

# Hemija za I razred

**Udžbenici** koje koristimo ove školske godine su

–Opšta hemija za I razred srednje škole, autori su-Slavoljub Đukić,Radivoj Nikolajević I Milena Šurjanović

-Zbirka zadataka iz hemije za I i II razred gimnazije,autori su-Radivoj Nikolajević I Mirjana Šurjanović

Na svakom času,učenik je obavezan da ima svesku!

Ove školske godine obrađujemo sledeće nastavne celine-

1. Materija
2. Atomska struktura materije
3. Hemijska veza,molekuli I kristali
4. Hemijske reakcije
5. Rastvori
6. Oksidaciono-redukzione reakcije
7. Kiseline I baze

1. **Materija** Na prvim casovima se bavimo osnovnim hemijskim pojmovima(pojam materije, supstance, smese, hemijski elementi I hemijska jedinjenja)

2. **Atomska struktura materije** Kada savladamo osnovne hemijske pojmove prelazimo na izučavanje strukture atoma( iz kojih elementarnih čestica je atom izgrađen I gde se one nalaze...)

3. **Hemijskaveza,molekuli I kristali** Pošto smo naučili građu atoma , atome sada možemo da povezujemo hemijskim vezama u molekule. Naučićemo kako atomi se povezuju jonskom, kovalentnom I metalnom vezom..razlike između jonskih I kovalentnih molekula, tj. kristala..

4.**Hemijske reakcije** U ovoj celini izučavamo energetske promene pri hemijskim reakcijama, tj da li za odigravanje neke hemijske reakcije treba dovesti energija ili treba računati na njeno oslobađanje.Naučićemo I da mozemo da neku hemijsku reakciju ubrzamo ili da je usporimo...

5.**Rastvori** Sa rastvorima se svakodnevno sređete ali šta su pravi rastvori I kako napraviti rastvor određene koncentracije,to će mo naučiti na ovim časovima.

6. **Oksidaciono-redukzione reakcije** Pojam oksido-redukcionih procesa I sastavljanje oksido-redukcionih reakcija, izvori električne struje

7. **Kiseline I baze** Šta su kiseline a šta baze,kako ih razlikujemo, koje osobine imaju,kako se razlikuju po jačini I koje su poznatije kiseline I baze, Šta je pH rastvora i kako se određuje..

## **Materija, iste supstance, smeše**

**Materija** je sve ono što nas okružuje, sve što postoji bez obzira na naša saznanja.

Materija se odlikuje stalnim kretanjem, pri čemu dolazi do pretvaranja jedne vrste energije u drugu. Materija je neuništiva, ona može samo da promeni oblik postojanja.

Materija se u prirodi pojavljuje u dva oblika: u obliku supstance i u obliku fizičkog polja.

**Supstanca** je sve ono što postoji a ima sopstvenu masu i strukturu. U supstance ubrajamo sve ono što je izgrađeno od atoma. Svaka supstanca se može opisati svojim fizičkim i hemijskim osobinama. U fizičke osobine ubrajamo agregatno stanje, miris, boju, oblik, tačku topljenja, tačku ključanja... U hemijske osobine ubrajamo sve hemijske reakcije te supstance. U iste supstance ubrajamo hemijska jedinjenja i hemijske elemente tj. to su supstance koje imaju isti hemijski sastav i ista svojstva u svim svojim delovima.

Pod **smešama** podrazumevamo više istih supstanci u jednom prostoru a koje hemijski ne reaguju, npr. Smeša šećera i soli. Prema sastavu smeše se dele na homogene i na heterogene. Homogene smeše imaju isti sastav i osobine u svakom svom delu dok heterogene nemaju.

### **Hemijski elementi i hemijska jedinjenja**

**Hemijski elementi** su supstance izgrađene od jedne vrste atoma i hemijskim putem se ne mogu razložiti na prostije supstance. Do sada je otkriveno 117 hemijskih elemenata i svi njihovi simboli i imena se nalaze u Periodnom sistemu elemenata. Ne nalaze se svi u prirodi, već njih 92, a ostali su dobijeni laboratorijskim putem.

