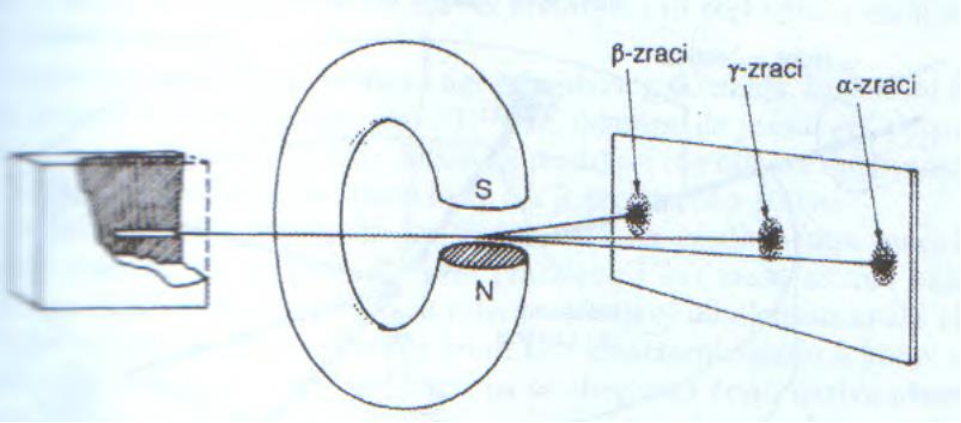
STRUKTURA ATOMA

► **Dalton : atom je nedjeljiva i neuništiva čestica**

➢**Tomson otkrio elektron**

➢**RADIOAKTIVNO ZRACENJE (α,β,γ zraci)**

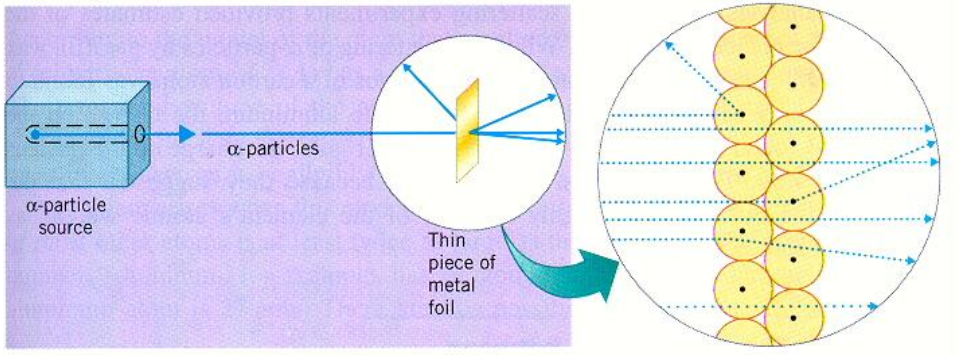


► **Raderford**

U atomu postoji - mnogo praznog prostora

I jedan mali - pozitivno naelektrisan centar - NUKLEUS

U nukleusu su čestice PROTONI, +1



► **Mozli**

Odredio je naelektrisanje jezgra - ATOMSKI ili REDNI BROJ – Z . Atomski broj je broj protona u jezgru.

► **Čedvik otkrio neutrone, n^0, u jezgru atoma ($m \approx m\ p^+$)**

<u>Izotopi</u> - su atomi istog elementa koji u jezgru, imaju isti broj protona, a različit broj neutrona

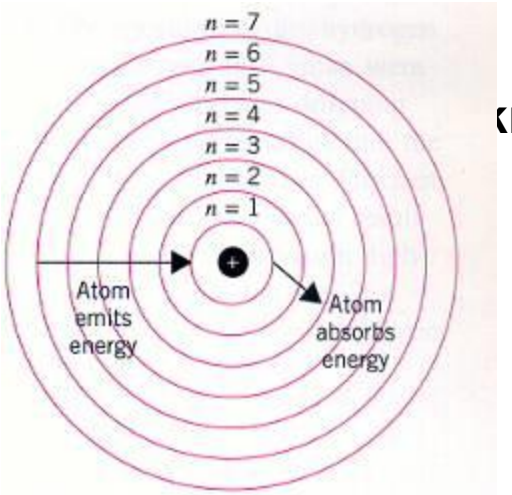
$$^{A}_{Z}X_{N}$$

$$^{1}_{1}H_{0} \qquad ^{2}_{1}H_{1} \qquad ^{3}_{1}H_{2}$$

$$^{16}_{8}O_{8} \qquad ^{17}_{8}O_{9} \qquad ^{18}_{8}O_{10}$$

► Raderford-planetarni sistem u kome se oko elektropozitivnog jezgra, na velikom rastojanju kreću elektroni.

► Nils Bor - model atoma vodonika - planaran



Prvi Borov postulat

kruži oko jezgra po određenim, dopuštenim, putanjama a da pri tome ne emituje energiju.

To je stacionarno stanje.

Dovođenjem energije atomu, elektron prima energiju i sa nižeg energetskog nivoa – E_1 prelazi na viši energetski nivo – E_2, prelazi u ekscitovano stanje

<u>Drugi Borov postulat</u>

Količina apsorbovane energije

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Elektron apsorbuje ili emituje kvant energije zračenja – foton

TALASNO-MEHANIČKI MODEL ATOMA

Nedostatak Borovog modela atoma bila je veoma uprošćena predstava o elektronu.

