

MODELI ATOMA I ENERGIJSKI SPEKTRI

Grzelj, Ivana

Master's thesis / Specijalistički diplomski stručni

2022

Degree Grantor / Ustanova koja je dodijelila akademski / stručni stupanj: **Karlovac University of Applied Sciences / Veleučilište u Karlovcu**

Permanent link / Trajna poveznica: <https://um.nsk.hr/um:nbn:hr:128:111671>

Rights / Prava: [In copyright](#)/[Zaštićeno autorskim pravom.](#)

Download date / Datum preuzimanja: **2024-11-08**



VELEUČILIŠTE U KARLOVCU
Karlovac University of Applied Sciences

Repository / Repozitorij:

[Repository of Karlovac University of Applied Sciences - Institutional Repository](#)



zir.nsk.hr



DIGITALNI AKADEMSKI ARHIVI I REPOZITORIJI

Veleučilište u Karlovcu
Odjel Sigurnosti i zaštite
Specijalistički diplomski stručni studij Sigurnosti i zaštite

Ivana Grzelj

MODELI ATOMA I ENERGIJSKI SPEKTRI

ZAVRŠNI RAD

Karlovac, 2022.

Karlovac University of Applied Sciences
Safety and protection Department
Professional Graduate study of Safety and Protection

Ivana Grzelj

ATOM MODELS AND ENERGY SPECTRA

FINAL PAPER

Karlovac, 2022.

Veleučilište u Karlovcu
Odjel Sigurnosti i zaštite
Specijalistički diplomski stručni studij Sigurnosti i zaštite

Ivana Grzelj

MODELI ATOMA I ENERGIJSKI SPEKTRI

ZAVRŠNI RAD

Mentor: dr. sc. Slaven Lulić, prof. v. š.

Karlovac, 2022.



**VELEUČILIŠTE
U KARLOVCU**
Karlovac University
of Applied Sciences

VELEUČILIŠTE U KARLOVCU
KARLOVAC UNIVERSITY OF APPLIED SCIENCES
Trg J.J.Strossmayera 9
HR-47000, Karlovac, Croatia
Tel. +385 - (0)47 - 843 - 510
Fax. +385 - (0)47 - 843 - 579



VELEUČILIŠTE U KARLOVCU

Stručni / specijalistički studij: Specijalistički studij
(označiti)

Usmjerenje: Zaštita na radu

Karlovac, 2022.

ZADATAK ZAVRŠNOG RADA

Student: Ivana Grzelj

Matični broj: 0422420013

Naslov: Modeli atoma i energijski spektri

Opis zadatka:

Zadatak završnog rada je opisati i objasniti razne modele atoma kao što su: Thomsonov model atoma, Rutherfordov model atoma, Bohrov model atoma i Kvantno mehanički model atoma. Nadalje, plan je objasniti energijske spektre, posebice energijski spektar vodikovog atoma, emisiju i apsorpciju fotona kao i apsorpcijske spektre te objasniti valno-čestična svojstva tvari, de Brogliejevu relaciju, opis gibanja čestice u kvantnoj fizici te valnu funkciju i kvantni oblak.

Zadatak zadan:

02/22.

Rok predaje rada:

05/22.

Predviđeni datum obrane:

06/22.

Mentor:

dr. sc. Slaven Lulić, prof. v. š.

Predsjednik Ispitnog povjerenstva:

Ivan Štedul, v. pred.

PREDGOVOR

Zahvaljujem se mentoru dr. sc. Slavenu Luliću, prof. v. š. na strpljenju, razumijevanju, savjetima i pruženoj pomoći prilikom izrade završnog rada.

Nadalje, htjela bih se zahvaliti svojim roditeljima, prijateljima i dečku na podršci, pomoći i razumijevanju tijekom cijelog studija.

SAŽETAK

Tema završnog rada su modeli atoma i energijski spektri. Sve u prirodi pa tako i mi sami, izgrađeno je od sitnih čestica odnosno atoma. Ne mogu se vidjeti, ali upravo pomoću njih mogu se objasniti mnoge pojave kako u fizici tako i u svakodnevnim stvarima. U završnom radu navela sam neke od najbitnijih teorija modela atoma kao što su Thomsonov model atoma, Rutherfordov, Bohrov i Kvantno-mehanički model atoma. Nadalje, objašnjeno je što su energijski spektri, kako nastaje foton, emisija i apsorpcija fotona te što su apsorpcijski i emisijski spektri.

SUMMARY

The topic of the final paper is atom models and energy spectra. Everything in nature, including ourselves, is made up of small particles or atoms. They cannot be seen, but they can be used to explain many phenomena, both in physics and in everyday phenomena. In my final paper, I have listed some of the most important theories of the atom model such as Thomson's model of the atom, Rutherford's, Bohr's, and the Quantum-mechanical model of the atom. It is further explained what the energy spectra are, how a photon is formed, the emission and absorption of a photon, and what the absorption and emission spectra are.

KLJUČNE RIJEČI

Atom, modeli atoma, energija, energijski spektri, foton, emisija, apsorpcija, apsorpcijski spektri, valno-čestična svojstva tvari, de Brogliejeva relacija, valna duljina, valna funkcija.

KEY WORDS

Atom, atom models, energy, energy spectra, photon, emission, absorption, absorption spectra, wave-particle properties of matter, de Broglie relation, wavelength, wave function.

Sadržaj

1. UVOD	1
2. ATOM	2
2.1. Osnovna svojstva atoma	3
2.1.1. Atomski broj	3
2.1.2. Atomska masa i izotopi	3
3. MODELI ATOMA	4
3.1. Thomsonov model atoma	4
3.2. Rutherfordov model atoma	5
3.3. Bohrov model atoma	7
3.3.1. Bohrova orbita	9
3.3.2. Polumjer kružne putanje elektrona u Bohrovu modelu vodikova atoma	10
3.4. Kvantno mehanički model atoma	13
4. ENERGIJSKI SPEKTRI	15
4.1. Fotoni	15
4.2. Energijski spektar vodikova atoma	16
4.3. Emisija fotona	17
4.4. Apsorpcija fotona	19
4.5. Apsorpcijski spektri	20
4.6. Energijski spektri – obilježja atoma	21
4.7. Energijski spektri molekula, bioloških molekula, kristala, atomskih jezgara	21
5. VALNO ČESTIČNA SVOJSTVA TVARI	22
5.1. Ogib elektrona	22
5.2. De Brogliejeva relacija	24
5.2.1. Veza količine gibanja fotona i valne duljine	24
5.3. Veza količine gibanja čestice i valne duljine	25
5.4. Opis gibanja čestice u kvantnoj fizici	26

5.5. Heisenbergovo načelo neodređenosti	26
5.6. Valna funkcija	27
5.7. Fizikalno tumačenje valne funkcije i kvantni oblak	28
6. ZAKLJUČAK	31
7. LITERATURA	32

1. UVOD

Struktura atoma ne može se neposredno ispitivati te se zbog toga na osnovi podataka o interakciji atoma s drugim mikročesticama i elektromagnetskim zračenjem stvaraju predodžbe o građi atoma. Otkriveno je nekoliko vrsta modela atoma, oni se ne razlikuju time što je jedan točan, a drugi netočan ili manje točan, nego se dijele na uspješne i manje uspješne, odnosno na manje ili više ograničene.

Svaki model polazi od određenih eksperimenata i podataka, i sigurno je točan što se tiče upravo tih podataka, no pitanje je može li taj model objasniti i neki drugi vid ponašanja atoma.

U prošlosti je gibanje atoma i subatomske čestice bilo moguće objasniti jedino primjenom klasične mehanike no krajem 19. stoljeća dokazano je da se samo klasičnom mehanikom ne može riješiti problem čestice mikroskopskih dimenzija te se samim time stvorila potreba za uvođenjem novih teorija.

Atom se može nalaziti u osnovnom stanju gdje mu je energija najniža ili u pobuđenome stanju gdje dolazi do povećanja energije, skup svih energijskih stanja naziva se energijski spektar. Svaki atom ima svoj karakterističan energijski spektar. Kada atom iz pobuđenog stanja prelazi u stanje niže energije tada on emitira foton. Energija tog fotona jednaka je razlici energije prvobitnog i konačnog stanja atoma.

2. ATOM

Atom je najmanja jedinica na koju se tvar može podijeliti bez oslobađanja električno nabijenih čestica. Također je najmanja jedinica materije koja ima karakteristična svojstva kemijskog elementa. Kao takav, atom je osnovna građevna jedinica.

Većina atoma je prazan prostor. Ostatak se sastoji od pozitivno nabijene jezgre protona i neutrona okruženih oblakom negativno nabijenih elektrona. Jezgra je mala i gusta u usporedbi s elektronima, koji su najlakše nabijene čestice u prirodi. Elektrone privlače svaki pozitivan naboj svojom električnom silom; u atomu električne sile vežu elektrone na jezgru.

