

# ATOM

- Najsitnija čestica hemijskog elementa.
- Svaki hemijski element ima atome sa jedinstvenim osobinama.
- Atomi različitih hemijskih elemenata se razlikuju po svojim osobinama.

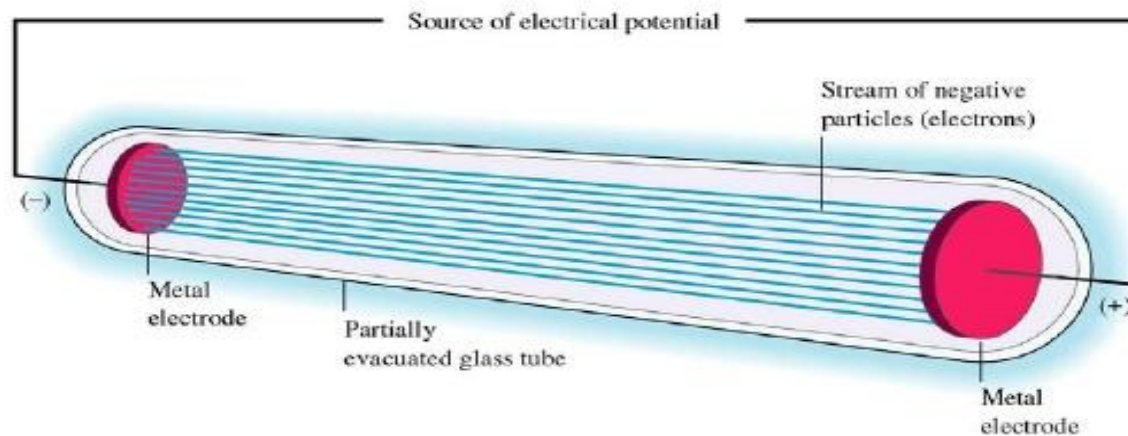
Prema tome, treba da se razlikuju i po svojoj – strukturi.

# STRUKTURA ATOMA

## ▶ RAZVOJ MODELA ATOMA

- Dalton daje atomsku strukturu materije (1805)
- Goldstein otkriva “kanalne zrake” (kasnije nazvani protoni) (1886)
- J.J. Thompson otkriva elektron (1897) (katodni zraci)
- Thompsonov model atoma “puding od šljiva”
- E. Raderford otkriva atomsko jezgro i daje planetarni model atoma(1910)
- Borov model atoma (1913)
- Talasno- mehanički model atoma
- Hajzenbergov princip neodređenosti (1925)
- Šredinger daje “talasnu mehaniku” (1926)
- Dirak integriše prethodna dva modela (1926)
- Čedvik otkriva neutron (1932)

- ▶ Stoni - krajem XIX veka predvidio čestice negativ naelektrisanja – ELEKTRONE,  $e^-$
- ▶ Katodni zraci dobijeni u katodnoj cijevi, -pod dejstvom električnog polja skreću ka pozitivn polu



▶ Tomson

Tomson je odredio brzinu katodnih zraka ( $5 \times 10^7 \text{ m/s} = 1/6$  brzine svjetlosti) i odnos  $e/m$  (*uvijek je konstantan*  $= 10^{11} \text{ C/kg}$ ) **bez obzira koji se gas nalazi u cijevi i od kog materijala je katoda napravljena.**

▶ Miliken

Odredio naelektrisanje elektrona ( $1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ )

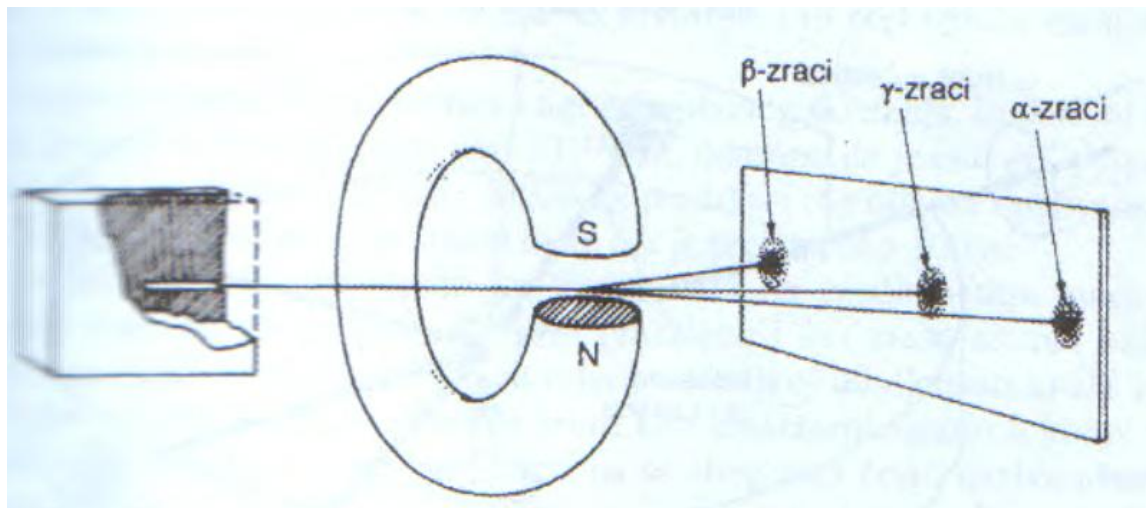
**Tomsonov** model atoma „Puding od šljiva,, ili „kostica u jagodi,,

