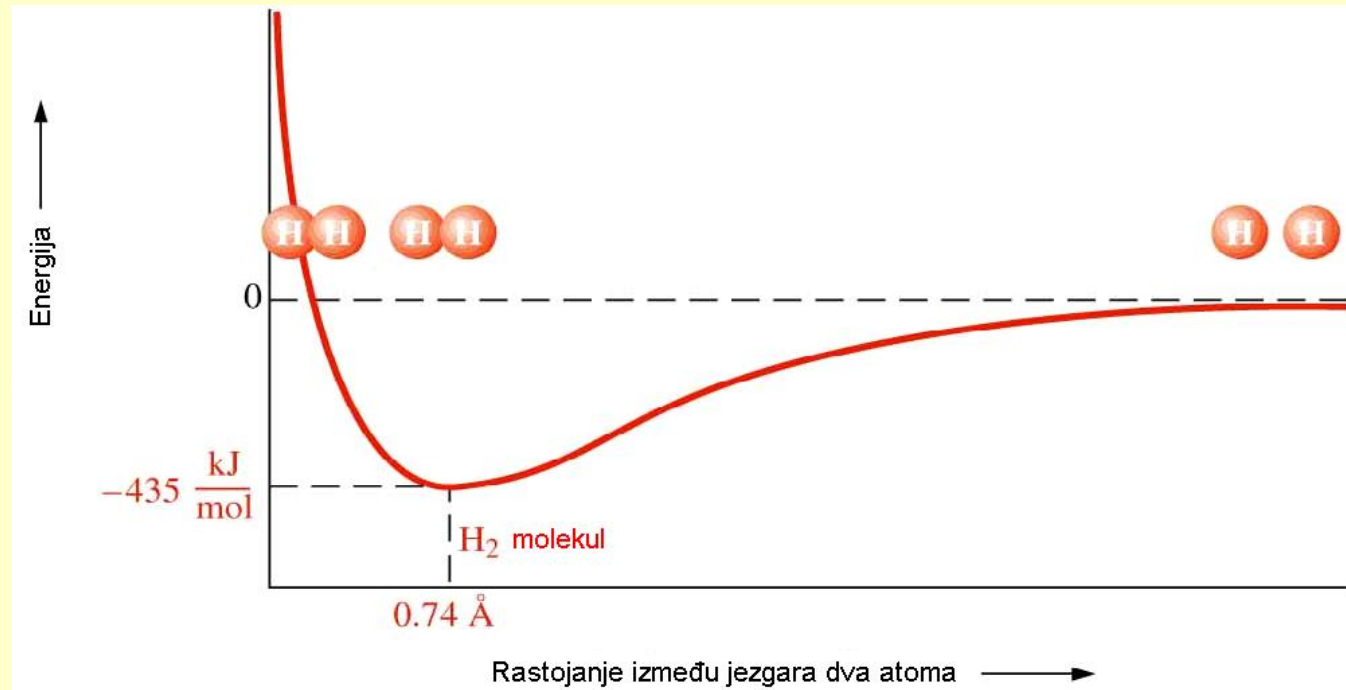
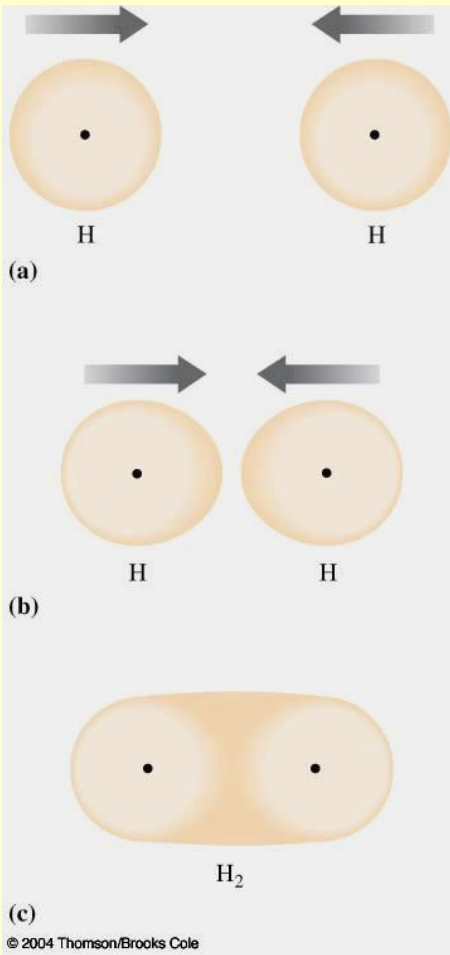
- Približavanjem dva atoma dolazi do preklapanja atomskih orbitala sa nesparenim elektronima
- Preklapanje dovodi do formiranja molekulskih orbitala (MO)
- Sabiranjem talasnih funkcija atomskih orbitala nastaju vezivne MO a oduzimanjem antivezivne MO