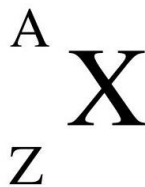
Zbog prirode kvantne mehanike, niti jedna slika nije bila u potpunosti zadovoljavajuća u vizualizaciji različitih karakteristika atoma, što stoga prisiljava fizičare da koriste komplementarne slike atoma kako bi objasnili različita svojstva. U nekim aspektima, elektroni u atomu ponašaju se poput čestica koje kruže oko jezgre. U drugima se elektroni ponašaju poput valova koji su zamrznuti u položaju oko jezgre.

Takvi valni obrasci, nazvani orbitale, opisuju raspodjelu pojedinačnih elektrona. Ponašanje atoma snažno je pod utjecajem ovih orbitalnih svojstava, a njegova su kemijska svojstva određena orbitalnim skupinama poznatim kao ljuske [1].

2.1. Osnovna svojstva atoma

2.1.1. Atomski broj

Najvažnija karakteristika atoma je njegov atomski broj (obično označen slovom Z), koji je definiran kao broj jedinica pozitivnog naboja (protona) u jezgri. Na primjer, ako atom ima Z od 6, to je ugljik, dok Z od 92 odgovara uranu. Neutralni atom ima jednak broj protona i elektrona tako da se pozitivni i negativni naboji točno balansiraju. Budući da su elektroni ti koji određuju kako jedan atom komunicira s drugim, na kraju je broj protona u jezgri taj koji određuje kemijska svojstva atoma.



A = broj protona + broj neutrona

Z = broj protona

$A - Z$ = broj neutrona

Broj neutrona = maseni broj – Atomski broj

$N = A - Z$

Slika 1. Osnovna svojstva atoma

Izvor: <https://www.slideserve.com/ryder/o-atomskom-nukleusu-jezgru>

2.1.2. Atomska masa i izotopi

Broj neutrona u jezgri utječe na masu atoma, ali ne i na njegova kemijska svojstva. Dakle, jezgra sa šest protona i šest neutrona imat će ista kemijska svojstva kao jezgra sa šest protona i osam neutrona, iako će te dvije mase biti različite. Kaže se da su jezgre s istim brojem protona, ali različitim brojem neutrona međusobno izotopi. Svi kemijski elementi imaju mnogo izotopa [2].

3. MODELI ATOMA

3.1. Thomsonov model atoma

Sredinom 19. stoljeća provedena su važna istraživanja s katodnim cijevima, gdje je nedvojbeno utvrđeno postojanje čestica koje nose negativan, a posljedično i drugih čestica koje nose pozitivan naboj. Nositelji negativnog naboja nazvani su elektronima, prema grčkoj riječi za jantar, koji je odigrao ključnu ulogu u prvim eksperimentima kojima je utvrđeno postojanje tih čestica. Utvrđeno je i to da su elektroni jako sitni pa prema tome i jako gibljivi, dok je nositelj pozitivnog naboja ostao neuhvatljiv tadašnjim znanstvenicima. To je sve, drugim riječima, značilo da se struktura atoma morala riješiti pretpostavljajući postojanje subatomske čestice. Na početku 20. stoljeća znalo se, dakle, da atom nije nedjeljiv, nego se sastoji od subatomske čestice, među kojima je otkriven samo elektron. Znalo se i da elektron nosi negativni naboj i da mu je masa 1837 puta manja od mase atoma vodika, najlakšeg elementa. Znalo se i da je atom elektronegativan. Također se znalo da je atom stabilan. Drugim riječima, treba primijeniti veliku energiju (veliku razliku potencijala) da bi se elektron izbio iz atoma. Na temelju tih eksperimentalno čvrsto utvrđenih činjenica, Joseph John Thomson (1856. – 1940.) je 1904. godine predložio model, prema kojemu je atom kuglasti grumen pozitivnog naboja u kojega su utisnuti elektroni. U Thomsonovu modelu atoma pretpostavljeno je da pozitivan naboj jednoliko ispunjuje cjelokupan prostor atoma, kao neka pozitivno nabijena „atmosfera“ kroz koju se gibaju elektroni. Slikovito je to uspoređeno sa šljivama (koje odgovaraju elektronima) u pudingu (koji odgovara pozitivnom naboju). Zato je Thomsonov model nazvan „model pudinga sa šljivama“ [3].

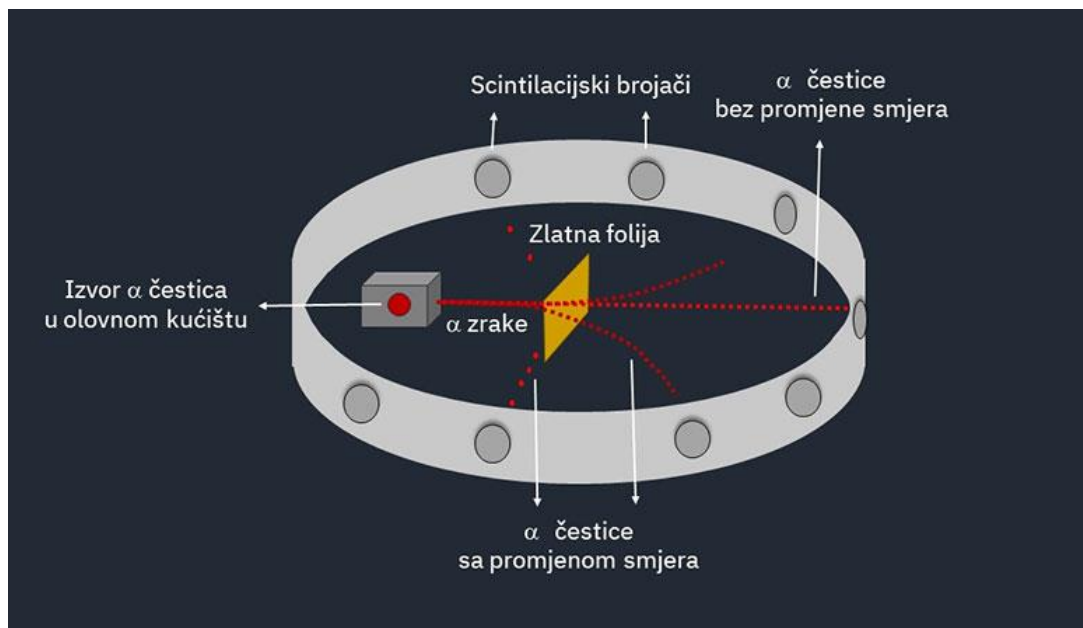


Slika 2. Thomsonov model atoma

Izvor: <https://edutorij.e-skole.hr>

3.2. Rutherfordov model atoma

Godine 1911. Ernest Rutherford je pomoću pokusa pokušao provjeriti je li ispravan Thomsonov model „pudinga“. Rutherford je znao da su alfa-čestice brze i masivne pozitivno nabijene čestice koje izlijeću iz nekih radioaktivnih tvari kao što je radij. Snop brzih alfa-čestica usmjerio je na tanki listić zlata i istraživao kako se pri tome mijenja smjer gibanja alfa-čestica. Ako je model pudinga ispravan, tada bi brze i masivne alfa-čestice lako prolazile kroz listić zlata, jer bi ih pozitivni naboj, raspršen unutar cijelog atoma, samo malo usporavao, a elektroni ne bi mogli bitnije utjecati jer imaju mnogo manju masu od alfa-čestice- zato bi alfa-čestice prošle kroz listić uz vrlo malu promjenu smjera gibanja.



Slika 3. Kretanje alfa-čestica

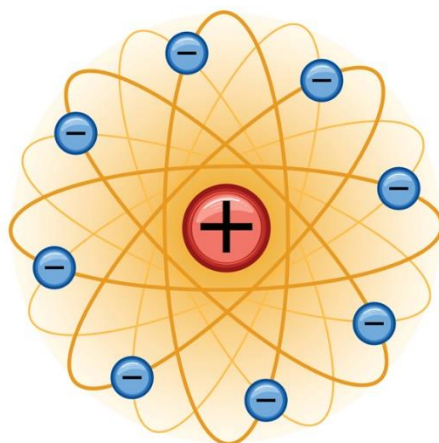
Izvor: <https://edutorij.e-skole.hr>

Međutim, na veliko iznenađenje, poneke alfa-čestice bitno su promijenile smjer: na 8000 alfa-čestica jedna je skrenula pod kutom većim od 90° . To bi bilo slično kao kad bi zračnom puškom gađali plastičnu vrećicu u kojoj su ovješene razmaknute čelične kugle [4].