**Hemijska jedinjenja** su supstance izgrađene od različitih atoma i hemijskim putem se mogu razložiti na prostije supstance npr. Voda, natrijum-hlorid, sumporna kiselina.

### **Utvrđivanje osnovnih hemijskih pojmova:**

1. Definišite sledeće pojmove:  
a) materija      b) supstanca      c) smeše
2. Kome se odlikuju iste supstance?
3. Podvucite hemijska svojstva u datom skupu svojstava: agregatno stanje, boja, miris, gustina, električna provodljivost, reaktivnost prema kiselinama.
4. U datom skupu istih supstanci i smeša podvucite iste supstance: šećer, vazduh, bakar, rastvor kuhinjske soli u vodi, benzin, granit, sumpor, azot, mleko, morska voda.

5. Koje od navedenih smeša spadaju u homogene: vodeni rastvor alkohola, mutna rešenja u vodi, vazduh, malter, mleko, hlebno testo, kafa.

### **Atomska struktura materije**

Ideja o atomističkoj građi materije rodila se u staroj Grčkoj. Grčki filozofi su smatrali da su sva tela izgrađena od izvanredno sitnih, nedeljivih čestica atoma (grčki-atomos-nedeljiv). Ovo učenje je razradio Demokrit u V veku pre nove ere. tvrdio je da se materija sastoji, od veoma sitnih, golim okom nevidljivih i nedeljivih čestica –atoma. Ponovo u nauku ovo pitanje vraća Njutn i tvrdi: materija se sastoji od atoma. Ruđer Bošković (18 vek), govori o čestičnoj građi materije. Dalton, (1808.), je pojam hemijskog elementa i hemijskog jedinjenja doveo u vezu sa pojmom atoma....

### **Agregatna stanja materije**

U zavisnosti od kohezionih sila, kao i spoljnih faktora (pritiska i temperature), supstance u prirodi mogu postojati u tri agregatna stanja: u gasovitom, tečnom i čvrstom.

1. **Gasovito stanje:** supstanca je bez stalnog oblika i zapremine, privlačne sile između gradivnih čestica (atoma, molekula, jona) su male i te čestice se odlikuju haotičnim kretanjem u prostoru, ove supstance se mogu sabiti sa povećanjem pritiska.
2. **Tečno stanje:** supstanca ima stalnu zapreminu ali menja oblik (ima oblik suda u kome se nalazi), privlačne sile između čestica su veće i one su sada na manjim rastojanjima jedne od drugih, manje je haotično kretanje čestica, i ove supstance se ne mogu sabiti sa povećanjem pritiska.
3. **Čvrsto stanje:** supstance imaju stalan oblik i zapreminu, gradivne čestice su na malim rastojanjima i između njih deluju jake privlačne sile tako da se slabo kreću, najčešće imaju pravilan geometrijski oblik u vidu kristala.

## Struktura atoma

Danas znamo da atomi nisu najsitnije estice materije niti su nedeljivi. Do sada je otkriveno više od 200 elementarnih estica koje izgrađuju atom. Najmanja elementarna estica do sada se naziva **kvark** i otkrivena je 1969. (Gelman i za ovo otkriće je dobio Nobelovu nagradu za fiziku).

Mi ćemo od elementarnih estica izdvojiti samo **protone, elektrone i neutrone**.

Atom je izgrađen od atomskog jezgra i od elektronskog omotača. U atomskom jezgru se nalaze protoni i neutroni a u elektronskom omotaču se nalaze elektroni.

Protoni su pozitivno naelektrisani, elektroni su negativno naelektrisani a neutroni nemaju naelektrisanje.

Vrste estica	masa	Relativna masa	naelektrisanje	Relativno naelektrisanje
Proton	$1,67 \times 10^{-27}$ kg	1	$+1,6 \times 10^{-19}$ kulona	+1
Neutron	$1,67 \times 10^{-27}$ kg	1	0	0
elektron	$9,1 \times 10^{-31}$ kg	0	$-1,6 \times 10^{-19}$ kulona	-1

Jezgro atoma sadrži 99,95 mase celog atoma.