Nastajanje molekula H₂

Kada se dva atoma vodonika približavaju

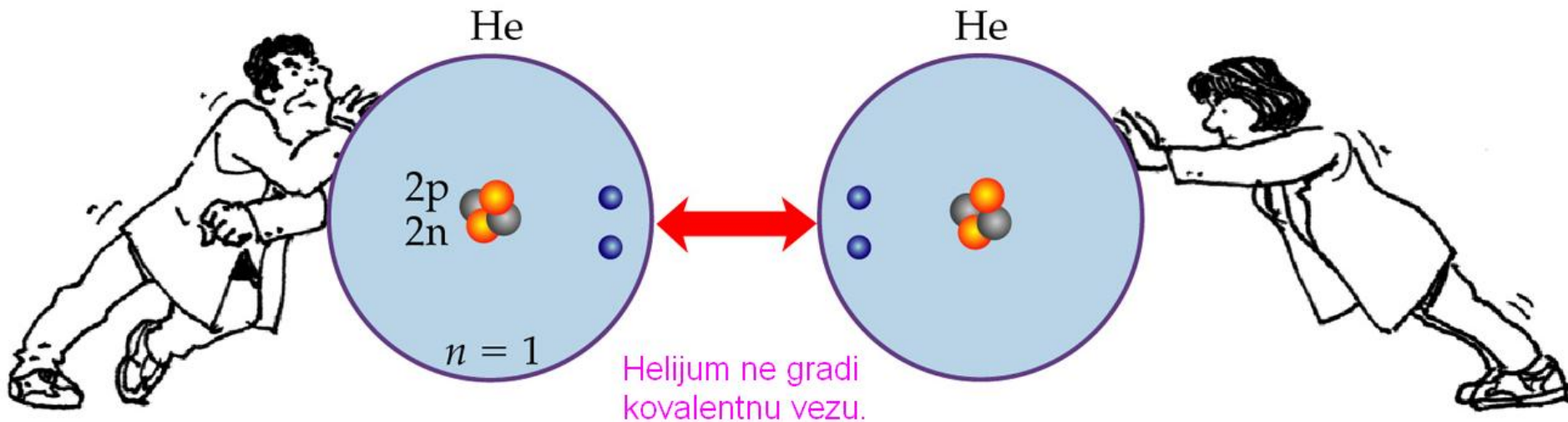


Nastajanje molekula H₂

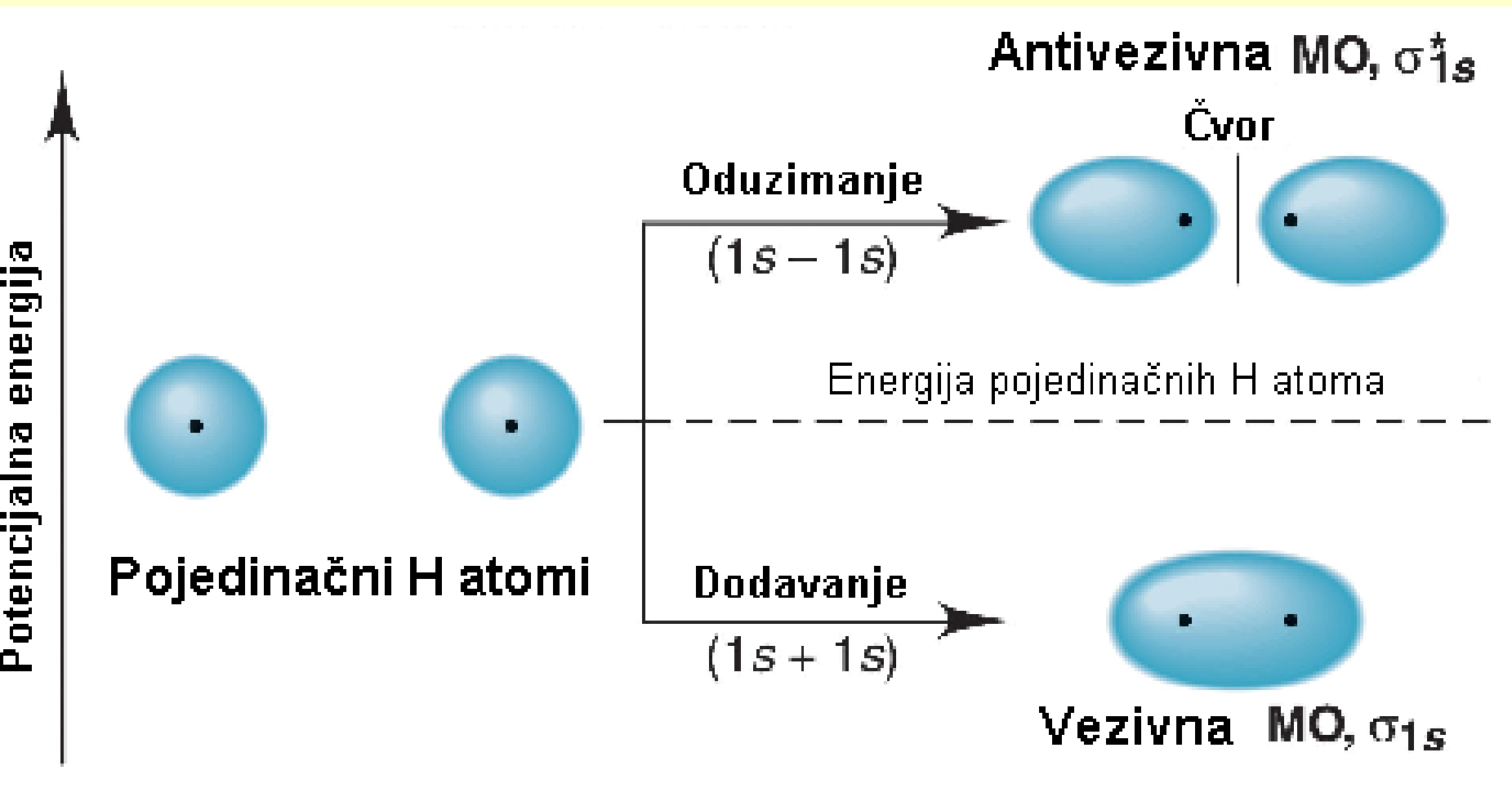


Kod helijuma nije takav slučaj

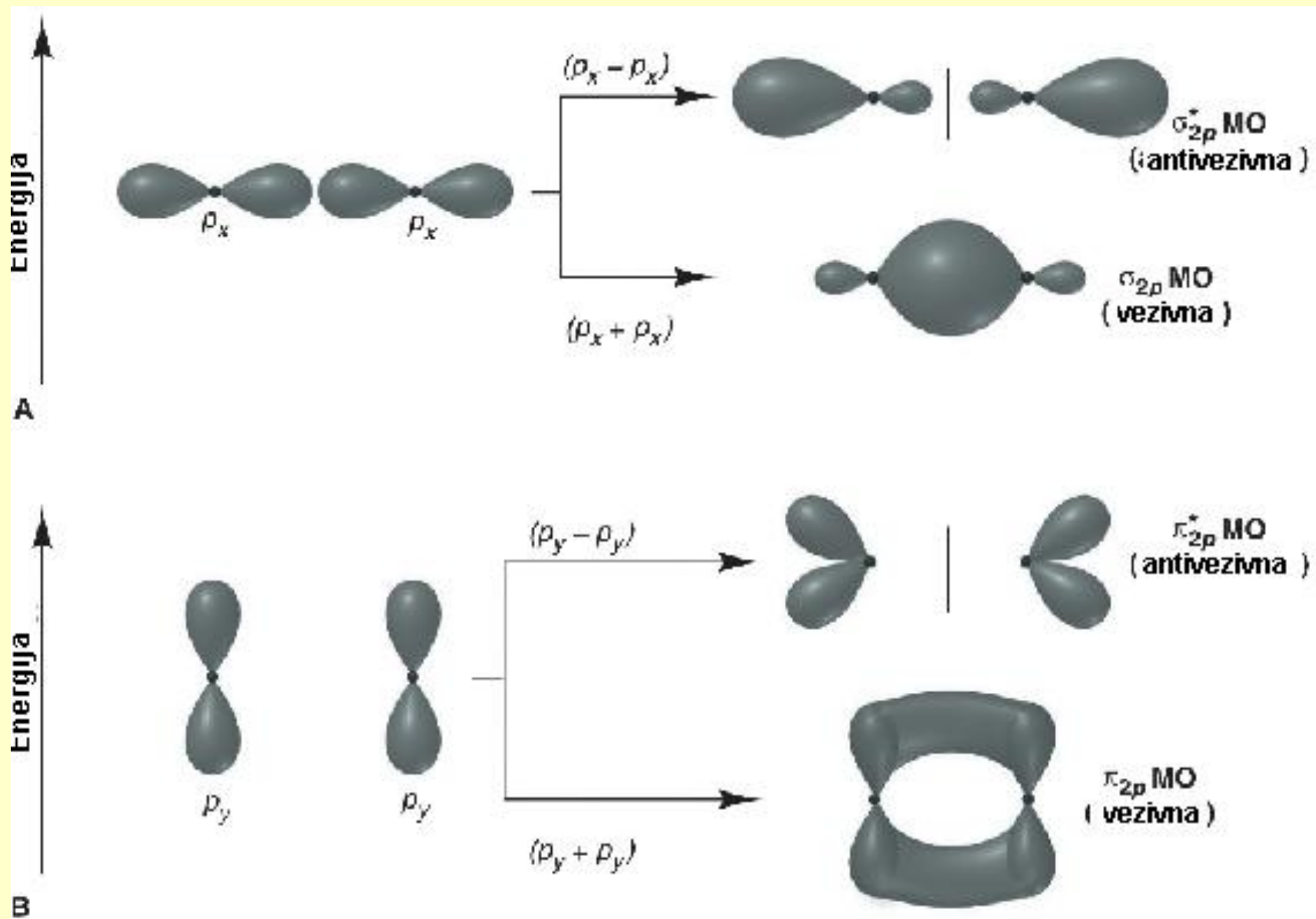
Što više približavamo atome helijuma oni se sve jače odbijaju jedan od drugog



Molekulske orbitale kod H₂



Preklapanje p orbitala



ATOMSKE I MOLEKULSKE ORBITALE POREĐENJE

- **ATOMSKE ORBITALE:** opisuju raspodelu elektrona oko pojedinog jezgra atoma ili jona.
- npr.: s, p... hibridne orbitale sp , sp^2 , sp^3 ...
- **MOLEKULSKE ORBITALE:** opisuju raspodelu elektrona oko dva (ili više) jezgara atoma koji su povezani
- npr.: σ i π veze

σ i π veze

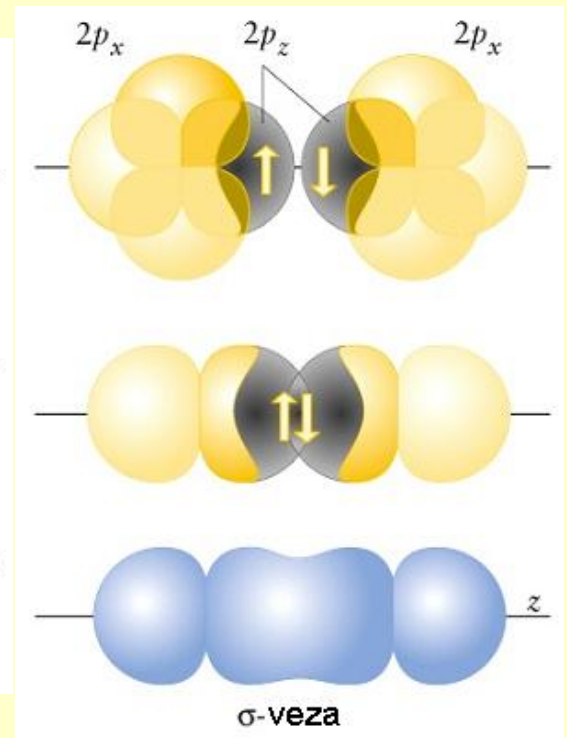
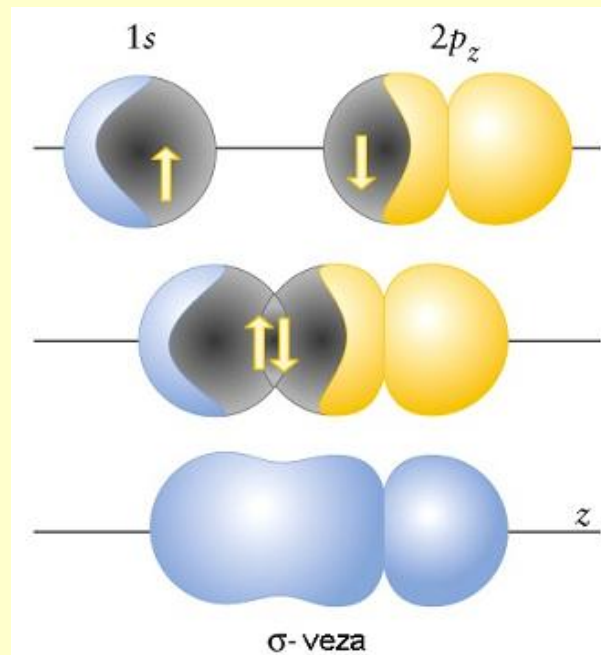
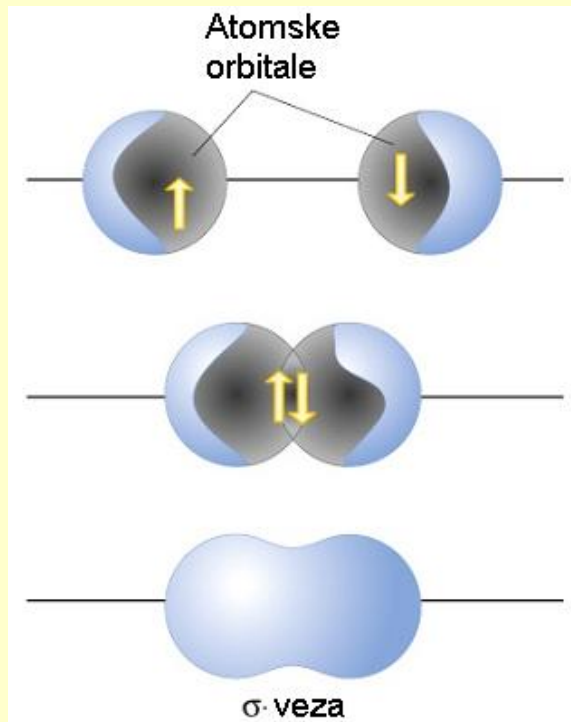
- σ veze prozilaze iz preklapanja atomskih orbitala uzduž ose koja povezuje dva jezgra atoma. Najveća gustina elektrona je između jezgara, uzduž ose koja ih spaja.
- π veze proizilaze iz bočnog preklapanja “p – p” orbitala sa čvorom uzduž ose spajanja. Elektroni se nalaze “iznad” i “ispod” ose spajanja.

