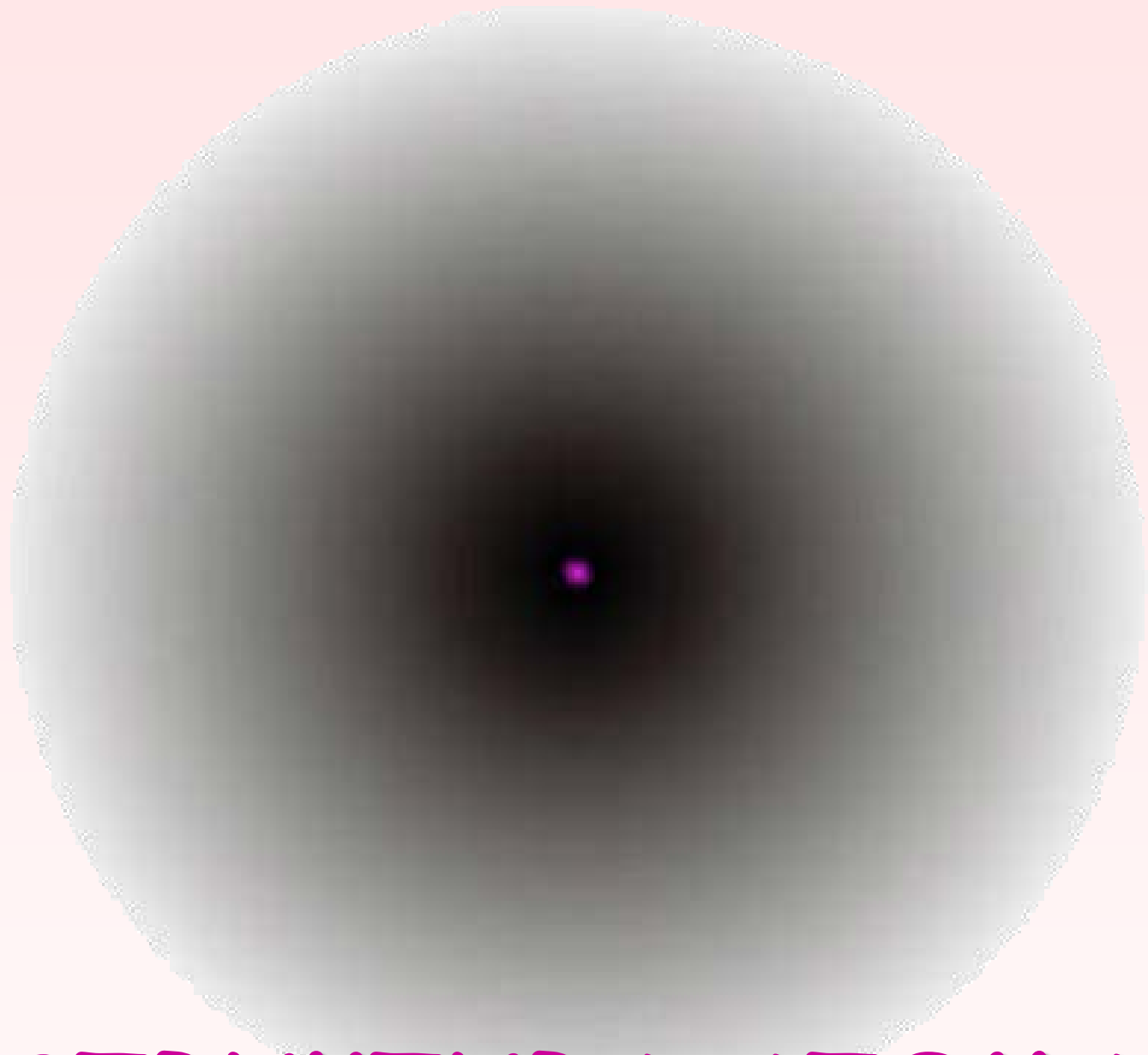
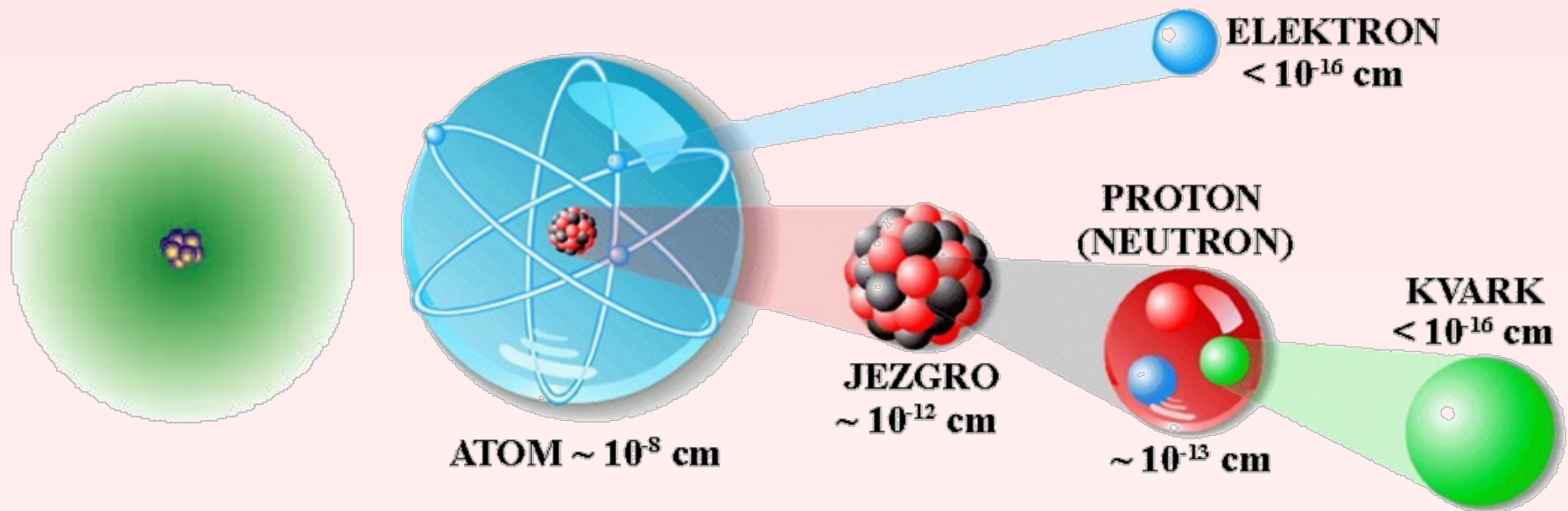




STRUKTURA ATOMA

©TME

STRUKTURA ATOMA



Čestica	Simbol	Masa, kg	Naelektrisanje, C	
Proton	p^+	$1,673 \cdot 10^{-27}$	+	$1,602 \cdot 10^{-19}$
Neutron	n^0	$1,675 \cdot 10^{-27}$	0	0
Elektron	e^-	$9,109 \cdot 10^{-31}$	-	$1,602 \cdot 10^{-19}$

- Prečnik jezgra je 10000 puta manji od prečnika atoma, a čini 99,9% mase atoma.
- Najveći deo atoma je prostor ispunjen oblakom negativnog naelektrisanja.

