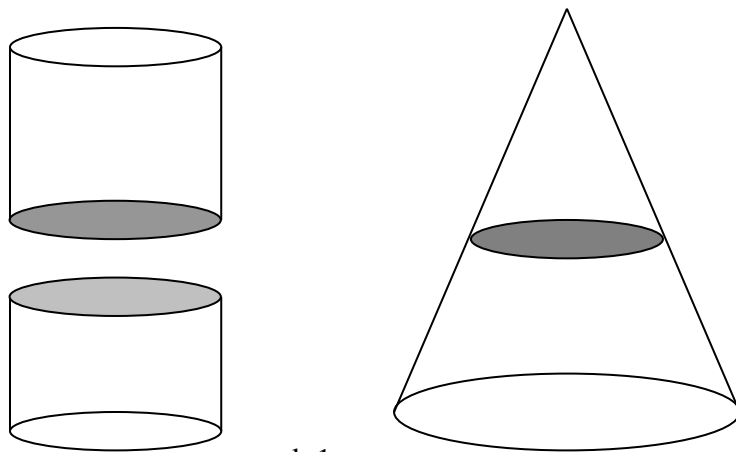


# Atomska fizika

## Modeli atoma

Još pre 2500 godina grčki filozof Demokrit je došao na ideju da je sva materija sačinjena od najsitnijih i nedeljivih čestica, koje je on nazvao atomi ( od grčke reči *atomus* – nedeljiv ). Do ove ideje Demokrit je došao čistim razmišljanjem – starogrčki filozofi nisu previše cenili eksperimentalni metod u nauci. Logika koju je Demokrit upotrebio, da bi uopšte došao do ideje o postojanju ovakvih nedeljivih čestica, je vrlo zanimljiva i naravno pogrešna. On je razmišljao o horizontalnim presecima valjka i kupe. Gornji i donji deo preseka valjka moraju biti jednaki ( sl. 1.), dok kod kupe donji deo preseka mora biti veći od gornjeg preseka, prosto zato što se kupa sužava ka svom vrhu. Sada je Demokrit pretpostavio da se ova kupa najmanje moguće sužava prema vrhu, a da je nož kojim sečemo kupu najoštriji i najtanji mogući nož. Tada je razlika površina donje i gornje strane preseka najmanja moguća. Tačnije, ako

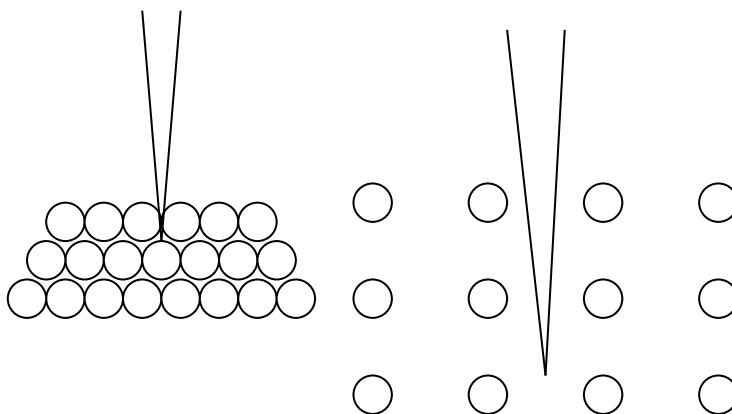


sl. 1.

ove dve kružne površine postavimo tako da im se centri poklope, tada se one razlikuju za površinu kružnog prstena koji tako nastaje. S obzirom da je kupa se najmanjim mogućim nagibom, a da ne postoji tanji nož od upotrebljenog, mora biti da je debljina ovog prstena najmanja moguća. Kako je kupa sačinjena od čestica i ako pretpostavimo da pomenuti prsten čini niz takvih čestica, tada je debljina prstena jednaka prečniku takve čestice. Kako je debljina tog prstena najmanja moguća, to znači i da je prečnik takve čestice najmanji moguć. To dalje znači da je ta čestica najmanja moguća čestica, a samim tim znači da je nedeljiva. Naime, ako bi bila deljiva to znači da ne bi bila najmanja.

Tako je Demokrit došao do ideje o »nedeljivim« atomima koji čine svekoliku materiju.

Daljim razmišljanjem Demokrit je, iz pogrešne pretpostavke da su atomi nedeljivi i uglavnom pogrešnom logikom, došao do tačnog zaključka da u materijalu ( koga čine ) atomi nisu gusto pakovani, već da se nalaze na izvesnim međusobnim rastojanjima. On je zamislio jednu jabuku i ako su atomi, koji je čine, gusto pakovani tada ne bismo mogli da je presečemo, zato što bi nož vrlo brzo naišao na neki od atoma, a kako je atom nedeljiv to bi zaustavilo nož. Dakle, umovao je on, atomi moraju biti razmaknuti da bi nož pri sečenju jabuke mogao da prolazi između njih ( sl. 2.).



sl. 2.

Sa propašću Jonjanske kulture došlo je zamiranja naučnih ideja u Staroj Grčkoj, a jedna od njih bila je i Demokritova ideja o atomima.

U nauci modernog doba prvi je ideju o atomima (1808. god.), ali i o molekulima obnovio engleski hemičar Džon Dalton kada je otkrio zakon stalnih masenih odnosa. On je otkrio da se određeni materijali pri hemijskom sjedinjavanju uvek sjedinjavaju u istim masenim odnosima. Recimo: 1 gr vodonika će se uvek sjediniti sa tačno 8 gr kiseonika, gradeći na taj način 9 gr vode. Dalton je, sasvim logično, pretpostavio da se i vodonik i kiseonik sastoje od elementarnih čestica – atoma, pri čemu je atom kiseonika 8 puta masivniji od atoma vodonika, a da voda nastaje spajanjem ove dve čestice u molekul čija je masa 9 puta veća od vodonikove... Istini za volju Dalton nije bio baš najprecizniji u merenju, pa je

njegova masa kiseonika bila 7 puta veća od mase vodonika. Jedina greška u ovom Daltonovom razmišljanju, ali sasvim razumljiva, je bila da se u stvarnosti dva atoma vodonika spajaju sa jednim atomom kiseonika ( setite se da formula vode jeste  $H_2O$  ), a to znači da je atom kiseonika ne 8 puta već 16 puta masivniji od atoma vodonika. Dalton je poznat i po tome što je bio slep za boje, a ovaj fenomen po njemu nosi ime – daltonizam.

Malo kasnije engleski fizičar Majkl Faradej radeći na zakonima elektrolize propušta priliku da dokaže postojanje atoma i molekula.

1869. godine ruski hemičar Dmitrij Ivanovič Mendeljejev je uspeo da napravi red u do tada otkrivenim elementima i da ih smesti u čuveni – Periodni sistem elemenata.

1871. godine najveći zagovornik postojanja atoma i molekula XIX veka austrijski fizičar Ludvig Bolcman je pretpostavio da se gas sastoji od molekula koji se kreću ( Molekulska – kinetička teorija gasova - II razred ), pa je iz ove pretpostavke upotrebom matematičkog jezika uspeo da izvede četiri gasna zakona, koja su već ranije bila poznata u fizici.

Krajem XIX veka većina naučnika je sumnjala u postojanje atoma, a ovo je posebno važno za naučnike sa nemačkog govornog područja. U tome se naročito isticao Ernst Mah.

1895. godine nemački fizičar Vilhelm Rentgen je otkrio X – zrake.

1896. godine francuski naučnik Anri Bekerel je otkrio radioaktivnost, tj. postojanje prirodnih radioaktivnih elemenata. Do otkrića je stigao sasvim slučajno. Istraživao je fosforescenciju različitih materijala, pa je jednog dana to radio sa rudom urana poznatom kao *peh blenda*. No dan nije bio sunčan pa je komad rude ostavio u fioci. U fioci se slučajno nalazio i neupotrebljen foto-film. Posle nekoliko dana Bekerel je otkrio da je film osvetljen iako je bio zamotan u crni papir, tj. zaštićen. Njegova pretpostavka je bila da ruda urana emituje neko, do tada, nepoznato zračenje koje je toliko prodorno da ga zaštitni papir nije mogao zaustaviti. Odmah zatim bračni par Pjer i Marija Kiri ( Bekerelov student – diplomac ) u saradnji sa Bekerelom otkrivaju dva nova radioaktivna elementa: polonijum ( nazvan po Poljskoj jer je madam Kiri bila rodom iz Poljske ) i radijum – po kome je i cela pojava dobila ime. Naime, radijum mnogo više zrači od drugih radioaktivnih materijala, čak toliko da u mraku iz sebe emituje plavu svetlost, pa je Marija Kiri ovu »radijumovu aktivnost« skraćeno nazvala »radioaktivnost«.