Nastajanje σ veza

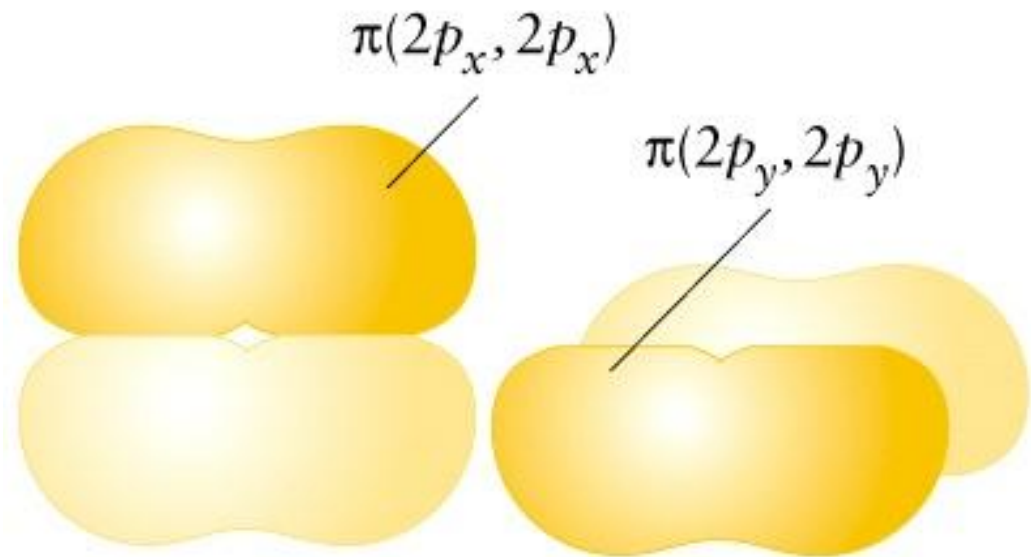
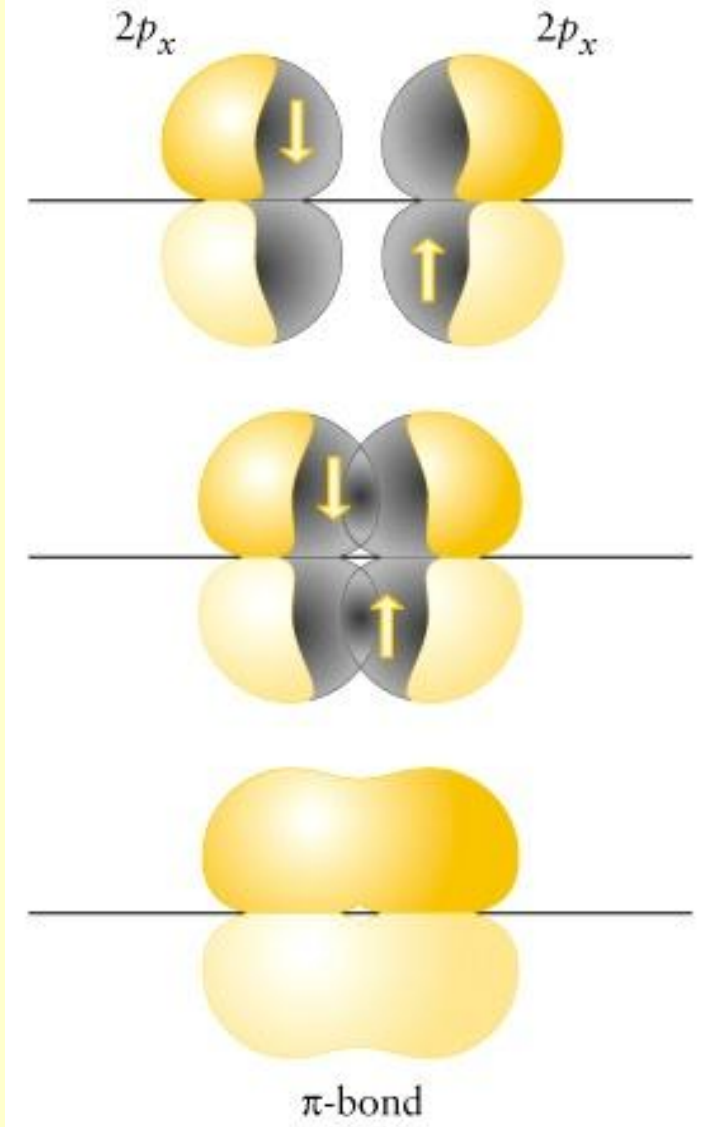
S-S

s-p

p-p



Nastajanje π veze

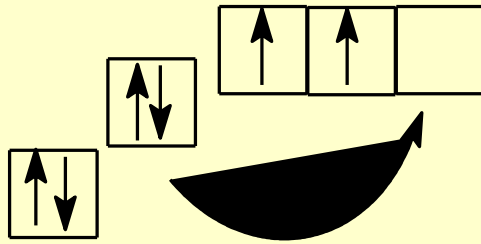


Hibridne orbitale

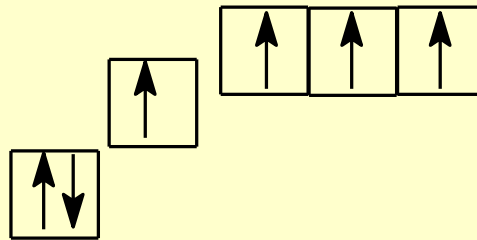
- Hibridne orbitale nastaju hibridizacijom (mešanjem) atomskih orbitala
- Hibridizuju se atomske orbitale bliskih energija (većinom u okviru istog energetskeg nivoa)
- Broj hibridnih orbitala jednak je broju atomskih orbitala koje ulaze u proces hibridizacije
- Hibridne orbitale su jednake i degenerisane tj. imaju istu energiju
- Hibridizacija se odigrava samo prilikom hemijske reakcije
- Vrsta hibridnih orbitala zavisi od vrste i broja atomskih orbitala koje se hibridizuju
- Tipovi hibridnih orbitala : sp , sp^2 , sp^3

