

## Kemijska veza

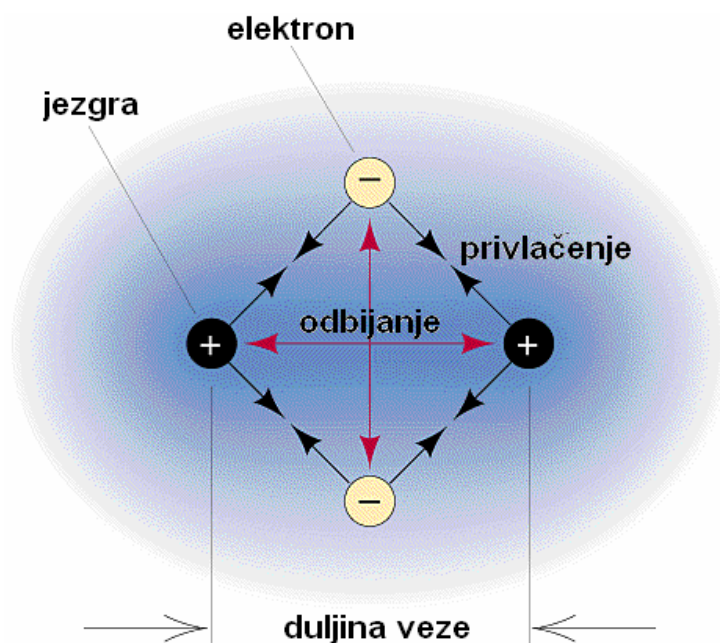
Kemijski spojevi nastaju povezivanjem dva ili više atoma. Spoj koji nastane je stabilan jedino ako je ukupna energija povezanih atoma manja od energije razdvojenih atoma. Veza koja nastane kao posljedica privlačenja dva ili više atoma u spoj zove se **kemijska veza** (*intramolekulna*). Kemijske veze proizvoljno dijelimo u dvije vrste: **kovalentnu** i **ionsku** vezu. Ostale vrste kemijskih veza su kovinska i vodikova veza (H-veza može biti i *intermolekulna*). Osim vodikove, postoje i druge intermolekulne veze koje povezuju atome susjednih molekula u tekućinama a karakterizirane su *van der Waalsovим silama*.

Glavne vrste veza koje ćemo raspraviti u ovom poglavlju jesu: ionska, kovalentna, kovinska, koordinativna, vodikova, ion-dipolna, van der Waalsova i disperzijska.

### Elektronska teorija valencije

---

Sila koja međusobno povezuje atome u molekuli je **elektrostatska sila privlačenja** pozitivno nabijenih jezgara i negativno nabijenih elektrona (jednako *kao i u atomu*). **Razlika** između atoma i molekule svodi se na činjenicu da u atomu nema **elektrostatskog odbijanja** između pozitivno nabijenih jezgara (postoji samo jedna jezgra) nego samo međusobno odbijanje elektrona!



Pojednostavljena slika molekule vodika, H<sub>2</sub>.

Da bi molekula postojala, njena energija mora biti **manja** od energije razdvojenih atoma, odnosno u molekuli moraju sile privlačenja biti snažnije od sila odbijanja.

Povezivanjem atoma istog ili različitih elemenata nastaju molekule elementarne tvari odnosno spoja.

Svojstvo atoma nekog elementa da se spaja s točno određenim brojem atoma drugog elementa zovemo **valencija**. Elementi mogu biti **multivalentni**, a atomi istog elementa mogu pokazivati različite valentnosti.

**Vodik** je element čiji se atomi uvijek vežu samo s jednim atomom nekog elementa pa za njega kažemo da je **monovalentan**. Zbog toga se valentnost ostalih elemenata određuju prema vodik.

G. N. Lewis, W. Kossel i L. Langmuir postavili **elektronsku teoriju valencije**, prema kojoj se atomi spajaju djelovanjem **valentnih** (vanjskih) elektrona.