ATOMSKI BROJ I MASENI BROJ

NUKLEARNI SIMBOL ELEMENTA:



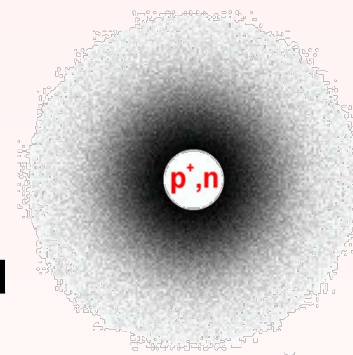
A – MASENI BROJ = broj protona + broj neutrona

Z – ATOMSKI (redni) BROJ = broj protona

Hemijski element se sastoji od atoma istog atomskog broja, Z.

Z određuje položaj elementa u Periodnom sistemu i jednak je broju protona, odnosno broju elektrona.

©TMF

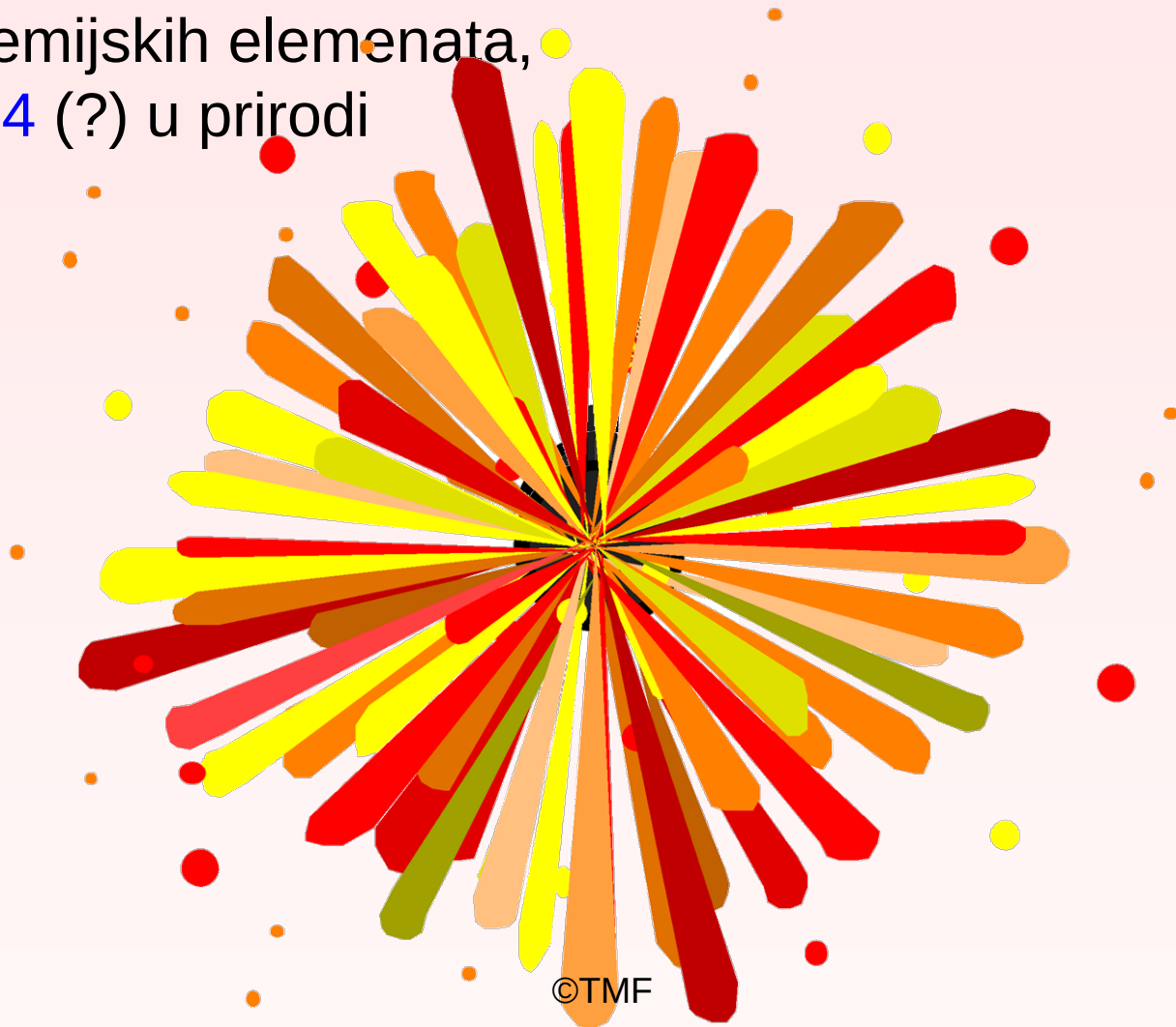


STRUKTURA ATOMA

118 (?) hemijskih elemenata,
od toga 94 (?) u prirodi

P
O
R
E
K
L
O

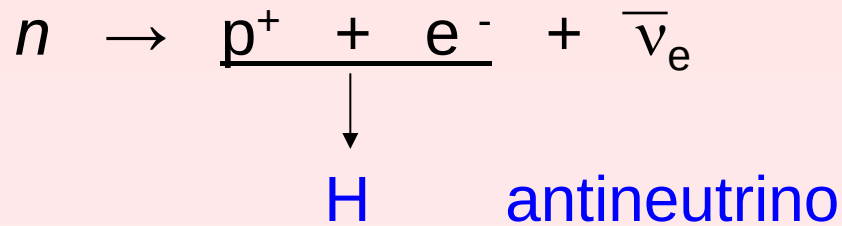
E
L
E
M
E
N
T
A



V
e
l
i
k
i

p
r
a
s
a
k

oko $14 \cdot 10^9$ godina



$$t_{1/2} = 11,3 \text{ min}$$

Zvezde kao termonuklearni reaktori
(proces **fuzije**)!