Hibridizacija atomskih orbitala

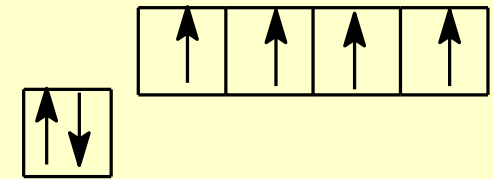
Primer ugljenika



C $1s^2 2s^2 2p^2$
osnovno stanje
2 nesparena e
dvovalentan

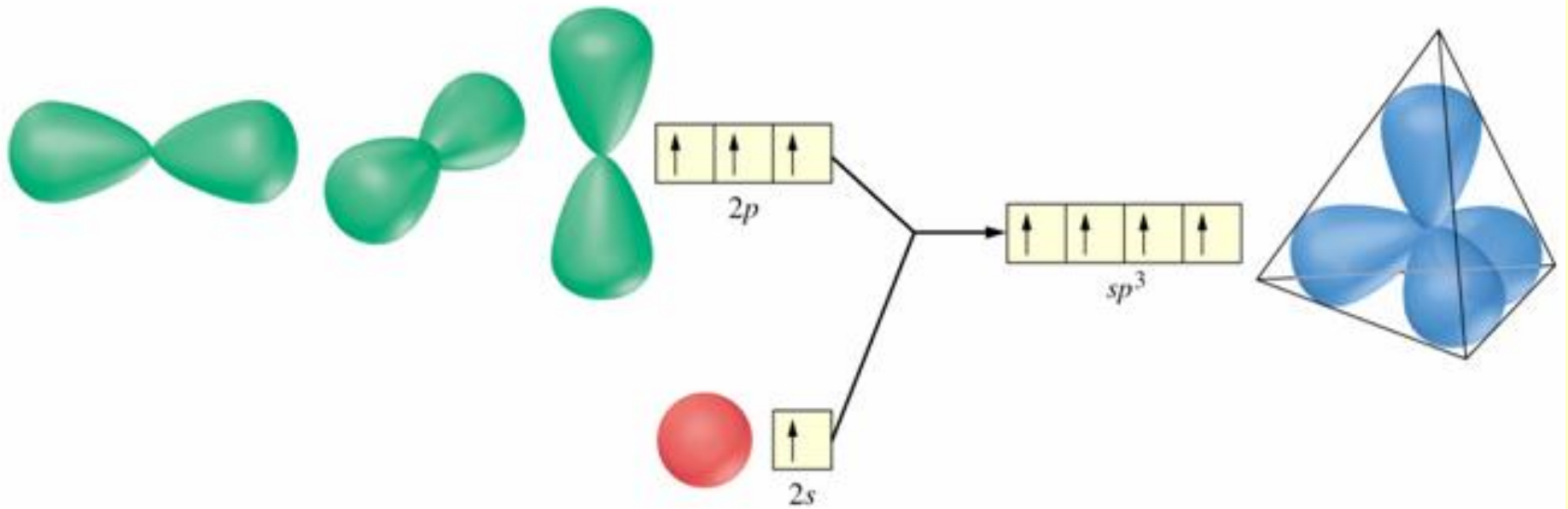


prelaz elektrona
4 nesparena e
cetvorovalentan

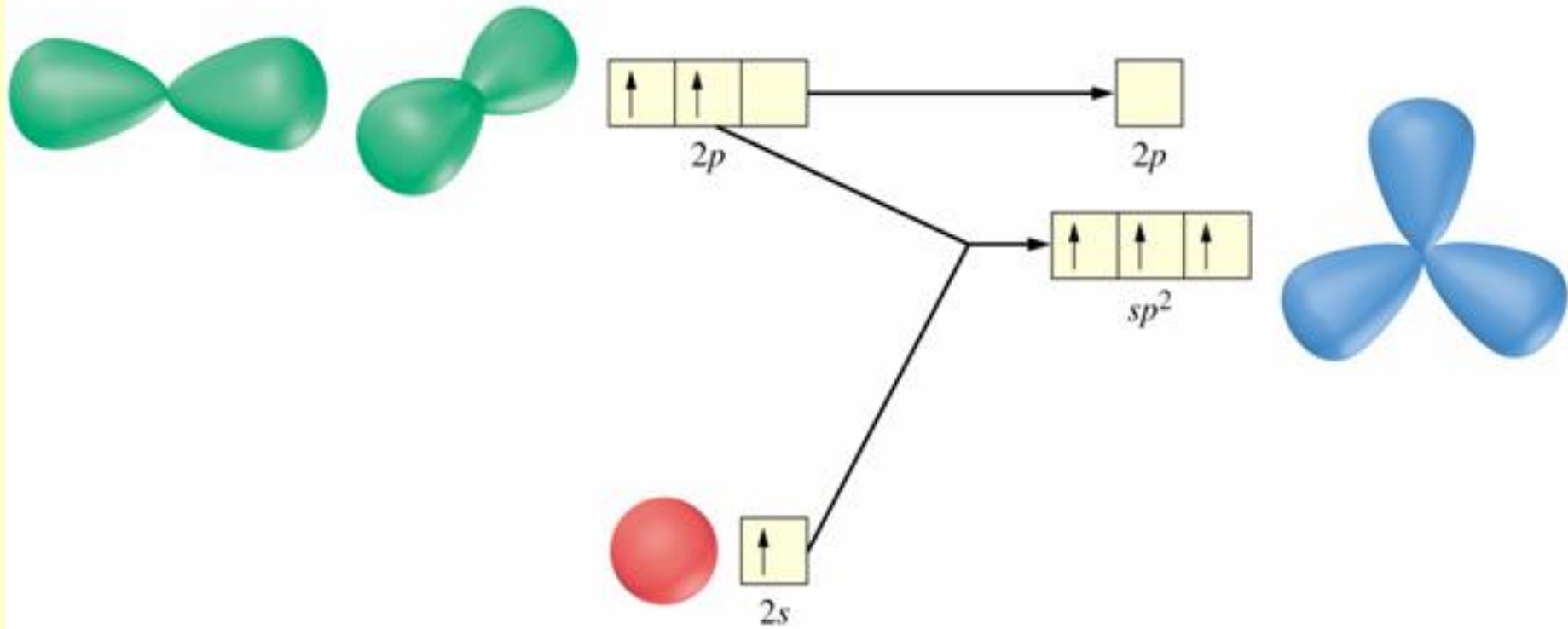


hibridizacija
4 hibridne orbitale
jedna s + tri p sp^3

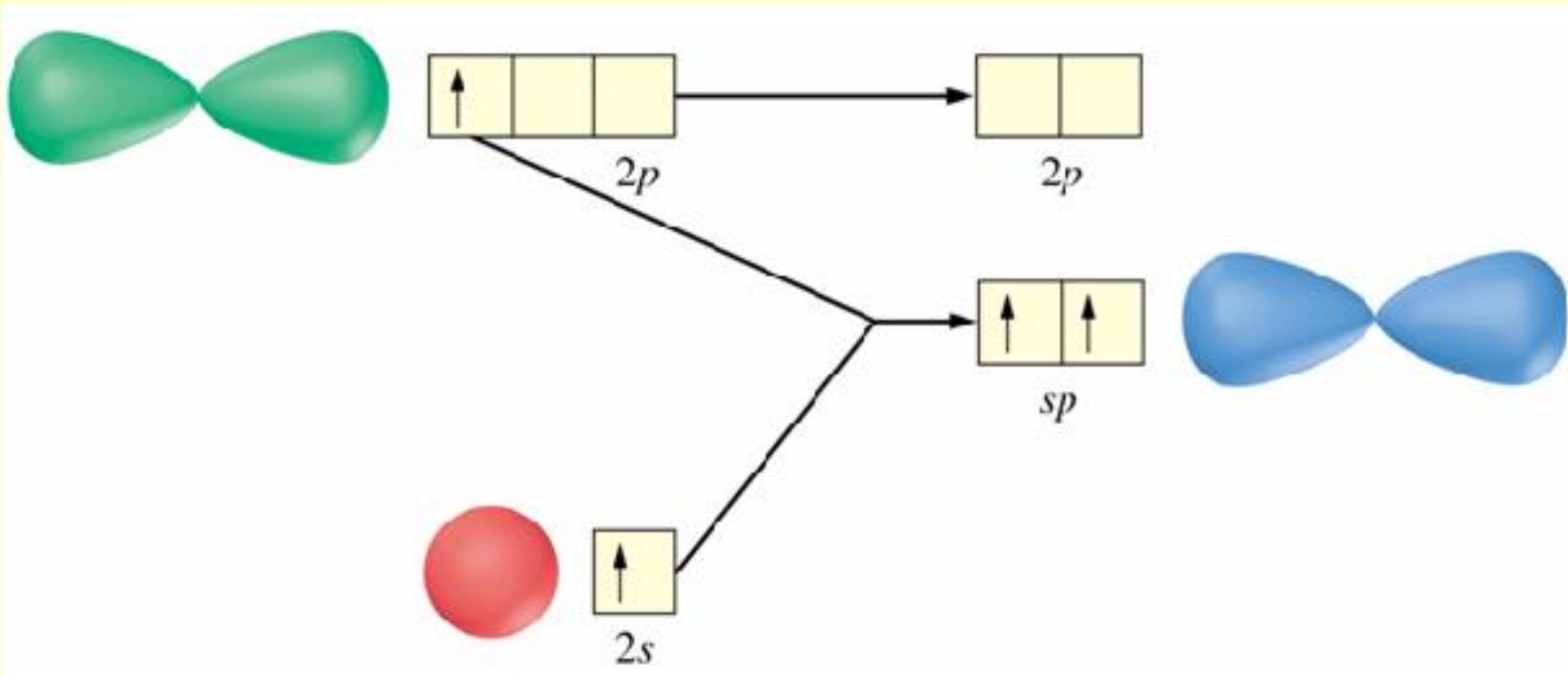
sp^3 hibridizacija



sp^2 hibridizacija



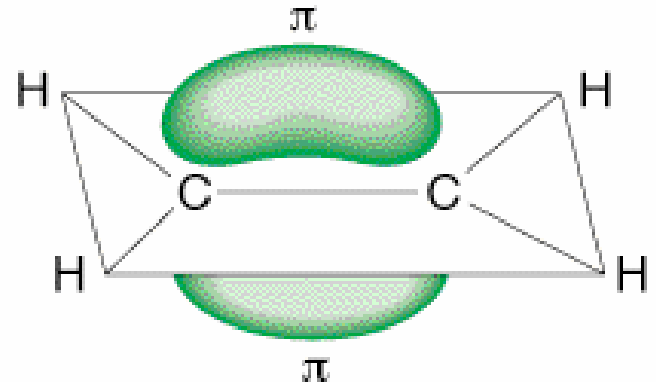
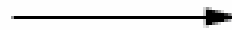
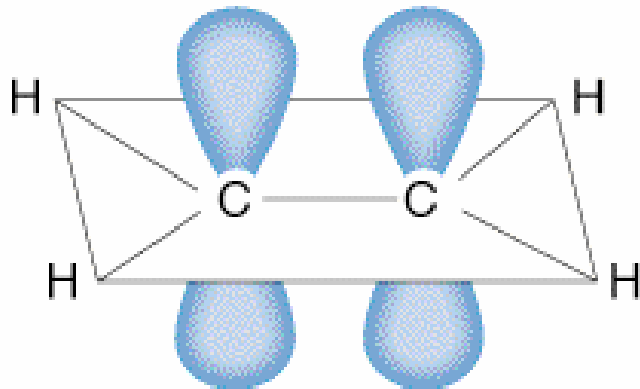
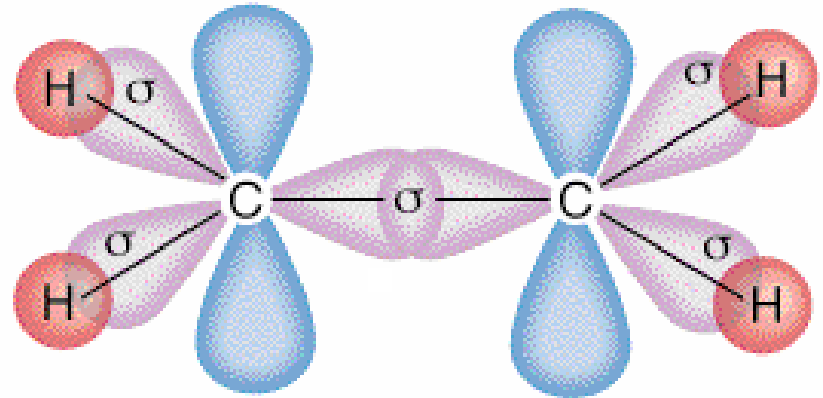
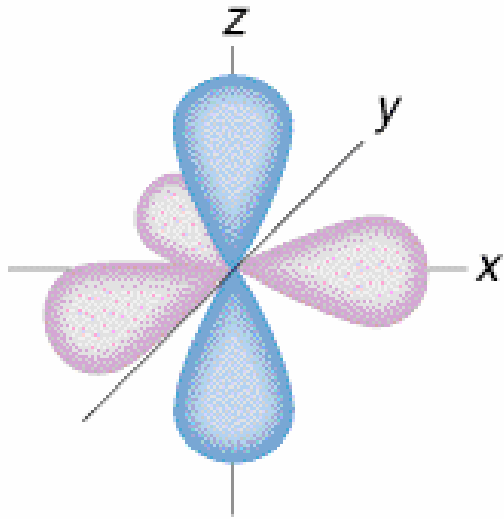
sp hibridizacija

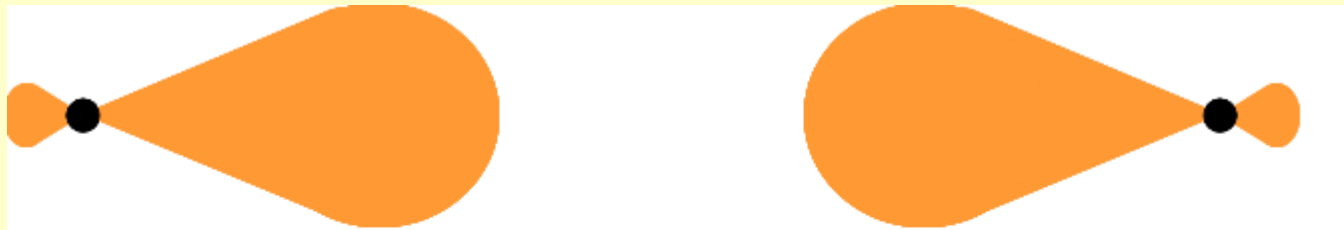


Višestruke veze

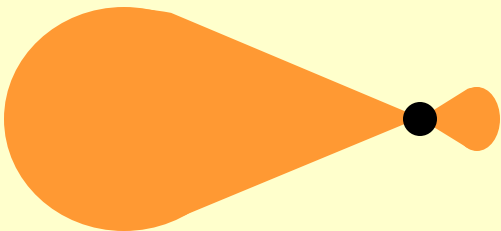
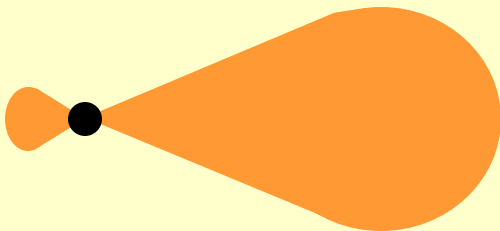
- Sve jednostruke veze su σ veze.
- Dvostruka veza se sastoji od jedne σ veze i jedne π veze.
- Trostruka veza se sastoji od jedne σ veze i dve π veze.