Pozitivno naelektrisan puding u kome su sljive – negativno naelektrisane

**Raderford** – planetarni model

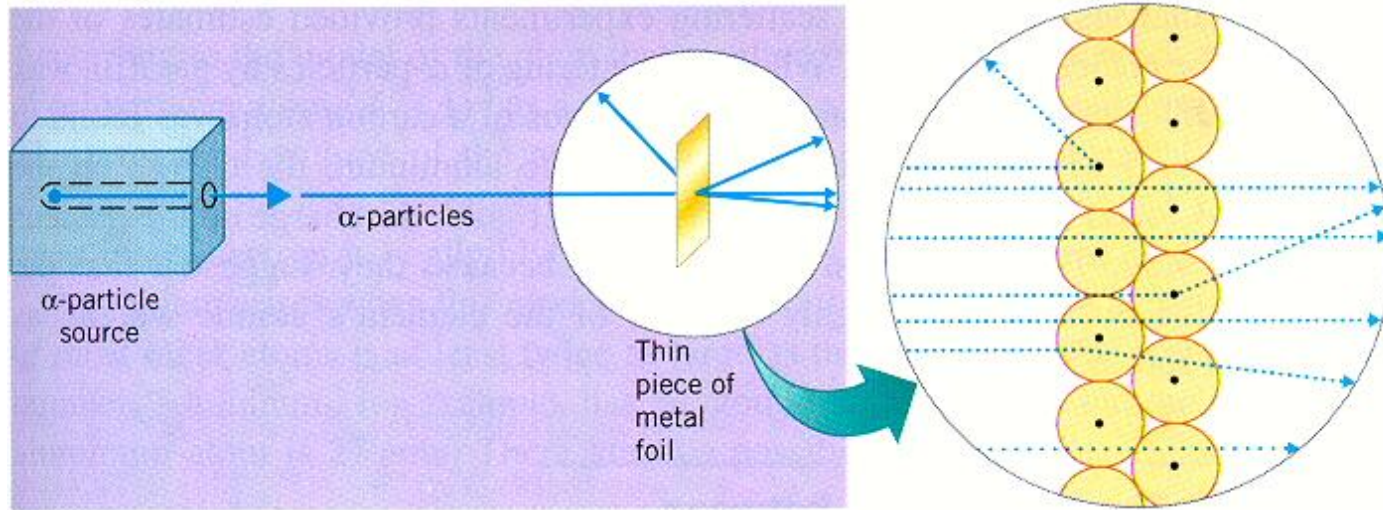
# ► Radioaktivnost

spontano emitovanje zračenja – radioaktivno zračenje



- **$\alpha$  – (zranci) čestice predstavljaju struju jezgara helijumovih atoma  ${}_2^4\text{He}$**
- **$\beta$  - (zranci) čestice predstavljaju struju elektrona**
- **$\gamma$  – zranci predstavljaju elektromagnetno zračenje vrlo malih  $\lambda$ .**

# Raderfordov ogled sa $\alpha$ -česticama



## ► Raderford

**U atomu postoji - mnogo praznog prostora i jedan mali pozitivno naelektrisan centar –NUKLEUS ATOMA**

**U nukleusu su čestice - PROTONI,**

**$r(\text{jezgro})/r(\text{atom})=10^{-12}\text{cm}/10^{-8}\text{cm} = 10^4$ puta manji**

**(kao da se kuglica prečnika 1cm nalazi u centru lopte prečnika 100m)**



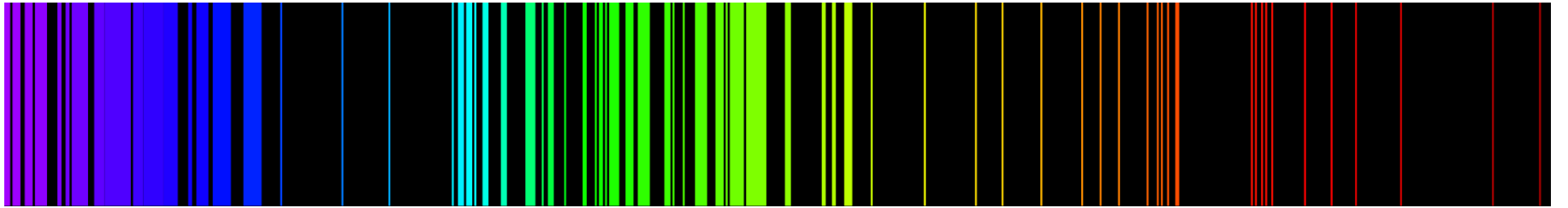
- **Raderford: mini-planetarni sistem u kome se oko elektropozitivnog jezgra, na velikom rastojanju kreću elektroni**