Međusobnim povezivanjem atoma **smanjuje se energija** sustava i to:

1. stvaranjem tzv. **zajedničkog elektronskog para** koji smanjuje međusobno odbijanje pozitivno nabijenih atomskih jezgara.
2. stvaranjem **kationa i aniona** koji međusobnim privlačenjem ili solvativiranjem smanjuju potencijalnu energiju sustava.


Prvi način vezivanja svojstven je kovalentnim (**kovalentna veza**) a drugi ionskim spojevima (**ionska veza**).

U stvarnosti ne postoji savršena podjela na opisane dvije vrste veza nego najčešće govorimo o **djelomičnim ionskim i kovalentnim svojstvima** (karakteru) veze. Udio ionskih i kovalentnih svojstava veze može se eksperimentalno odrediti i teorijski izračunati.

Vrsta veze koja će nastati ovisi o **elektronskoj konfiguraciji** atoma elemenata odnosno o njihovoj **elektronegativnosti**.

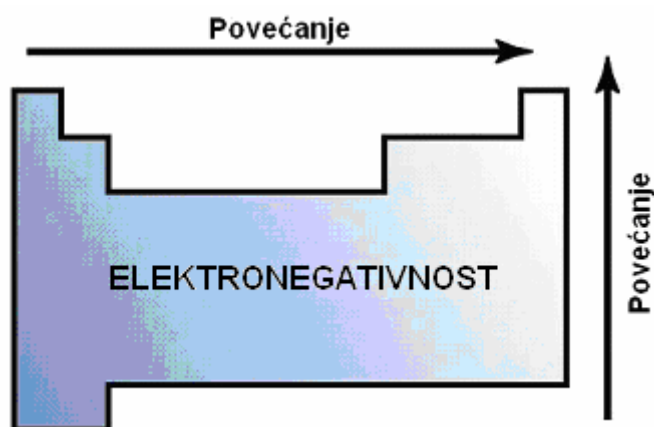
**Elektronegativnost** nekog elementa je svojstvo njegovih atoma da u molekuli prema sebi *privuku elektronsku gustoću iz veze* kojom su spojeni s nekim drugim atomom. Brojčana vrijednost elektronegativnosti ovisi o položaju elementa u periodnom sustavu elemenata.

### Elektronegativnosti elemenata glavnih skupina periodnog sustava elemenata

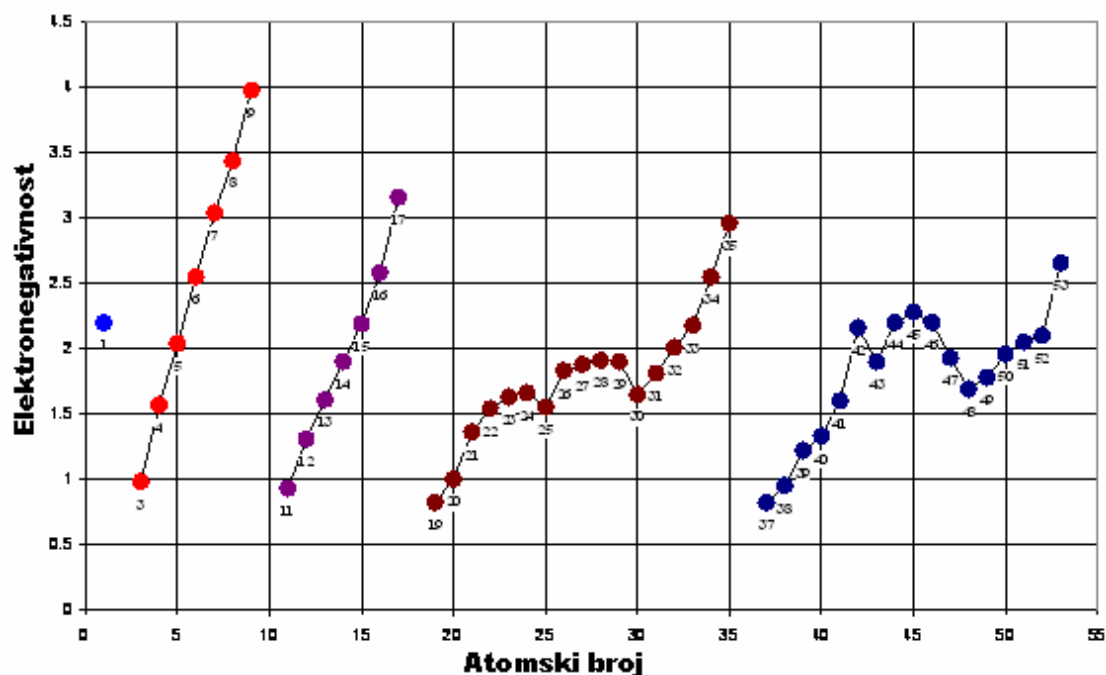
								H 2,2	He
Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne	<b>Elektronegativnost</b>  4,0- 3,0-3,9 2,0-2,9 1,0-1,9 0-0,99	
Na 0,93	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar		
K 0,82	Ca 1,3	Ga 1,6	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0	Kr		
Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7	Xe		
Cs 0,79	Ba 0,89	Tl 2,0	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At	Rn		