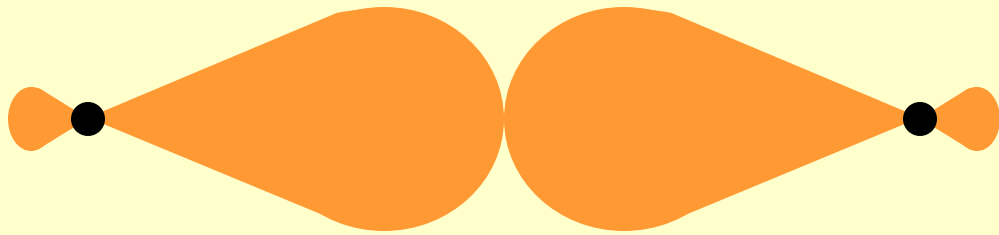
Dvostruka veza primer etena



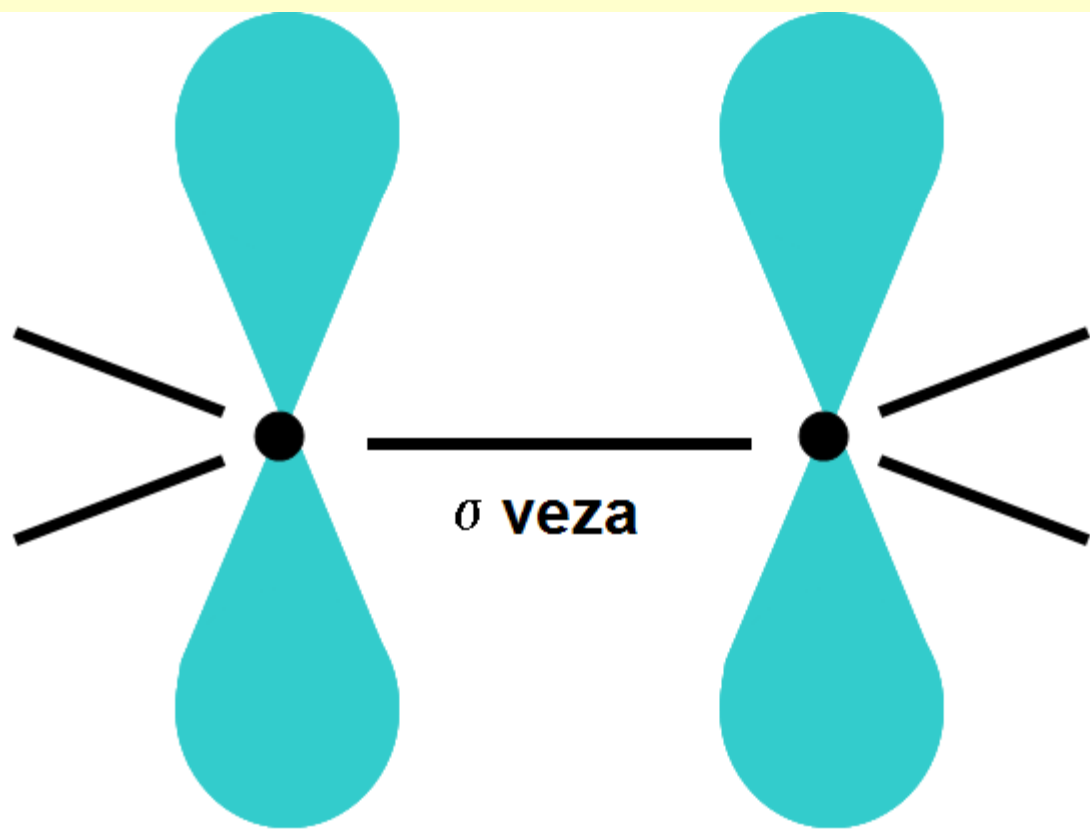


hibridne orbitale - sp , sp^2 , ili sp^3

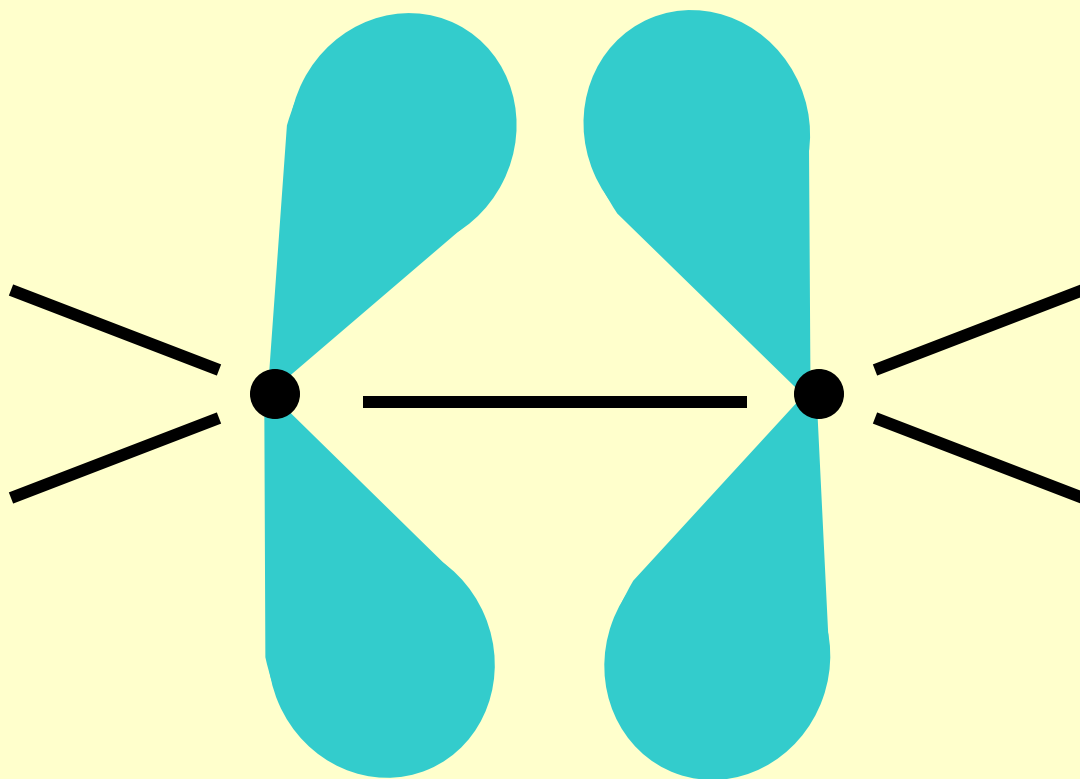


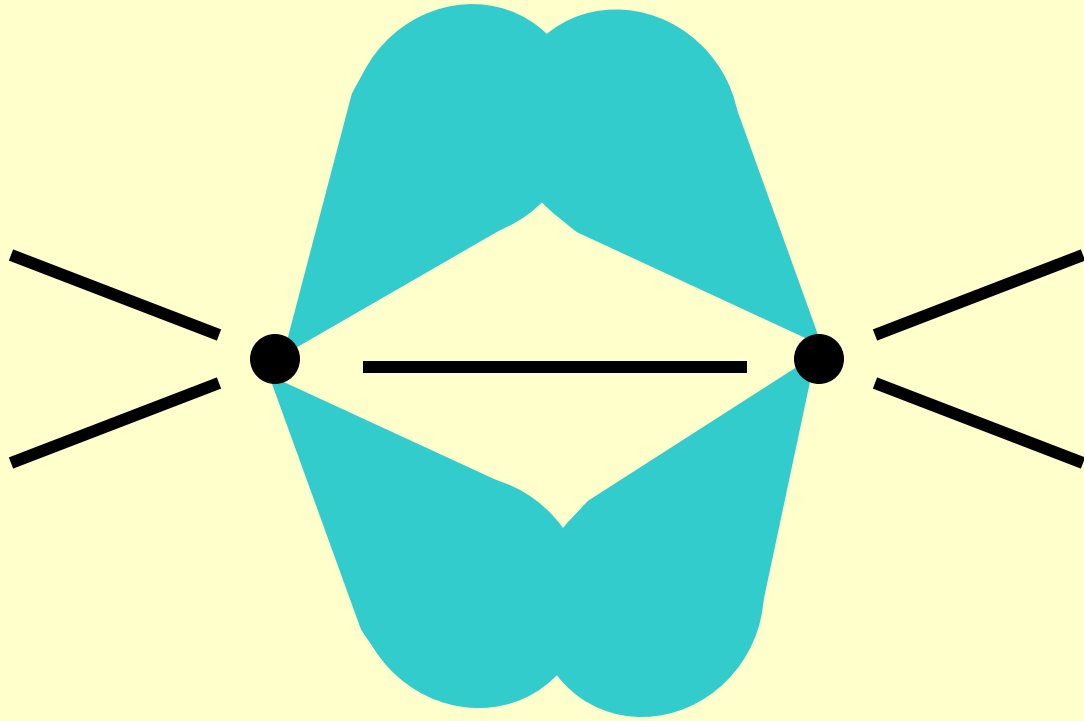


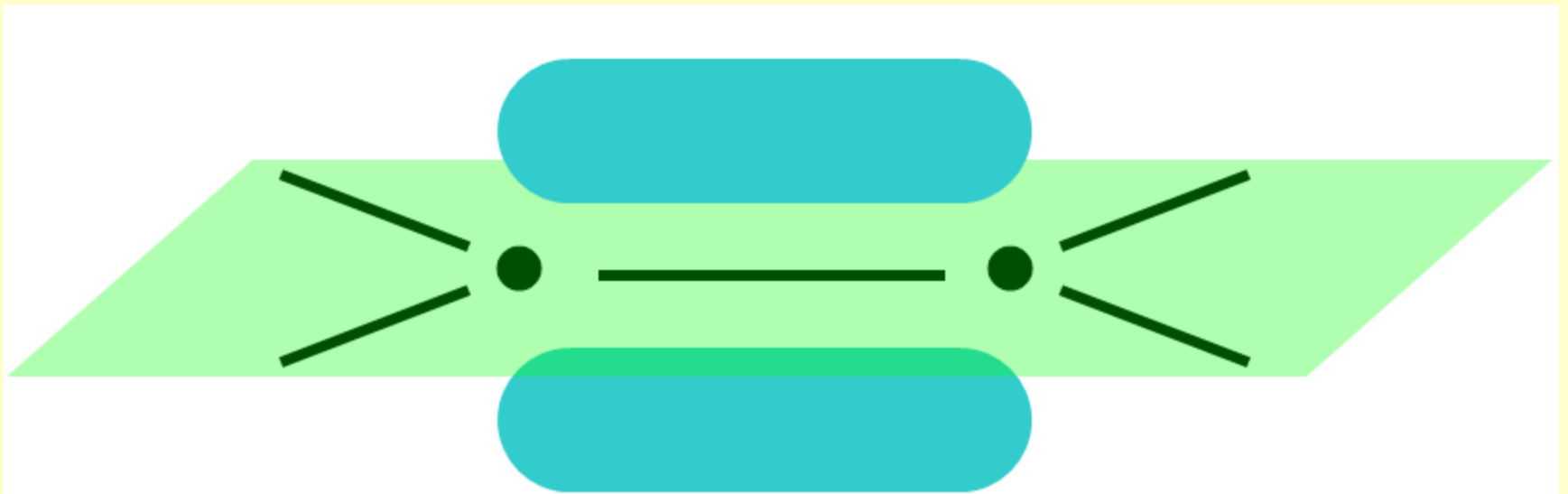




zaostale p orbitale iz sp or sp^2 hibridizacije





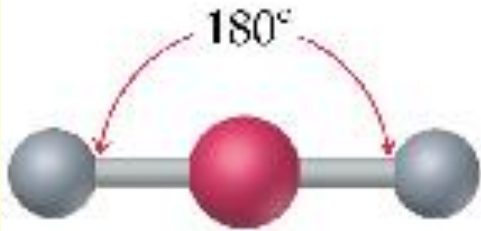


formiranje π veze

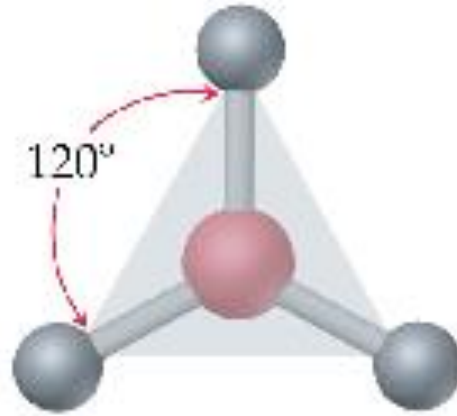
OBLICI MOLEKULA

- Luisove strukture daju samo povezanost atoma
- Oblik molekula određuju uglovi veza
- Teorija odbijanja valencionih elektronskih parova (VSEPR)