Model atoma sa kvantno-mehaničkog stanovišta - <u>tri principa</u>:

1. **<u>Borov postulat o stacionarnim stanjima</u> atoma**

2. **<u>Hipoteza De Brolja</u> – dualističko ponašanje malih čestica**
   - **kao čestice (imaju masu)**
   - **pokazuju i osobine talasa**

3. <u>Hajzenbergov princip</u> neodređenosti - ne može se istovremeno utvrditi i mjesto nalaženja e^- i energija

Šredinger - je dao talasno-mehaničku jednačinu

- dobija se slika energetskih stanja e^-

Rješenje talasne jednačine daje <u>talasnu funkciju</u> Ψ(ksi),

$$\Psi = f\,(x,y,z)$$

Talasna funkcija je okarakterisana sa <u>tri kvantna broja</u> i naziva se <u>atomska orbitala</u>.

KVANTNI BROJEVI

1. ***<u>Glavni kvantni broj, n</u>***

- aproksimativno mjerilo veličine orbitale
- određuje glavni energetski nivo svakog elektrona
- uvijek cijeli, pozitivan broj

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \qquad (n \neq 0)$$

K	**n = 1**
L	**n = 2**
M	**n = 3**
N	**n = 4**
O	**n = 5**
P	**n = 6**
Q	**n = 7**

2. Sporedni kvantni broj, l

- označava podnivoe energetskih nivoa

- definiše da li je orbitala sferna, izdužena ili složenijeg geometrijskog oblika

l = 0, 1, 2, 3, …….., (n-1)

n = 1	**l = 0 (s)**
n = 2	**l = 0, l = 1 (p)**
n = 3	**l = 0, l = 1, l = 2 (d)**
n = 4	**l = 0, l = 1, l = 2, l = 3 (f)**

3. Magnetni kvantni broj, m_l

- pokazuje uticaj magnetnog polja na orijentaciju orbitala
- cijeli brojevi

$$m_l = -l \ldots\ldots 0 \ldots\ldots +l$$

Ukupna vrijednost za m_l je (2l+1)

n = 2 l = 0 $m_l = 0$ samo jedna orbitala

l = 1 $m_l = -1$ $m_l = 0$ $m_l = +1$

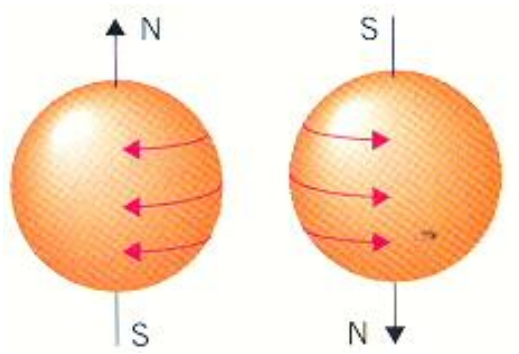
postoje tri moguće orijentacije orbitala

4. Spinski kvantni broj, m_s

- govori o rotaciji elektrona oko sopstvene ose

- u pravcu kazaljke na satu i obrnuto

$$m_s = \pm 1/2$$



Spin elektrona

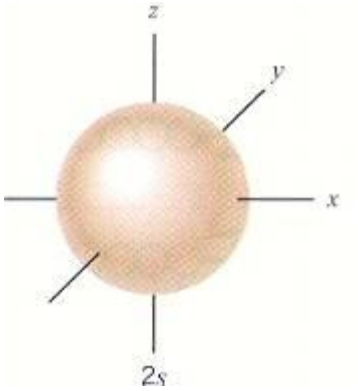
OBLICI ATOMSKIH ORBITALA

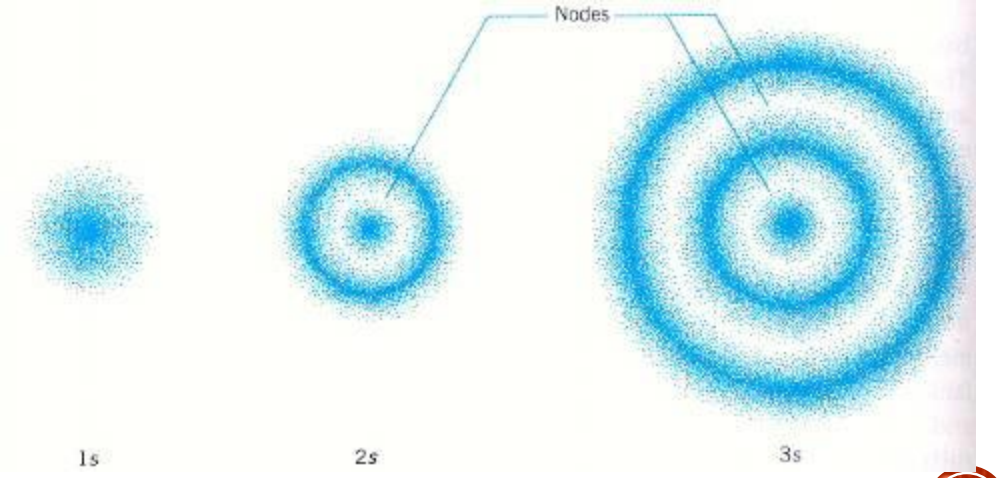
s-orbitale

l = 0

Rastojanje od nukleusa je isto u svim pravcima pa prostor koji zauzima elektron ima sfernu simetriju.