Svaki atom je definisan **redni brojem Z** i **masenim brojem A**. Redni broj pokazuje koliko protona odnosno koliko elektrona sadrži atom nekog elementa. npr.  $Z = N(p^+) = N(e^-)$ ,  $Z = 10$ ,  $N(\text{protona}) = 10$  i  $N(\text{elektrona}) = 10$

Zbir protona i neutrona daje uvek maseni broj.  $A = N(p^+) + N(n^0)$

**Izotopi su** atomi jednog istog elementa koji se međusobno razlikuju samo po broju neutrona tj. Po masenom broju. npr. izotopi vodonika su:

Protijum -  ${}_1^1\text{H}$ , deuterijum  ${}_1^2\text{H}$  i tricijum  ${}_1^3\text{H}$ .

## Teorije o strukturi atoma

Nakon **grčkih filozofa**, koji su stvorili temelje za izdvojenje strukture atoma, dugo se niko nije zanimao ovom problematikom.

Tek **1808.** engleski naučnik **Džon Dalton** je uveo u hemiju pojam atoma, jer je zaključio da su hemijski elementi i hemijska jedinjenja izgrađena od atoma.

Kada se otkrilo da u atomu se nalaze pozitivno i negativno naelektrisane estice, **1897. je J.J. Tomsson** dao novu teoriju o strukturi atoma: on je atom opisao kao lopticu koja se sastoji od negativnih i pozitivnih izmešanih delića.

Danski naučnik **Nils Bor** je **1913.** razradio ideje Rutherforda i postavio novi model atoma, tzv. **Planetarni model** atoma. Po njemu je građa atoma slična građi Sunčevog sistema: elektroni se kreću oko jezgra planetarnim putanjama.

**Luj de Brojli je 1924.** dopunio ovu teoriju, tvrdnjom da elektroni imaju i talasna svojstva (elektron se ponaša i kao estica i kao talas, pa za njega važe neki zakoni mehanike ali i neki kvantne fizike). Da se elektroni razlikuju po energiji i da se

raspoređuju po različitim energetskim nivoima i podnivoima oko atomskog jezgra. Ova teorija se naziva **talasno mehanička teorija** o strukturi atoma, i po njoj mi i danas uz male dopune objašnjavamo strukturu atoma.

Tek **1932.** su otkriveni neutroni.

A dosada najmanja elementarna čestica atoma **kvark** je otkrivena **1969.**

## Energetski nivoi i energetski podnivoi u atomu

Elektroni u atomu su zavisno od svoje energije raspoređeni na jednom ili više **energetskih nivoa**. Energetski nivoi obeležavaju se glavnim kvantnim brojem  $n$ , koji može imati vrednosti  $n=1,2,3,4,5,6$  i  $7$ . Glavni kvantni broj karakteriše energiju elektrona i rastojanje od atomskog jezgra tj svakoj vrednosti  $n$ , odgovara određena energija i prosečno rastojanje od atomskog jezgra.

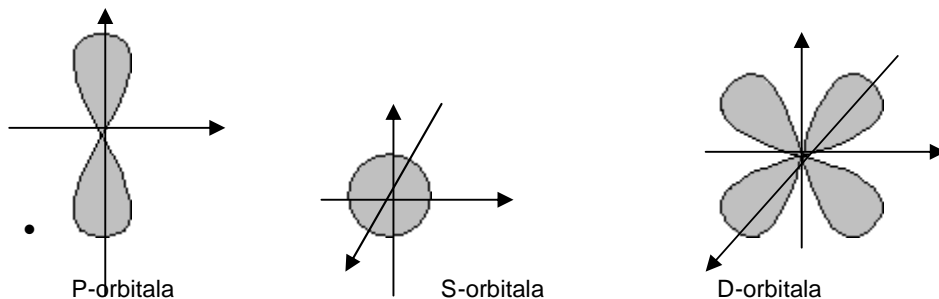
Energetski nivoi se ponekad nazivaju i elektronski slojevi ili ljuske i označavaju se slovima: K, L, M, N, O, P i Q... $n=1$  je po ovom K-sloj... $n=2$  je L-sloj...