1897. godine engleski fizičar i direktor čuvene Kevendiš laboratorije Dž. Dž. Tomson je sa svojim saradnicima otkrio elektron.

1905. godine Albert Ajnštajn je prvi dao neporecive dokaze o postojanju atoma, tj. molekula objasnivši Braunovo kretanje. Škotski botaničar Braun je, pod mikroskopom, otkrio da zrnca polenovog praha, koja su potopljena u vodu, ne miruju nego se kreću po cik-cak putanjama. Ajnštajn je pretpostavio da je ovo posledica njihovih sudaranja sa molekulima vode koji se kreću haotično, a onda je to matematički i dokazao.

Prvih godina XX veka Tomson je pokušao da zamisli kako atom izgleda. Kao posledica ovog razmišljanja nastao je:

#### Tomsonov model atoma:

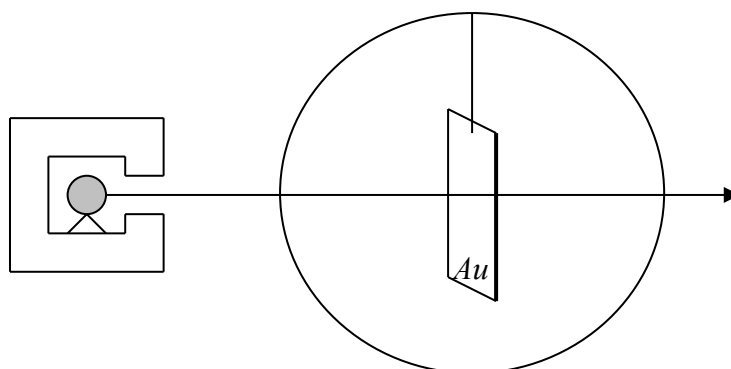
Atom je pozitivna kuglica u čijoj unutrašnjosti se nalaze šupljine koje su ispunjene negativnim elektronima. Mene ovo podseća na lubenicu i semenke u njoj, ali Tomsona je ovo asocijalo na puding sa šljivama. Atom je ukupno neutralna čestica, a u materijalu atomi su gusto pakovani.

Ovo je maltene po svemu pogrešan model, ali ima značaj kao prvi model atoma u modernoj nauci.

1910. godine novozelandski fizičar Ernest Raderford je izveo čuveni eksperiment u kome je stavio na probu Tomsonov model atoma ( sl. 3.).

U staklenom balonu je obešen vrlo tanak listić zlata. Unutrašnja površina balona je premazana naročitom supstancom koju nazivamo scintilator. Ova supstanca ima osobinu da zasvetluca na mestu gde je pogođena nekom elementarnom česticom ( *scintila* lat. – iskrica ).

U listić zlata je usmeren uzan snop  $\alpha^{++}$  – čestica.

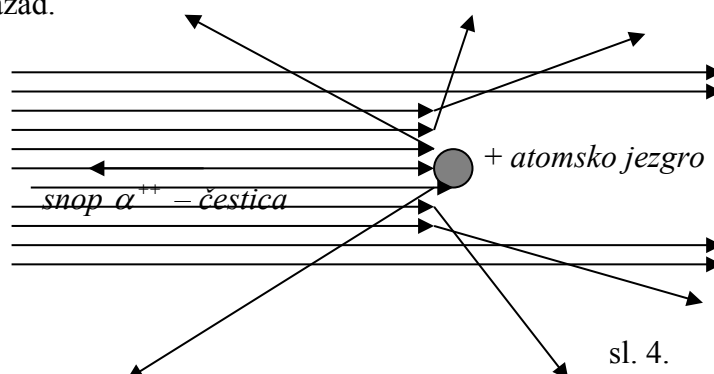


sl. 3.

$\alpha^{++}$  – čestica je sačinjena od dva protona i dva neutrona, pa je zbog toga oko 7350 puta masivnija od jednog elektrona, dok je njeno naelektrisanje pozitivno i dva puta veće od naelektrisanja elektrona.

Raderford je razmišljao na sledeći način: ako je Tomsonov model atoma tačan, tada je listić zlata, ma koliko bio tanak, neprobojan za  $\alpha^{++}$  – čestice, zato što su po Tomsonovom modelu atomi kompaktne čestice koje su gusto pakovane. U tom slučaju  $\alpha^{++}$  – čestice bi se morale nagomilavati na listiću zlata, jer ih neutralni atomi ne bi mogli ni odbiti unazad.

No rezultat eksperimenta je bio potpuno neočekivan. Veliki broj  $\alpha^{++}$  – čestica, oko 90 % je prošao pravolinijski kroz listić zlata, dok je ostatak  $\alpha^{++}$  – čestica doživeo rasejanje u svim pravcima unutar balona. Čak se izvestan vrlo mali broj  $\alpha^{++}$  – čestica odbio o listić zlata i vratio unazad. Rezultate ovog eksperimenta Raderford je objasnio na sledeći način.



Atom ima malo pozitivno jezgro ( sl. 4.) koje je kada je u pitanju atom zlata dovoljno masivno da raseje ili čak odbije unazad  $\alpha^{++}$  – česticu odbojnom Kulonovom silom. Najveći deo prostora u atomu je prazan, a u njemu elektroni orbitiraju oko jezgra. Raderford je pretpostavio da atomi nisu gusto pakovani već da se nalaze na relativno velikim međuatomskim rastojanjima. Kroz taj ogroman prazan prostor između jezgara dva susedna atoma prolazi onaj veliki broj ( 90 % )  $\alpha^{++}$  – čestica koji prolazi pravolinijski bez rasejanja. Ovaj model atoma je u potpunosti objasnio rezultate Raderfordovog eksperimenta, a u fizici je postao poznat kao:

#### Raderfordov model atoma

Atom ima malo pozitivno jezgro oko koga negativni elektroni orbitiraju po kružnim putanjama. Atom je ukupno neutralan, a u materijalu atomi se nalaze na relativno velikim međuatomskim rastojanjima. Zbog formalne analogije sa Sunčevim sistemom ovaj model je poznat i kao planetarni model atoma.

### **Borovi postulati. Kvantovanje energije ( Ispravka i dopune Raderfordovog modela atoma )**

Jedina ispravka Raderfordovog modela atoma se odnosi na oblik elektronskih orbita. Na osnovu rezultata Štarkovog eksperimenta, u kome je otkrivena fina struktura spektralnih linija, Zomerfeld je došao do zaključka da orbite nisu kružnog, već da su eliptičnog oblika.

Raderfordov model atoma je doživeo jako veliki broj dopuna od kojih ću prikazati samo one najvažnije.

- 1919. godine Raderford je eksperimentalno otkrio protone i zaključio da su oni sastavni delovi atomskog jezgra. Proton je pozitivna čestica i 1836.1 put je masivniji od elektrona.

- 1932. godine Čedvik je eksperimentalno potvrdio Raderfordovu pretpostavku da u jezgrima atoma postoje masivne neutralne čestice. Tu česticu Čedvik je nazvao neutron, a on je neznatno masivniji od protona (  $m_n = 1838.6 m_e$  ) .

- Elektronski omotač se sastoji od beskonačno mnogo orbita, ali elektroni zauzimaju samo nekoliko njih najbližih jezgru. Orbite se broje od jezgra naviše, tako da je prva orbita najbliža jezgru. Kod najvećeg prirodnog atoma – urana, koji ima 92 elektrona, ovi elektroni zauzimaju 7 orbita najbližih jezgru. Zbog toga se jednostavnosti radi obično kaže da se elektronski omotači atoma sastoje od 7 orbita. Nasuprot uranu najmanji atom je atom vodonika koji ime samo jedan elektron, a on se nalazi najčešće u prvoj orbiti

Najmanju energiju elektron ima u prvoj orbiti. Ka višim orbitama energija elektrona raste, ali se korak njenog porasta skraćuje. Zbog toga najveći energetski razmak je između prve i druge orbite, a najmanji je između šeste i sedme.