s-orbitale i na višim nivoima (n>1), tj. 2s, 3s orbitale - sfernog oblika

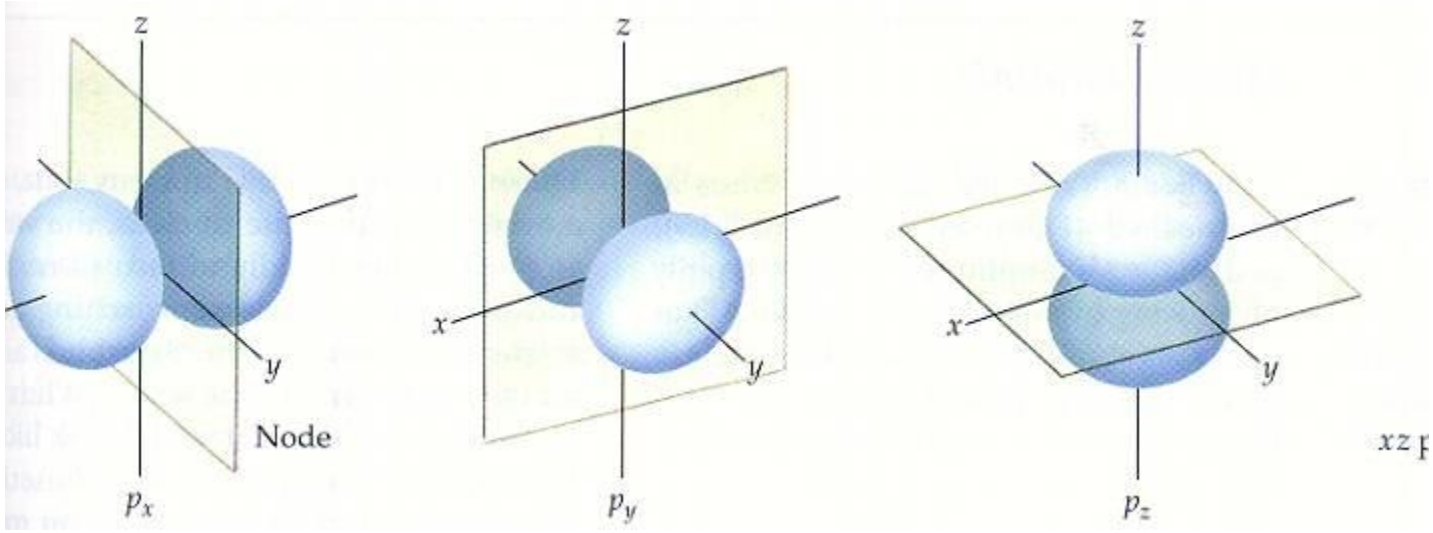


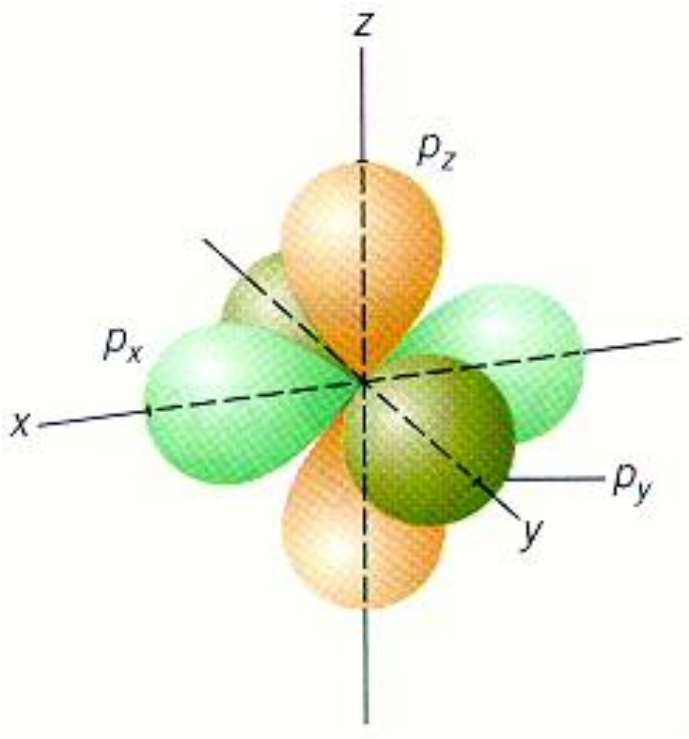


p-orbitale

l = 1 m_l = -1, 0, +1 pa od drugog nivoa (n ≥ 2), postoje po tri p-orbitale, iste po energiji, veličini i obliku

Razlikuju po pravcu u kome su usmjerene u prostoru, tri ose, x, y, z, stoje pod uglom od 90° jedna prema drugoj.