Nedostaci: • Nestabilnost atoma

- Nemogućnost tumačenja linijskih spektara atoma

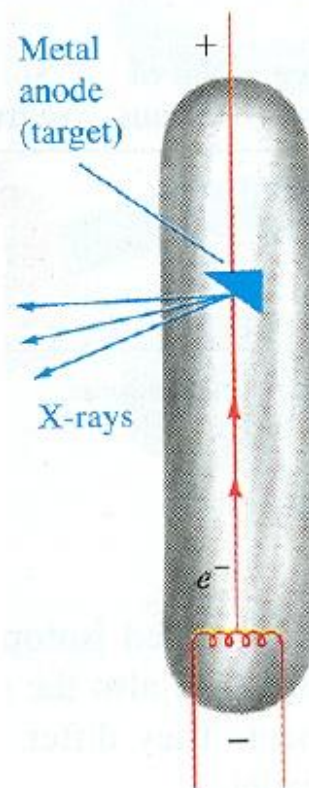
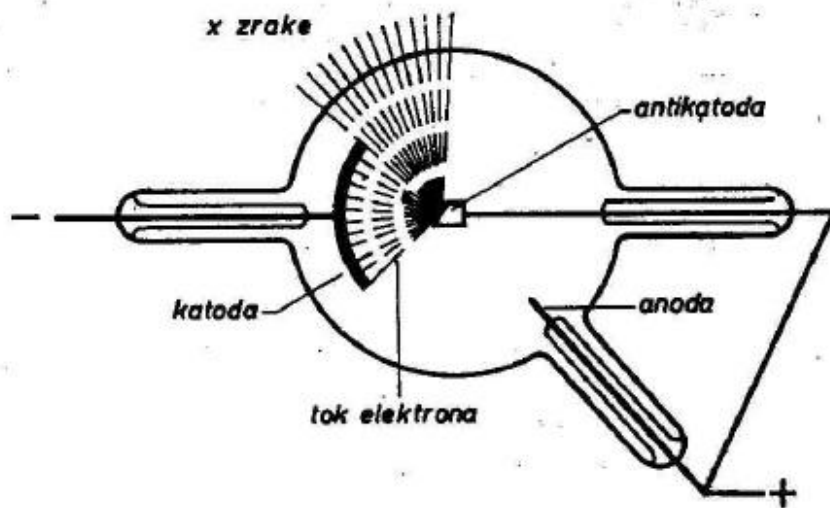
.

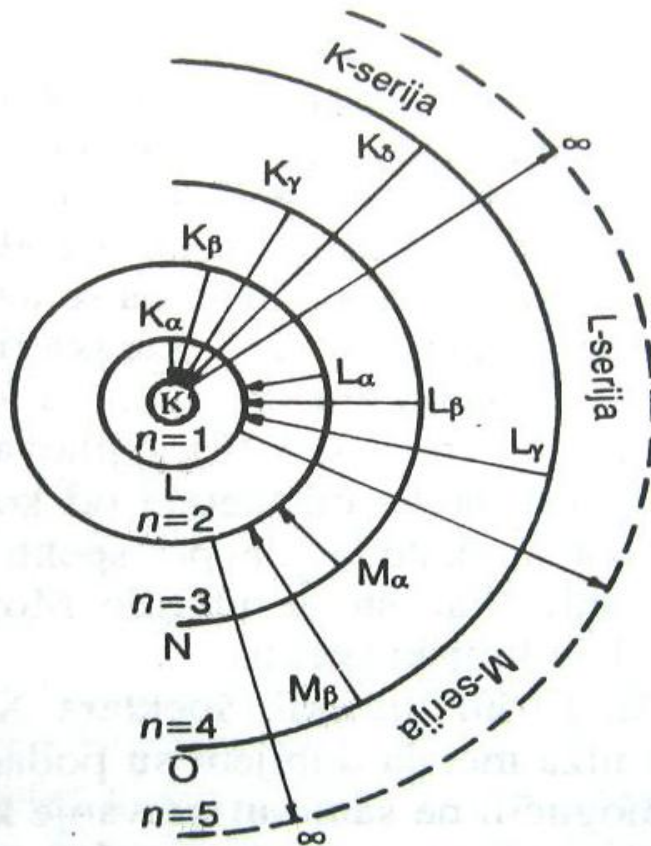
# Linijski emisijski spektri vodonika(a) i gvožđa (b)



**Rendgen – X-zranci:** pri udaru katodnih zraka o atome elemenata.  
***X-zranci-elektromagnetno zračenje čija je talasna dužina od 0,01 do 1nm***

## **Mozli - RENDGENSKI SPEKTRI ELEMENTARNIH SUPSTANCI**





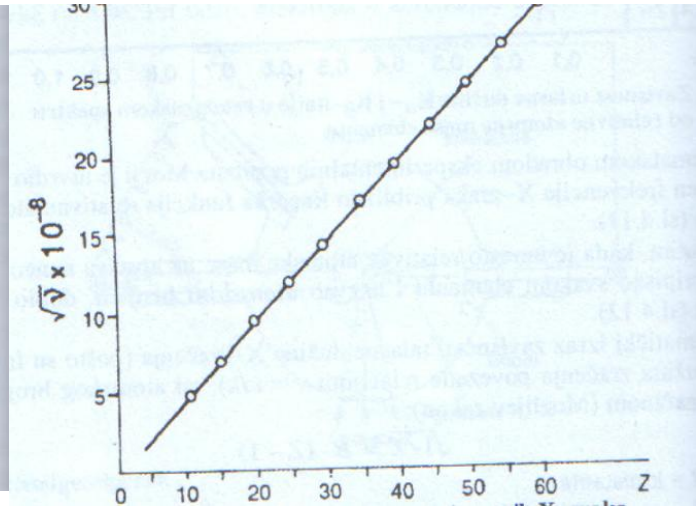
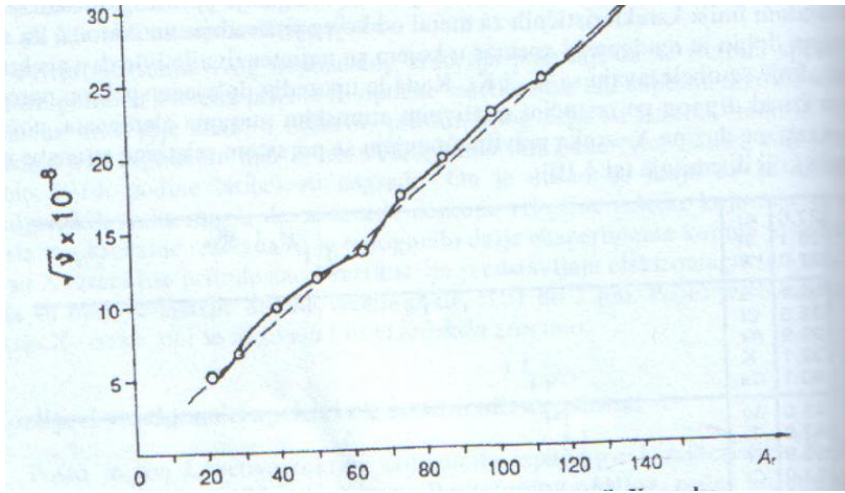
- ***Najprodorniji X-zraci su K-zraci***