Energija elektrona, u elektronskom omotaču atoma, je negativna što ne treba da iznenađuje s obzirom da je to zbir kinetičke energije elektrona i njegove potencijalne energije koja nastaje od privlačne Kulonove sile između pozitivnog jezgra i negativnog elektrona. Treba imati na umu da je potencijalna energija tela koja nastaje od dejstva privlačne sile uvek negativna. Pritom je apsolutna vrednost potencijalne energije veća od kinetičke energije, pa je to njihov zbir negativan i to je energija koja drži elektron u vezanom stanju. Njena apsolutna vrednost nam govori koliko je energije potrebno da elektron apsorbuje da bio se oslobodio iz vezanog stanja i da bi uspeo da napusti atom – što predstavlja proces jonizacije. Izraz za ovu energiju glasi:

$$E_n = -\frac{Z^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{8 \cdot \varepsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \quad (1)$$

gde su:  $e = 1.6 \cdot 10^{-19} C$  naelektrisanje jednog elektrona ( ili protona ),  $m_e = 9.1 \cdot 10^{-31} kg$  masa elektrona,

$\varepsilon_0 = 8.85 \cdot 10^{-12} \frac{C^2}{Nm^2}$  apsolutna dielektrička propustljivost vakuuma i  $h = 6.625 \cdot 10^{-34} Js$  univerzalna

Plankova konstanta. Sledeće dve veličine su:  $Z$  redni broj elementa čiji atom posmatramo i  $n$  redni broj orbite u kome se posmatrani elektron nalazi. Izvođenje izraza ( 1 ) za energiju elektrona je na kraju ove lekcije.

Uzmimo da je atom vodonik (  $Z = 1$  ) i možemo izračunati energije elektrona u svakoj posebnoj orbiti od prve do sedme iz skraćenog obrasca  $E_n = -13.6eV \cdot \frac{1}{n^2}$ :

$$\begin{aligned} n = 1, & \quad E_1 = -13.6eV \\ n = 2, & \quad E_2 = -3.4eV \\ n = 3, & \quad E_3 = -1.511eV \\ n = 4, & \quad E_4 = -0.85eV \\ n = 5, & \quad E_5 = -0.544eV \\ n = 6, & \quad E_6 = -0.378eV \\ n = 7, & \quad E_7 = -0.277eV \dots \end{aligned}$$

- Elektron u omotaču atoma može se naći u osnovnom ili u pobuđenom stanju. U mikrosvetu važi Princip minimuma energije koji glasi: Svaki mikrosistem teži da pređe u stanje sa minimalnom energijom. Zbog toga i elektron teži da se nađe u stanju sa minimalnom energijom, a to je prva orbita. Ona predstavlja osnovno stanje elektrona, zato što u njoj elektron provodi najviše vremena. Svaka viša orbita predstavlja pobuđeno stanje i elektron se u njemu zadržava jako malo vremena.

Stvari se komplikuju kada u atomu ima više od dva elektrona. Tada je prva orbita popunjena sa dva elektrona i u njoj nema mesta za treći elektron, pa on tada zauzima mesto u sledećoj drugoj orbiti kao svom prinudnom osnovnom stanju. Druga orbita je popunjena sa osam elektrona, pa kako je  $2 + 8 = 10$ , sledeći jedanaesti elektron zauzima mesto u sledećoj trećoj orbiti itd.

Svaka orbita se sastoji od 2 ili više orbitala o čemu će više reći biti u lekciji Kvantni brojevi.

- Kada je Raderford postavio svoj planetarni model atoma bilo je jasno da ovakav model po zakonima elektrodinamike nije stabilan. Naime, svaka naelektrisana čestica koja se kreće ubrzano mora da zrači energiju u vidu elektromagnetnih talasa. Upravo u takvoj situaciji se nalazi Raderfordov elektron. On jeste naelektrisan, a pri kretanju po kružnoj putanji ima normalno ( centripetalno ) ubrzanje. Dakle, on mora da emituje energiju, a to znači kada zbog toga ostane bez energije on će morati da padne u jezgro. Ali to nije bilo sve. Trebalo je objasniti zašto atom datog elementa ( recimo vodonika ) uvek emituje iste talasne dužine, tj. boje.

Međutim, u to vreme naučnici uviđaju da se mikrosvet i mikročestice u njemu ne povinuju uvek zakonima makrosвета, već da se ponašaju u skladu sa svojim posebnim zakonima mikrosвета koji su u nauci poznati kao kvantni zakoni i koji obično ne važe za makro i mega tela.

1913. godine danski fizičar Nils Bor postavlja svoja tri postulata kojima objašnjava kako Raderfordov planetarni model može biti stabilan i probleme oko spektara atoma. Borovi postulati imaju karakter kvantnih zakona.

I Borov postulat:

Dok se kreće po istoj orbiti elektron niti emituje niti apsorbuje energiju. To još znači da orbite predstavljaju strogo određena energetska stanja u kojima se elektron može naći, ali i da se elektron ne može naći nigde van ovih stanja. U teoriji mikrosveta ovo je poznato kao kvantovanje energije, tj. to znači da je energija elektrona u atomu kvantovana veličina. Za ma koju fizičku veličinu u mikrosvetu se kaže da je kvantovana ako može imati samo strogo određene vrednosti, dok su joj sve ostale vrednosti zabranjene. Zbog svega ovoga orbita dobija nova imena koja su u vezi sa I Borovim postulatom. Ta imena su: stacionarno stanje elektrona ili energetski nivo u atomu.

II Borov postulat:

Kada skače sa više na nižu orbitu elektron emituje energiju ( uvek u vidu jednog fotona ), a kada apsorbuje energiju ( opet u vidu jednog fotona ) on skače sa niže na višu orbitu. Energija tog fotona ( bilo emitovanog, bilo apsorbovanog ) uvek je jednaka razlici energija ta dva energetska nivoa ( orbita ). Recimo, neka elektron u atomu vodonika skače sa pete ( $E_5 = -0.544eV$ ) na prvu ( $E_1 = -13.6eV$ ) orbitu. Tada on, u skladu sa II Borovim postulatom, emituje foton čija energija iznosi:

$$E_f = E_5 - E_1 = -0.544eV - (-13.6eV) = -0.544eV + 13.6eV = 13.056eV.$$

Obrnuto, pri apsorpciji elektron mora da bude pogođen fotonom tačno određene energije da bi ga apsorbovao i skočio u određenu višu orbitu. Na primer, ako elektron prelazi sa prve ( $E_1 = -13.6eV$ ) na drugu ( $E_2 = -3.4eV$ ) orbitu u atomu vodonika, treba da ga pogodi foton čija energija mora biti:

$$E_f = E_2 - E_1 = -3.4eV - (-13.6eV) = -3.4eV + 13.6eV = 10.2eV.$$

Ukoliko energija fotona nije jednaka izračunatoj energiji, elektron ga neće apsorbovati pa neće ni doći do prelaska u višu orbitu, a foton će posle sudara sa elektronom nastaviti svoje kretanje.

Kao teorijski balast uz svoj drugi postulat Bor je dobio i »kvantno skakanje« elektrona sa jednog energetskeg nivoa na drugi. Naime, elektron uopšte »ne postoji« dok izvodi prelazak sa jednog energetskeg nivoa na drugi. On postoji samo u jednom ili u drugom stanju, ali dok prelazi iz jednog stanja u drugo ne samo da ga je nemoguće detektovati, već se njegovo stanje ne može opisati ni matematičkim jednačinama. On je u jednom trenutku u jednom energetskeg nivou, u sledećem trenutku nestaje iz nama poznatog svemira, da bi se u sledećem trenutku pojavio u novom energetskeg stanju, što je uvek praćeno ili emisijom ili apsorpcijom jednog fotona. Postoji formalna analogija sa kretanjem skakača u šahu. Sve ostale figure izvode poteze tako što se mogu vući po tabli ne napuštajući njenu površinu ni na tren. Međutim, skakač nema određeni put kojim bi se vukao po tabli već od jednog do drugog polja dolazi skokom ( što je naročito uočljivo ako je na početnom polju potpuno okružen drugim figurama ), pri čemu u jednom trenutku nestaje sa površine table da bi se u sledećem trenutku pojavio u drugoj tački te površine.

Međutim, II Borov postulat elegantno rešava sve probleme vezane za kako emisione, tako i apsorpcione spektre atoma. Naime, određena linija u emisionom ili apsorpcionom spektru nastaje tako što elektron prelazi sa jedne određene orbite na drugu isto tako određenu orbitu, pa je jasno da energija emitovanog ( ili apsorbovanog ) fotona mora biti uvek ista, a to znači da i talasna dužina, tj. boja te linije mora biti uvek ista, što ćemo videti u sledećoj lekciji.