Za geometrijsko predstavljanje p-orbitala dat je model "gimnastičkih tegova"

d-orbitale

$l = 2$ $m_l = -2, -1, 0, +1, +2,$ ima ih ukupno pet

f-orbitale

$l = 3$ $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ ima ih ukupno sedam

brojna vrijednost n

H - $1s^1$

slovna oznaka l

Al - $3s^2$ $3p^1$

ELEKTRONSKE KONFIGURACIJE ATOMA

- **Opis energetskih stanja elektrona pomoću kvantnih brojeva, a šematski prikaz elektronske konfiguracije naziva se orbitalni dijagram.**

Pri izgradnji elektronskog omotača važe tri principa:

1. <u>Princip minimuma energije</u>

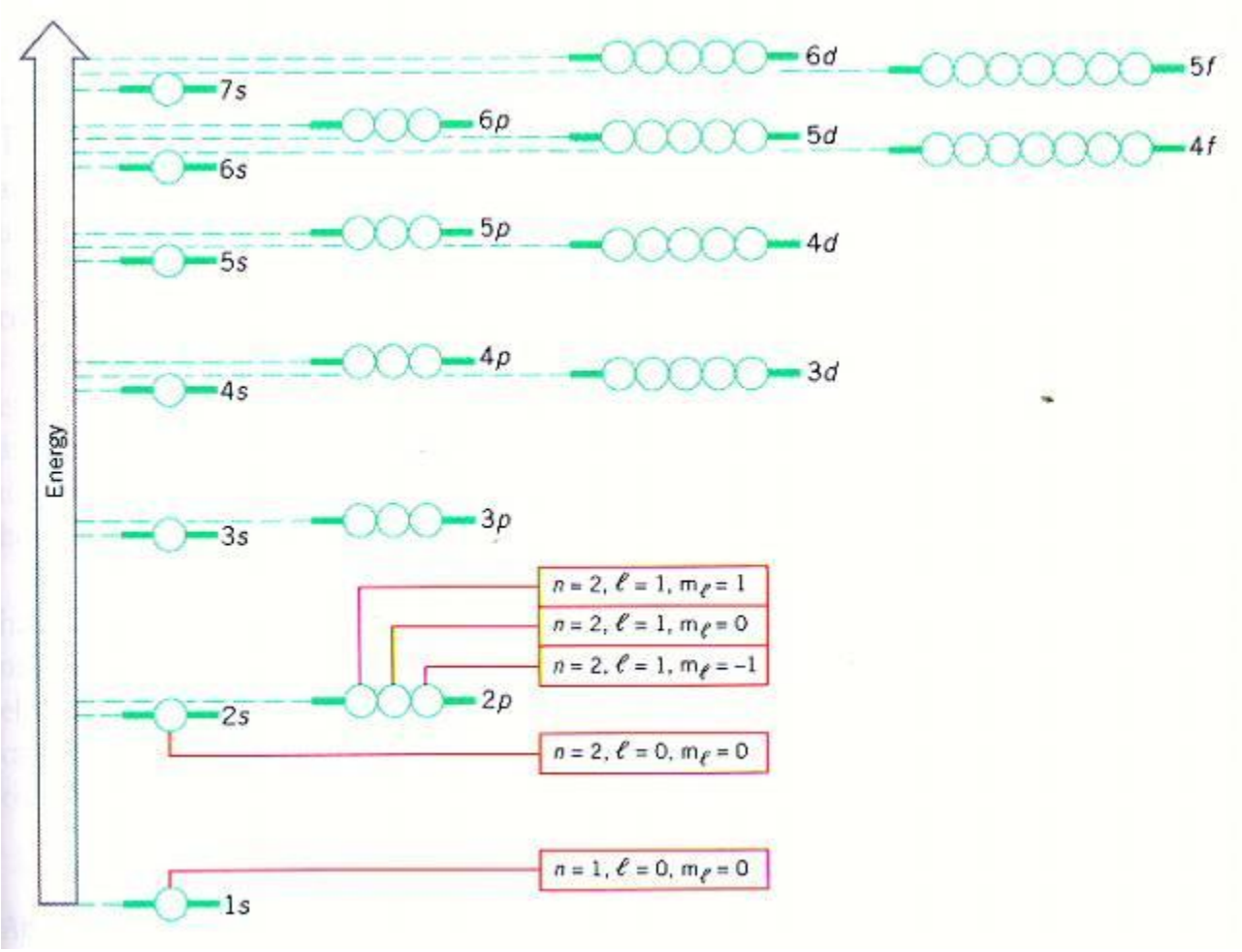
Prvo se obrazuju orbitale niže, a zatim orbitale više energije.

2. <u>Paulijev princip isključenja</u>

U jednom atomu ne mogu postojati dva elektrona koja bi imala sva četiri kvantna broja ista.

3. Hundovo pravilo

Formiranje degenerisanih orbitala se vrši tako da je u orbitalama što više nesparenih elektrona paralelnih spinova.