- Molekul ima takav trodimenzionalni oblik gde je najmanje moguće međusobno odbijanje grupa elektrona.

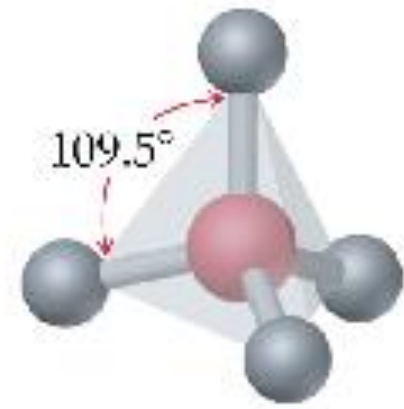
OBLICI MOLEKULA



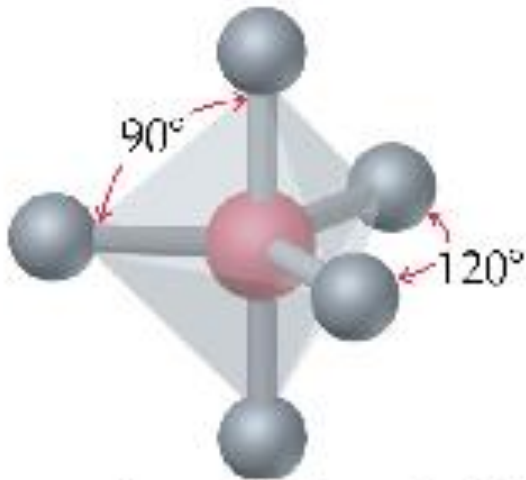
Linearna



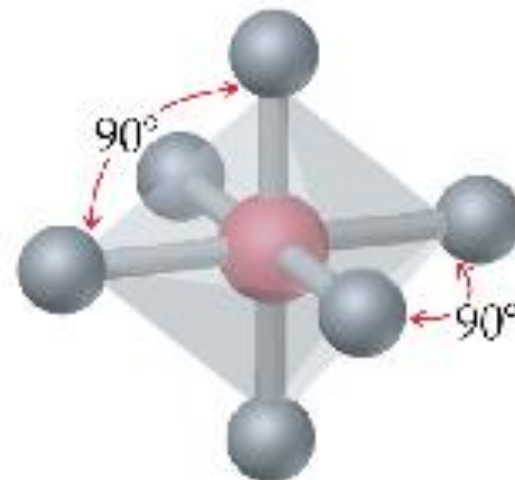
Trigonalna
planarna



Tetraedarska

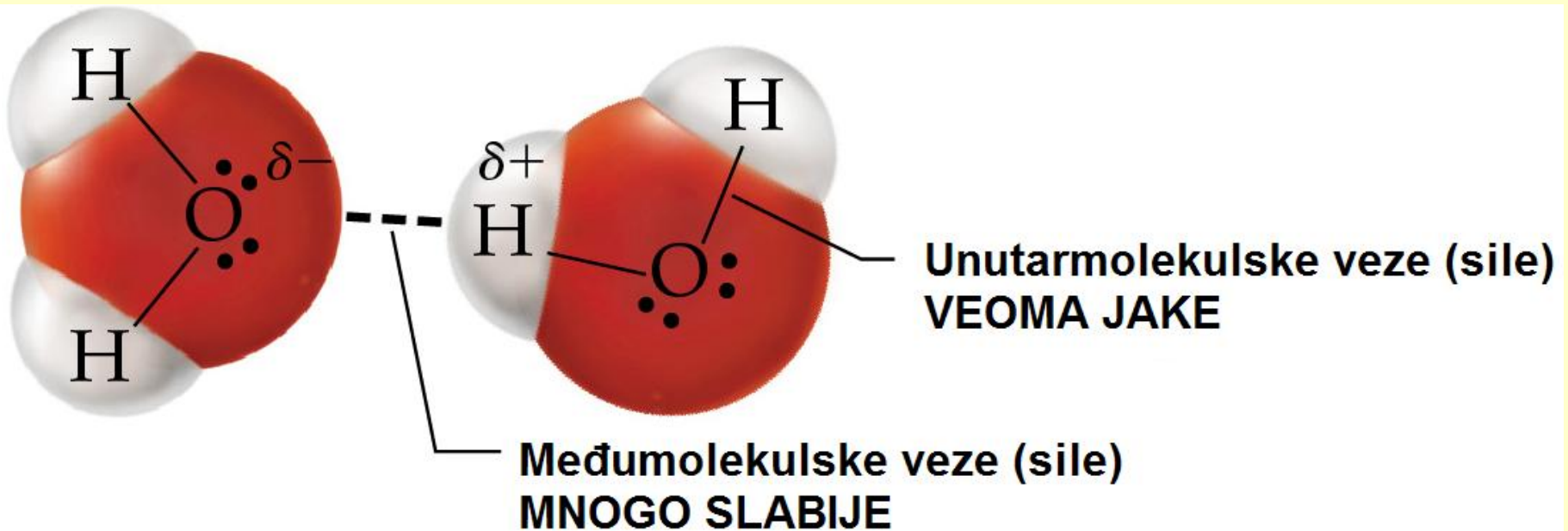


Trigonalna bipiramidalna



Oktahedralna

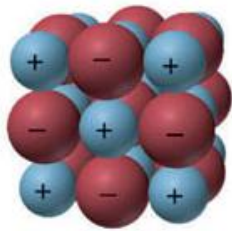

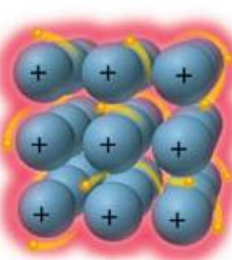
MEĐUMOLEKULSKE INTERAKCIJE









MEĐUMOLEKULSKE INTERAKCIJE

Poređenje unutarmolekulskih i međumolekulskih veza

Unutarmolekulske veze

Veza	Model	Jačina veze (kJ/mol)	Primer
Jonska		400–4000	NaCl
Kovalentna		150–1100	H—H
Metalna		75–1000	Fe