III Borov postulat:

Orbitalni moment impulsa elektrona u atomu je kvantovana veličina:

$$L_n = r_n \cdot m_e \cdot v_n = n \cdot \frac{h}{2\pi} \quad (2)$$

gde je  $n = 1, 2, 3, \dots$  redni broj orbite u kojoj se elektron nalazi,  $r$  je poluprečnik te orbite,  $m_e$  je masa elektrona,  $v$  je brzina elektrona na toj orbiti, dok je  $h$  Plankova konstanta.

Pokazuje se da je kvantovana svaka veličina čija vrednost zavisi od  $n$ .

Sve do sada prikazane dopune i Zomerfeldova poravka Raderfordovog modela atoma nas dovode do Bor – Zomerfeldovog modela atoma.

Da bismo došli do modernog kvantno – mehaničkog modela atoma potrebno je da pogledamo još nekoliko dopuna.

- 1924. godine francuski fizičar Luj de Brojli je došao do zaključka da svaka čestica koja se kreće ima talasnu dužinu:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \quad (3)$$

Kako je elektron na orbiti čestica u pokretu i on mora da ima talasnu dužinu, tj. elektron u orbiti predstavlja de Brojjev talas. Kako ovakav talas mora da na orbitu smesti ceo broj talasnih dužina, tj. kako na njoj može postojati samo kao stojeći talas, jasno je da samo strogo određene vrednosti talasnih dužina mogu da se smeste na orbitu određenog poluprečnika  $r$ . To dalje znači da je talasna dužina elektrona u orbiti kvantovana, a to je razlog da budu kvantovane i njegova brzina, a onda i sve ostale veličine koje ga opisuju. Dakle dvojna priroda elektrona čestica – talas je osnovni razlog kvantovanja veličina koje ga opisuju.

Ovo otkriće je iskoristio austrijski fizičar Ervin Šredinger da bi elektron u atomu opisao jednačinama talasa i na taj način on je u atomsku fiziku uveo talasno – mehaničku teoriju i talasno – mehanički model atoma.

- Nekako u isto vreme 1926. godine nemački fizičar Verner Hajzenberg je postavio novu matričnu kvantnu teoriju, u čijem središtu je bio njegov Princip neodređenosti.

Hajzenbergov princip neodređenosti tvrdi da je nemoguće precizno odrediti, datoj mikročestici koja se kreće, izvesne parove veličina kao što su: položaj i impuls; energija i vreme; itd.

Neodređenost položaja i impulsa primenjena na elektron u atomu ima za posledicu da je nemoguće tačno utvrditi njegov položaj u orbiti, što je kombinovano sa nemogućnošću utvrđivanja ni njegove brzine u istom trenutku. To dalje znači da mi nismo u stanju da predvidimo buduće događaje vezane za taj elektron. Naime, još od Njutna je poznato da je za određivanje budućih događaja vezanih za jedno telo potrebno da znamo njegov položaj, njegovu brzinu i masu u istom trenutku i da takođe znamo sve sile koje u tom trenutku na njega deluju. Hajzenberg je, dakle, otkrio inherentnu neodređenost kvantnog sveta, tj. neodređenost koja je ugrađena u osnove mikrosveta.

Važan deo Hajzenbergove kvantne teorije je doprinos nemačkog naučnika Maksa Borna koji je otkrio da, ako već ne možemo odrediti precizan položaj elektrona, bar možemo precizno izračunati verovatnoću njegovog nalaženja u svakoj pojedinačnoj tački unutrašnjosti atoma. No ovakav proračun pokazuje da postoji verovatnoća da se elektron istovremeno nalazi u mnogo različitih tačaka, što on zapravo i čini. Situacija pomalo nalikuje na lopatice ventilatora pri brzom okretanju. Tada nam se čini da one ispunjavaju svaku pojedinačnu tačku prostora kroz koji se kreću. Važna razlika kada je u pitanju elektron je da se on stvarno nalazi u svakoj tački prostora kroz koji se kreće.

Zbog svega ovoga možemo reći da je orbitala, ne putanja po kojoj se elektron kreće, već da je geometrijsko mesto tačaka sa najvećom verovatnoćom nalaženja elektrona.

- Na kraju moram pomenuti i doprinos engleskog naučnika Pola Diraka koji je 1929. godine objavio rad pod imenom Kvantna teorija vakuuma kojim je postavio još jednu novu ( prekično treću ) kvantnu teoriju. Važan doprinos ove Dirakove teorije je da predviđa postojanje antimaterije.

Svi ovi doprinosi ( i još mnogo njih koje nisam ni pomenuo ) dovode nas do modernog kvantno – mehaničkog modela atoma.

Važno je takođe reći da sve tri postojeće kvantne teorije koje opisuju atome i elektrone u njima ( Šredingerova, Hajzenbergova i Dirakova ), iako to čine na različite načine, ipak daju iste konačne rezultate.

Izvođenje obrazaca za brzinu, poluprečnik orbite i ukupnu energiju elektrona u atomu

Borova atomska teorija se odnosi na atome vodonikovog tipa. U jezgru takvog atoma se nalazi  $Z$  protona, dok u omotaču orbitira samo jedan elektron. Za atom vodonika  $Z = 1$ , dok za ostale elemente izvođenje važi samo ako je njihov atom toliko jonizovan da mu je preostao samo jedan elektron, a on se može nalaziti na ma kojoj orbiti, pri čemu je redni broj te orbite označen sa  $n$ .

Zbog kretanja po  $n$  – toj orbiti brzinom  $v_n$  ovaj elektron ima kinetičku energiju:

$$E_{k,n} = \frac{m_e \cdot v_n^2}{2} \quad (4)$$

gde je  $m_e$  masa elektrona.

Zbog privlačne Kulonove sile sa jezgrom atoma:

$$F_{c,n} = \frac{1}{4\pi \cdot \epsilon_0} \frac{Z \cdot e^2}{r_n^2} \quad (5)$$

gde je  $e = \pm 1.6 \cdot 10^{-19} C$  količina elektriciteta i u jednom protonu i u jednom elektronu, elektron ima potencijalnu energiju:

$$E_{p,n} = -\frac{1}{4\pi \cdot \epsilon_0} \frac{Z \cdot e^2}{r_n} \quad (6)$$

Potencijalna energija elektrona je negativna zato što nastaje od dejstva privlačne Kulonove sile.

Da bismo dobili odnos kinetičke i potencijalne energije ovog elektrona potrebno je izraz za Kulonovu silu ( 5 ) izjednačiti sa izrazom za centripetalnu silu  $F_{CP} = \frac{m_e \cdot v_n^2}{r_n}$ , zato što Kulonova sila i jeste uzrok orbitiranja elektrona. Dakle:

$$\begin{aligned} \frac{m_e \cdot v_n^2}{r_n} &= \frac{1}{4\pi \cdot \epsilon_0} \frac{Z \cdot e^2}{r_n^2} \quad \Rightarrow \\ r_n \cdot m_e \cdot v_n^2 &= \frac{Z \cdot e^2}{4\pi \cdot \epsilon_0} \end{aligned} \quad (7)$$

odakle je:

$$\begin{aligned} m_e \cdot v_n^2 &= \frac{1}{4\pi \cdot \epsilon_0} \frac{Z \cdot e^2}{r_n} \quad / \cdot \frac{1}{2} \\ \frac{m_e \cdot v_n^2}{2} &= \frac{1}{2} \cdot \frac{1}{4\pi \cdot \epsilon_0} \frac{Z \cdot e^2}{r_n} \end{aligned}$$

Upoređivanjem sa izrazima ( 4 ) i ( 6 ) dobili smo traženi odnos kinetičke i potencijalne energije:

$$E_{k,n} = -\frac{E_{p,n}}{2} \quad (8)$$

Ukupna energija elektrona je jednaka zbiru kinetičke i potencijalne energije:

$$E_n = E_{k,n} + E_{p,n} = -\frac{E_{p,n}}{2} + E_{p,n} = \frac{E_{p,n}}{2} = -\frac{1}{4\pi \cdot \epsilon_0} \frac{Z \cdot e^2}{2 \cdot r_n} \quad (9)$$

III Borov postulat glasi je izraz ( 2 ). Množenjem i leve i desne strane sa  $v_n$  dobija se:

$$r_n \cdot m_e \cdot v_n^2 = n \cdot \frac{h}{2\pi} \cdot v_n \quad (10)$$

Kako su leve strane izraza ( 10 ) i ( 7 ) jednake, moraju biti jednake i njihove desne strane:

$$n \cdot \frac{h}{2\pi} \cdot v_n = \frac{Z \cdot e^2}{4\pi \cdot \epsilon_0}$$

odakle je brzina elektrona:

$$v_n = \frac{2\pi \cdot Z \cdot e^2}{4\pi \cdot \epsilon_0 \cdot h \cdot n}$$

tj.