**Sl.5.19. Nastajanje rendgenskog zračenja**

- Talasna dužina X-zraka se pravilno mijenja sa porastom Ar metala.
- Zavisnost talasne dužine X zračenja od atomskog broja elementa dat je odnosom:

$$\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = R (Z - 1)$$

- R- konstanta
- Z – atomski broj (redni broj)
- $\lambda$  - talasna dužina emitovanog X zračenja
- **Odredio je naelektrisanje jezgra**



$$\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = R (Z - 1)$$

- **ATOMSKI ili REDNI BROJ – Z**

**Atomski broj je broj protona u jezgru.**

- Kod lakših atoma je on jednak približno polovini relativne atomske mase.

**Čedvik** ispitujući “berilijumsko zračenje” otkrio neutrone,  $n^0$ , u jezgru atoma ( $m \approx m_{p+}$ )



	<b>masa</b>	<b>naelektrisanje</b>
$p$	$1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$+ 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
$n$	$1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$0$
$e$	$5,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	$- 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

➤ **Sodi :** Izotope - to su atomi istog elementa koji u jezgru, imaju isti broj protona, a različit broj neutrona

- NUKLEONI - protoni i neutroni
- NUKLID - sinonim za izotop čiji svi atomi imaju isti maseni broj

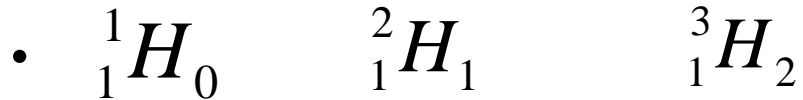
**MASENI BROJ – A, zbir protona i neutrona u jezgru (broj nukleona)**

$$A = p^+ + n^0$$

-



- - izotopi vodonika:



- - izotopi kiseonika:  ${}^{16}_8O_8$        ${}^{17}_8O_9$        ${}^{18}_8O_{10}$

- **Relativne atomske mase nisu cijeli brojevi:**

- 1. mase protona i neutrona nisu iste (neznatno se razlikuju)**
- 2. pri nastanku jezgra dolazi do gubitka mase na račun oslobađanja energije potrebne za stvaranje jezgra "defekt mase".**
- 3. različita zastupljenost izotopa u smješi**

$$Ar(X) = \sum x_i \cdot Ar_i$$

**gde je:**  $x_i$  – molski udio izotopa

$Ar_i$  – relativna atomska masa izotopa

**Na primjer:**

	$Ar$	$x$	
$^{16}\text{O}$	15,99491	0,99759	
$^{17}\text{O}$	16,99913	0,00037	$\Rightarrow Ar = 15,99937$
$^{18}\text{O}$	17,99916	0,00204	

***Kod atoma čiji redni broj:***

***-ne prelazi 20 stabilni izotopi sadrže isti broj  $p^+$  i  $n^0$***

***-kada je  $Z > 20$  stabilniji je atom koje broj  $n^0 > p^+$***

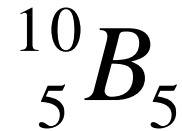
***• Najnestabilnija jezgra su sa neparnim brojem  $n^0$  i  $p^+$***

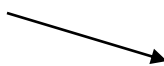

**Izobari - atomi elemenata koji imaju isti maseni broj,  
a različit atomski broj**

- Pr.