s
  p

Elektronegativnost je posljedica djelovanja pozitivnog naboja jezgre na elektrone pa se općenito može ustvrditi da *elektronegativnost elemenata raste od donjeg lijevog prema gornjem desnom kutu periodnog sustava elemenata.*



Porastom rednog broja elemenata u *istoj periodi*, tj. pomicanjem na desno po periodi, broj protona u jezgri se povećava te oni sve jače privlače elektrone koji se nalaze u jezgrinom dohvat. U *istoj skupini* periodnog sustava pomicanjem naniže elektronegativnost elemenata se smanjuje zbog porasta glavnog kvantnog broja  $n$  koji definira periodu odnosno broj ljusaka. Povećanjem  $n$  raste broj unutrašnjih elektrona koji zasjenjuju pozitivan naboj jezgre i time slabe privlačnu silu jezgre kojom ona privlači vezne elektrone.



Prema **Linusu Paulingu** ionski karakter veze ovisi o razlici elektronegativnosti atoma uključenih u vezu:

Razlika. elektronegativnosti	% Ionski karakter
0.1	1%
1.1	26%
1.7	51%
2.4	76%
3.2	92%

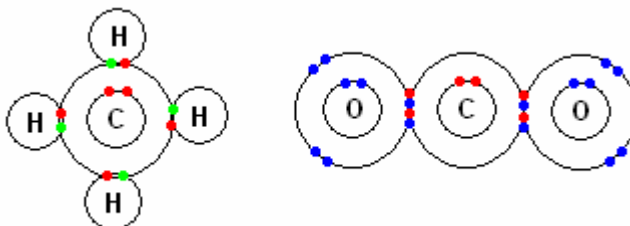
**Primjer:** vodik spada u **Ia** skupinu a klor u **VIIa** skupinu periodnog sustava elemenata pa klor ima veću elektronegativnost. Zbog većeg broja protona u jezgri klorovog atoma on će privući elektronsku gustoću koja ga povezuje s atomom vodika u molekulu klorovodika (HCl). Posljedica toga je negativno nabijen dio molekule HCl kojega zauzima atom klora i pozitivno nabijen dio kojega zauzima atom vodika. Elektronegativnost vodika je 2.2 a klora 3.2, tj. razlika elektronegativnosti je 1 a to prema gornjoj tablici, vezi u molekuli klorovodika daje oko 20% ionskog karaktera. Molekula klorovodika ima **dva** pola tj predstavlja **dipol**, a takve molekule zovemo **polarne molekule**.