$$v_n = \frac{Z \cdot e^2}{2\epsilon_0 \cdot h} \cdot \frac{1}{n} \quad (11)$$

Izraz za poluprečnik orbite elektrona dobijamo iz izraza ( 7 )

$$r_n = \frac{Z \cdot e^2}{4\pi \cdot \epsilon_0 \cdot m_e \cdot v_n^2}$$

kada u njemu zamenimo vrednost  $v_n$  iz izraza ( 11 )

$$r_n = \frac{Z \cdot e^2}{4\pi \cdot \epsilon_0 \cdot m_e} \cdot \frac{4\epsilon_0^2 \cdot h^2 \cdot n^2}{Z^2 \cdot e^4}$$

Posle sređivanja dobija se konačno:

$$r_n = \frac{\epsilon_0 \cdot h^2}{\pi \cdot m_e \cdot Z \cdot e^2} \cdot n^2 \quad (12)$$

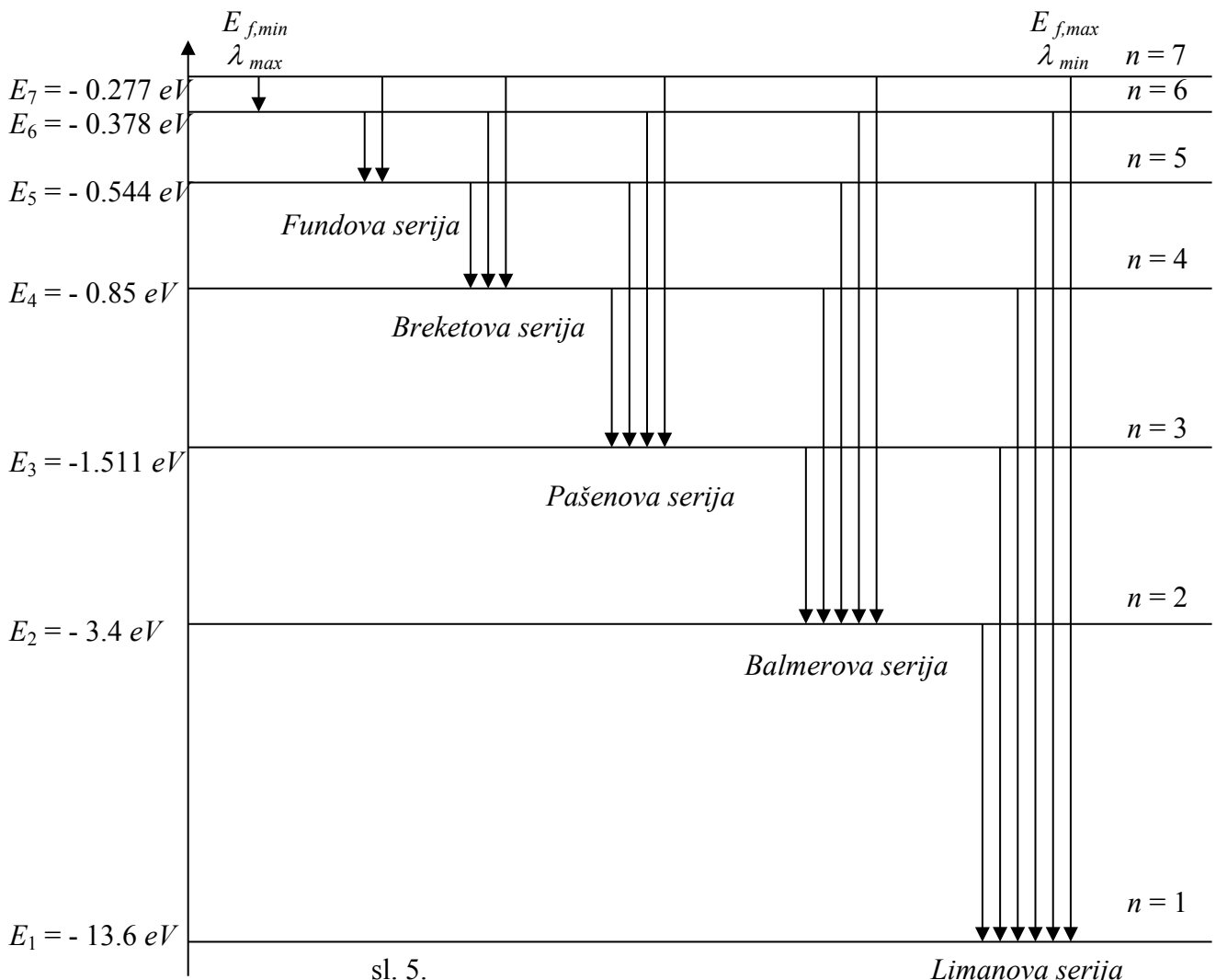
Traženi izraz za ukupnu energiju elektrona dobija se kada se u izrazu ( 9 ) zameni vrednost  $r_n$  uzeta iz izraza ( 12 ):

$$E_n = -\frac{1}{4\pi \cdot \epsilon_0} \cdot \frac{Z \cdot e^2}{2} \cdot \frac{\pi \cdot m_e \cdot Z \cdot e^2}{\epsilon_0 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

odakle se sređivanjem dobija konačno:

$$E_n = -\frac{Z^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{8\epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \quad (13) = (1)$$

### Spektar atoma vodonika



Emisioni spektar atoma vodonika nastaje prelascima elektrona sa viših na niže orbite. Ako, radi jednostavnosti, uzmemo da je u elektronskom omotaču 7 umesto beskonačno mnogo orbita, tada postoji ukupno 21 mogući prelazak sa viših na niže orbite, što je prikazano na sl. 5. Ovi prelasci su grupisani u serije prelazaka, koje nose imena po naučnicima koji su ih eksperimentalno proučavali uglavnom u XIX veku.

Pri svakom od ovih prelazaka elektron emituje jedan foton čija se talasna dužina može izračunati iz Ridbergovog obrasca. Ovaj obrazac važi samo za atome vodonikovog tipa:



$$\frac{1}{\lambda} = Z^2 \cdot R \cdot \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad (14)$$

gde je  $Z$  redni broj datog elementa, tj. broj protona u jezgri njegovog atoma. Za vodonik  $Z = 1$ , pa je Ridbergov obrazac za vodonikov atom:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad (15)$$

$R \approx 1.1 \cdot 10^7 \frac{1}{m}$  je Ridbergova konstanta, dok je  $\lambda$  talasna dužina fotona elektromagnetnog zračenja koji elektron emituje pri prelasku sa  $m$  - te na  $n$  - tu orbitu.

Energiju emitovanog fotona možemo izračunati iz Plankovog obrasca:

$$E_f = h \cdot \frac{c}{\lambda} = h \cdot c \cdot R \cdot \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad (16)$$

gde je:  $h = 6.625 \cdot 10^{-34} Js$  Plankova univerzalna konstanta, a  $c = 3 \cdot 10^8 \frac{m}{s}$  brzina svetlosti.

Energiju emitovanog fotona možemo izračunati i iz II Borovog postulata kao razliku energija dva energetska nivoa ( uostalom, iz II Borovog postulata se može i izvesti Ridbergov obrazac, što je i prikazano na kraju ove lekcije ): jednog iz koga je elektron prešao i drugog u koji je na kraju stigao:

$$E_f = E_m - E_n \quad (17)$$

što je svakako lakši način u odnosu na obrazac ( 16 ) posebno zato što su energije svih 7 energetskih nivoa u atomu vodonika prikazane na sl. 5.

Pomoću Ridbergovog obrasca možemo izračunati talasne dužine fotona koje elektron emituje pri svakom od 21 prelaska. Na taj način možemo ustanoviti tačna mesta svih njegovih emisionih linija u spektru elektromagnetnih talasa. Međutim postoji i lakši način, ali tada možemo samo postaviti granice vodonikovog spektra u spektru elektromagnetnih talasa.

#### Dugotalasna granica spektra atoma vodonika

Pri prelasku sa 7. na 6. orbitu elektron emituje foton najmanje energije, a najveće talasne dužine i ova talasna dužina predstavlja dugotalasnu granicu vodonikovog emisionog spektra. Drugim rečima, elektron ne može emitovati veću talasnu dužinu nekim drugim prelaskom. Ako sada u Ridbergov obrazac zamenimo:  $m = 7$  i  $n = 6$  dobićemo:

$$\lambda_{\max} = 12300 \text{ nm}$$

što pripada infracrvenom zračenju, koje se inače prostire od 100 000 nm ( 0.1 mm ) do 750 nm.