Svemir: 88,6 at.% H
 11,3 at.% He
 99,9 at.%
 0,1 at.% ostali
 (O, C, Ne, N, Mg, Si, Fe, S)

Zemlja:
 (zemljina kora, atmosfera i
 hidrosfera)

Element		mas.%
1.	O	45,5
	Si	27,2
	Al	8,3
	Fe	6,2
	Ca	4,6
	Mg	2,7
	Na	2,3
	K	1,8
	Ti	0,44
10.	H	0,14
Σ		99,08
ostali		0,92

Istorijski pregled razvoja ideje o atomu

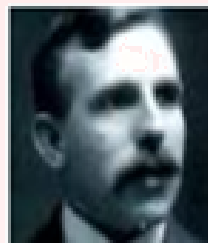
Demokrit 400 p.n.e.
Dalton 1803



Tomson
1903



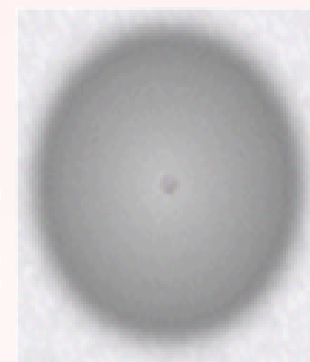
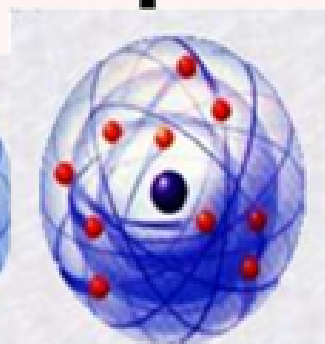
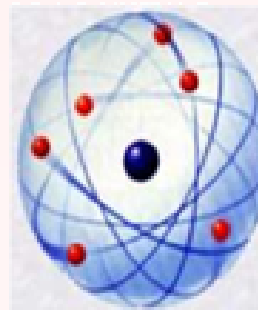
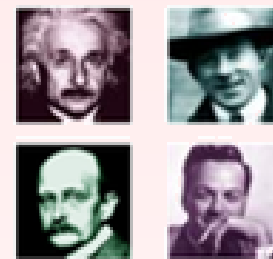
Raderford
1911



Bor
1913



Ajnštajn, Hajzenberg,
Šredinger, Čedvik
1930



Istorijski pregled razvoja ideje o atomu

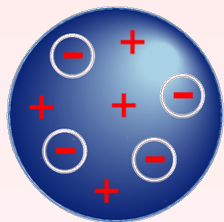


Demokrit (400 godina p. n. e.) grč. *atomos* - nedeljiv

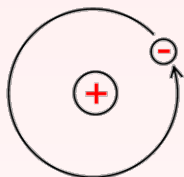


Dalton (1803)

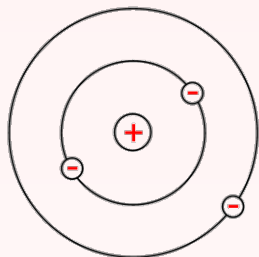
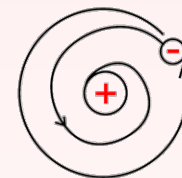
- hem. element sastoji se od atoma jednakih svojstava i jednake mase
- nema transmutacije atoma (elemenata)
- reakcijom atoma dva ili više elemenata nastaju jedinjenja



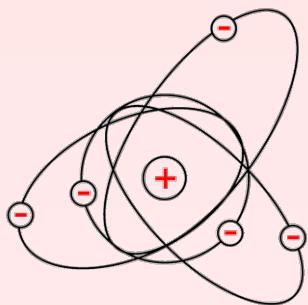
Tomson (1903) – model pudinga sa šljivama – na osnovu otkrića pozitivnog i negativnog naelektrisanja, to jest **elektrona** i **pozitivnih jona**



Raderford (1911) – planetarni model - na osnovu svog ogleda (otkriće jezgra)



Bor (1913) – na osnovu **elektronskih spektara** atoma H



Bor i Zomerfeld (1916) – na osnovu fine strukture atomskih spektara težih atoma

1919. Raderford dokazuje postojanje **protona** kao individualne čestice.

Šredinger i drugi (1926)

Danas: puno subatomskih čestica (pozitron, antineutron, neutrino i antineutrino, razni mezoni, kvarkovi, bozon, itd.)

Čedvik
(otkriće **neutrona**,
1932)

NIŠTA NOVO O
ELEKTRONU !

Svojstva elektrona poznata pre Tomsonovog modela:

$$e/m_e = 1,759 \cdot 10^8 \text{ C g}^{-1}$$

$$m_e = m(\text{H})/1837$$

$$m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$e^- = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

RADERFORDOV MODEL ATOMA

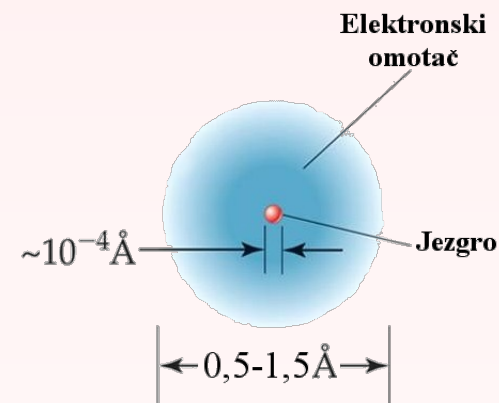


prethodi mu otkriće radioaktivnog raspada:

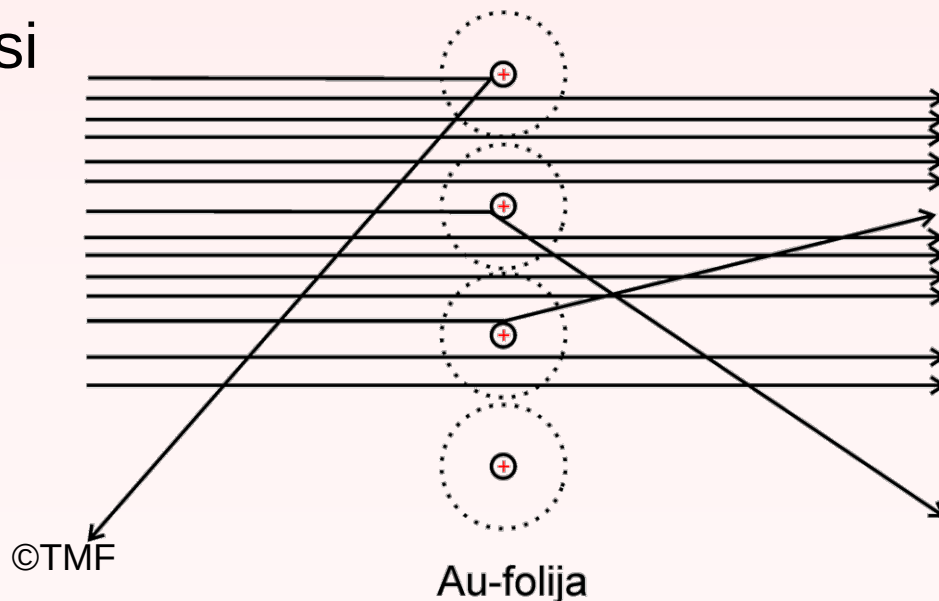
α -zruci (čestice) - ${}^4_2\text{He}^{2+}$

β -zruci (čestice) - e^-

γ -zruci - elektromagnetni talasi



Uvećani prikaz:



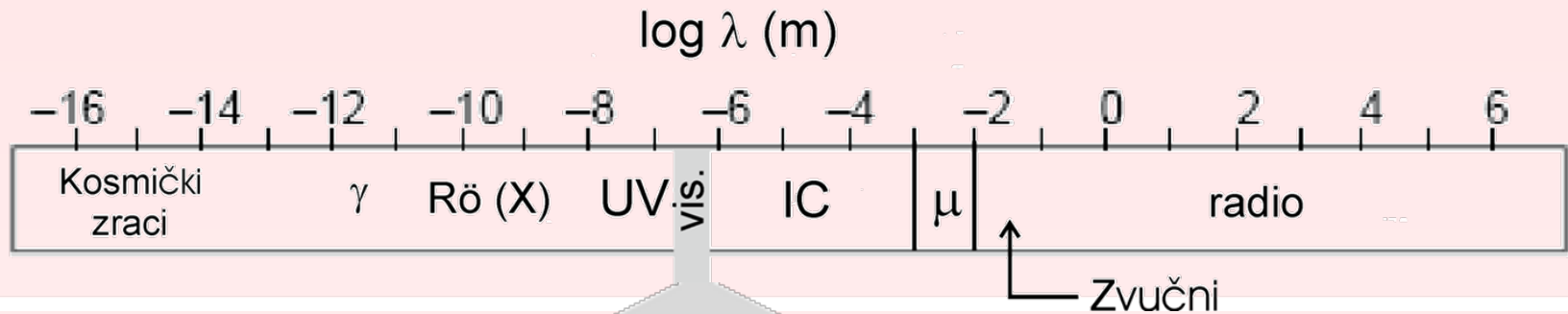
Kulonove sile – verovatno najvažnije sile u hemiji!

Kulonov zakon napisan na razne načine:

$$F = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Q_+Q_-}{r^2} = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r^2} = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2}$$

Elektromagnetni talasi – spektar

$$\nu = c / \lambda; E = h \nu; E = h c / \lambda; \lambda \searrow \Rightarrow \nu \nearrow \Rightarrow E \nearrow$$



Vidljiva oblast:
 $\approx 400 - 800 \text{ nm}$



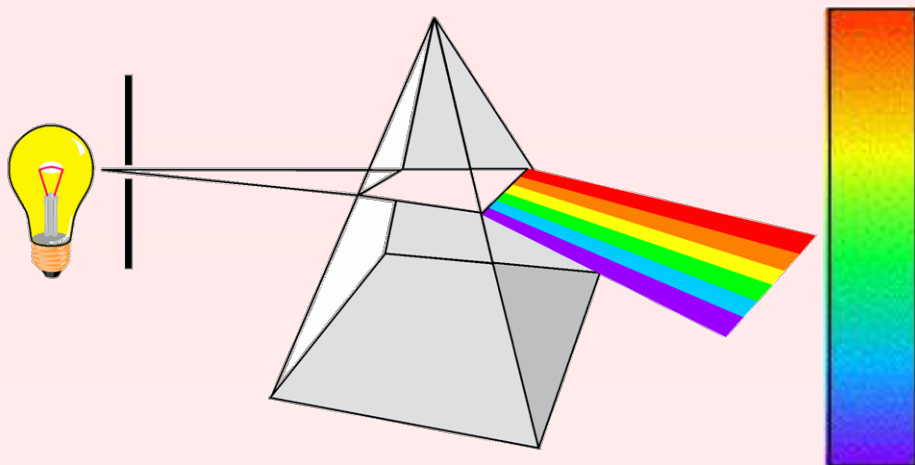
lj p z ž o c
 u l e u r r
 b a l t a v
 i v e a n e
 č a n ž n
 a a a
 s
 t
 a

Svaku boju u spektru određuje
 skup svetlosnih zraka
 definisanih λ , koje mogu
 da se izmere!