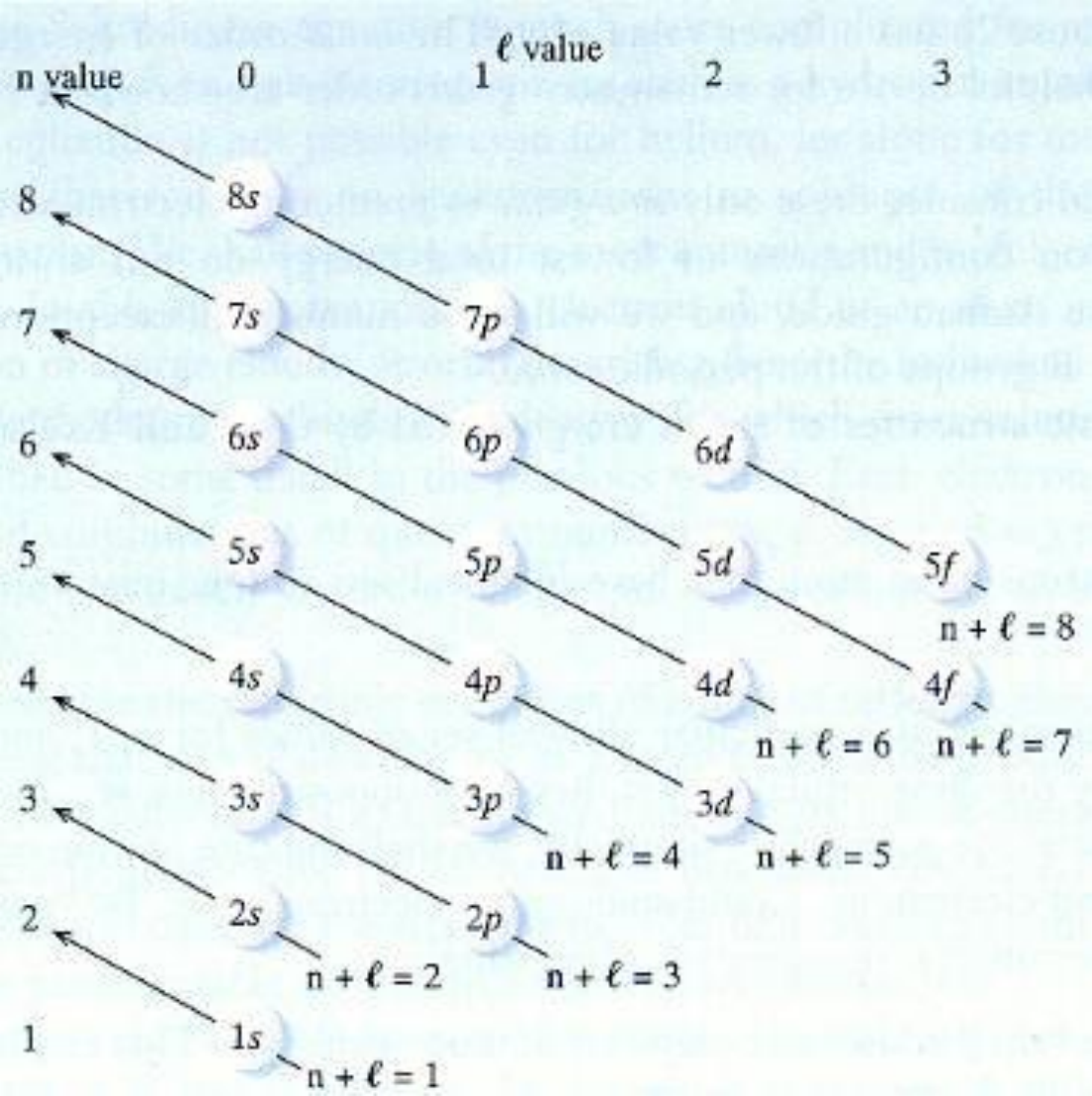


Broj orbitala u energetskom nivou n^2

Broj orbitala u energetskom podnivou $2l + 1$

sloj	*n*	*l*	*m*	*podnivo*	broj *orbitala* u podnivoima	broj *elektrona* u podnivoima	broj *elektrona* u nivoima
K	1	0	0	1s	1	2	*2*
L	2	0	0	2s	1	2	*8*
		1	-1,0,+1	2p	3	6	
M	3	0	0	3s	1	2	
		1	-1,0,+1	3p	3	6	*18*
		2	-2,-1,0,+1,+2,	3d	5	10	