Maksimalan broj elektrona na nižim energetskim nivoima (do 4 nivoa), se izražava po obrascu:  $N(e)=2n^2$ , pa

tako dolazimo do podatka da na prvom energetskom nivou može se smestiti 2 elektrona, na drugom 8, na trećem 18 a na četvrtom 32 elektrona.

Na svakom energetskom nivou se nalaze **podnivoi** i to onoliko koliko iznosi glavni kvantni broj tog nivoa, npr.  $n=3$  ima tri podnivoa....Energetski podnivoi se obeležavaju malim slovima s, p, d i f.

## Atomske orbitale



Svaki energetski podnivo se sastoji od određenog broja orbitala, kojima se prepisuje sledeći fizički značaj: **orbitala je prostor oko atomskog jezgra u kojoj je verovatno naći najviše elektrona**. Razlikujemo s, p, d i f atomske orbitale. Orbitale se predstavljaju u pravouglom koordinativnom sistemu tako što se uzima da je jezgro atoma u koordinativnom početku.

**s-orbitala** ima oblik lopte.

**p-orbitale:** ima ih 3,  $p_x$ ,  $p_y$  i  $p_z$  i istih su energija. Međusobno zaklapaju ugao od 90 stepeni.

**d-orbitale:** ima ih 5 i složenijeg su oblika, **f-orbitale:** ima 7.

Svaka atomska orbitala prima maksimalno 2 elektrona suprotnih spinova. Pod spinom elektrona podrazumevamo na njene rotacije oko sopstvene ose (u smeru kazaljke na satu ili obrnuto). A može se nacrtati i ovako (orbitala se predstavlja kockicom, a elektroni strelicama):



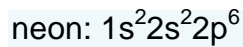
## Elektronska konfiguracija

**Elektronska konfiguracija** elementa je raspored elektrona u elektronskom omota u po odre enim energetskim nivoima odnosno podnivoima.

Elektronska konfiguracija se utvr uje na osnovu spektroskopskih ispitivanja i uz pomo teoretskih prora una. Kod mnogih elemenata, posebno lantanoida i prelaznih metala, postoje nesuglasice oko njihove elektronske konfiguracije

### Na in zapisa konfiguracije

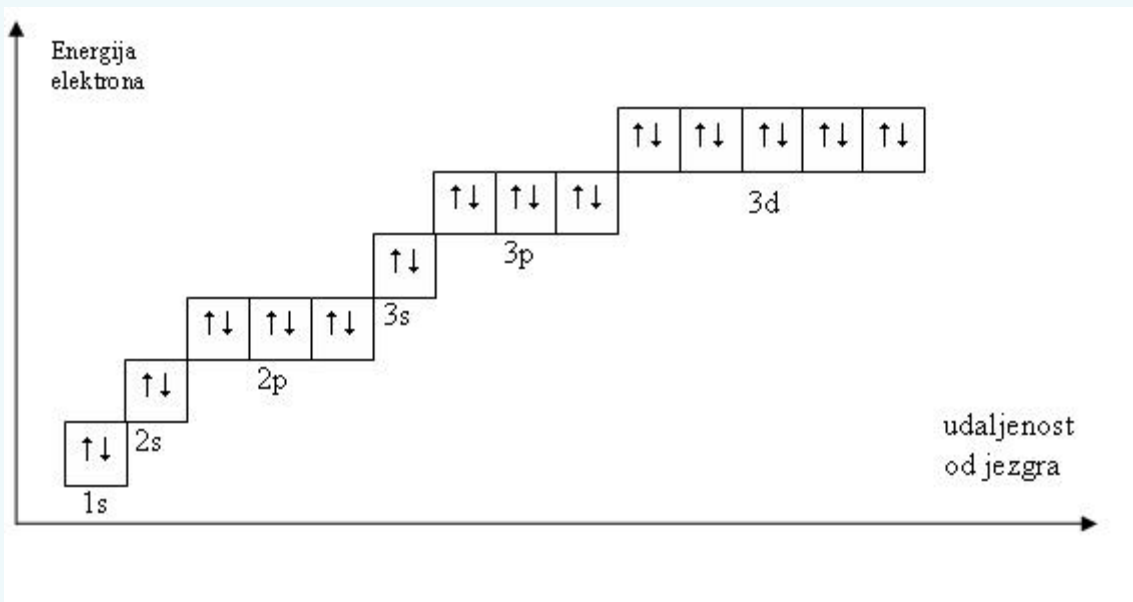
Elektronska konfiguracija se zapisuje na odre ena in. Taj zapis mo e da izgleda na primer ovako:



ili ovako:



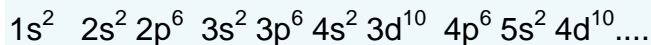
Brojevi koji se javljaju ispred slova ozna avaju energetske nivoe. Njihova numerizacija po inje od orbitale najbli e jezgru i raste sa odaljavanjem od njega. Mala slova ("s", "p", "d" i "f") ozna avaju vrste orbitala, a gornji brojevni indeksi ozna avaju broj elektrona koji se nalaze na datoj orbitali.



## Opšta pravila uspostavljanja konfiguracije

Prilikom pravilnog zapisivanja elektronske konfiguracije poštuje se sledeće:

- Princip najmanjeg sadržaja energije
  - Popunjavaju se prvo nivoi i orbitale najmanjeg energetskog sadržaja: prvo se popunjava orbitala "s", zatim "p", zatim "d", pa "f" i na kraju "g"
  - Orbitale na višim energetskim nivoima popunjavaju se tek kad se popune niži energetski nivoi.
  - Popunjavaju se sledećim redosledom:



- Paulijev princip isključenja
  - U jednoj atomskoj orbitali maksimalno se smeštaju dva elektrona, suprotnih spinova. Na podnivou s mogu da budu samo 2 elektrona, na p - 6, na d - 10, na f - 14, na g - 18.
- Hundovo pravilo
  - Po kojem se orbitale jednakog sadržaja energije popunjavaju tako da što se rasporede u svaku po jedan elektron, pa tek onda ako ih ima još, ih sparujemo.



- Na prvom energetskom nivou postoji samo orbitala s, na drugom energetskom nivou orbitale s i p, na trećem orbitale s, p i d i od četvrtog orbitale s, p, d i f. Od petog energetskog nivoa treba da se pojavljuje i orbitala g, ali svi trenutno poznati atomi mogu se opisati pomoću prve četiri orbitale.

Od ovih pravila postoje izvesna odstupanja, pogotovu kada je reč o prelaznim i plemenitim metalima, gde se elektronska konfiguracija ne pokorava u potpunosti ovim pravilnostima zarad veće stabilnosti atoma.

### Utvrđivanje strukture atoma:

1. Objasnite Borov model atoma.
2. Koje su razlike između talasno-mehaničke teorije i Borove strukturne teorije?
3. Kako glasi Hajzenbergov princip neodređenosti?
4. Koliko maksimalno elektrona primaju treći i četvrti elektronski nivo?
5. Koliko energetskih podnivoa ima treći energetski nivo i kako se oni obeležavaju?
6. a) Definišite pojam atomske orbitale.
7. b) Koje vrste atomskih orbitala postoje?
8. Nacrtajte jednu **s** i jednu **p** atomsku orbitalu u koordinativnom sistemu.
9. Kako glasi Hundovo pravilo?
10. Kako glasi Paulijev princip isključenja?
11. Napišite elektronsku konfiguraciju elementa koji ima redni broj 11 i prikažite je i grafički.

---

## Hemijske periode i hemijske grupe

Hemijski elementi su u periodnom sistemu poređani po rastućim rednim brojevima. Periodni sistem se sastoji od 7 horizontalnih redova elemenata (perioda) i 8 vertikalnih kolona (grupa).