Kuglice projektili koje bi proletjele između čeličnih kugli prošle bi bez promjene smjera. A tek poneka kuglica projektil, koja pogodi čeličnu kuglu odbila bi se prema natrag.

Na temelju toga Rutherford je zaključio da su sav pozitivan naboj i gotovo cijela masa zlata koncentrirani u jednome sićušnom dijelu atoma, atomskoj jezgri. Rutherfordova slika na temelju tog pokusa bila je sljedeća: većina alfa-čestica proleti atomima kroz prostor između masivnih atomskih jezgara i zato samo malo mijenjaju svoj smjer. Samo one alfa-čestice koje nalete na samu jezgru ili sasvim blizu jezgre, znatno mijenjaju smjer i odbijaju se od masivne jezgre. Pritom između alfa-čestice i jezgre zlata djeluje odbojna električna sila, koja je to jača što se alfa-čestica više približi jezgri zlata. Uzevši u obzir odbojnu Coulombovu silu između alfa-čestice i jezgre zlata te njihove mase, Rutherford je na osnovi rezultata svog pokusa izračunao koliki je polumjer atomske jezgre: polumjer jezgre čak je više od desetak tisuća puta manji od polumjera atoma, tj. manji od 10^{-14} m. A u atomskoj jezgri koncentrirana je gotovo sva masa atoma odnosno 90%.

Atom je sastavljen od pozitivno nabijene jezgre, oko koje vrlo brzo kruže elektroni, poput planeta oko Sunca. Prema tome, planetarni model atoma sličan je minijaturnom planetarnom sustavu u kojemu negativno nabijeni elektroni kruže oko male, ali masivne pozitivno nabijene jezgre. Ta slika temeljila se na usporedbi sa Sunčevim sustavom, s time da ulogu Sunca ima atomska jezgra, ulogu planeta elektroni, a ulogu gravitacijske sile ima električna sila [3].



Slika 4. Rutherfordov model atoma

Izvor: <https://edutorij.e-skole.hr>

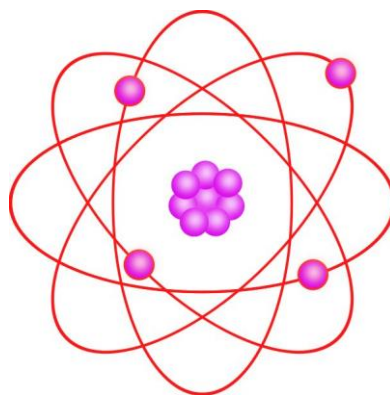
3.3. Bohrov model atoma

Godine 1913. Niels Bohr pokušao je otkloniti nedostatke Rutherfordova modela. Bohr je zadržao osnovnu ideju planetarnog sustava ali je, potaknut Planckovom i Einsteinovom kvantizacijom elektromagnetnog zračenja, ideju o kvantizaciji proširio i na Rutherfordov planetarni model atoma: pretpostavio je da su moguće samo neke kružne putanje elektrona oko atoma. Na taj je način dobio bitno izmijenjenu fizikalnu sliku atoma, nazvanu Bohrovim modelom.

Koristeći se idejom o kvantizaciji, Bohr je pokušao riješiti dva glavna problema Rutherfordova modela: da u fizikalnoj slici atom bude stabilan i da elektron ne zrači elektromagnetno zračenje dok se giba po stalnoj putanji oko jezgre. U tu svrhu Bohr je uveo hipotezu o ograničenju gibanja elektrona u atomu: pretpostavio je da je gibanje elektrona oko jezgre moguće samo po kružnim putanjama za koje je ispunjen uvjet:

$$r \cdot p = n \frac{h}{2\pi} . \quad (1)$$

Taj se uvjet zove Bohrov kvantni uvjet. Ovdje p označuje količinu gibanja elektrona koji se giba jednoliko po kružnoj putanji polumjera r . Veličina h je Planckova konstanta uvedena kod objašnjavanja elektromagnetnog zračenja zagrijanih tijela i objašnjavanju fotoelektričnog učinka. U Bohrovu uvjetu veličina n može poprimiti vrijednost bilo kojeg prirodnog broja ($n=1, 2, 3, \dots$) i Bohr je taj broj nazvao kvantnim brojem. Bohr je izračunao gibanje elektrona u vodikovu atomu, a ta slika atoma zove se Bohrom model atoma.[3].



Slika 5. Bohrov model atoma

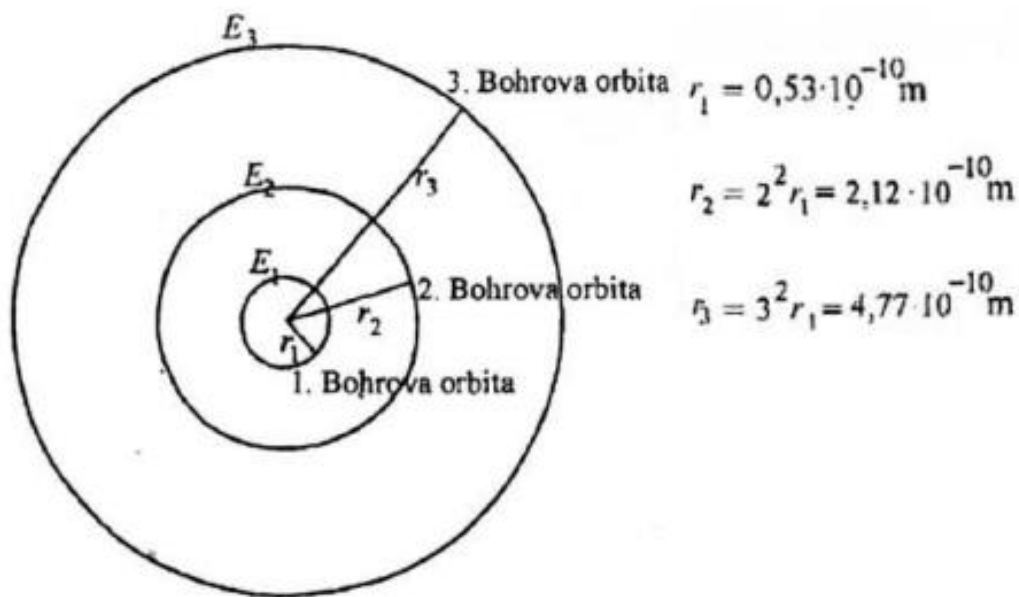
Izvor: <https://hr.differencevs.com/6852664-difference-between-bohr-and-quantum-model>

Glavni postulati Bohrovog modela

- Elektroni se kreću oko jezgre u sfernim orbitalama koje imaju fiksnu veličinu i energiju.
- Svaka putanja ima različit radijus i naziva se od jezgre prema van kao $n = 1, 2, 3$ itd. Ili $n = K, L, M$ itd., gdje je n fiksni broj razine energije.
- Energija orbitale povezana je s njezinom veličinom.
- Najmanja orbita ima najmanju energiju. Atom je potpuno stabilan kad su elektroni u najnižoj razini energije.
- Kada se elektron kreće u određenoj orbitali, energija tog elektrona je konstantna.
- Elektroni se mogu premještati s jedne razine energije na drugu upijajući ili oslobađajući energiju.
- Ovaj pokret uzrokuje zračenje [4].

3.3.1. Bohrova orbita

U Bohrovom modelu elektron se može gibati oko jezgre po kružnim putanjama samo određenih polumjera: $r_1 = a$, $r_2 = 4a$, $r_3 = 9a$ ili općenito $r_n = n^2 \cdot a$ gdje je $a = 0,53 \cdot 10^{-10}$ m, a r_1 , r_2 , r_3 su polumjeri prve, druge, treće Bohrove orbite (putanje) elektrona u vodikovu atomu.



Slika 6. Bohrove orbite

Izvor: Nada Brković: "Fizika 4", Luk, 1999., Zagreb.

Zadivljeni uspjehom Bohrova modela da teorijski daje energijski spektar vodikova atoma, fizičari su ga nakon 1913. godine počeli primjenjivati i na druge atome. Najprije su ga pokušali primijeniti na helijev atom, koji ima dva elektrona. Međutim, energijski spektar helijeva atoma dobiven u Bohrovu modelu nije se slagao s energijskim spektrom dobivenim pomoću pokusa. Zatim su Bohrov model pokušali primijeniti i na druge atome, ali rezultati modela opet su bili u suprotnosti s pokusima. Nadalje, Bohrov je model dao pogrešne rezultate kad su fizičari pokušali izračunati jakost elektromagnetnog zračenja pri skokovima iz istog stanja na razna stanja niže energije.