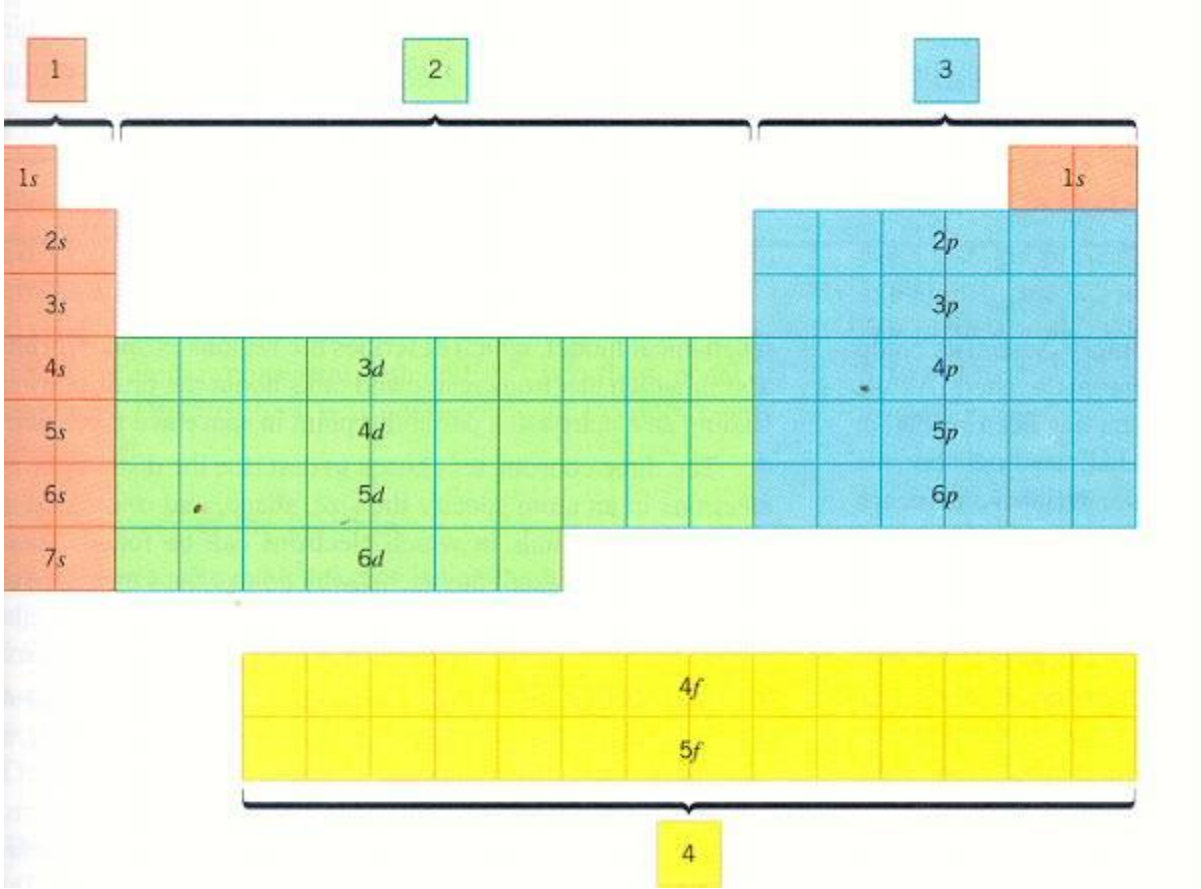
<u>Redosled popunjavanja</u> orbitala se vrši prema restućoj energiji elektrona.



1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p

ELEKTRONSKA KONFIGURACIJA ATOMA I STRUKTURA PERIODNOG SISTEMA

Struktura Periodnog sistema je u tijesnoj vezi sa elektronskom konfiguracijom atoma (s, p, d, f – elementi)



Mjesto hemijskog elementa

Redni broj, Z

- jednak je broju protona (i elektrona)

Relativna atomska masa, Ar

- približno je jednaka zbiru broja protona i neutrona

$$n^o = Ar - Z \qquad n^o = A - Z$$

Broj periode

- ukupan broj glavnih energetskih nivoa u elektronskom omotaču atoma

Broj grupe

- ukupan broj valentnih elektrona datog elementa

- **U lijevom donjem uglu Periodnog sistema**

  - *elementi najmanje elektronegativnosti*, Cs i Fr

- **U desnom gornjem uglu**

  - *najelektronegativniji elementi*, F i Cl

- **Granica između metala i nemetala**

  - *kosa linija preko metaloida*, B, Si, As, Te, At

s, p, d i f elementi

s – elementi

Valentni elektroni su samo s-elektroni.
Prva dva elementa i elementi 1. i 2. grupe.

p – elementi

Valentni elektroni su s- i p-elektroni.
Elementi od 13. do 18. grupe (IUPAC).

d – elementi

Valentni elektroni su s- i d-elektroni.
Elementi od 3. do 12. grupe(IUPAC).

f – elementi

Valentni elektroni su s- i f-elektroni.
Lantanoidi i aktinoidi.

ENERGIJA JONIZACIJE, E_i

Energija jonizacije - ***je energija potrebna da se iz izolovanog atoma u gasovitom stanju izdvoji elektron.***