400 nm

©TMF
 800 nm

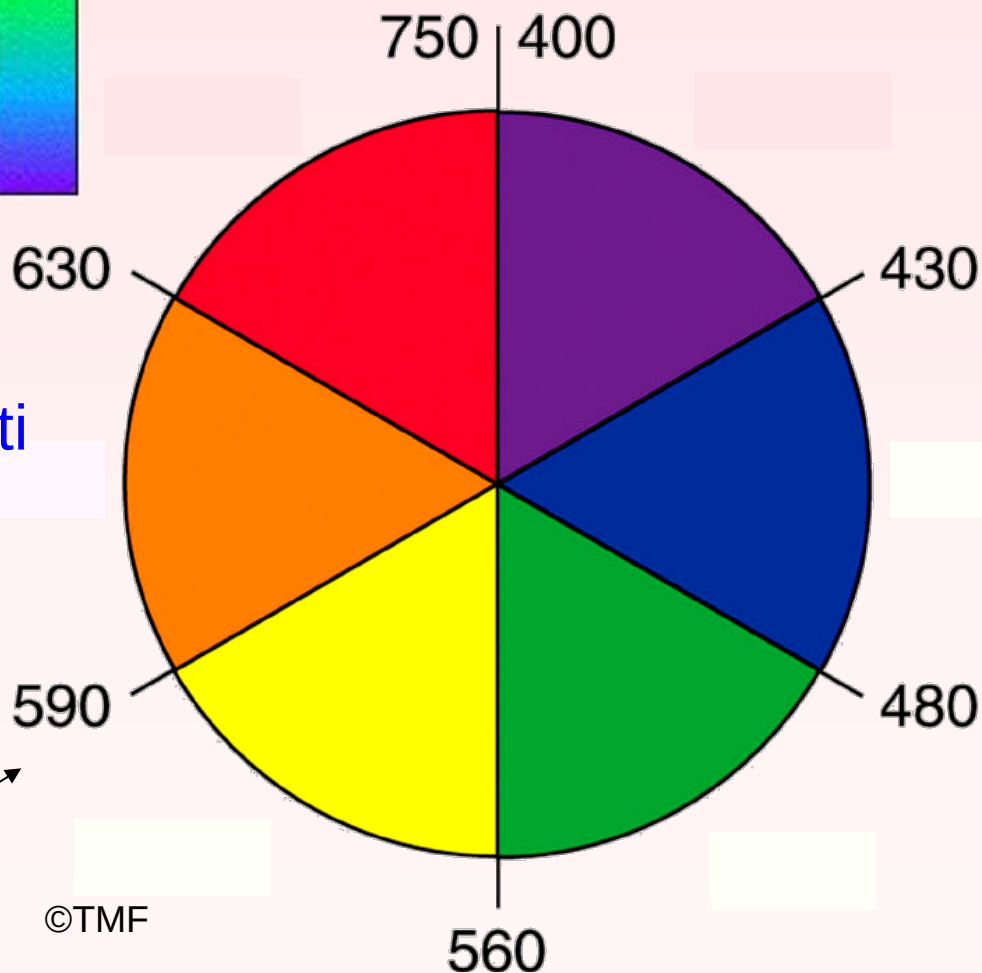
Vidljivo zračenje

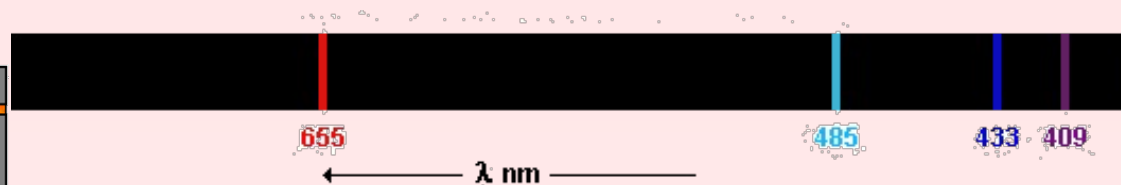
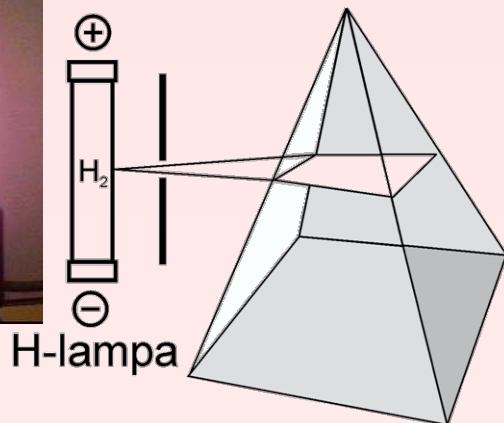


Propuštanjem snopa vidljive svetlosti kroz prizmu dolazi do razlaganja svetlosti i nastaje **KONTINUALNI** emisijski spektar (čvrste supstance daju kontinualni spektar!)

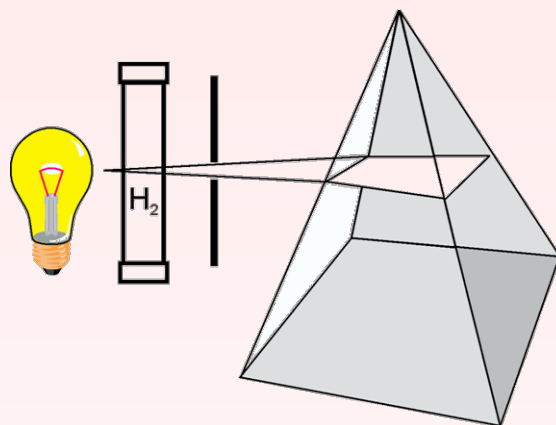
λ , nm

Boja hemijskih jedinjenja, rastvora i predmeta je posledica apsorpcije i refleksije svetlosti





DISKONTINUALNI (linijski)
emisioni spektar atoma H
(gasovite supstance daju linijski
spektar!)



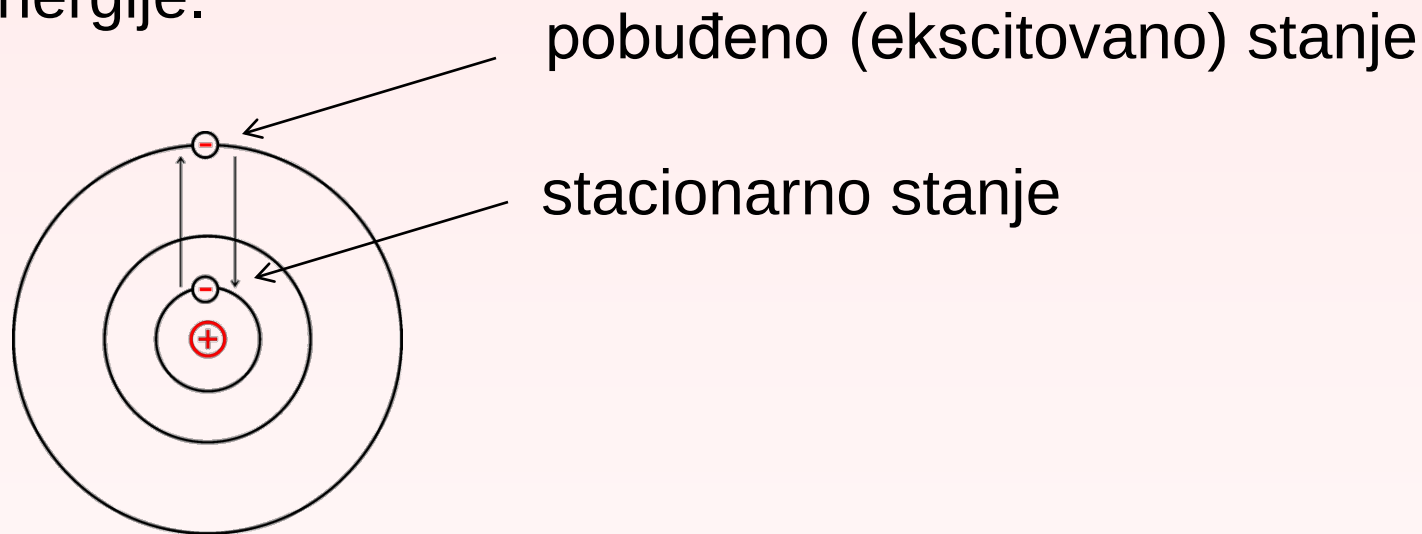
DISKONTINUALNI (linijski)
apsorpcioni spektar atoma H
(deo tzv. Balmerove serije)

Svaki element ima karakterističan elektromagnetni spektar na osnovu koga se može identifikovati, pa čak i kvantitativno odrediti.

Elektronski spektri mogu se povezati sa apsorpcijom i emisijom energije od strane elektrona, ali je pitanje zašto su oni DISKONTINUALNI? ©TMF

Nils Bor i Borovi postulati

- Elektron se kreće po kružnim putanjama – **orbitama**.
- Dozvoljene su samo neke orbite, $n = 1, 2, 3, \dots$
- Elektron koji se kreće po orbiti ne emituje energiju.
- Kada elektron prelazi na višu orbitu dolazi do apsorpcije energije, kada prelazi na nižu orbitu dolazi do emisije energije.



Suština: energija elektrona je kvantovana, otuda i naziv **KVANTNO-MEHANIČKI MODEL ATOMA**.