Pri izračunavanju tih jačina zračenja Bohrov je model zakazao čak i za vodikov atom. Poslije su fizičari shvatili da je temeljna pogreška Bohrova modela bila u pretpostavci da se elektron giba po određenim putanjama. Na primjer, kad je atom u osnovnom stanju, elektron bi se gibao po prvoj Bohrovoj putanji. Međutim, u stvarnosti se elektron giba tako da stiže posvuda unutar atoma, čak i u područje same jezgre. Samo igrom slučaja, a ne zato što ima dublji teorijski razlog, Bohrov model je dao ispravan energijski spektar vodika. Takva sretna slučajnost nije se ponovila ni za jedan drugi atom. Bohrov model rabio je bitno pogrešnu pretpostavku da se elektron giba po određenoj putanji. No ispravan rezultat za energije stanja vodikova atoma odveo je fizičare na pogrešan put kojim su bezuspješno lutali nekoliko godina. Iako je Bohrov model pogrešan, on ima veliko značenje u razvoju fizike kao prvi pokušaj da se ideja o kvantizaciji primjeni na atome, čime je potaknuo daljnja istraživanja u tom smjeru [3].

3.3.2. Polumjer kružne putanje elektrona u Bohrovu modelu vodikova atoma

Bohr je najprije odredio koji polumjeri kružne putanje zadovoljavaju kvantni uvjet. Njegovo razmatranje vidljivo je u sljedećim koracima. Primjenom Newtonove jednadžbe gibanja:

$$F = m \cdot a \quad (2)$$

na jednoliko gibanje elektrona oko jezgre na kružnici polumjera r , pri čemu je m oznaka za masu elektrona. Izraz za iznos Coulombove električne sile kojom jezgra (s nabojem $+e$) djeluje na elektron (s nabojem $-e$) je:

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r^2} \quad (3)$$

Ta je sila centripetalna sila koja prisiljava elektron da se giba po kružnici. S druge strane, izraz za centripetalnu akceleraciju jest:

$$a = \frac{v^2}{r} \quad (4)$$

gdje je v brzina elektrona na kružnoj putanji polumjera r .

Uvrštavanjem izraza za centripetalnu silu i centripetalnu akceleraciju u Newtonovu jednadžbu gibanja dobije se sljedeći izraz:

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \quad (5)$$

Izražavanjem brzine elektrona pomoću količine gibanja:

$$v = \frac{p}{m} \quad (6)$$

i uvrštavanjem tog izraza u desnu stranu jednadžbe (5) nastaje:

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r^2} = \frac{p^2}{mr} \quad (7)$$

Lijeva i desna strana ove jednadžbe pomnoži se s mr^2 :

$$\frac{m}{4\pi\epsilon_0} \cdot e^2 r = p^2 r^2 \quad (8)$$

Prema Bohrovu kvantnom uvjetu (1) umjesto $n^2 r^2$ u desnu stranu jednadžbe uvrštava se $\left(n \frac{h}{2\pi}\right)^2$ i nastaje:

$$\frac{m}{4\pi\epsilon_0} \cdot e^2 r = \left(n \frac{h}{2\pi}\right)^2 \quad (9)$$

Iz te jednadžbe izražava se polumjer kružne putanje:

$$r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2} \cdot \frac{4\pi\epsilon_0}{me^2} \quad (10)$$

Kvantni broj n može poprimiti samo cjelobrojne vrijednosti: $n = 1, 2, 3 \dots$

To je izraz za moguće polumjere kružne putanje elektrona u vodikovu atomu koji zadovoljavaju kvantni uvjet (1). Vrijednost polumjera (10), koja odgovara kvantnom broju n , obilježava se sa r_n .

Izraz (10) Bohr je pisao u obliku:

$$r_n = n^2 \cdot a \quad (11)$$

gdje je veličina a najmanji mogući polumjer kružne putanje, koji odgovara najmanjoj mogućoj vrijednosti kvantnog broja $n = 1$:

$$a = \frac{h^2 \varepsilon_0}{\pi m e^2} \quad (12)$$

U taj izraz se uvrštavaju poznate vrijednosti konstanta:

$$\varepsilon_0 = 8,854 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2 \text{ m}^{-2} \text{ N}^{-1}$$

$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$

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

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

i tako se dobije najmanji mogući polumjer putanje elektrona u Bohrovu modelu:

$$a = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js})^2 \cdot 8,854 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2 \text{ m}^{-2} \text{ N}^{-1}}{\pi \cdot 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}$$

$$a = 0,53 \cdot 10^{-10} \text{ m.}$$

Ta se veličina naziva Bohrovim polumjerom [3].

3.4. Kvantno mehanički model atoma

Moderna kvantna fizika je stvorena tek 1925. godine, pri kojoj je osnovna jednačba gibanja Schrödingerova jednačba čijim se rješavanjem za gibanje elektrona dobiva kvantno-fizikalni model atoma koji je i danas primjenjiv u fizici. Kvantna fizika je u potpunosti odbacila Bohrov model gibanja čestice po putanji jer je u kvantnoj fizici gibanje elektrona u atomu opisano pomoću valne funkcije, koja se dobije rješavanjem Schrödingerove jednačbe.

Kvantni model temelji se na kvantnoj teoriji. Prema kvantnoj teoriji, elektron ima dualnost čestica-val i nemoguće je locirati točan položaj elektrona (princip nesigurnosti). Dakle, ovaj se model uglavnom temelji na vjerojatnosti da se elektron nalazi bilo gdje u orbiti. Također navodi da orbitale nisu uvijek sferne. Orbitale imaju posebne oblike za različite razine energije i 3D su strukture.

Elektron se može nalaziti u jednom od tri stanja:

- Osnovnome elektronskom stanju energije E_1 i valne funkcije Ψ_1
- Prvome pobuđenom stanju energije E_2 i valne funkcije Ψ_2
- Drugome pobuđenom stanju energije E_3 i valne funkcije Ψ_3 itd.

Valna funkcija utjelovljuje valna svojstva koja se javljaju za gibanje elektrona na razini atoma. Što je gibanje elektrona ograničeno na manji dio prostora, to se više očituju valna svojstva. Budući da je gibanje elektrona u atomu ograničeno na vrlo mali prostor, valna su svojstva vrlo izražena. U svakom stanju elektronu je pridružen kvantno fizikalni val koji se opisuje pomoću valne funkcije. U nekom trenutku t u svakoj točki prostora kvadrat apsolutne vrijednosti valne funkcije daje vjerojatnost da se elektron nađe u toj točki. Pomoću valnih funkcija u kvantnoj se fizici računaju sva svojstva atoma.

Osim vodika, svi atomi sadrže više od jednog elektrona. Iz rješavanja Schrödingerove jednačbe proizlaze neka pravila pri opisivanju elektronske raspodjele u atomima.

Kvantni brojevi su cijeli ili polucijeli brojevi kojima su obilježene valne funkcije, svojstvene vrijednosti energije i druga svojstva stacionarnih stanja kvantno-mehaničkih sustava.

1. Glavni kvantni broj n koji u rješenju Schrödingerove jednadžbe za vodikov atom karakterizira energijsku ljusku, može iznositi $n=1,2,3,\dots$

2. Orbitalni kvantni broj l određuje vrijednost kutne količine gibanja elektrona s mogućim vrijednostima $l=0,1,\dots,(n-1)$ Na primjer, ako je $n=1$, vrijednost l može biti jedini $l=0$, ako je $n=2$, l može poprimiti vrijednosti 0 i 1 i tako dalje.

3. Magnetski kvantni broj m određuje moguće orijentacije kutne količine gibanja u odnosu na os vanjskoga magnetskoga polja s vrijednostima $m=-l,-(l-1),\dots,-1,0,1,\dots,l$ Na primjer, za $l=0$, m može imati samo vrijednost 0, za $l=1$, vrijednosti m može iznositi -1, 0 i 1 i tako dalje.

4. Kvantni broj spina m_s određuje spinsku kutnu količinu gibanja elektrona, a može imati jednu od dvije vrijednosti $m_s=-1/2$ ili $m_s=1/2$ [3].

4. ENERGIJSKI SPEKTRI

Energija atoma zbog gibanja elektrona unutar atoma može poprimiti samo određene, međusobno odijeljene vrijednosti energija. Atom se može nalaziti samo u osnovnom stanju najniže moguće energije E_1 ili u nekom od pobuđenih stanja kojih su energije redom E_2 , E_3 , E_4 ... Kažemo da su vrijednosti energije atoma kvantizirane. Skup svih energijskih stanja nekog atoma zove se energijski spektar. Svaka vrsta atoma ima karakteristični energijski spektar. Iz nekog pobuđenog stanja, atom spontano prelazi u neko stanje niže energije i pritom emitira foton. Energija tog fotona jednaka je razlici energije početnoga i konačnog stanja atoma. Skup svih valnih duljina elektromagnetnog zračenja koje emitira neki atom zove se emisijski spektar. Emisijski je spektar odraz energijskog stanja atoma. Osim spontane emisije fotona moguća je i stimulirana odnosno potaknuta emisija fotona. Na načelu stimulirane emisije fotona temelji se rad lasera [5].