**Periode:** Svaka perioda počinje metalom a završava plemenitim gasom. Odnosno sa leva udesno, duž jedne periode, opada metalni karakter elemenata a raste nemetalni. **Atomi elementa iste periode imaju isti broj energetskih nivoa, jednak broj periode.**

Perioda	1	2	3	4	5	6	7
Energetski podnivoi	1s	2s2p	3s3p	4s3d4p	5s4d5p	6s4f5d6p	7s5f6d

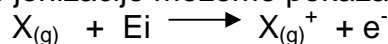
**Grupe:** elementi kojise nalaze u istoj grupi periodnog sistema u najvišem energetskom nivou imaju isti broj elektrona. Ti elektroni određuju valencu elementa i nazivaju se valentni elektroni. Uvećani slučajeva broj valentnih elektrona odgovara broju grupe. Elementi iste hemijske grupe imaju slične hemijske osobine.

## Energija jonizacije

**Energija jonizacije je energija koja je potrebna da se dovede atomu koji je u gasovitom stanju za udaljšavanje valentnog elektrona.**

Najmanju energiju jonizacije imaju elementi I grupe, izraziti metali, dok najveću imaju plemeniti gasovi. Energija jonizacije pravilno opada niz jednu hemijsku grupu. Duž jedne periode raste sa leva u desno, uz mala odstupanja.

Proces jonizacije možemo pokazati ovako:



## Afinitet prema elektronu

**Energija koja se oslobađa pri vezivanju elektrona za neutralni atom u gasovitom stanju naziva se afinitet prema elektronu.** Proces možemo prikazati:



Afinitet prema elektronu elemenata u periodama raste sa porastom rednog broja. U grupama, vrednosti ove energije opadaju niz grupu.

## HEMIJSKA VEZA

Sem atoma plemenitih gasova, svi ostali atomi se povezuju sa drugim atomima u molekule. **Sile koje u molekulima i drugim sistemima drže atome na okupu, nazivaju se hemijske veze.**

### KAKO NASTAJU HEMIJSKE VEZE

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

Hemijsku vezu atomi mogu postići na dva načina:

1. prelaskom elektrona sa jednog atoma na drugi (jonska veza)
2. stvaranjem zajedničkih elektronskih parova (kovalentna veza)

### Jonska veza

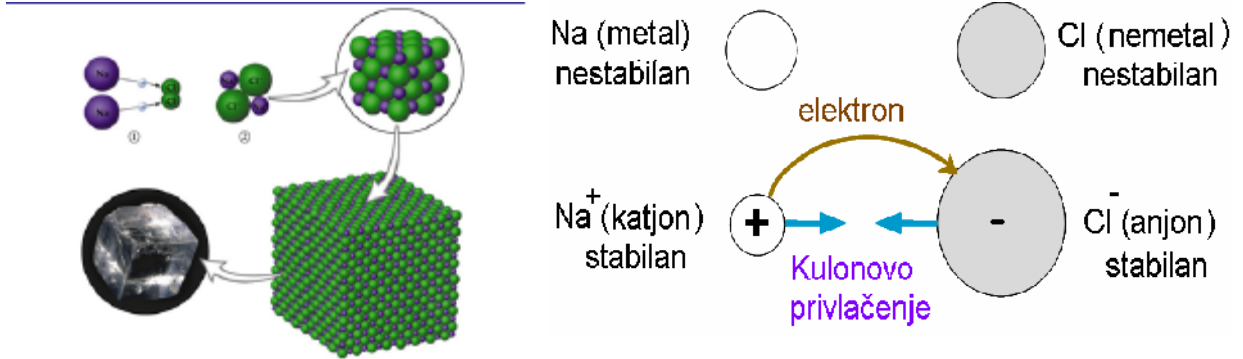
Jonsku vezu grade atomi metala sa atomima nemetala. Atom metala otpusti svoje valentne elektrone i nagradi svoj katjon, dok atom nemetala primi te elektrone i nagradi anjon. Nastali katjon (pozitivan jon) i anjon (negativan jon), imaju stabilne konfiguracije svog najbližeg plemenitog gasa. **Pod jonskom vezom podrazumevamo privlačne sile koje deluju između katjona i anjona.** Nastanak jonske veze možemo prikazati na primeru povezivanja natrijuma (metala) i hlora (nemetala):