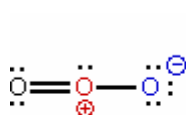
## Kovalentna veza

Prvi uspješan model kemijske veze koji se temeljio na elektronskoj strukturi predložio je G. N. **Lewis** 1916. godine, tzv. **teoriju valentne veze** (VB teorija). Tom teorijom u kemiju se uvode pojmovi kao što su sparivanje spinova,  $\sigma$  i  $\pi$  veza, hibridizacija, rezonancija, itd. Terija se vrlo često upotrebljava u opisivanju svojstava i reakcija **organskih spojeva**. Osnovne postavke teorije mogu se sumirati kako slijedi.

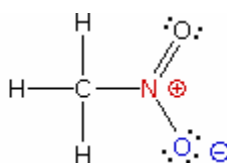
- Temelj kovalentne veze je **zajednički elektronski par**.



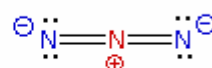
- Svaki par valentnih elektrona koji nije uključen u vezu zovemo **slobodni elektronski par**
- Svaki atom u molekuli stvara zajedničke elektronske parove dok njima ne postigne **oktet** u valentnoj ljusci odnosno konfiguraciju najbližeg plemenitog plina) što nazivamo **oktetno pravilo** (osim vodika)
- **Formalni nabojni broj atoma** u molekuli jednak je zbroju svih valentnih elektrona **umanjen** za broj elektrona u slobodnim elektronskim parovima i  $\frac{1}{2}$  elektrona u zajedničkim elektronskim parovima na tom atomu. U pravilu **struktura s najmanjim formalnim nabojem pojedinih atoma** je najvjerojatnija (0, +1 i -1 su uobičajeni formalni naboji). Postoji jednostavan način određivanja formalnog nabojnog broja atoma u molekuli, koji se temelji na pravilu da su pozitivno nabijeni kovalentno vezani atomi s postignutim oktetom valentne ljuske ako im je valentnost veća od „normalne“, a negativno su nabijeni oni kojima je valentnost manja od „normalne“. Kada se zajednički elektronski par pripiše samo jednom od vezanih atoma, nastaje lokalno razdvajanje naboja kako je to pokazano na sljedećoj slici:



Ozon



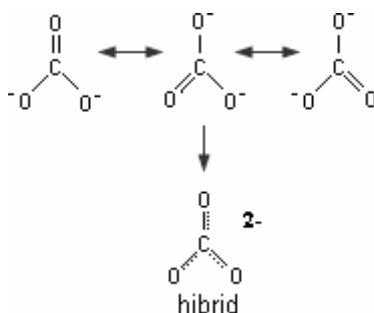
Nitrometan



Azidni ion

U formuli ozona središnji kisikov atom je trovalentan (dvovalentnost je „normalna“ za kisikov atom) te je pozitivno nabijen dok je desni kisikov atom jednovalentan pa je negativno nabijen. Ukupni naboj molekule ozona je 0. Dušikov atom u nitrometanu je četverovalentan (trovalentnost je „normalna“ za dušikov atom) pa nosi pozitivan naboj dok je donji kisikov atom jednovalentan pa je negativno nabijen. Molekula nije nabijena. Središnji atom azidnog iona je četverovalentan pa nosi pozitivan naboj a krajnji dušikovi atomi su dvovalentni pa su negativno nabijeni. Azidni ion je ukupnog naboja  $-1$ .

- **Oksidacijski broj atoma** je efektivni naboj atoma u molekuli pod pretpostavkom da su oba elektrona zajedničkog elektronskog para potpuno pridružena elektronegativnijem atomu.
- Ponderirana mješavina svih elektronskih struktura koje je moguće predvidjeti za jednu molekulu zovemo **rezonantna struktura** ili **rezonantni hibrid**, a povezanost rezonantnih struktura simbolizira znak  $\leftrightarrow$ .