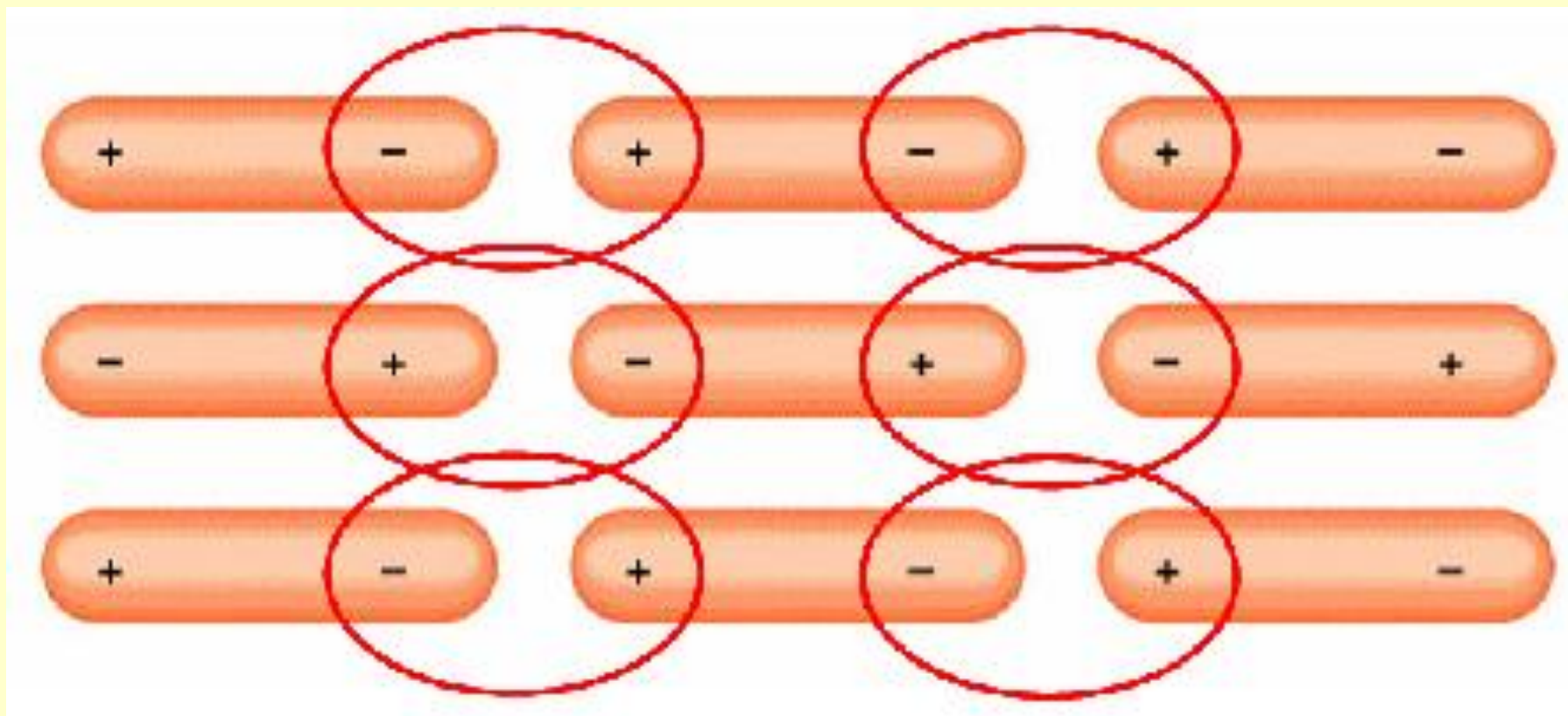
Međumolekulske veze

Veza (interakcija)	Model	Jačina veze (kJ/mol)	Primer
Jon-dipol		40–600	$\text{Na}^+ \cdots \text{O} \begin{matrix} \text{H} \\ \\ \text{H} \end{matrix}$
Vodonična veza		10–40	$\begin{matrix} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{—H} \\ \\ \text{H} \end{matrix} \cdots \begin{matrix} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{—H} \\ \\ \text{H} \end{matrix}$
Dipol-dipol		5–25	$\text{I—Cl} \cdots \text{I—Cl}$
Jon-indukovani dipol		3–15	$\text{Fe}^{2+} \cdots \text{O}_2$
Dipol-indukovani dipol		2–10	$\text{H—Cl} \cdots \text{Cl—Cl}$
Disperzione (Londonove sile) Indukovani dipol - indukovani dipol		0.05–40	$\text{F—F} \cdots \text{F—F}$

MEĐUMOLEKULSKE INTERAKCIJE

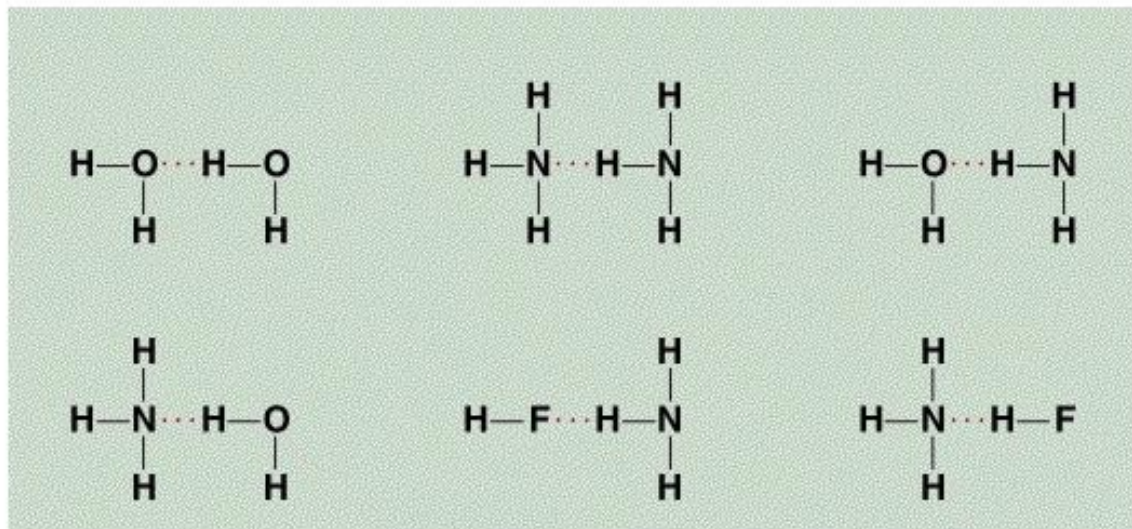
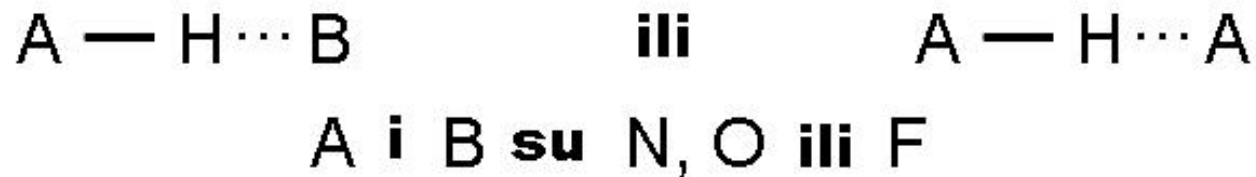
DIPOL – DIPOL INTERAKCIJE

- Privlačne sile između polarnih molekula

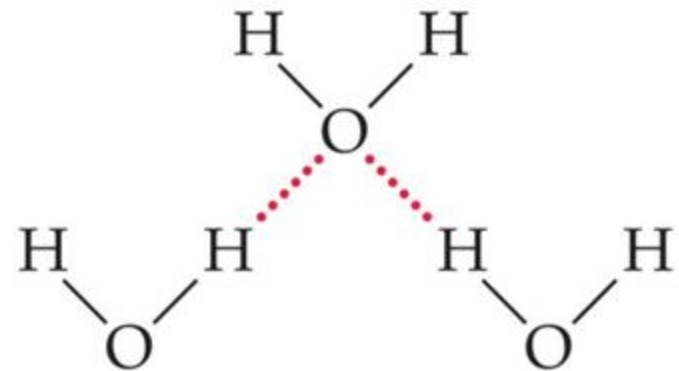
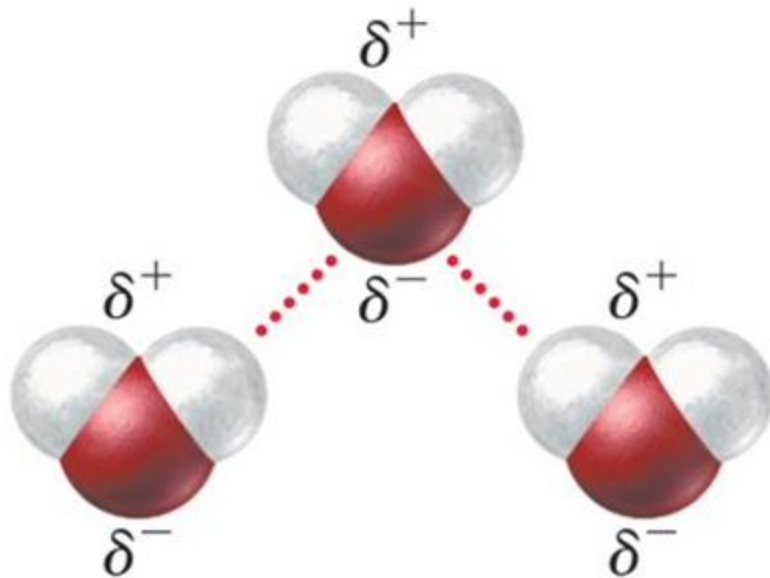
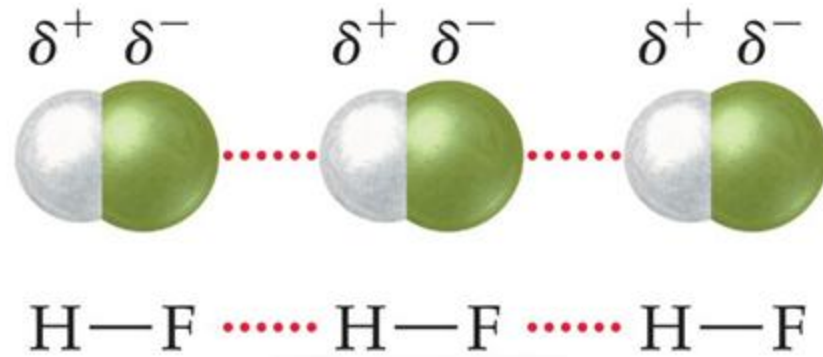


VODONIČNA VEZA

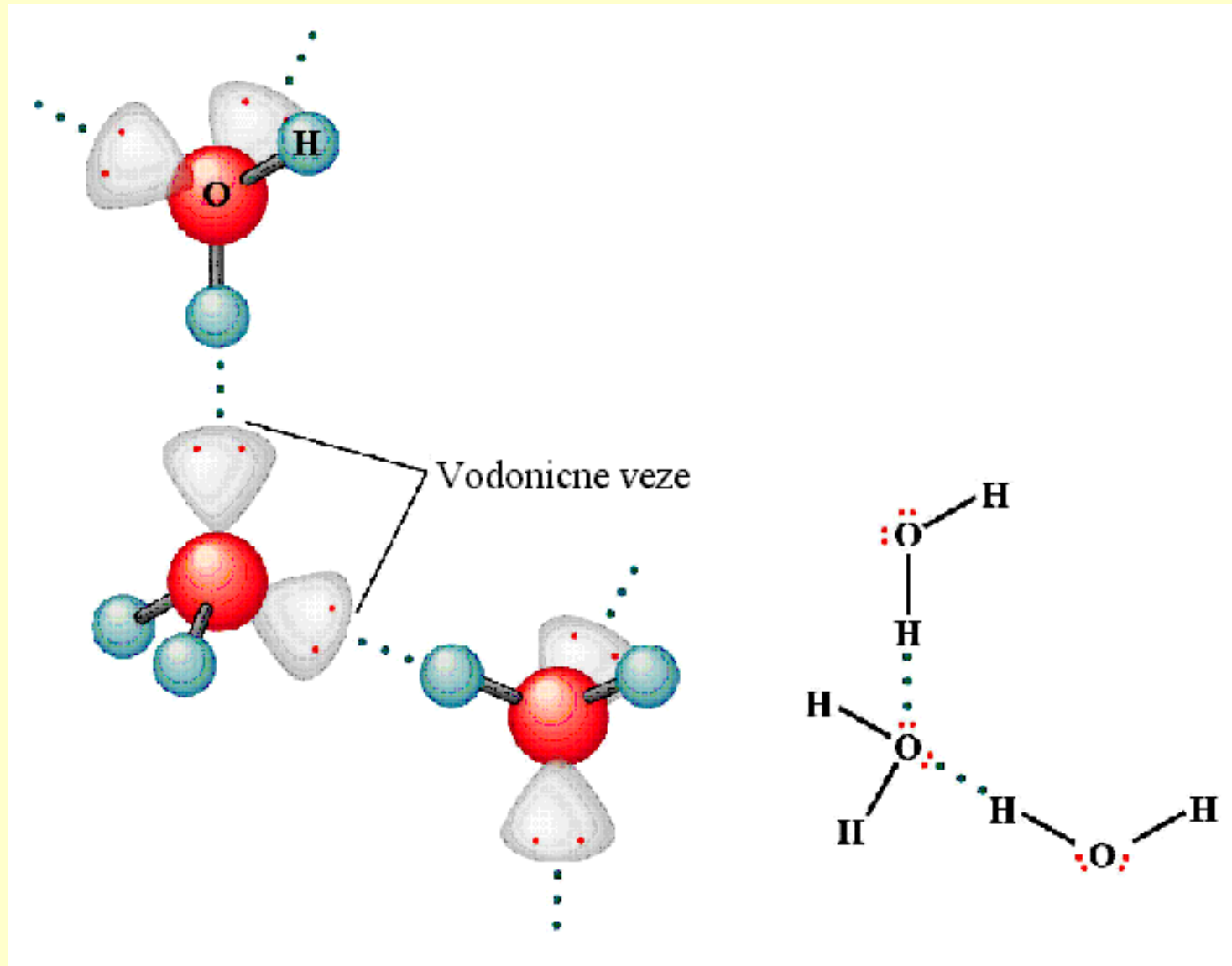
- Vodonična veza je posebna vrsta dipol – dipol interakcije između vodonikovih atoma u polarnim N-H, O-H ili F-H vezama i elektronegativnih atoma O, N ili F.