4.1. Fotoni

Fotoni su temeljne subatomske čestice koje nose elektromagnetsku silu - ili, jednostavnije rečeno, one su svjetlosne čestice. Foton je također "kvant" ili temeljna jedinica elektromagnetskog zračenja. Svi su okruženi fotonima: svjetlost koja dolazi sa ekrana Televizora ili laptopa sastoji se od fotona, rendgenske zrake koje liječnici koriste kako bi vidjeli kosti napravljene su od fotona, radio u automobilu prima signal od fotona.

Kao i sve druge subatomske čestice, fotoni pokazuju dualnost val-čestica, što znači da se ponekad ponašaju kao sitne čestice, a ponekad djeluju kao valovi. Fotoni su bez mase, što im omogućuje da putuju brzinom svjetlosti u vakuumu (299 792 458 metara u sekundi) i mogu putovati na beskonačnu udaljenost [6].

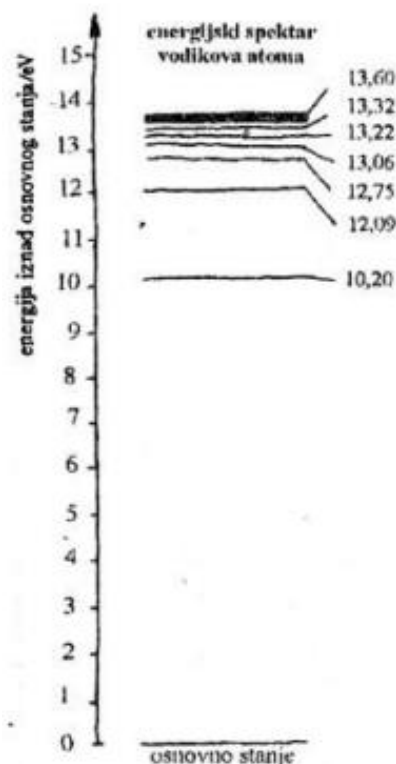
4.2. Energijski spektar vodikova atoma

Stanje u kojem vodikov atom ima najnižu energiju naziva se osnovno stanje vodikova atoma. Tu energiju označavamo sa E_1 . Ostala stanja vodikova atoma, kojima je energija veća od energije osnovnog stanja, zovu se pobuđena stanja. To su, redom, prvo pobuđeno stanje energije E_2 , drugo pobuđeno stanje energije E_3 , treće pobuđeno stanje energije E_4 itd.

Svojstvo je vodikova atoma da pobuđena stanja ne mogu imati bilo koju energiju, već samo neke, međusobno odijeljene vrijednosti energija.

To znači da se idući redom od stanja do stanja energija atoma skokovito mijenja. Kažemo da su vrijednosti energije atoma kvantizirane. Skup energija svih stanja vodikova atoma nazivamo energijskim spektrom vodikova atoma.

Taj energijski spektar prikazan je na slici. Visina na kojoj se nalazi vodoravna crta koja predoduje neko stanje odgovara emisiji tog stanja. Kažemo da svaka vodoravna crta predoduje jednu energijsku razinu [3].



Slika 7. Energijski spektar vodikova atoma

Izvor: Nada Brković: "Fizika 4", Luk, 1999., Zagreb.

4.3. Emisija fotona

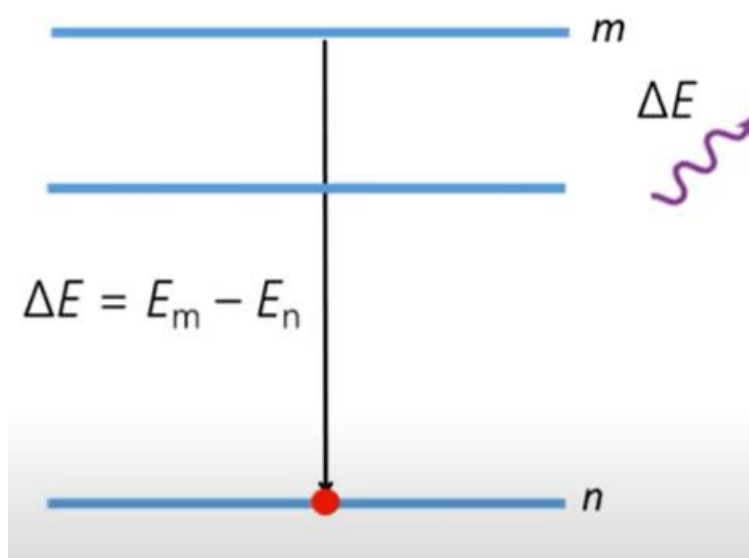
Atom se može nalaziti u osnovnom stanju tj. na prvoj energijskoj razini, ili u nekom od pobuđenih stanja, tj. na nekoj višoj energijskoj razini. Ako atom apsorbira neku vanjsku energiju i prijeđe iz osnovnog u neko pobuđeno stanje, u tom stanju ostaje vrlo kratko, obično ni milijuntinku sekunde. Tada spontano (sam od sebe, bez vanjskog utjecaja) prelazi u neko stanje niže energije; kaže se da atom skače s više energijske razine na nižu.

Kad se atom energijski pobudi, u pobuđenom stanju ostaje vrlo kratko te se vrlo brzo emisijom fotona vraća u prvobitno stanje. Pri snižavanju energije atoma emisijom, elektron se može vratiti izravno u osnovno stanje ili do osnovnog stanja može prelaziti energijska međustanja.

Npr. ako je atom u stanju $n=4$, u osnovno stanje može se vratiti:

- Prijelazom $n=4 \rightarrow n=1$
- Ili $n=4 \rightarrow n=3$, $n=3 \rightarrow n=2$, $n=2 \rightarrow n=1$
- Ili $n=4 \rightarrow n=3$, potom $n=3 \rightarrow n=1$
- Ili $n=4 \rightarrow n=2$, potom $n=2 \rightarrow n=1$

Dakle, može se emitirati šest različitih fotona, kako će se pobuđeno stanje raspasti ne može se predvidjeti sa 100% sigurnošću već se može samo predvidjeti vjerojatnost da se neki prijelaz dogodi [4].



Slika 8. Emisija fotona

Izvor: <https://edutorij.e-skole.hr>

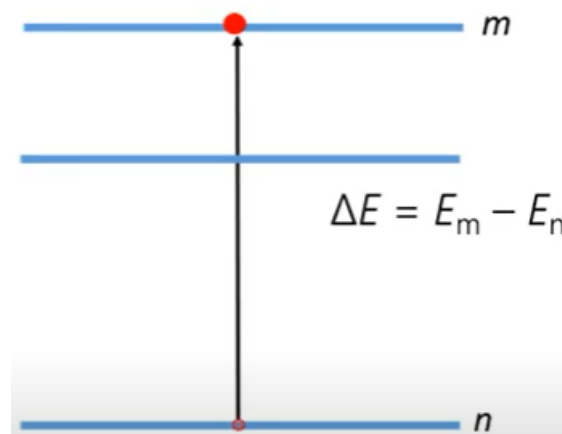
Elektron sa energijski višeg odnosno pobuđenog stanja prelazi u osnovno stanje, pri tome se emitira foton energije ΔE koji je jednak razlici energije stanja koje prenosi. Emisijom fotona, atomu se smanji energija za energiju emitiranog fotona [4].

Frekvencija emitiranog zračenja zadana je jednačbom:

$$f = \frac{E_m - E_n}{h} \quad (13)$$

4.4. Apsorpcija fotona

Apsorpcijom fotona atom prelazi u energijski viša pobuđena stanja stoga se kaže da se apsorpcijom atom pobuđuje ili ekscitira. Atom u osnovnom stanju izložen zračenju može apsorbirati foton, ako energija fotona odgovara razlici energija nekog višeg stanja i osnovnog stanja. Na primjer atom vodika može apsorbirati foton energije 10,2 eV (razlika stanja $n=2$ i $n=1$) ili 12,10 eV (stanja $n=3$ i $n=1$), ali neće moći apsorbirati foton energije 11 eV jer ne postoji energijsko stanje koje je za 11 eV „iznad“ osnovnog stanja.