Matematički opis Borovog modela

$m v$ – impuls elektrona ($m = m_e$); $2r\pi$ – dužina orbite

$$m v 2r\pi = n h \quad (1) \quad m v r = \frac{n h}{2\pi} = n \hbar \quad m v r - \text{ugaoni momenat elektrona}$$

privlačna (Kulonova) sila = centripetalna sila:

$$-\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = -\frac{m v^2}{r} \quad (2)$$

kada se (1) izrazi po $v = \dots$, zameni u (2) i sredi dobija se:

$$r = n^2 \left(\frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m e^2} \right)$$

$$n = 1: \quad r_1 = a_0 = 52,9 \text{ pm} \approx 53 \text{ pm}$$

$$n = 2: \quad r_2 = 4a_0$$

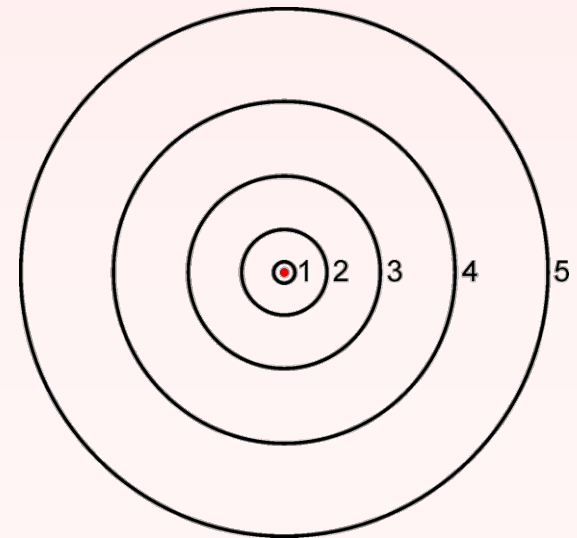
$$n = 3: \quad r_3 = 9a_0$$

$$n = 4: \quad r_4 = 16a_0$$

$\dots$ (a_0 – Borov radijus)

$$r_n = n^2 a_0$$

poluprečnik
orbite



ENERGIJA ELEKTRONA

$$E = E_k + E_p$$

$$E_k = \frac{1}{2} m v^2$$

$$E_p = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

$$v = \dots \quad \text{iz (2)}$$

$$r = \dots \quad \text{(znamo!)}$$

$$E = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}$$

$$E = -k \frac{1}{n^2}$$

Svojstva elektrona u atomu H:

$$r \quad 52,9 \text{ pm}$$

$$v \quad 2,19 \cdot 10^6 \text{ m s}^{-1}$$

$$t \quad 1,52 \cdot 10^{-16} \text{ s}$$

$$E \quad -13,6 \text{ eV}$$

$$1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_m = N_A E = -1312 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$n \nearrow \Rightarrow E \searrow$

Energija pobuđivanja elektrona, ΔE , i serije spektralnih linija

$$E_2 - E_1 = \Delta E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = \frac{1}{\lambda} hc$$

$$E_2 = \dots; E_1 = \dots \text{ (znamo!) } E = f\left(-\frac{1}{n^2}\right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_2 - \text{početno (pobuđeno) stanje}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_1 - \text{krajnje (osnovno) stanje}$$

$$R = 1,09678 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

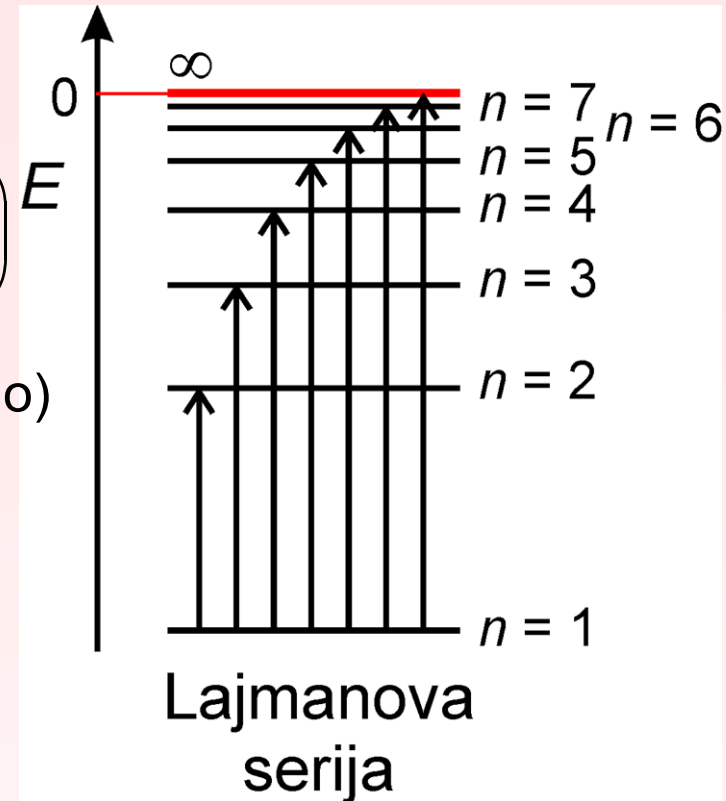
Ridbergova konstanta

Serije linija:

$$n_1 = \text{const.}, n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, \dots, 6, 7$$

$$\text{ako je } n_2 = \infty \quad E_\infty = -\frac{k}{n^2}$$

Energija jonizacije, E_i : $A(g) \rightarrow A(g)^+ + e^-$ (videti kasnije!)

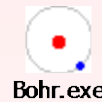


$n_1=2$ Balmer

$n_1=3$ Pašen

$n_1=4$ Braket

$n_1=5$ Pfund



KVANTNI BROJEVI

n – glavni kvantni broj

l – orbitalni kvantni broj

m_l – magnetni kvantni broj

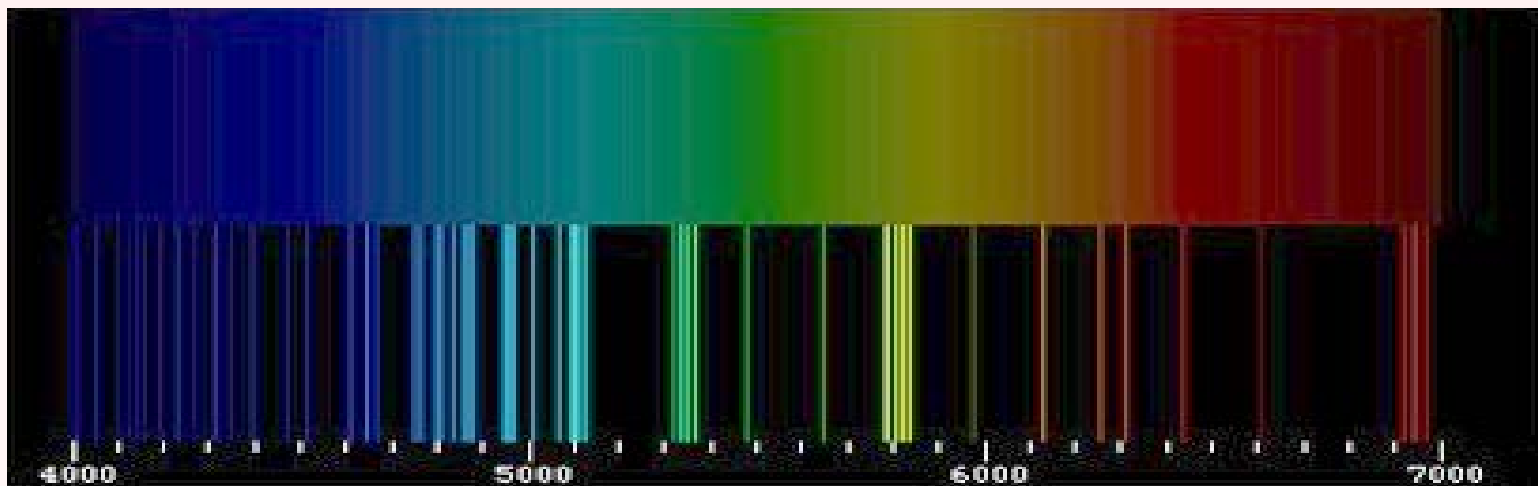
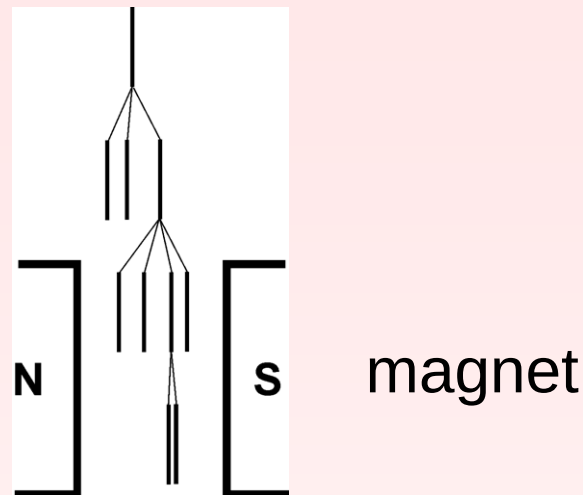
m_s – spinski kvantni broj