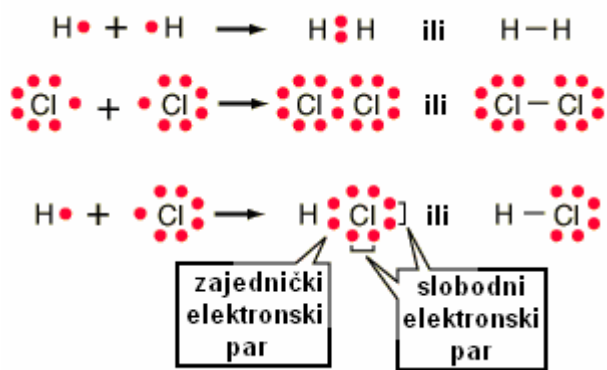


- Miješanje  $N$  atomskih orbitala radio nastajnja  $N$  hibridnih atomskih orbitala zovemo **hibridizacija**.

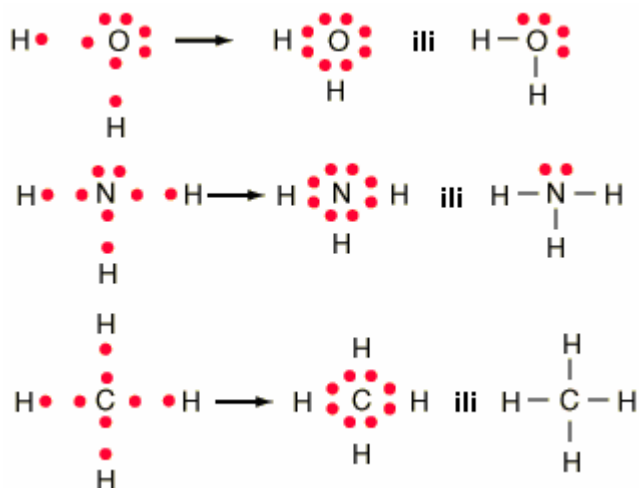
### **Lewisove strukture**

Koncept veznog elektronskog para je uvjetovan postojanjem **nesparenih valentnih elektrona** suprotnih spinova. Upotrebom Lewisovih simbola i Lewisovih struktura moguće je pokazati stvaranje mnogih spojeva. U Lewisovim simbolima unutrašnje elektronske ljuske uključene su u simbol elementa a valentni elektroni prikazani su kao točke. Točke su skupljene u 4 skupine s po jednim ili dva elektrona pri čemu 8 elektrona simbolizira popunjenu (zatvorenu) ljusku, odnosno odgovara elektronskoj konfiguraciji najbližeg plemenitog plina. Na sljedećoj slici pokazani su Lewisovi simboli elemenata glavnih skupina Periodnog sustava,

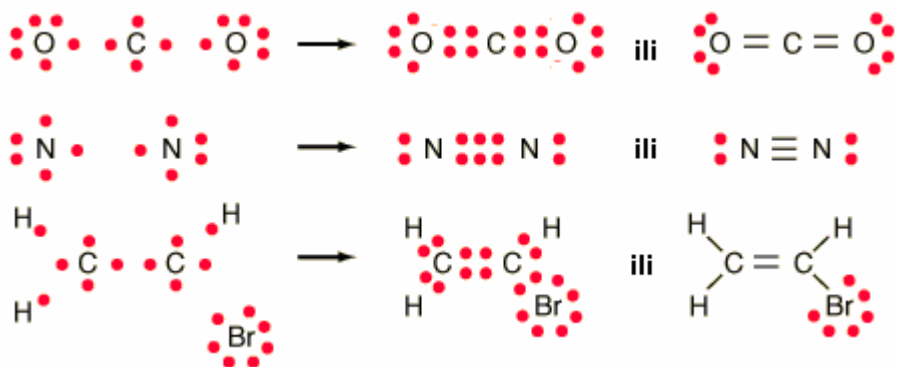
Na sljedećoj shemi Lewisovim simbolima i strukturama pokazano je nastajanje molekule vodika, klora i klorovodika.