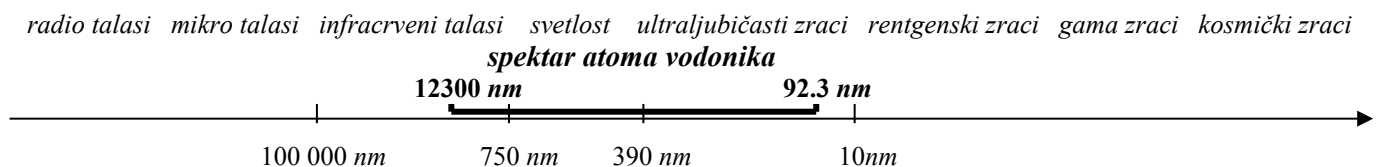
#### Kratkotalasna granica spektra atoma vodonika

Pri prelasku sa 7. na 1. orbitu elektron emituje foton najveće energije, a najkraće talasne dužine i ova talasna dužina predstavlja kratkotalasnu granicu vodonikovog emisionog spektra. Drugim rečima, elektron ne može emitovati kraću talasnu dužinu nekim drugim prelaskom. Ako sada u Ridbergov obrazac zamenimo:  $m = 7$  i  $n = 1$  dobićemo:

$$\lambda_{\min} = 92.3 \text{ nm}$$

što pripada ultraljubičastom zračenju, koje se inače prostire od 390 nm do 10 nm

Evo kako to izgleda prikazano na spektru elektromagnetnih talasa:



Pošto su utvrđene dve granice, jasno je da se ostalih 19 prelazaka nalazi između njih.

Računanjem pomoću Ridbergovog obrasca mogu se utvrditi podaci koji slede.

Dugotalasna granica ( 1 ), Fundova ( 2 prelaska ), Breketova ( 3 ) i Pašenova serija ( 4 ) nalaze se u infracrvenom delu spektra.

Cela Balmerova serija ( 5 ) se nalazi u području svetlosti.

Cela Limanova serija ( 6 ) pripada ultraljubičastom delu spektra.

Dakle, spektar atoma vodonika ima 10 linija u infracrvenom području, 5 raznobojnih linija u području svetlosti i 6 linija u ultraljubičastom delu spektra elektromagnetnih talasa.

Zaključak je da atom vodonika ne može emitovati – zbog prelaska elektrona sa viših na niže orbite nijedno zračenje koje se nalazi van granica njegovog spektra, a to su; radio talasi, mikro talasi, dugotalasni deo infracrvenog zračenja, kratkotalasni deo ultraljubičastog zračenja, X – zrake,  $\gamma$  – zrake i kosmičke zrake.

Crne Fraunhoferove linije ( 21 ) apsorpcionog spektra vodonika nalaze se tačno na istim mestima gde su i njegove emisione linije jer nastaju obrnutim prelascima elektrona, tj. prelascima sa nižih na više orbite.

#### Izvođenje Ridbergovog obrasca

Kada elektron skoči sa  $m$  – te na  $n$  – tu orbitu on u stvari prelazi iz energetskog nivoa u kome je njegova energija:

$$E_m = -\frac{Z^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{8\epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{m^2} \quad (18)$$

na energetski nivo u kome je njegova energija:

$$E_n = -\frac{Z^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{8\epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \quad (19)$$

Energija emitovanog fotona po II Borovom postulatu je:

$$E_f = E_m - E_n$$

Zamenom iz izraza ( 18 ) i ( 19 ) dobija se:

$$E_f = -\frac{Z^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{8\epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{m^2} - \left( -\frac{Z^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{8\epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \right)$$

$$E_f = -\frac{Z^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{8\epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{m^2} + \frac{Z^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{8\epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

$$E_f = \frac{Z^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{8\epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

Ako uzmemo da je Ridbergova konstanta:

$$R = \frac{e^4 \cdot m_e}{8\epsilon_0^2 \cdot h^3 \cdot c} \quad (20)$$

$$R = \frac{(1.6 \cdot 10^{-19} C)^4 \cdot 9.1 \cdot 10^{-31} kg}{8 \cdot \left( 8.85 \cdot 10^{-12} \frac{C^2}{Nm^2} \right)^2 \cdot (6.625 \cdot 10^{-34} Js)^3 \cdot 3 \cdot 10^8 \frac{m}{s}} = 1.0911 \cdot 10^7 \frac{1}{m} \approx 1.1 \cdot 10^7 \frac{1}{m}$$

sledi:

$$E_f = Z^2 \cdot h \cdot c \cdot R \cdot \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

Pomoću Plankovog obrasca:

$$E_f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

konačno se dobija:

$$\frac{1}{\lambda} = Z^2 \cdot R \cdot \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

što je obrazac ( 14 ), tj. traženi Ridbergov obrazac.

## Kvantni brojevi. Paulijev princip isključenja

U atomskoj fizici se, za određivanje mesta elektrona u elektronskom omotaču, koriste četiri kvantna broja, a to su:

$n \in \{1,2,3,4,5,6,7\}$  – glavni kvantni broj koji određuje redni broj orbite ( energetskog nivoa ) u kojoj se dati elektron nalazi.

$l \in \{0,1,2,\dots,(n-1)\}$  – orbitalni kvantni broj

$m \in \{0,\pm 1,\pm 2,\dots,\pm l\}$  – magnetni kvantni broj  $l$

$s \in \left\{-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}\right\}$  – spinski kvantni broj ili skraćeno samo »spin«.

Glavni kvantni broj uzima vrednosti samo do 7 zato što ponovo uzimamo da u elektronskom omotaču ima samo 7 orbita.

Prva tri kvantna broja su celobrojni parametri koji se javljaju pri rešavanju Šredingerove jednačine koja opisuje elektron u atomu kao de Brojjev stojeći talas. Vrednosti u zagradama pokazuju ograničenja ovih kvantnih brojeva, a ta ograničenja su posledica uslova pod kojima se Šredingerova jednačina rešava.

Orbitalni kvantni broj  $l$  je povezan sa orbitalnim momentom impulsa elektrona tako što je:

$$L = \frac{h}{2\pi} \cdot \sqrt{l \cdot (l+1)} \quad (21)$$

Ako elektron u atomu unesemo u spoljašnje magnetno polje, pa  $z$  – osu usmerimo u smer tog polja, tada magnetni kvantni broj određuje  $z$  – projekciju orbitalnog momenta impulsa:

$$L_z = \frac{h}{2\pi} \cdot m \quad (22)$$

Spin ( spinski kvantni broj ) određuje sopstveni moment impulsa elektrona:

$$L_s = \frac{h}{2\pi} \cdot s \quad (23)$$

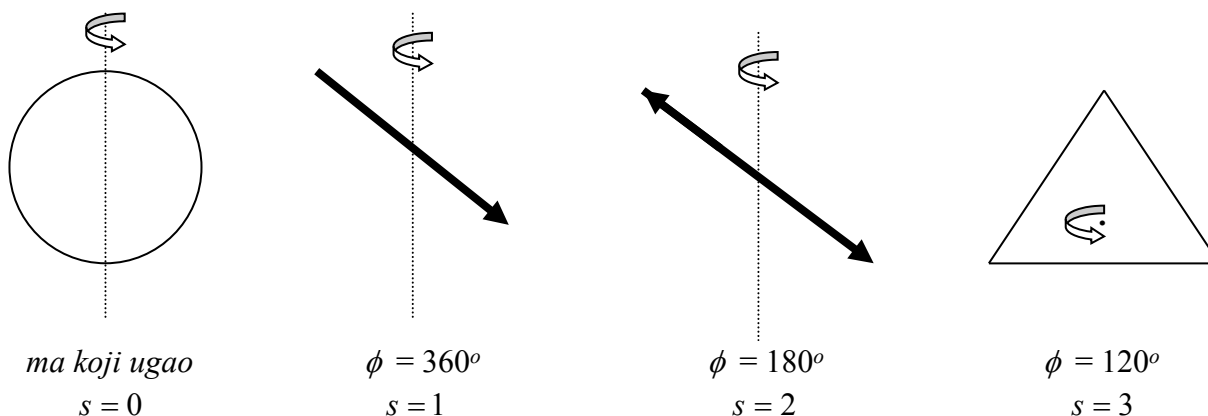
Zanimljivost u vezi sa spinom je da on ima veze sa rotacionom simetrijom elektrona, tj. bilo koga tela koja ima spin.