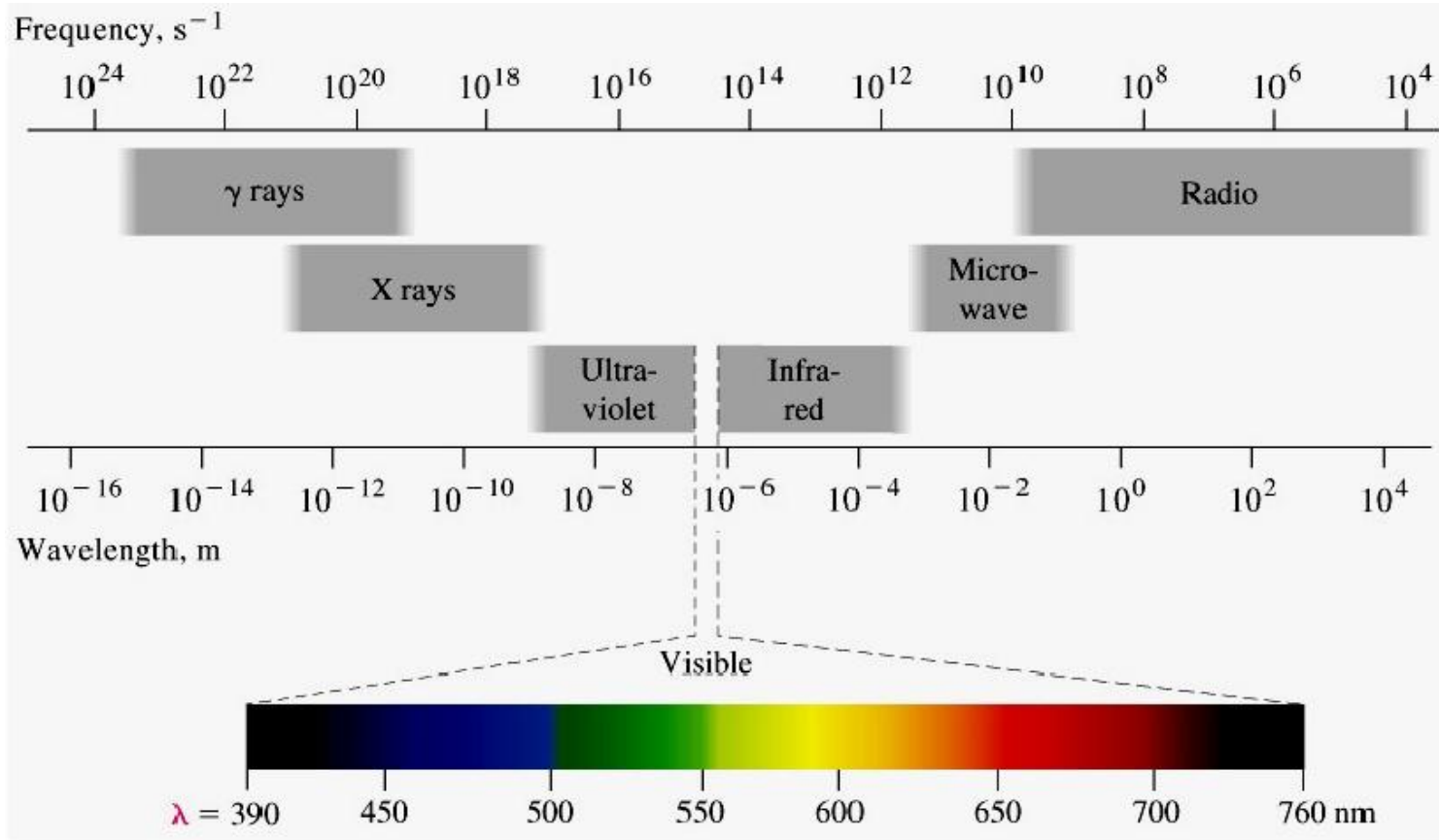


- **Izotoni** - u jezgru sadrže isti broj neutrona, a različit im je atomski broj



- $p^+$  
- $n^0$   u jezgru
- $e^-$  - kruže oko jezgra
- Kretanje malih čestica (elektrona i dr. subatomskih čestica) ne pokorava se zakonima klasične mehanike već zakonima kvantne mehanike

# Elektromagnetni spektr



- **Nils Bor - 1913. godine:**
- **Atomska teorija - model atoma vodonika - planaran**
- Niels Bohr daje svoj model atoma na osnovu:
  - Kvantne teorije
  - Linijskih spektara atoma
  - Činjenice da su atomi stabilni

## ▪ Energija je kvantizovana

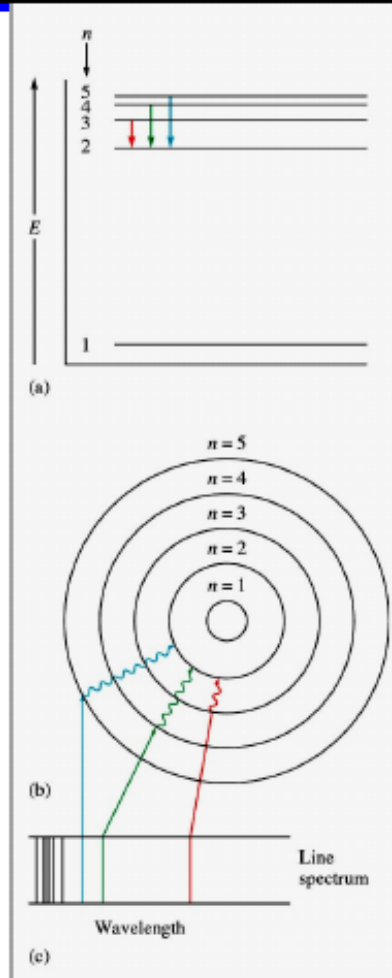
- Energija zračenja se može emitovati ili apsorbovati samo kao celobrojni umnožak određenog najmanjeg kvantuma energije, kvanta, koji je za svaku frekvencu različit i njoj proporcionalan.
- $E = h \nu$
- $h = 6,6256 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$
- $E = n \cdot h \cdot \nu$
- ATOMSKI SPEKTRI
- KONTINUALAN SPEKTAR sadrži niz talasnih dužina.
- LINIJSKI SPEKTAR sadrži samo linije određenih talasnih dužina. Daju ga gasovi.