Potpuno opisuju položaj i energetska stanje svakog elektrona u atomu.

n – glavni kvantni broj (najvažniji za određivanje energije)

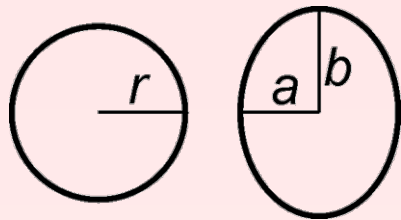
n	1	2	3	4	5	6	7
ljuska	K	L	M	N	O	P	Q
(sloj, glavni nivo)							

Borov model nije mogao da objasni fino cepanje linija elektromagnetnog spektra na više bliskih linija (bez dejstva magnetnog polja ili sa njim):



λ u angstromima ($\text{\AA}$), $1 \text{\AA} = 10^{-10} \text{ m} = 10^{-8} \text{ cm}$

Zomerfeld: osim kružnih postoje i eliptične orbite



***l* - sporedni (orbitalni, azimutski) kvantni broj**

$$l = 0, 1, 2, 3 \dots n-1$$

s *p* *d* *f*

npr. za $n = 1$ sledi $l = 0$ (*s*),
za $n = 2$ sledi $l = 0$ i 1 (*s*, *p*) itd.

s – *sharp* (oštra)

p – *principal* (glavna)

d – *diffuse* (difuzna)

f – *fundamental* (osnovna)

Savremeni način pisanja: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4f \dots$

- pokazuje oblik (eliptičnost) putanje i određuje podljusku (energetski podnivo)!

m_l - magnetni kvantni broj (u nekim knjigama samo m)

$$m_l = -l \dots -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 \dots l$$

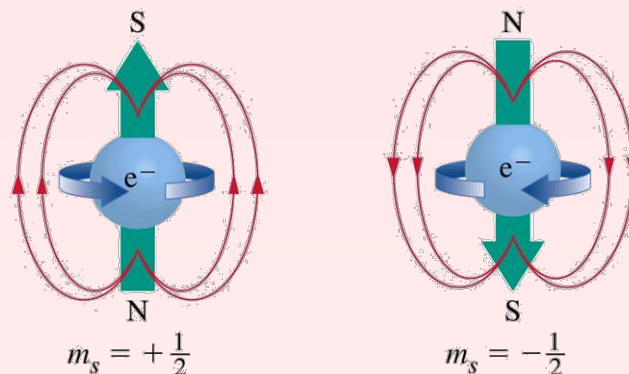
npr. za $l = 0$ sledi $m_l = 0$, za $l = 1$ sledi $m_l = -1, 0, 1$

Suština je da elektricitet (elektron) u kretanju stvara magnetno polje koje interaguje sa spoljašnjim magnetnim poljem.

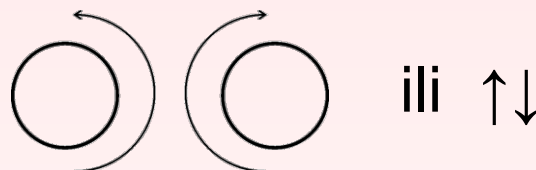
- pokazuje usmerenost orbite u prostoru i određuje pod-podnivo, ali tek u magnetnom polju!

m_s - spinski kvantni broj (kvantni broj spina, spin)

$$m_s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$$



– pokazuje smer rotacije elektrona oko sopstvene ose!



Paulijev princip isključenja: u atomu ne mogu postojati dva elektrona sa jednakim kvantnim brojevima.

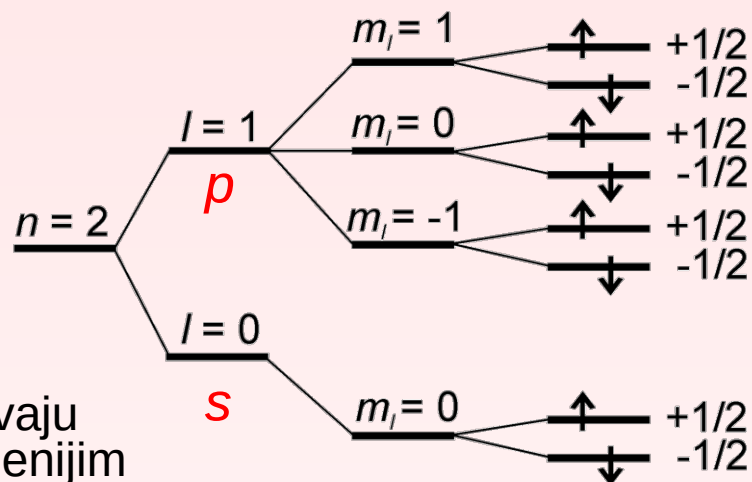
Posledice:

- maksimalan broj elektrona na jednoj orbiti (tri kvantna broja su jednaka, samo se mogu razlikovati po spinu, m_s): **2**
- maksimalan broj elektrona na podljusci: **s – 2 , p – 6 , d – 10 , f – 14**
- maksimalan broj elektrona na ljusci: **$2n^2$** .

PRIMERI

<i>n</i>	1	2	3	4	5	6	7	...
ljuska	K	L	M	N	O	P	Q	
broj e ⁻	2	8	18	32	50	72	98	...

Nivoi se popunjavaju elektronima po složenijim pravilima.



<i>n</i>	1	2				3								
<i>l</i>	0	0	1			0	1			2				
<i>m_l</i>	0	0	1	0	-1	0	1	0	-1	2	1	0	-1	-2
<i>m_s</i>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

PRIMERI, dalje

Ako je glavni kvantni broj $n = 4$, napisati sve moguće vrednosti ostalih kvantnih brojeva.