Slika 9. Apsorpcija fotona

Izvor: <https://edutorij.e-skole.hr>

Apsorpcijom se energija elektrona povećava za energiju apsorbiranog fotona, a formula za frekvenciju apsorbirane linije glasi:

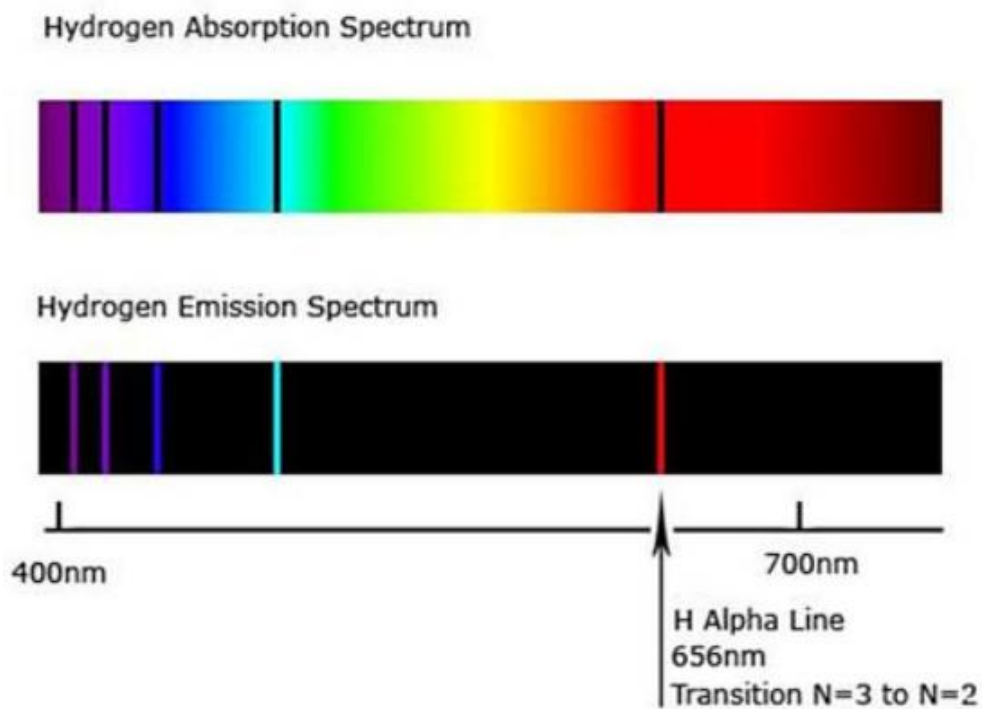
$$f = \frac{E_m - E_n}{h} \quad (14)$$

gdje su E_m i E_n energijske razine, a h je Planckova konstanta.

Apsorpcija fotona se uočava u apsorpcijskom spektru, kao linija koja nedostaje odnosno tamna linija [4].

4.5. Apsorpcijski spektri

Ako bijela svjetlost, u kojoj su zastupljene sve valne duljine, prolazi kroz plin od određene vrste atoma, ti će atomi upijati svjetlost upravo onih valnih duljina koje inače emitira pri skoku iz stanja viših energija u niže. Zato će u spektru prolazne svjetlosti nedostajati svjetlost valnih duljina iz emisijskog spektra atoma u tom plinu: na tim mjestima u spektru svjetlosti biti će tamne pruge. Takav spektar zove se apsorpcijski spektar. Na primjer, u Sunčevoj atmosferi ima dosta vodika, pa u spektru Sunčeve svjetlosti nalazimo tamne pruge za valne duljine koje odgovaraju vodikovu atomu [3].



Slika 10. Spektar emisije i apsorpcije vodikova atoma

Izvor: <https://www.khanacademy.org>

4.6. Energijski spektri – obilježja atoma

Svi vodikovi atomi u prirodi imaju jednak energijski spektar, i oni na Zemlji i oni u svemiru. To je potvrđeno analizom svjetlosti koja do nas dolazi s udaljenih zvijezda.

Pokusi su pokazali da atomi svakog kemijskog elementa imaju karakterističan energijski spektar. Postoje energijski spektri kisikova atoma, ugljikova atoma, atoma željeza itd. Dakle, ima toliko različitih energijskih spektara atoma koliko je različitih kemijskih elemenata.

Budući da svaka vrsta atoma ima svoj energijski spektar, to znači da ima i svoj karakterističan emisijski spektar po kojemu ga možemo prepoznati. Zbog toga emisijski spektar omogućuje da odredimo vrstu atoma koji ga emitiraju.

4.7. Energijski spektri molekula, bioloških molekula, kristala, atomskih jezgara

Kao što svaka vrsta atoma ima svoj karakterističan energijski spektar, ima ga i svaka vrsta molekule. Svaka među milijunima različitih vrsta molekula, koliko ih je poznato, ima svoj karakterističan energijski spektar, dakle i karakterističan emisijski spektar. Slično vrijedi i za svaki drugi objekt u atomskom svijetu. Na primjer, slobodni elektroni u kristalu, primjerice u metalu, imaju svoj energijski spektar. Svoj karakterističan energijski spektar imaju i atomske jezgre. Na temelju karakterističnih emisijskih spektara možemo utvrditi koji se atomi, molekule ili atomske jezgre nalaze u promatranom uzorku. Takve metode utvrđivanja strukture tvari zovu se spektroskopske metode i često se primjenjuju u znanosti i tehnici [3].

5. VALNO ČESTIČNA SVOJSTVA TVARI

Na razini atoma sićušne čestice tvari, na primjer elektroni, imaju čestična svojstva, tj. gibaju se poput točkasta tijela koje u svakom trenutku ima određeni položaj u prostoru i određenu brzinu. Te čestice tijekom gibanja pokazuju i valna svojstva, ogib i interferenciju. Pokusi s česticama poput elektrona to nedvojbeno pokazuju. Dakle, čestice na razini atoma pokazuju dvojnost: u nekim fizikalnim procesima pokazuju čestična svojstva, a u nekima valna pa se kaže da takve čestice imaju valno-čestičnu prirodu. Posljedica toga jest da njihovo gibanje ne možemo opisati gibanjem po nekoj putanji kao za makroskopska tijela neposredno dostupna ljudskim osjetilima.

U kvantnoj fizici čestici se pridružuju de Broglijevi valovi. Opisuju se pomoću matematičke funkcije tzv. valne funkcije i označava se sa $\Psi(x, y, z, t)$ [3].

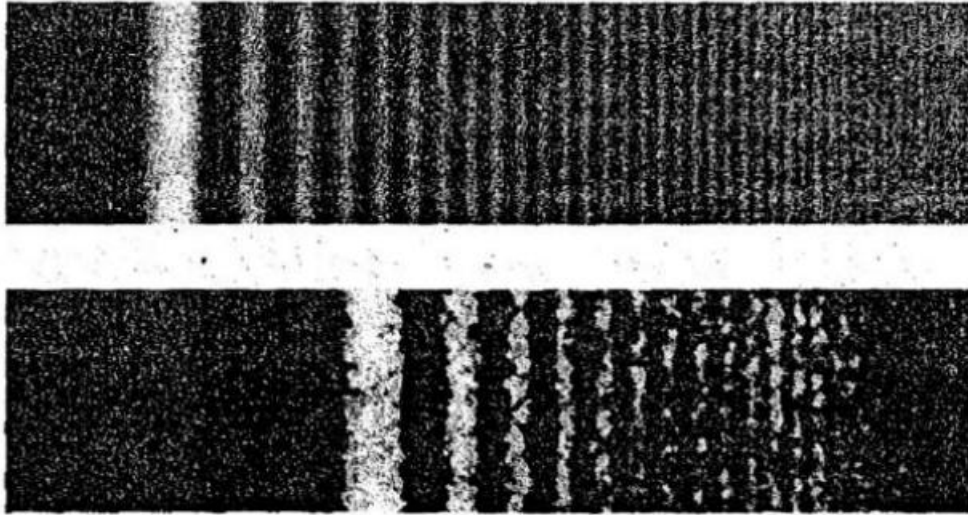
5.1. Ogib elektrona

Nakon uvida u valna i čestična svojstva elektromagnetnog zračenja postavlja se pitanje: ponašaju li se slično i čestice tvari?

Odgovor na to pitanje fizičari su dobili pomoću pokusa u kojem ogiba snop brzih elektrona. Kao izvor snopa elektrona služi elektronski top. Zapreka na kojoj se elektronski snop ogiba je kristal, na primjer magnezijev oksid, koji ima pravilno raspoređene atome uzduž kristalnih ravnina pa mu je rub izvanredno ravan. Ogib snopa elektrona može se uočiti tek na zapreci takvih, gotovo savršenih ravnih rubova. Umjesto zastora u opisanome pokusu se stavlja osjetljiva fotografska ploča. Na mjestu na ploči gdje upada pojedini elektron iz snopa ostaje točkast trag. Ondje gdje upada veći broj elektrona, točke će dakle biti gušće, a gdje ih upada manje točke će biti rjeđe.

Tako se pri ogibu elektronskog snopa na kristalu na razvijenoj fotografskoj ploči dobivaju izmjenične svjetlije i tamnije pruge. Svjetlije pruge su mjesta gdje je pao veći broj elektrona, a tamnije pruge su mjesta gdje ih je palo manje [3].