- elektronske konfiguracije Na i Cl
- Na  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  otpusti 1 elektron i pređe u Na<sup>+</sup>

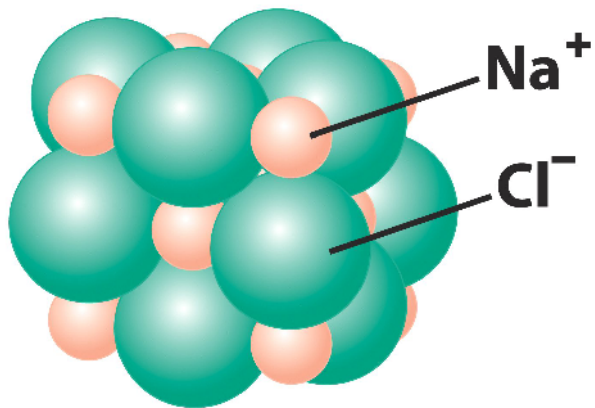
- Cl  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  primi 1 elektron i pređe u Cl<sup>-</sup>

• odnosno, ovi atomi daju jone sa sledećim elektronskim konfiguracijama

- Na<sup>+</sup>  $1s^2 2s^2 2p^6$  isto kao [Ne]
- Cl<sup>-</sup>  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  isto kao [Ar]



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

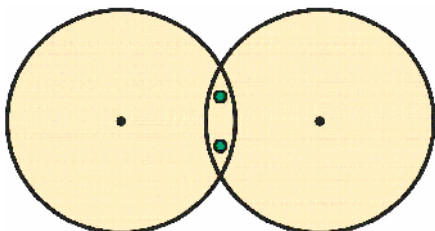


#### OSOBINE JEDINJENJA SA JONSKOM VEZOM

- Nije usmerena u prostoru (elektrostati ko privla enje)
- Imaju kristalnu strukturu
- Visoka ta ka topljenja
- Visoka ta ka klju anja
- Rastvaraju se u polarnim rastvara ima (voda)
- Vodeni rastvori provode elektri nu struju
- Rastopi jonskih jedinjenja provode elektri nu

## Kovalentna veza

Kovalentna veza nastaje kada se atomi nemetala povežu stvaraju i zajedni ke elektronske parove.



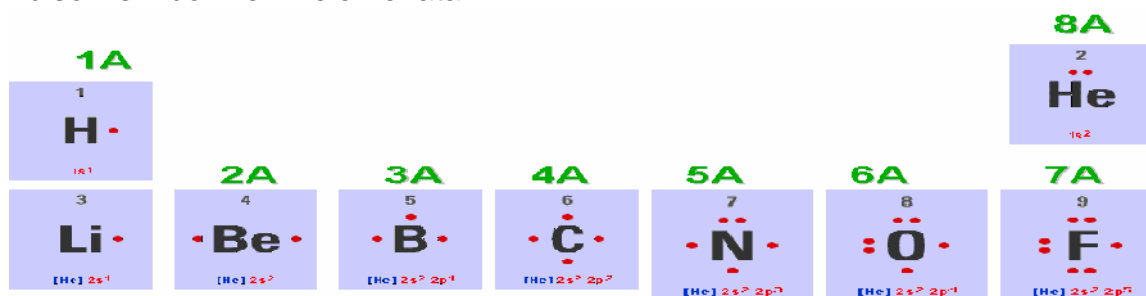
Gradenje kovalentne veze se može objasniti pomoću nekoliko teorija:

1. Pomoću Luisove oktetne teorije, iz 1916. koja je zasnovana na Borovoj strukturnoj teoriji
2. Pomoću teorija valentne teze, koja je zasnovana na kvantno-mehaničkom modelu atoma

### 1. Luisova oktetna teorija:

Kovalentna veza nastaje kao rezultat težnje atoma da postigne stabilnu elektronsku konfiguraciju svog najbližeg plemenitog gasa i to tako što dolazi do udruživanja nesparenih elektrona iz najvišeg energetskog nivoa u zajedni ke parove koji povezuju atome. Prikazivanje kovalentne veze se piše uz korišćenje Luisovih simbola elemenata (ta kice prikazuju valentne elektrone).