Pravilo je sledeće: kada se  $360^\circ$  podeli vrednošću spina date mikročestice dobija se najmanji ugao  $\phi$  za koji treba zarotirati tu česticu da bi izgledala isto kao na početku obrtanja:

$$\phi = \frac{360^\circ}{s} \quad (24)$$

Izuzetak je telo koje sa svih strana izgleda jednako – za takvo telo spin je jednak nuli.

Ovo pravilo se može i okrenuti. Ako znamo najmanji ugao za koji moramo okrenuti dato telo da bi izgledalo isto kao na početku obrtanja, tada  $360^\circ$  treba podeliti tim uglom da bi saznali koliki je spin tog tela. Tako i nastaje nekoliko sledećih primera.



sl. 6.

Sada možemo pogledati šta znači to što elektron ima spin  $\frac{1}{2}$ .

$$\phi_e = \frac{360^\circ}{\frac{1}{2}} = 720^\circ = 2 \text{ obrtaja.}$$

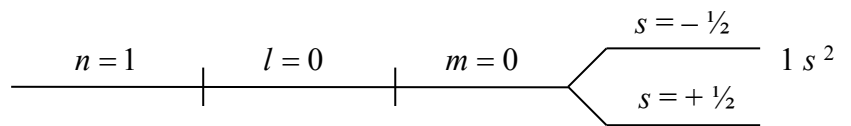
Dakle, elektron moramo okrenuti dva puta da bi izgledao isto kao na početku obrtanja. Ja ne znam nijedno makro-telo koje bi imalo ovakvu osobinu. Svako telo, ma kakav oblik ono imalo, »mora« da izgleda isto kada se okrene za pun krug. Međutim, elektron izgleda isto tek kada se okrene još jednom. Ako ste negde u glavi do sada imali sličicu elektrona kao male kuglice (ili možda nekog drugog oblika) zaboravite tu sliku. Pored svih čudnih ponašanja elektrona, kao uostalom i čitavog kvantnog sveta, koja smo do sada razmatrali, elektron još i ne izgleda kao ni jedno nama poznato telo i niko od nas ne može da zamisli njegov oblik. Mikrosvet nam ovde još jednom pokazuje svoje neobično lice. Nije ni čudo što je Bor jednom prilikom rekao da »onaj koji se ne zaprepasti kada čuje kvantnu teoriju verovatno uopšte nije ni razumeo šta mu je rečeno«.

Kvantni brojevi određuju i koliko jedna orbita ima orbitala. Pogledajmo sada tu analizu.

#### Prva orbita

Prva orbita ima glavni kvantni broj  $n = 1$ . Orbitalni kvantni broj  $l$  čije ograničenje kaže da on može uzimati sve celobrojne vrednosti od 0 do  $n - 1$ , može uzeti samo jednu vrednost i to  $l = 0$ . Magnetni kvantni

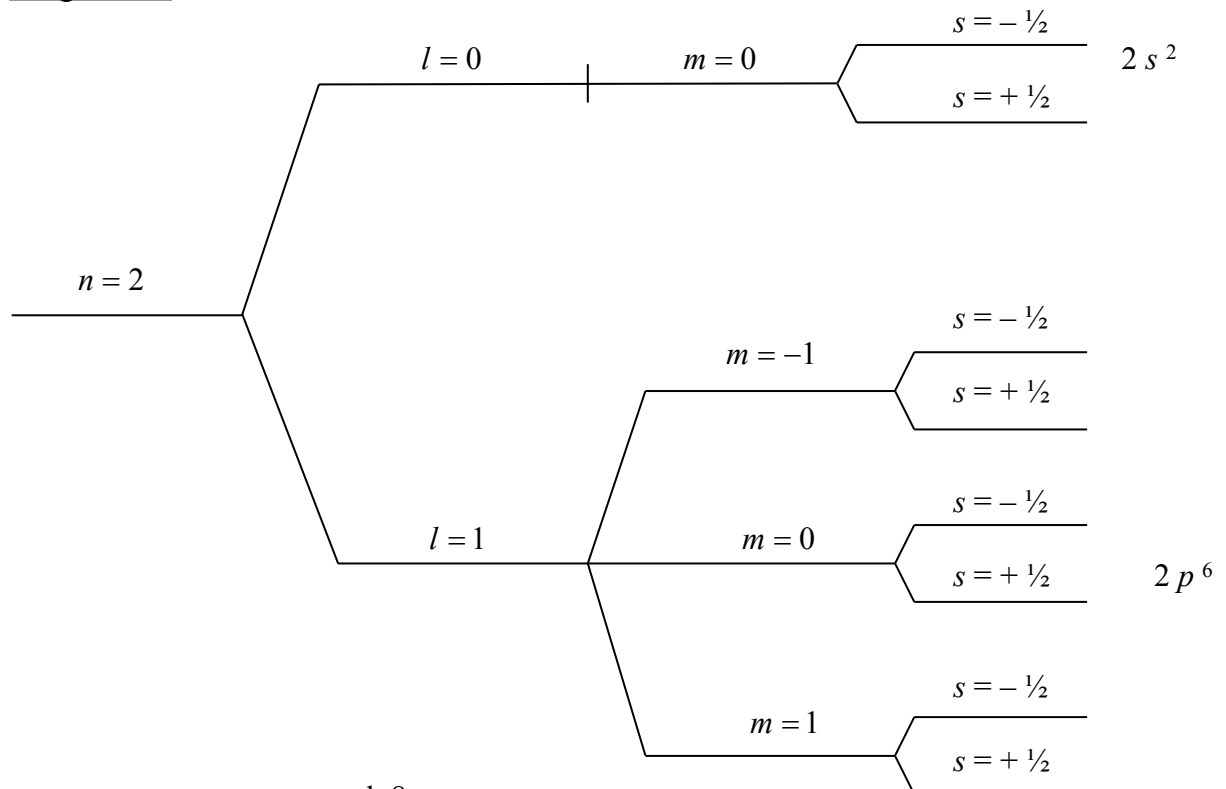
broj  $m$ , čije ograničenje kaže da može uzeti sve celobrojne vrednosti od  $-l$  do  $+l$  uključujući i nulu, može uzeti samo jednu vrednost  $m = 0$ . Spinski kvantni broj može uvek, nezavisno od vrednosti ostala tri kvantna broja da uzme obe svoje vrednosti i  $s = -\frac{1}{2}$  i  $s = +\frac{1}{2}$ .



sl. 7.

Dakle, prva orbita se sastoji od dve orbitale, a obe se nalaze u podnivou koji je označen (hemija) sa  $1 s^2$ . Jedinica pokazuje redni broj orbite, a dvojka koliko je orbitala u  $s$  podnivou. Elektron koji bi se nalazio u gornjoj orbitali imao bi sledeće vrednosti kvantnih brojeva:  $n = 1$ ,  $l = 0$ ,  $m = 0$  i  $s = -\frac{1}{2}$ . Elektron u donjoj orbitali bi imao različit samo spin:  $n = 1$ ,  $l = 0$ ,  $m = 0$  i  $s = +\frac{1}{2}$ .

#### Druga orbita



sl. 8.

Na drugoj orbiti ima osam orbitala koje su grupisane u dva podnivoa  $2 s^2$  i  $2 p^6$ .  $s^2$  podnivo ima vrednost orbitalnog kvantnog broja  $l = 0$ ,  $p^6$  ima  $l = 1$ ,  $d^{10}$  ima  $l = 2$ , itd.

Treću i ostale orbite neću da crtam, zato što je princip jasan. U trećoj orbiti ponavljaju se podnivoi  $s^2$  i  $p^6$ , ali pojavljuje se, u odnosu na drugu orbitu, novi podnivo  $d^{10}$  sa  $l=2$ , dok  $m$  uzima sve vrednosti od  $-2$  do  $+2$ . Na svakom od tih pet  $m$  podnivoa su po dva spina, tako da se u  $d$  podnivou nalazi 10 orbitala. To znači da je u trećoj orbiti ukupno 18 orbitala, itd.

Značaj svega ovog postaje jasan kada uvedemo Paulijev princip isključenja.

Dva elektrona u istom atomu ne mogu imati jednaka sva četiri kvantna broja. A kada bi dva elektrona ipak imala jednaka sva četiri kvantna broja, tada bi se nalazila u istoj orbitali iste orbite. Ono što u stvari zabranjuje Paulijev princip jeste da se dva elektrona nikako ne mogu naći zajedno u istoj orbitali iste orbite. Ovo se može izreći i na sledeći način: Orbitala je popunjena ako se u njoj nalazi elektron.