$$E_2 - E_1 = h\nu$$

E2

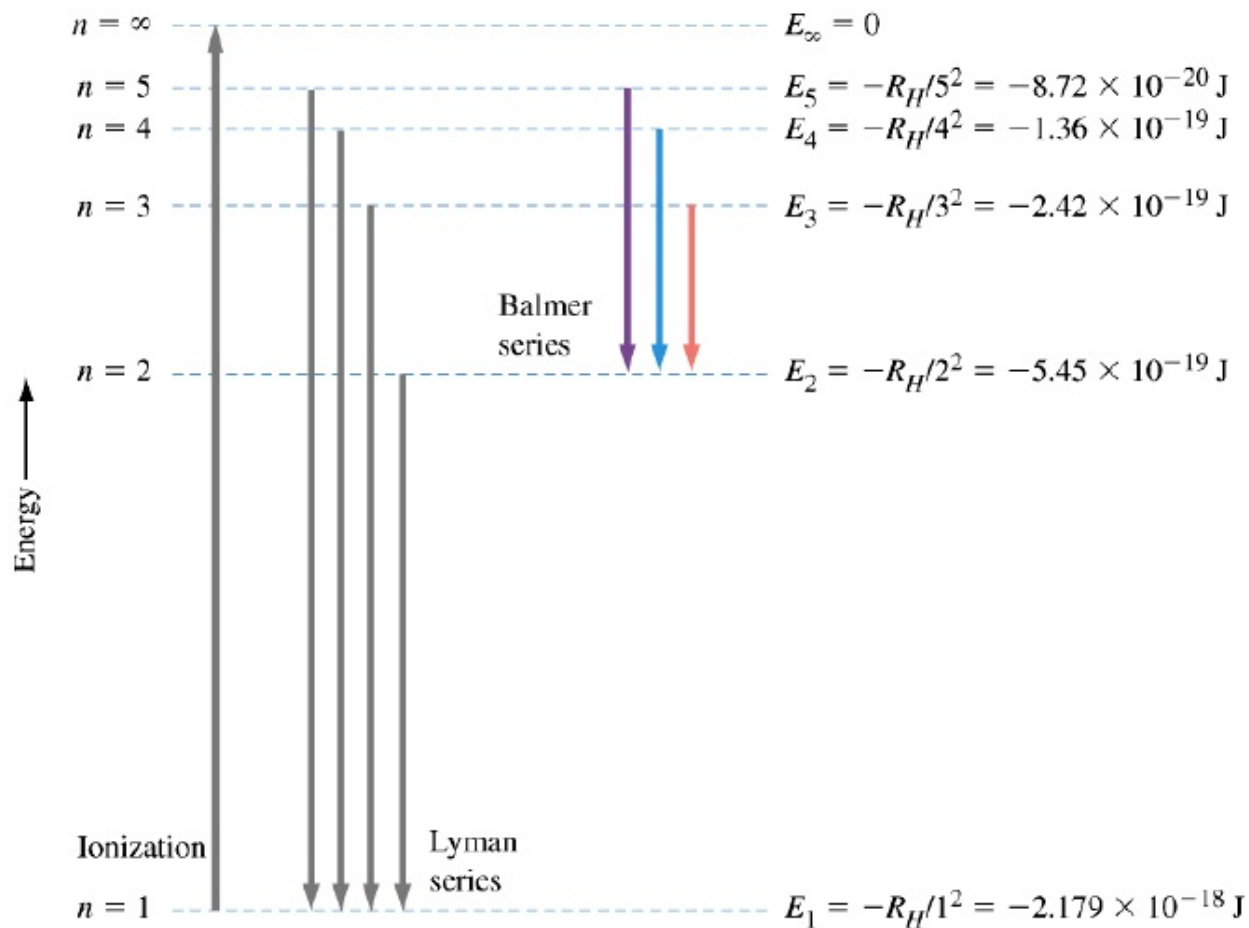


E1

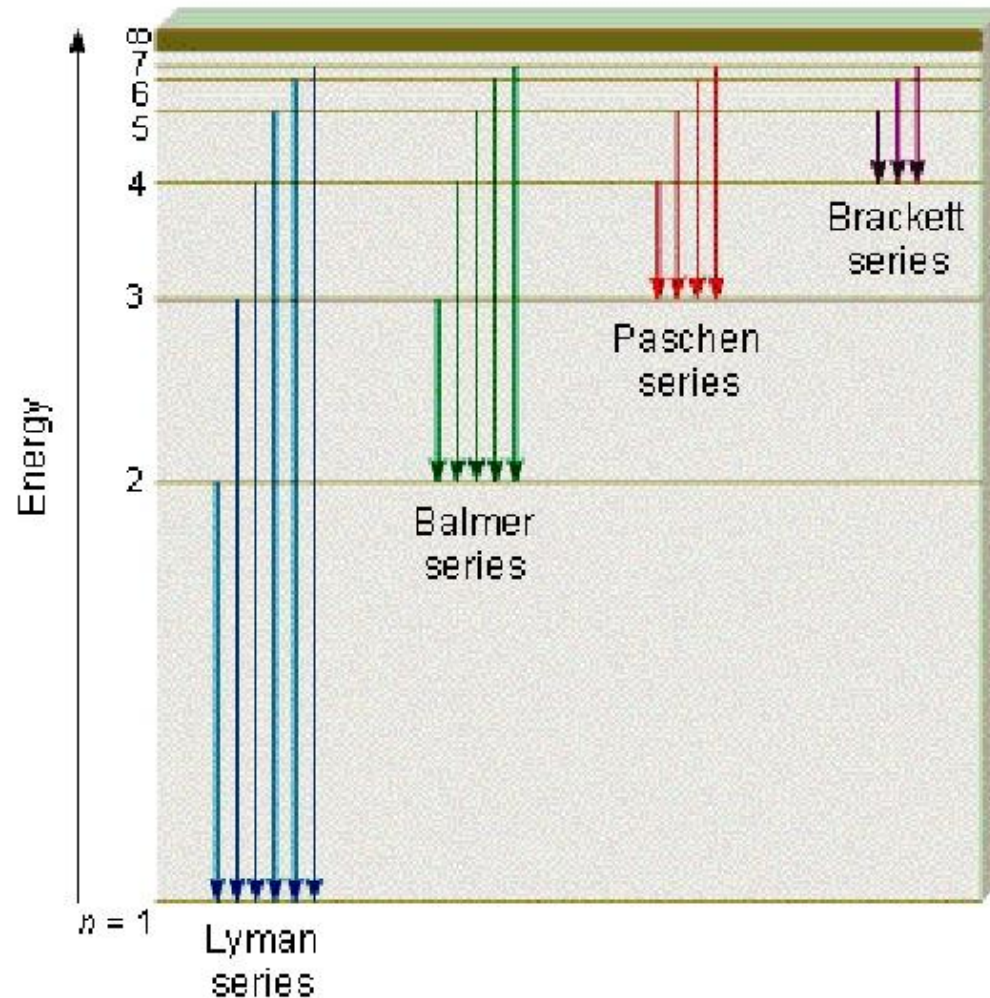




# Bor je riješio linijske spektre atoma vodonika



# Vrste spektralnih linija atoma vodonika



ATOMSKI SPEKTAR – linijski spektar od atoma u ekscitovanom stanju.  
Spektar atoma vodonika je najjednostavniji.

- Balmer (1885) otkrio linije u vidljivom dijelu spektra

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ cm}^{-1}$$

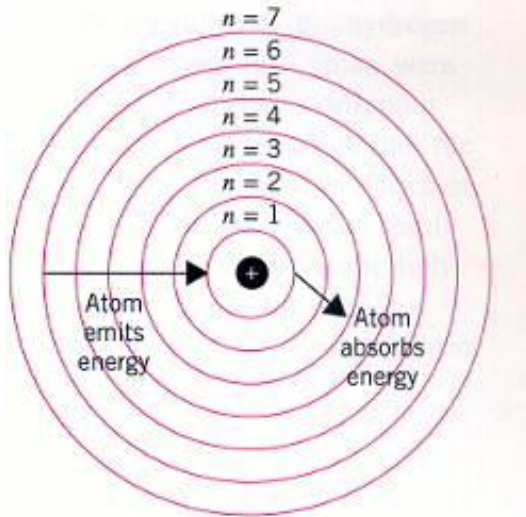
- $\tilde{\nu}$  - talasni broj za  $n = 3, 4, 5$  i  $6$   
 $\lambda$  - talasna dužina spektralne linije  
 $R$  -  $109678 \text{ cm}^{-1}$

Neke spsktralne linije u atomskom spektru vodonika:

<i>Ime serije</i>	<i>nl</i>	<i>nh</i>
LAJMANOVA	1	2,3,4
BALMEROVA	2	3,4,5