Luisovi simboli nekih elemenata:



**Broj valencionih elektrona odgovara broju grupe u periodnom sistemu elemenata**

U zavisnosti sa koliko se parova elektrona povezuju atomi, razlikujemo jednostruku, dvostruku ili trostruku kovalentnu vezu:

## 2. Teorija valentne veze

Prema ovoj teoriji, kovalentna veza između atoma nastaje preklapanjem polupopunjenih atomskih orbitala iz najvišeg energetskog nivoa atoma.

Građenje kovalentne veze u molekulu  $H_2S$ :

U zavisnosti od toga koje se atomske orbitale preklapaju razlikujemo sigma i pi vezu. Sigma veza nastaje preklapanjem uzduž iste ose, tj. preklapanjem  $p_x$  i  $p_x$  atomskih orbitala. Pi veza nastaje bočnim preklapanjem atomskih orbitala i to  $p_y$ - $p_y$  i  $p_z$ - $p_z$ .

## Polarnos molekula

H-H

Primer molekula sa nepolarnom kovalentnom vezom.

$$\begin{aligned}x_{(H)} &= 2,1 \\x_{(C)} &= 3,0 \\ \Delta x &= 1,9\end{aligned}$$

Primer molekula sa polarnom kovalentnom vezom

- Elektro -negativnost je osobina atoma da sebi privuče zajednički elektronski par u kovalentnom jedinjenju. Opada u grupi, raste u periodi.
- Ako molekul grade dva atoma istog elementa, razlika u elektronegativnosti je 0, nastaje kovalentna veza i to nepolarna ( $H_2$ ). Molekul je nepolaran jer ne postoji u pojedinim delovima molekula višak pozitivnog odnosno višak negativnog naelektrisanja
- Retka su, isto jonska ili, isto kovalentna jedinjenja. Priroda veze zavisi od razlike u elektronegativnosti npr. HCl kod koga je elektronski par znatno pomeren ka atomu Cl. Ta veza ima parcijalan jonski karakter iako nije došlo do potpunog razdvajanja naelektrisanja. Takva veza se naziva polarna kovalentna veza. Molekul je polaran. Delimično naelektrisanje se obeležava malim grčkim slovom Delta. (pogledaj na gornjoj slici, iznad H i Cl).

Ako je:

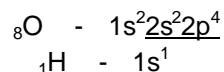
$$x_A - x_B < 1,9 \Rightarrow \text{Kovalentna veza}$$

Za vrednosti  $x_A - x_B = 0-0,9$  to je nepolarna kovalentna veza, a za  $x_A - x_B = 0,9-1,9$  je polarna kovalentna veza.

$$x_A - x_B > 1,9 \Rightarrow \text{Jonska veza.}$$

## Vodonična veza

$H_2O$ :



Vodonična veza se javlja između molekula. To znači da to nije prava veza pa se zato i označava crticama. Javlja se između molekula u kojima je atom vodonika.

vezan za neki jako elektronegativan atom, (N, O, F). U takvom molekulu zajednički elektronski par je znatno pomeren ka tom elektronegativnijem atomu. Na atomu vodonika javlja se delimično pozitivno naelektrisanje. Pošto su još i malih dimenzija, atomi vodonika privlače ka sebi slobodne elektronske parove atoma kiseonika drugog molekula vode. Takvim interakcijama nastaje mreža, što znatno utiče na stabilnost ovakve strukture. Veza se zove vodonična jer ju je obrazovao atom vodonika. Ona je energetski slabija od jonske i kovalentne, ali znatno jača od dipol-dipol interakcija. Važna je za životi svet.

## 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