Sada je jasno da se u prvoj orbiti mogu naći najviše 2 elektrona, u drugoj 8 elektrona, itd.

Pogledajmo sada sledeću tabelu:

redni br. orbite	$l=0$ $s^2$	$l=1$ $p^6$	$l=2$ $d^{10}$	$l=3$ $f^{14}$	$l=4$	$l=5$	$l=6$	broj orbitala	max. broj elektrona
$n=1$	2							2	2
$n=2$	2	6						8	8
$n=3$	2	6	10					18	8
$n=4$	2	6	10	14				32	18
$n=5$	2	6	10	14	18			50	18
$n=6$	2	6	10	14	18	22		72	32
$n=7$	2	6	10	14	18	22	26	98	32

U redovima su orbite, dok su u kolonama  $l$  – podnivoi sa brojem orbitala u svakom od njih. U predzadnjoj koloni je ukupan broj orbitala u svakoj od glavnih orbita. U zadnjoj koloni je maksimalan broj elektrona u svakoj od 7 glavnih orbita u atomu.

Broj orbitala u datoj orbiti se može izračunati iz obrasca:

$$n_{orbitala} = 2 \cdot n^2 \quad (25)$$

Jedino što je nejasno u ovoj tabeli jeste upravo zadnja kolona. Po onome što smo do sada uradili jasno je da bi broj orbitala u datoj orbiti morao biti jednak maksimalnom broju elektrona u njoj, s obzirom na Paulijev princip isključenja. To je tako u prve dve orbite, međutim u ostalih 5 viših orbita broj elektrona je manji od broja orbitala.

Razlog je to što više orbite delimično prekrivaju susedne niže orbite, ostavljajući im smanjeni broj orbitala slobodnih za elektrone.

Na kraju, sve mikročestice se mogu podeliti na dve vrste:

1. fermioni – čestice sa polubrojnim spinom, a za koje važi Paulijev princip isključenja. Od čestica koje ste do sada učili tu spadaju: elektroni, protoni i neutroni.

2. bozoni – čestice sa celobrojnim spinom, za koje ne važi Paulijev princip isključenja. Od čestica koje ste do sada učili tu spadaju samo fotoni.

Više o fermionima i bozonima u fizici elementarnih čestica.

### Osnovno, pobuđeno i metastabilno stanje elektrona u atomu

Kao što je ranije već rečeno, svaki mikrosistem teži da pređe u stanje sa minimalnom energijom. Zbog toga elektron teži da pređe u najnižu nepopunjenu orbitu, koja tada predstavlja osnovno stanje tog elektrona. Elektron najviše vremena provodi u osnovnom stanju.

Kada se elektron nalazi u osnovnom stanju i apsorbuje foton odgovarajuće energije on tada prelazi u neku od viših orbita, koja predstavlja njegovo pobuđeno stanje. Sam proces prelaska elektrona iz osnovnog u pobuđeno stanje se naziva – pobuđivanje. U pobuđenom stanju elektron provodi izuzetno kratko vreme, koje prosečno iznosi  $t_p = 10\text{ ns} = 10^{-8}\text{ s}$ . Po isteku ovog vremena elektron se spontano vraća u osnovno stanje emitujući pritom foton čija je energija jednaka energiji fotona koji je na početku izazvao pobuđivanje.

Metastabilna stanja u svom elektronskom omotaču imaju samo atomi nekih elemenata. Jedan od takvih elemenata je hrom (  $Cr$  ). Kod atoma koji imaju metastabilna stanja proces pobuđivanja teče na poseban način. Elektron je u početku u osnovnom stanju. Tada apsorbira foton odgovarajuće energije i skače u pobuđeno stanje. U pobuđenom stanju elektron provodi vreme od  $t_p = 10\text{ ns}$ . Po isteku ovog vremena elektron se ne vraća odmah spontano u osnovno stanje, već pređe u nešto niže metastabilno stanje, pri čemu niti emituje niti apsorbira energiju. U metastabilnom stanju elektron provodi prosečno vreme od  $t_m = 1\text{ ms} = 10^{-3}\text{ s}$ . Po isteku ovog vremena elektron se spontano vraća u osnovno stanje ( sl. 9.) emitujući pritom foton čija je energija jednaka energiji fotona koji je na početku izazvao pobuđivanje.

Dakle, najmanje vremena elektron provodi u pobuđenom stanju  $t_p = 10\text{ ns} = 10^{-8}\text{ s}$ , a najviše vremena ( praktično neograničeno vreme ) u osnovnom stanju. Metastabilno stanje je po sredini, vreme provedeno u njemu je oko 100 000 puta duže od vremena u pobuđenom stanju:

$$t_m = 100\,000 \cdot t_p = 10^5 \cdot t_p.$$

Stimulisana emisija zračenja je teorijsko Ajnštajново otkriće iz 1919. godine. Obično se dešava u atomima koji imaju metastabilna stanja.

Zamislimo da je elektron već u metastabilnom stanju, pošto je prošao kroz malopre opisan proces pobuđivanja. Sada postoje dva načina da se on vrati u osnovno stanje.

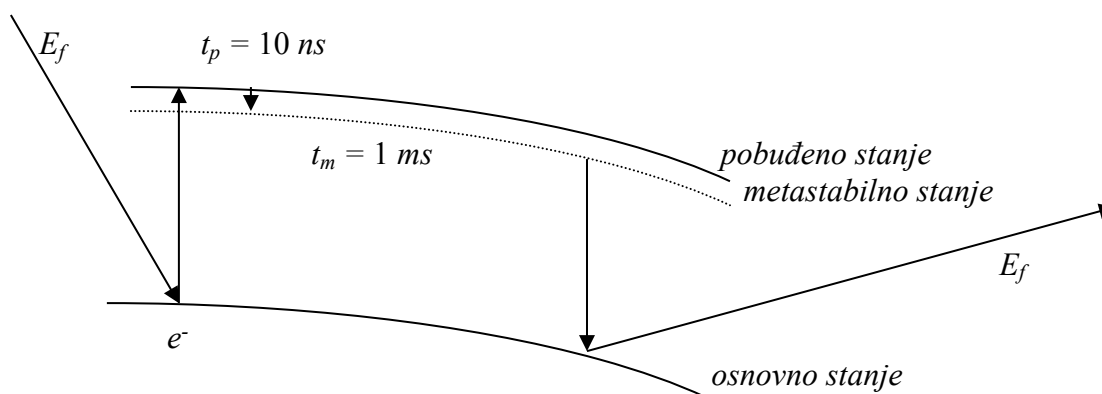
Jedan od njih je takođe malopre opisan i predstavlja spontani povratak po isteku vremena  $t_m$ . Drugi način predstavlja Ajnštajново otkriće. Ako blizu elektrona, dok je još u metastabilnom stanju, prođe foton čija energija je jednaka razlici energija metastabilnog ( pobuđenog ) i osnovnog stanja ( ovaj foton ima energiju jednaku energiji fotona koji je izazvao pobuđivanje elektrona u metastabilno stanje ), tada elektron biva stimulisan da se pre isteka vremena  $t_m$  vrati u osnovno stanje, pa postoji jako velika verovatnoća ovakvog njegovog povratka. Pri skoku u osnovno stanje elektron emituje foton čija je energija jednaka energiji fotona koji je na početku izazvao pobuđivanje, ali je jednaka i energiji fotona koji je izazvao, upravo opisanu, stimulisanu emisiju zračenja.

Emitovani foton na kraju procesa je foton stimulisane emisije zračenja.

Foton stimulisane emisije zračenja i foton koji je izazvao njegovu emisiju imaju potpuno jednake osobine. Pored, već rečene, jednake energije ova dva fotona se kreću paralelno u istom smeru i osciluju na potpuno isti način ( u istom pravcu, i u istoj fazi – ukorak ).

Stimulisana emisija zračenja se može desiti i ako je elektron u pobuđenom stanju. Međutim verovatnoća takvog događaja je izuzetno mala, zato što se elektron u pobuđenom stanju zadržava izuzetno kratko vreme. Kako se elektron u metastabilnom stanju zadržava 100 000 puta duže nego u pobuđenom stanju, toliko puta je veća verovatnoća ovog događaja ako je elektron u metastabilnom stanju.

Na stimulisanoj emisiji zračenja se zasniva laserski efekat. Uostalom, LASER je akronim od Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation ( engl. ) – Pojačanje svetlosti stimulisanom emisijom zračenja.



sl. 9.