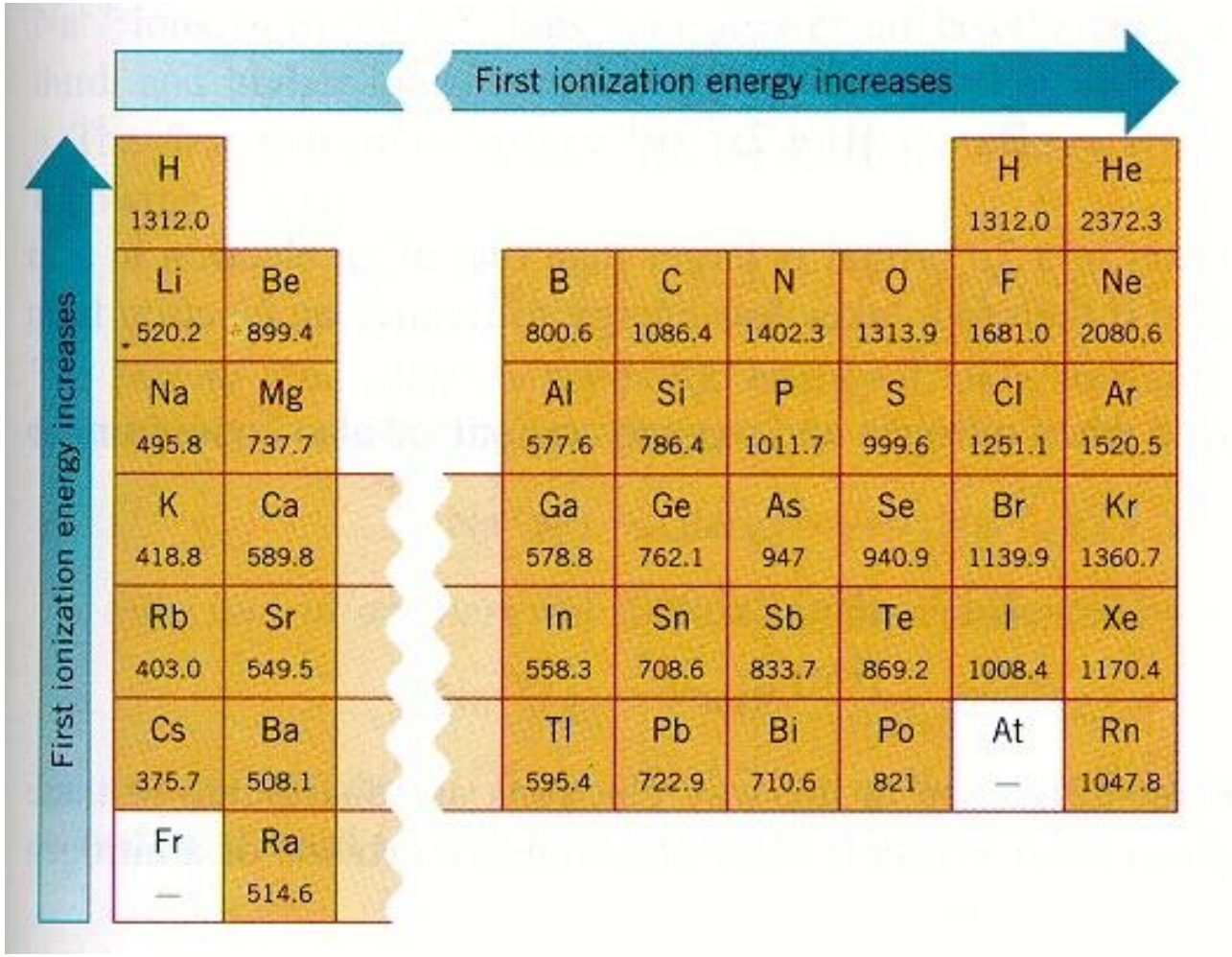
-iskazuje se u eV ili kJ/mol

$$X(g) \xrightarrow{Ei1} X^{+}(g) + e^{-}$$

$$X^{+}(g) \xrightarrow{Ei2} X^{2+}(g) + e^{-}$$

$$Ei_1 < Ei_2$$

Prve energije jonizacije (kJ/mol) atoma elemenata glavnih grupa



AFINITET PREMA ELEKTRONU, E_a

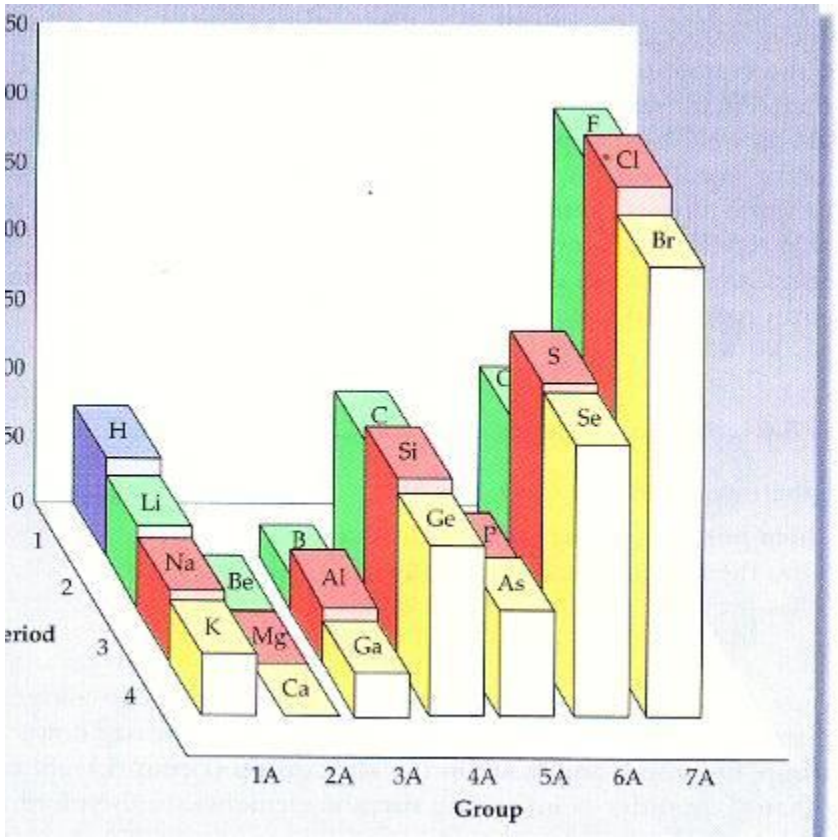
Afinitet prema elektronu – ***je energija koja se oslobađa ili apsorbuje kada neutralni atom u gasovitom stanju primi elektron***

- izražava se u eV ili kJ/mol

$$X\,(g) + e^- \longrightarrow X^-\,(g)$$

Afinitet prema elektronu raste u periodi, smanjuje se radijus atoma.