PAŠENOVA	3	4,5,6,
BREKETOVA	4	5,6,7
PFUNDOVA	5	6,7

- U vidljivom dijelu spektra atoma vodonika uočavaju se četiri linije
- Bor je predvidio i druge spektralne linije u nevidljivom dijelu spektra atoma vodonika.

## Borovi postulati:



1. Elektron kruži oko jezgra po određenim, **dopuštenim**, putanjama a da pri tome ne emituje energiju. To je **stacionarno stanje**. Najniža od tih putanja je osnovno ili normalno stanje atoma.

$$r_n = n^2 r_1$$

$$E_{\text{elektrona}} = R' / n^2$$

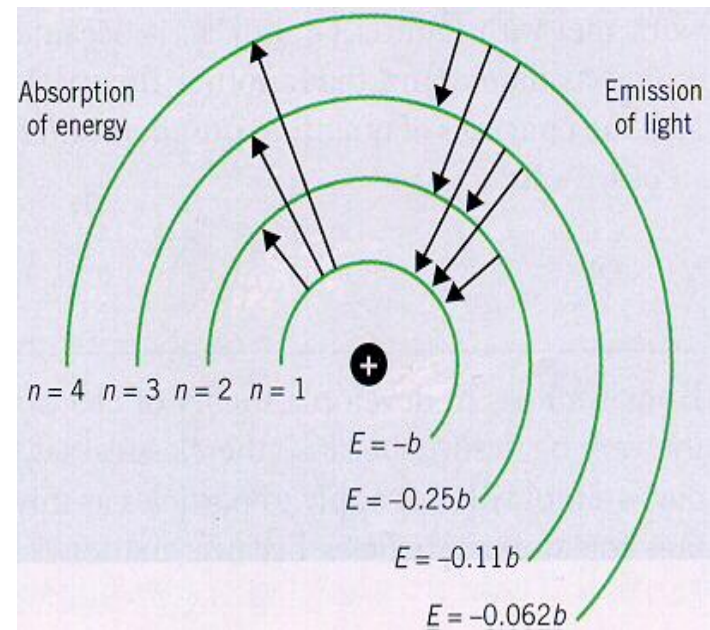
- 2. Apsorpcija i emitovanje energije od strane atoma se dešava samo prilikom skoka elektrona sa jedne dopuštene putanje na drugu.  $E_2 - E_1 = h \cdot \nu$

- Stanja u kojima atom ima višu energiju nazivaju se ekscitovana (pobuđena) stanja.