VODONIČNA VEZA

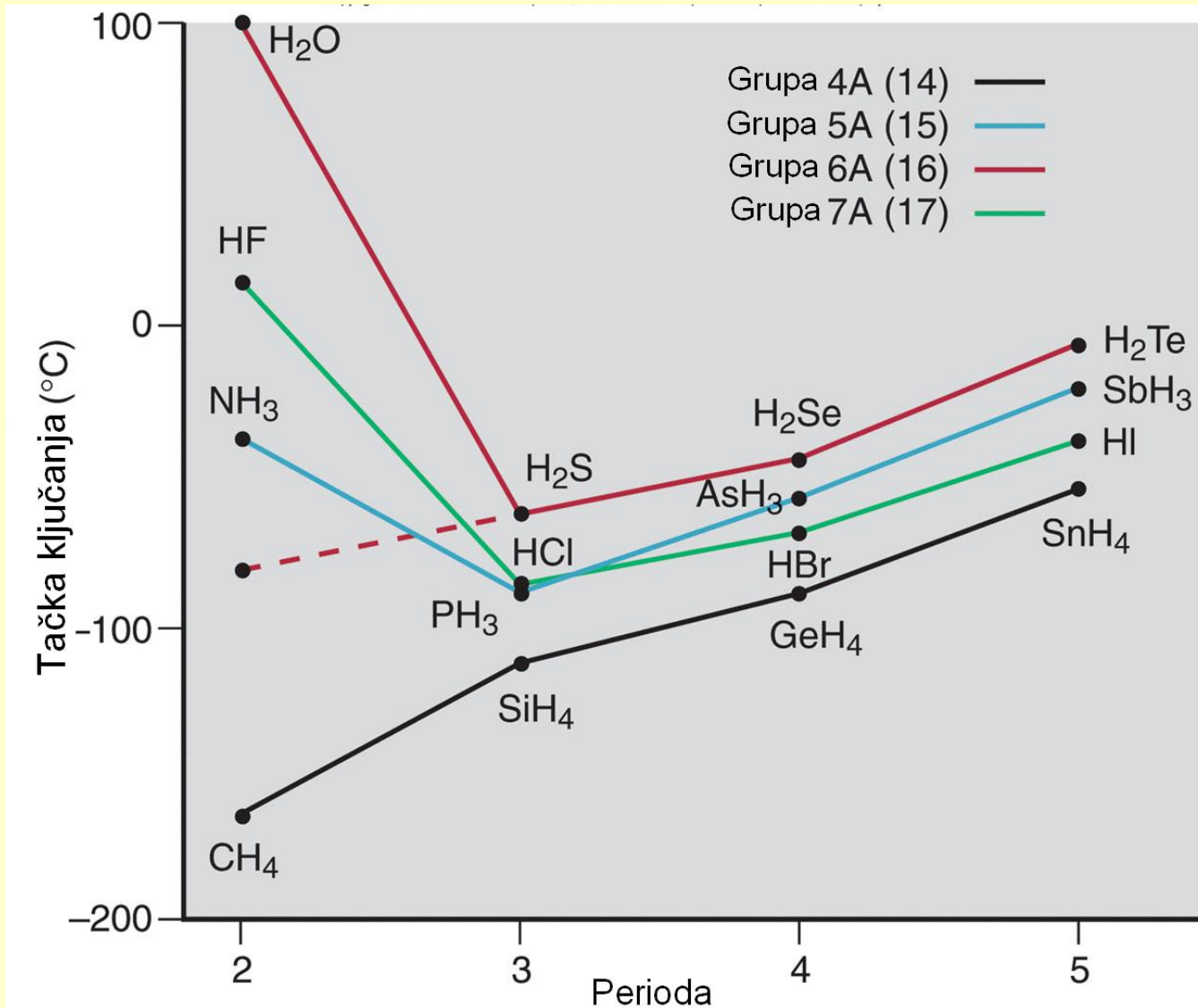


Vodonična veza kod vode

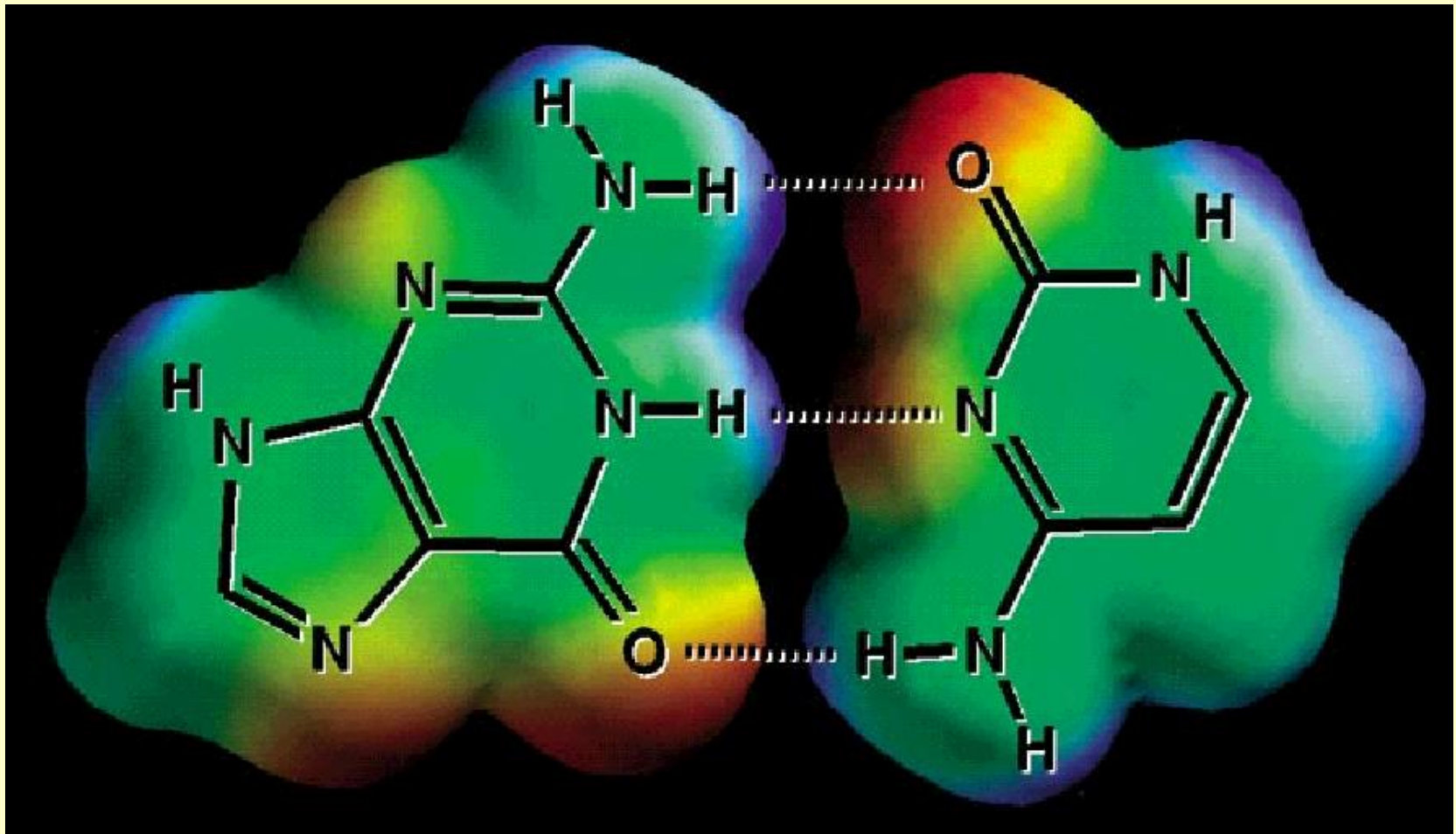


VODONIČNA VEZA

Tačke ključanja hidrida elemenata 4, 5, 6 i 7 grupe PSE



Vodonična veza u DNA



Tipovi i jačina vodonične veze

Opšti tip: $X - H \cdots X$

Tip veze	Energija veze (kJ/mol)
$F - H \cdots F$	29
$O - H \cdots O$	25 – 33
$O - H \cdots N$	29
$N - H \cdots F$	21
$N - H \cdots O$	8 – 17
$N - H \cdots N$	8 – 17

METALNA VEZA

- Metalnu vezu čine delokalizovani elektroni
- Kristalna rešetka metala se sastoji od jona metala i delokalizovanih elektrona (elektronski gas)
- Metalna veza nije usmerena u prostoru
- Metalna veza objašnjava sledeće osobine metala: električna i toplotna provodljivost, fotoelektrični efekat, kovnost, sposobnost izvlačenja u žice i folije