U grupi afinitet prema elektronu opada, povećava se radijus atoma.



Promjena afiniteta prema elektronu u zavisnosti od rednog broja

	1A 1	2A 2	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8	8B 9	10	1B 11	2B 12	3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	8A 18
Core	1 H $1s^1$																	2 He $1s^2$
[He]	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$											5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$	10 Ne $2s^2 2p^6$
[Ne]	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$											13 Al $3s^2 3p^1$	14 Si $3s^2 3p^2$	15 P $3s^2 3p^3$	16 S $3s^2 3p^4$	17 Cl $3s^2 3p^5$	18 Ar $3s^2 3p^6$
[Ar]	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $3d^1 4s^2$	22 Ti $3d^2 4s^2$	23 V $3d^3 4s^2$	24 Cr $3d^5 4s^1$	25 Mn $3d^5 4s^2$	26 Fe $3d^6 4s^2$	27 Co $3d^7 4s^2$	28 Ni $3d^8 4s^2$	29 Cu $3d^{10} 4s^1$	30 Zn $3d^{10} 4s^2$	31 Ga $3d^{10} 4s^2 4p^1$	32 Ge $3d^{10} 4s^2 4p^2$	33 As $3d^{10} 4s^2 4p^3$	34 Se $3d^{10} 4s^2 4p^4$	35 Br $3d^{10} 4s^2 4p^5$	36 Kr $3d^{10} 4s^2 4p^6$
[Kr]	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $4d^1 5s^2$	40 Zr $4d^2 5s^2$	41 Nb $4d^3 5s^2$	42 Mo $4d^5 5s^1$	43 Tc $4d^5 5s^2$	44 Ru $4d^7 5s^1$	45 Rh $4d^8 5s^1$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $4d^{10} 5s^1$	48 Cd $4d^{10} 5s^2$	49 In $4d^{10} 5s^2 5p^1$	50 Sn $4d^{10} 5s^2 5p^2$	51 Sb $4d^{10} 5s^2 5p^3$	52 Te $4d^{10} 5s^2 5p^4$	53 I $4d^{10} 5s^2 5p^5$	54 Xe $4d^{10} 5s^2 5p^6$
[Xe]	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	71 Lu $4f^{14} 5d^1 6s^2$	72 Hf $4f^{14} 5d^2 6s^2$	73 Ta $4f^{14} 5d^3 6s^2$	74 W $4f^{14} 5d^4 6s^2$	75 Re $4f^{14} 5d^5 6s^2$	76 Os $4f^{14} 5d^6 6s^2$	77 Ir $4f^{14} 5d^7 6s^2$	78 Pt $4f^{14} 5d^9 6s^1$	79 Au $4f^{14} 5d^{10} 6s^1$	80 Hg $4f^{14} 5d^{10} 6s^2$	81 Tl $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$	82 Pb $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$	83 Bi $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$	84 Po $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$	85 At $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$	86 Rn $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$
[Rn]	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	103 Lr $5f^{14} 6d^1 7s^2$	104 Rf $5f^{14} 6d^2 7s^2$	105 Db $5f^{14} 6d^3 7s^2$	106 Sg $5f^{14} 6d^4 7s^2$	107 Bh $5f^{14} 6d^5 7s^2$	108 Hs $5f^{14} 6d^6 7s^2$	109 Mt $5f^{14} 6d^7 7s^2$	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116		118

Lanthanide series [Xe]	57 La $5d^1 6s^2$	58 Ce $4f^1 5d^1 6s^2$	59 Pr $4f^3 6s^2$	60 Nd $4f^4 6s^2$	61 Pm $4f^5 6s^2$	62 Sm $4f^6 6s^2$	63 Eu $4f^7 6s^2$	64 Gd $4f^7 5d^1 6s^2$	65 Tb $4f^9 6s^2$	66 Dy $4f^{10} 6s^2$	67 Ho $4f^{11} 6s^2$	68 Er $4f^{12} 6s^2$	69 Tm $4f^{13} 6s^2$	70 Yb $4f^{14} 6s^2$
Actinide series [Rn]	89 Ac $6d^2 7s^2$	90 Th $6d^2 7s^2$	91 Pa $5f^2 6d^1 7s^2$	92 U $5f^3 6d^1 7s^2$	93 Np $5f^4 6d^1 7s^2$	94 Pu $5f^6 7s^2$	95 Am $5f^7 7s^2$	96 Cm $5f^7 6d^1 7s^2$	97 Bk $5f^9 7s^2$	98 Cf $5f^{10} 7s^2$	99 Es $5f^{11} 7s^2$	100 Fm $5f^{12} 7s^2$	101 Md $5f^{13} 7s^2$	102 No $5f^{14} 7s^2$

Metals | Metalloids | Nonmetals