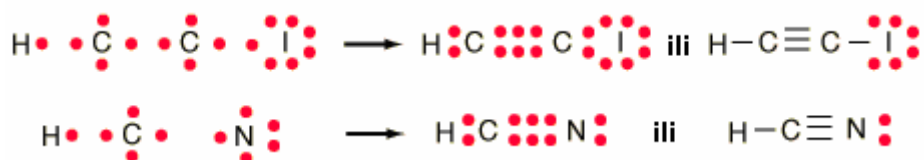
Lewisovi simboli i strukture mogu biti upotrebljene za prikazivanje višestrukih veza no za prikazivanje trodimenzionalne geometrije stvorenih molekula nužni su dodatni podaci. Na sljedećoj shemi Lewisovim simbolima i strukturama pokazano je nastajanje više jednostrukih veza u molekulama vode, amonijaka i metana.



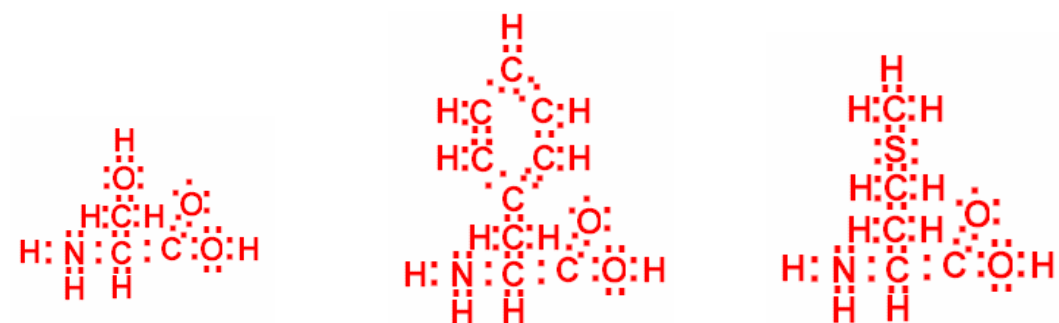
Lewisovi simboli i strukture su prikladne i za prikazivanje dvostrukih i trostrukih veza kako je to pokazano za molekule ugljičnog dioksida, dušika, brometena, iodetina i cijanovodične kiseline.



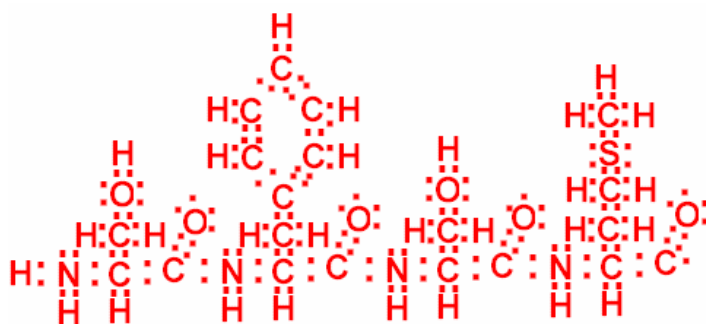




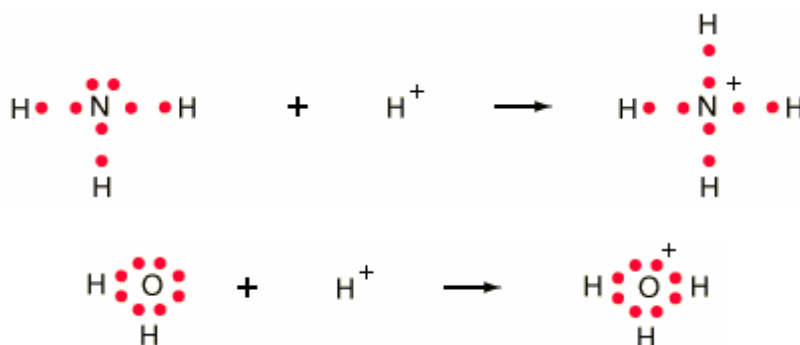
Na sljedećoj slici su pokazane Lewisove strukture amino kiselina: serina, tirozina i metionina,



te polipeptida



Postojanje **slobodnog elektronskog para** u valentnoj ljusci omogućava stvaranje dodatne kovalentne veze:



To svojstvo pokazuju elementi **Va i VIa**, te **VIIa** skupine periodnog sustava kemijskih elemenata.