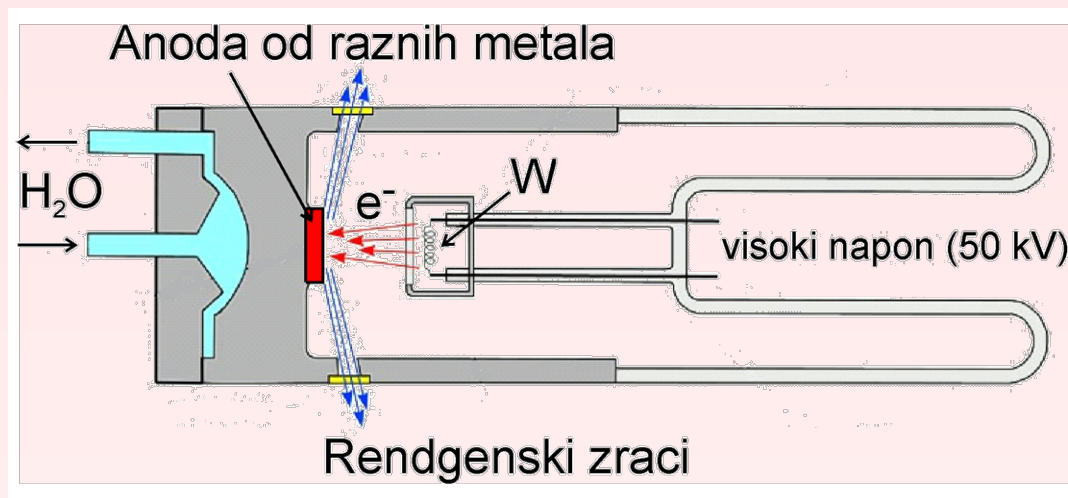
Objasniti koji od setova kvantnih brojeva nije moguć:

a) $(4, 2, -2, 0)$ ili $(3, 1, 1, +\frac{1}{2})$

b) $(3, 0, 0, -\frac{1}{2})$ ili $(2, 2, 1, -\frac{1}{2})$

- Kada je $n = 2$, vrednosti l mogu da budu 0 i 1.
- Kada je $l = 1$, vrednosti m_l mogu da budu $-1, 0$ i 1 , a podnivo se obeležava sa p .
- Kada je $l = 2$, podnivo se naziva d podnivo.
- Kada je podnivo označen sa s , vrednost l je 0, a m_l ima vrednost 0.
- Kada je podnivo označen sa p , u njemu se nalaze 3 orbitale.
- Kada je podnivo označen sa f , ima 7 vrednosti m_l i u njemu se nalazi 7 orbitala.

Rendgensko zračenje i Mozlijev zakon

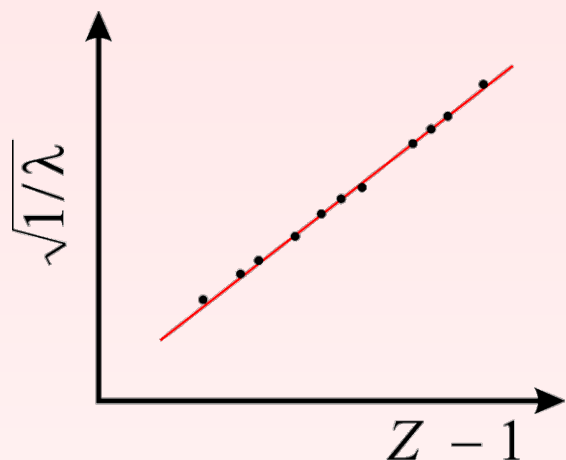


- Rendgenski zraci (X-zraci) su elektromagnetni talasi dužine od 10^{-8} do 10^{-12} m (male λ , velike E - reda veličine keV).
- rendgensko zračenje potiče od elektrona iz unutrašnjih nivoa, čak od elektrona najbližih jezgru atoma metala.

Mozli je pratio talasne dužine, λ , rendgenskog zračenja u zavisnosti od metala anode i njegovog položaja u Periodnom sistemu (takođe postoji više linija).

Za tzv. $K\alpha$ -liniju važi:

$$\frac{1}{\lambda} = k(Z-1)^2 \quad \text{ili} \quad \sqrt{\frac{1}{\lambda}} = k_1(Z-1)$$



Z – ATOMSKI (redni) BROJ

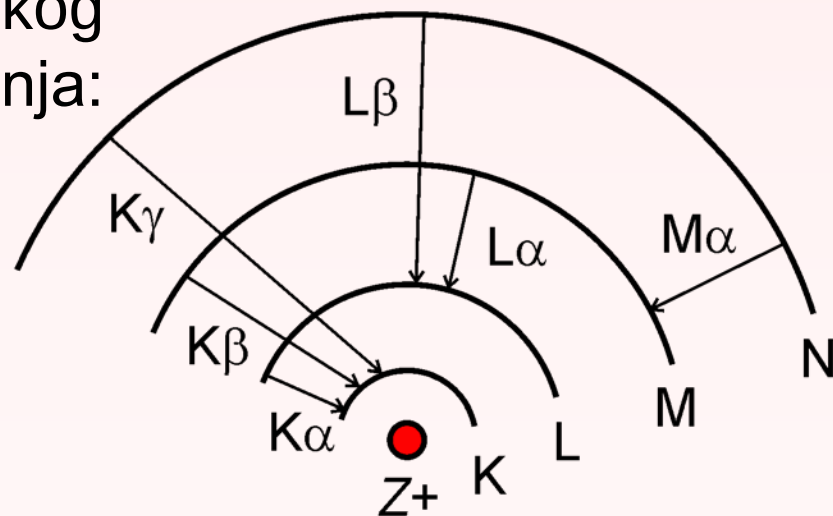
Hemijski element se sastoji od atoma istog atomskog broja, Z .

Z određuje položaj elementa u Periodnom sistemu i jednak je broju protona, odnosno broju elektrona.

Nastanak rendgenskog zračenja:

$Z-1$ znači da elektroni **zasenjuju** jedan drugog – privlačna sila jezgra u manjoj meri deluje na spoljašnje elektrone jer je jezgro delimično zaklonjeno unutrašnjim elektronima.

©TMF



Za kraj, Borov model atoma tačno opisuje atom vodonika, ali ne i ostale atome. Ipak ...

Atom H

$$F = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2}$$

$$r = f(n^2)$$

$$E = -f\left(\frac{1}{n^2}\right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Ostali atomi

$$F = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r^2}$$

$$r = f\left(\frac{n^2}{Z}\right)$$

$$E = -f\left(\frac{Z^2}{n^2}\right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = f(Z^2) R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

sledi: $Z \nearrow$; $|F| \nearrow$; $r \searrow$; $E \searrow$; $1/\lambda \nearrow$ ($\lambda \searrow$, $\nu \nearrow$, $E \nearrow$)