Ogibne su pruge izvanredno uske pa se mogu uočiti tek uz povećanje snažnog mikroskopa.



Slika 11. Ogibne pruge

Izvor: Nada Brković: “Fizika 4”, Luk, 1999., Zagreb.

Na temelju toga što je snop elektrona ogiba na rubu zapreke utvrđeno je da elektroni u gibanju pokazuju valna svojstva. To se iskazuje tako da se svakoj čestici u gibanju pridruži odgovarajući val. Taj val se zove de Brogliejev val [3].

5.2. De Brogliejeva relacija

Ideju da se slobodnoj čestici s količinom gibanja p pridruži val iznio je 1923. godine francuski fizičar i filozof Louis de Broglie.

5.2.1. Veza količine gibanja fotona i valne duljine

U svojim razmišljanjima de Broglie je krenuo od toga da elektromagnetno zračenje ima i valna i čestična svojstva: valu frekvencije f , pridružuje se čestica, foton energije:

$$E = h \cdot f. \quad (15)$$

De Broglie je razmišljao ovako: prema teoriji relativnosti foton energije E ima količinu gibanja:

$$p = \frac{E}{c} \quad (16)$$

gdje je c oznaka za brzinu svjetlosti.

Einsteinov izraz za energiju fotona:

$$E = h \cdot f \quad (17)$$

izrazi se pomoću valne duljine:

$$f = \frac{c}{\lambda} \quad (18)$$

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda} \quad (19)$$

Uvrštavanjem dobivenog izraza za E u jednadžbu za količinu gibanja dobije se konačna formula:

$$p = \frac{h}{\lambda} \quad (20)$$

Tako se dobije izraz za valnu duljinu elektromagnetnog zračenja pomoću količine gibanja fotona:

$$\lambda = \frac{h}{p} \quad (21)$$

5.3. Veza količine gibanja čestice i valne duljine

De Broglie je pretpostavio da, kao i za elektromagnetno zračenje, postoji jednaka veza valne duljine λ pridružene slobodnoj čestici i njezine količine gibanja p . To je bila vrlo smiona pretpostavka jer u to doba još nijedan pokus nije upućivao na valnu prirodu čestica tvari. Zanimljivo je da se u postavljanju takve hipoteze de Broglie znatno oslanjao na filozofske argumente. Tek kasnije, fizičari su pokusima dokazali da je de Brogliejeva formula ispravna.

Valna duljina λ pridružena slobodnom elektronu obrnuto je proporcionalna količini gibanja elektrona p , a koeficijent proporcionalnosti je Planckova konstanta h :

$$\lambda = \frac{h}{p} \quad (22)$$

taj izraz zove se de Brogliejeva relacija, a valna duljina pridružena slobodnom elektronu naziva se de Brogliejeva valna duljina.

Eksperimentalna potvrda de Brogliejeve teorije došla je 1927. kada su C. Davisson i L. Germer izveli niz eksperimenata raspršenja elektrona koji su jasno pokazali da se elektroni ponašaju poput valova. Davisson i Germer nisu postavili svoj eksperiment kako bi potvrdili de Broglieovu hipotezu: potvrda je došla kao nusprodukt njihovih rutinskih eksperimentalnih studija metalnih površina pod bombardiranjem elektrona.

U konkretnom eksperimentu koji je pružio prve dokaze o elektronskim valovima (danas poznat kao Davisson-Germerov eksperiment), proučavali su površinu nikla. Njihov uzorak nikla posebno je pripremljen u visokotemperaturnoj peći kako bi promijenio svoju uobičajenu polikristalnu strukturu u oblik u kojem velike monokristalne domene zauzimaju volumen. Toplinski elektroni oslobađaju se iz zagrijanog elementa (obično izrađenog od volframa) u elektronskom pištolju i ubrzavaju se kroz razliku potencijala, postajući dobro kolimirani snop elektrona koji proizvodi elektronski top. Kinetička energija elektrona podešava se odabirom vrijednosti razlike potencijala u elektronskom topu.

5.4. Opis gibanja čestice u kvantnoj fizici

U 20. stoljeću fizičari su otkrili kvantnu fiziku, koja vrijedi za gibanje sićušnih čestica u svijetu atoma, na primjer za gibanje elektrona u atomu. Gibanje čestica u kvantnoj fizici potpuno je drugačije nego u klasičnoj fizici. U kvantnoj fizici čestice se uopće ne gibaju po nekim određenim putanjama što je potpuno suprotno načinu gibanja makroskopskih tijela. Kvantna je fizika vrlo složena teorija, s matematičkim i fizikalnim metodama koje omogućuju da se izračunaju zbivanja na razini atoma. Ona ima važnu ulogu u modernoj fizici, a također sve više postaje i osnovom za kemiju i biologiju te za visoke tehnologije i medicinu [3].

5.5. Heisenbergovo načelo neodređenosti

Ako se u nekom trenutku istodobno mjere položaj i brzina čestice, tada se dobiju vrijednosti s određenim pogreškama, tj. rezultati mjerenja imaju neku neodređenost. Što se točnije mjeri, tj. rabe točniji mjerni uređaji, pogreške su manje. Prema klasičnoj fizici u načelu nema granice koja bi sprečavala sve veću i veću točnost mjerenja. Drugim riječima, u načelu bi bilo moguće izvesti mjerenje uz neodređenost rezultata mjerenja po volji malu. Međutim, prema kvantnoj fizici postoji fundamentalno ograničenje točnosti istodobnog mjerenja položaja i brzine čestice.

To se iskazuje na sljedeći način:

Ako se istodobno izmjeri položaj x za česticu s pogreškom Δx i količina gibanja s pogreškom Δp_x , tada umnožak Δx i Δp_x ne može biti manji od $h/2\pi$:

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{2\pi} \quad (23)$$

To znači da se nikad ne mogu istodobno po volji točno mjeriti i položaj i količina gibanja čestice. Što se točnije mjeri položaj čestice to će veća biti pogreška u mjerenju njezine količine gibanja i obratno, što se preciznije mjeri količina gibanja to će veća biti pogreška u mjerenju položaja čestice. To pravilo je 1927. godine otkrio njemački fizičar Werner Heisenberg i ono se zove Heisenbergovo načelo neodređenosti. Heisenberg je pokazao da te neizbježne pogreške pri mjerenju Δx i Δp_x nisu posljedica nesavršenosti mjernih uređaja, nego kvantnog svojstva tvari. Nema nikakve mogućnosti da se izbjegne ovo bitno ograničenje mjerenja [3].

5.6. Valna funkcija

U opisivanju gibanja u kvantnoj fizici čestici se pridružuju de Brogliejevi valovi. De Brogliejevi valovi opisuju se pomoću matematičke funkcije koja se zove valna funkcija. Uobičajeno je da se valna funkcija označuje grčkim slovom Ψ . U svakom trenutku t u svakoj točki s koordinatama x, y, z valna funkcija jedne čestice ima neku određenu vrijednost, izraženu kompleksnim brojem, a bilježi se $\Psi(x, y, z, t)$.

Za slobodnu česticu s količinom gibanja p , na primjer elektron u elektronskom snopu, valna je funkcija ravni val valne duljine

$$\lambda = \frac{h}{p} \quad (24)$$

Međutim, kad gibanje čestice nije slobodno, kao gibanje elektrona u atomu, valna duljina čestice nema neku određenu vrijednost, već sadrži različite valne duljine iz nekog intervala vrijednosti. Tada iz de Brogliejeve relacije slijedi da ni količina gibanja nema neku određenu vrijednost, već se nalazi u nekom intervalu vrijednosti. Valna je funkcija tada ograničena na jedan dio prostora. Na primjer, valna funkcija elektrona u vodikovu atomu ograničena je na prostor atoma.

Valna funkcija Ψ dobiva se rješavanjem jednadžbe koju je 1926. godine otkrio Erwin Schrödinger.

Ta se jednadžba zove Schrödingerova jednadžba, ona određuje način kako se valna funkcija čestice, na koju djeluju određene sile mijenja u prostoru tijekom vremena. To je osnovna jednadžba gibanja u kvantnoj fizici.