- $E_n - E_m = h\nu$   
( $m < n$ )

- $n_1 < n_2$

Promjena u energiji je jednaka kvantu zračenja – FOTON-u



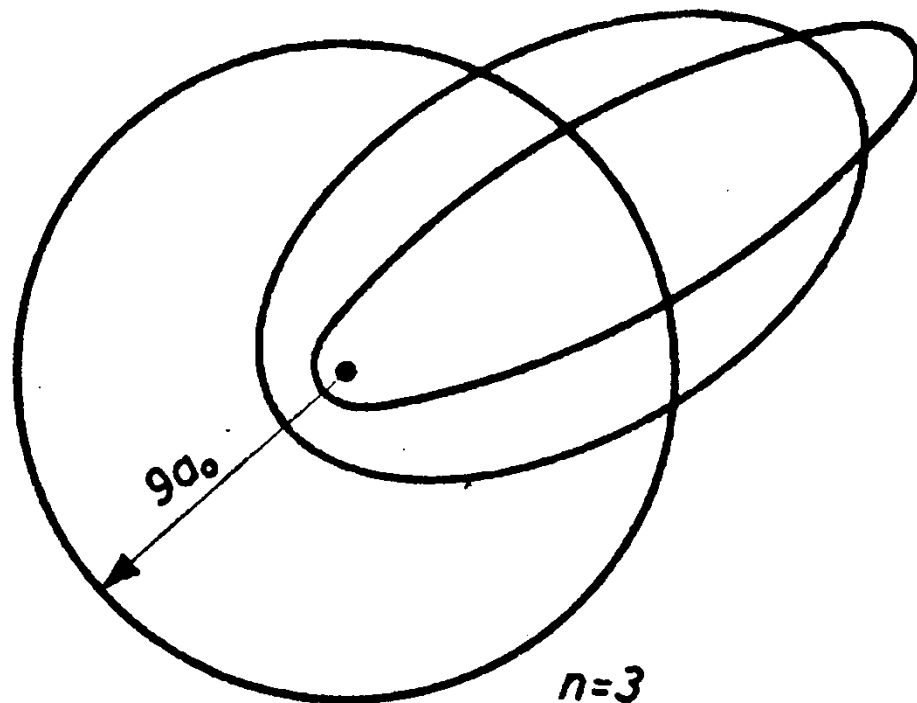
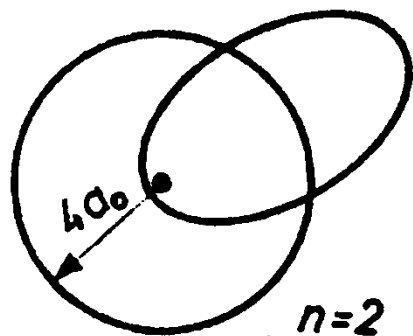
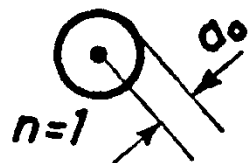
## • NEDOSTACI BOROVOG MODELA ATOMA

- Sve elektronske orbite su kružnog oblika i čine skup koncentričnih kružnica
- Svi elektroni sa istim kvantnim brojem  $n$  imaju isti sadržaj energije
- Kod atoma sa više od jednog elektrona nije dao dobre rezultate

### ► Zomerfeld

**Elektron u atomu se može kretati i eliptičnim orbitama**

Zomerfeldova teorija je doprinijela boljem sagledavanju energetskih podnivoa u okviru glavnog energetskog nivoa,  $n$



**Borov model atoma bila je veoma uprošćena predstava o elektronu.**

**Model atoma sa kvantno-mehaničkog stanovišta - tri principa:**

**Borov postulat o stacionarnim stanjima atoma**

**2. Hipoteza De Brojja – dualističko ponašanje malih čestica**

- kao čestice (imaju masu)
- pokazuju i osobine talasa

**3. Hajzenbergov princip neodređenosti - ne može se istovremeno utvrditi i mesto nalaženja e- i energija**

De Broj: Čestice imaju karakteristike talasa

$$h\nu = mc^2 / c^2$$

$$h\nu/c = mc$$

$$h/\lambda = mc \quad (\text{obzirom da je } \nu/c = 1/\lambda)$$



- **De Broj: Čestice imaju karakteristike talasa**  
$$hv = mc^2 / c^2$$
$$hv/c = mc$$
$$h/\lambda = mc \quad (\text{obzirom da je } v/c = 1/\lambda )$$
- **Talasna priroda elektrona potvrđena :  
Interferencijom katodnih zraka**
- **Nakon dokaza i prihvatanja talasne prirode elektrona uveden je elektronski mikroskop, objašnjeni : valentnost, hemijska veza, periodni sistem elemenata**
- **Postojanje molekula je posledica talasne prirode elektrona.**

Postojanje molekula je posledica talasne prirode elektrona.

ORBITALE - FUNKCIJE KOJE OPISUJU TALASANJE ELEKTRONA.

Šredinger, Hajzenberg i Dirak su nezavisno jedan od drugog dali svoje opise atomskih spektara i zajedničku teoriju :

„TALASNO–MEHANIČKA TEORIJA O STRUKTURI ATOMA“