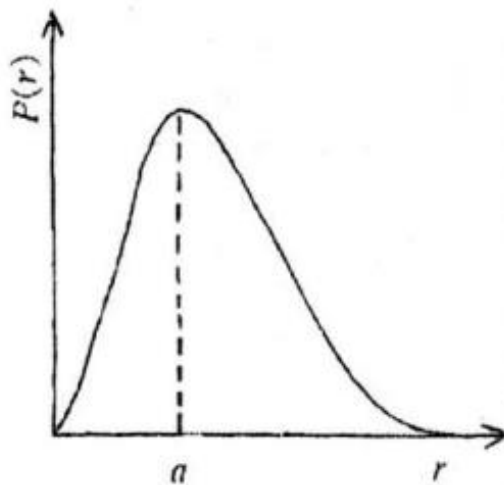
Schrödingerova jednadžba u modernoj je znanosti osnova za objašnjavanje strukture materije. Pomoću nje računaju se svojstva atoma, molekula, atomskih jezgara, kvantna struktura čvrstih tijela i fluida... no matematičke metode potrebne za rješavanje te jednadžbe veoma su složene, a opseg računa toliko golem da često nadilazi mogućnosti čak i najbržih kompjutora. Zato znanstvenici primjenjuju različite približne matematičke metode koje su i danas u razvoju [3].

5.7. Fizikalno tumačenje valne funkcije i kvantni oblak

Prema kvantnoj fizici nije moguće neposredno mjeriti valnu funkciju $\Psi(x, y, z, t)$. Ono što se može mjeriti jest kvadrat apsolutne vrijednosti valne funkcije, $|\Psi(x, y, z, t)|^2$. To je vjerojatnost da se u trenutku t čestica nalazi u točki s koordinatama x, y, z . Kaže se da je $|\Psi|^2$ gustoća vjerojatnosti.

Takvo tumačenje valne funkcije pomoću vjerojatnosti temelj je statističke interpretacije kvantne fizike. Ona je danas općeprihvaćena u znanosti.

Rješavanjem Schrödingerove jednačbe za elektron u vodikovu atomu dobivaju se energije i valne funkcije za svako stanje u kojemu se može nalaziti vodikov atom. Primjerice, kada se vodikov atom nalazi u stanju najniže moguće energije (u osnovnome stanju), elektron ima određenu valnu funkciju. Pomoću te izračunate valne funkcije dobije se graf prikazan na slici.



Slika 12. Graf vjerojatnosti nalaženja elektrona

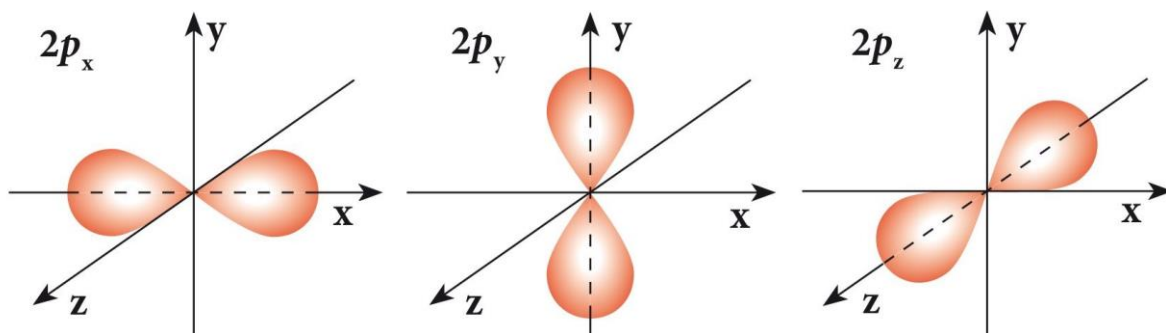
Izvor: Nada Brković: "Fizika 4", Luk, 1999., Zagreb.

Graf prikazuje vjerojatnost da je elektron na nekoj udaljenosti r od središta atoma. Ta vjerojatnost je označena sa $P(r)$. Iz grafa je vidljivo da vjerojatnost $P(r)$ za elektron u osnovnom stanju vodikova atoma predočuje krivulja nesimetričnoga zvonolikoga oblika. Udaljavanjem od središta atoma ona postupno raste, dostigne maksimum na udaljenosti $r=0,53 \cdot 10^{-10}\text{m}$ (označeno sa a), zatim postupno pada i za udaljenosti veće od oko $1,5 \cdot 10^{-10}\text{m}$ brzo se približava ničtici.

Dakle, elektron se unutar vodikova atoma giba tako da se može nalaziti na bilo kojoj udaljenosti od jezgre, tj. u bilo kojoj točki u atomu. U atomu se elektron ne giba po nekoj određenoj putanji već se giba izvanredno složeno i u vrlo kratkome vremenskom intervalu nađe se posvuda unutar atoma.

Kaže se da skup vjerojatnosti nalaženja elektrona u raznim točkama u atomu predočuje elektronski „kvantni oblak“. Gibanje elektrona u nekom stanju atoma opisujemo pomoću kvantnog oblaka. Veća je vjerojatnost da se elektron nađe na onim mjestima u atomu na kojima je veća gustoća elektronskoga kvantnog oblaka. Na mjestima u atomu na kojima je gustoća elektronskoga kvantnog oblaka manja, manja je i vjerojatnost da se tamo nađe elektron, tj. elektron pri svojem gibanju rjeđe dolazi na ta mjesta.

Onaj dio atoma u kojemu je gustoća kvantnog oblaka pojedinačnog elektrona u određenom stanju velika, zove se kvantna orbitala ili kraće orbitala. To je dio prostora u atomu u kojemu se s velikom vjerojatnošću nalazi elektron. Svakom jednoelektronskom stanju u kojem se može nalaziti elektron pripada određena orbitala.



Slika 13. Kvantni oblak i kvantne orbitale

Izvor: <https://eucbeniki.sio.si/kemija1/483/index1.html>

Kada se opisuje atom s više elektrona, stanje svakog elektrona opisano je kvantnim oblakom. Ukupni kvantni oblak elektronskog omotača dobiva se kombinacijom kvantnih oblaka pojedinačnih elektrona [7].

6. ZAKLJUČAK

Atom je najmanja jedinica na koju se tvar može podijeliti, također atom je najmanja jedinica materije koja ima karakteristična kemijska svojstva. Atom se sastoji od pozitivno nabijene jezgre i negativno nabijenog elektronskog omotača što svaki atom čini električki neutralnim. Osnovna svojstva atoma su atomski broj, atomska masa i izotopi. Modeli atoma koji su najviše doprinijeli razumijevanju kretanja subatomske čestice su Thomsonov model atoma, Rutherfordov model atoma, Bohrov model atoma i Kvantno-mehanički model atoma.

Energija atoma zbog gibanja elektrona unutar atoma može poprimiti samo određene, međusobno odijeljene vrijednosti energija. Atom se može nalaziti samo u osnovnom stanju najniže moguće energije ili u nekom od pobuđenih stanja. Skup svih energijskih stanja nekog atoma zove se energijski spektar. Svaka vrsta atoma ima karakteristični energijski spektar. Iz nekog pobuđenog stanja, atom spontano prelazi u neko stanje niže energije i pritom emitira foton. Energija tog fotona jednaka je razlici energije početnoga i konačnog stanja atoma.

Čestice na razini atoma pokazuju dvojnost: u nekim fizikalnim procesima pokazuju čestična svojstva, a u nekima valna pa se kaže da takve čestice imaju valno-čestičnu prirodu. Posljedica toga jest da njihovo gibanje ne možemo opisati gibanjem po nekoj putanji kao za makroskopska tijela neposredno dostupna ljudskim osjetilima.

7. LITERATURA

- [1] Jones L., Atkins P.: „Chemistry – Molecules, Matter, and Change“, W.H. Freeman and Company, New York (1999), ISBN 0-7167-3254-8
- [2] <https://www.slideserve.com/ryder/o-atomskom-nukleusu-jezgru> pristupljeno: 02.05.2022.
- [3] Nada Brković: “Fizika 4”, Luk, 1999., Zagreb.
- [4] <https://edutorij.e-skole.hr> pristupljeno 28.04.2022.
- [5] Atkins P.W., Clugston M.J.: „Načela fizikalne kemije“, Školska knjiga, Zagreb (1996), ISBN 953-0-30908-2
- [6] Adamić K., Herak J.: „Fizika – struktura, stanja i svojstva tvari“, Školska knjiga, Zagreb (1981)
- [7] Filipović I., Lipanović S.: „Opća i anorganska kemija I. dio – opća kemija“, Školska knjiga, Zagreb (1995), ISBN 953-0-30905-8

POPIS SLIKA

Slika 1. Osnovna svojstva atoma	3
Slika 2. Thomsonov model atoma	4
Slika 3. Kretanje alfa-čestica	5
Slika 4. Rutherfordov model atoma	6
Slika 5. Bohrov model atoma	7
Slika 6. Bohrove orbite	9
Slika 7. Energijski spektar vodikova atoma	16
Slika 8. Emisija fotona	18
Slika 9. Apsorpcija fotona	19
Slika 10. Spektar emisije i apsorpcije vodikova atoma	20
Slika 11. Ogibne pruge	23
Slika 12. Graf vjerojatnosti nalaženja elektrona	28
Slika 13. Kvantni oblak i kvantne orbitale	30