

dr. sc. Zora Popović • Ljiljana Kovačević • Irena Futivić

Kemija⁴

Udžbenik za četvrti razred gimnazije

1. izdanje



2021.



Nakladnik

ALFA d. d. Zagreb

Nova Ves 23a

Za nakladnika

Miro Petric

Direktorica nakladništva

mr. sc. Daniela Novoselić

Urednica za Prirodu, Biologiju i Kemiju

mr. sc. Daniela Novoselić

Recenzija

izv. prof. dr. sc. Berislav Marković

Kristina Kristek, prof.

Lektura i korektura

Kristina Ferencina

Likovno i grafičko oblikovanje

Vilim Plužarić

Ilustracije

Igor Bojan Vilagoš

Željko Popović, dipl. ing.

Fotografije

shutterstock.com

arhiva Alfe

Tehnička priprema

Alfa d. d.

Tisak

Mediaprint Tiskara Hrastić

Proizvedeno u Republici Hrvatskoj, EU

Udžbenik je uvršten u Katalog odobrenih udžbenika rješenjem Ministarstva znanosti i obrazovanja Republike Hrvatske:

KLASA: UP/I-602-09/21-03/00038, URBROJ: 533-06-21-0002, od 20. svibnja 2021..

CIP zapis dostupan u računalnome katalogu Nacionalne i sveučilišne knjižnice u Zagrebu pod brojem **001100299**.

OPSEG PAPIRNATOG IZDANJA	MASA PAPIRNATOG IZDANJA	KNJIŽNI FORMAT	CIJENA
244 str.	505 g	265 mm (v) x 210 mm (š)	115,00 kn

Digitalno izdanje dostupno je na digitalnoj platformi *mozaLearn* na internetskoj adresi **www.mozaweb.com/hr** pod identifikacijskim brojem **HR-ALFA-KEM4-3458**.

© Alfa

Ova knjiga, ni bilo koji njezin dio, ne smije se umnožavati ni na bilo koji način reproducirati bez nakladnikova pismenog dopuštenja.

Mozaik Education Ltd. zadržava intelektualno vlasništvo i sva autorska prava za komercijalne nazive *mozaBook*, *mozaWeb* i *mozaLearn*, digitalne proizvode, sadržaje i usluge proizvedene neovisno o nakladniku Alfa d. d.



Kennija 4

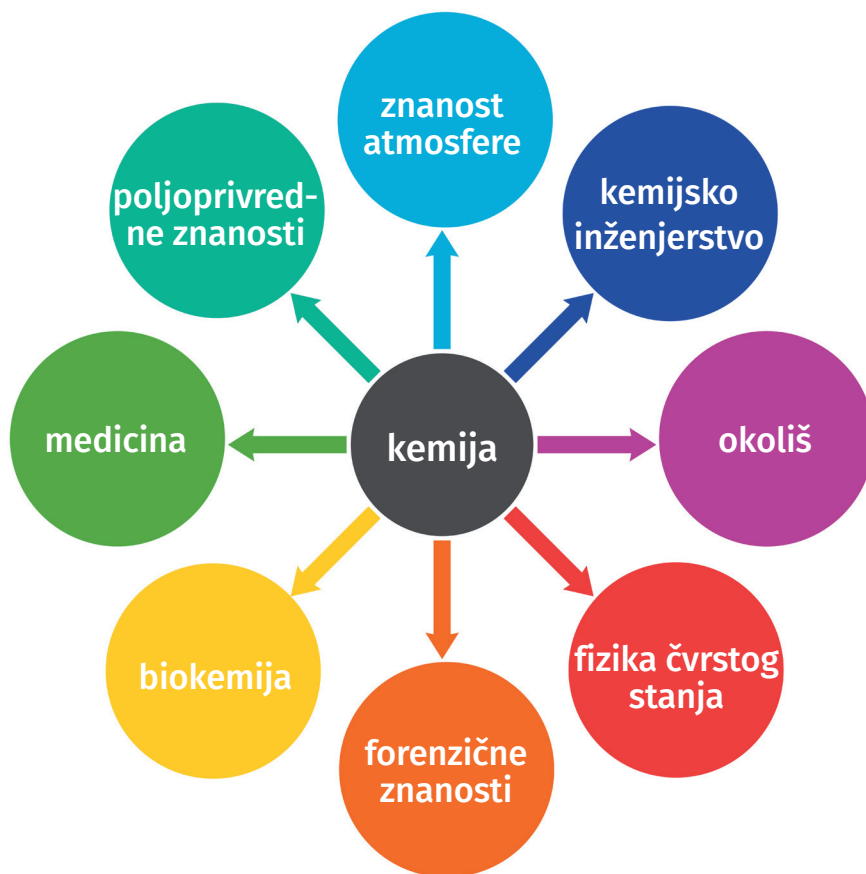


Predgovor

Predmetnim kurikulumom za Kemiju za 4. razred gimnazije propisane su sljedeće teme: *Elektromagnetsko zračenje i tvari*, *Kemija okoliša*, *Kemija odabranih biomolekula*, *Znanost o materijalima* i *Kemija koloida*.

Donji shematski prikaz ne traži mnogo objašnjenja; kemija je znanost koja poput biljaka ima ključne dijelove iz kojih se razvijaju različite vrste, a u znanosti ih prepoznavamo kao različite discipline – a svaka za se ima u podlozi i neka druga polja kao što su fizika, matematika, biologija i geologija. Stoga će poglavlja u ovom udžbeniku sadržavati prilagođene osnovne spoznaje navedenih disciplina. Shema jednako tako otkriva da se i izdvojene discipline međusobno preklapaju.

Već usvojenim znanjima iz kemije iz prethodnih razreda pristupit će se u svim cjelinama interdisciplinarno nadograđujući usvojeno gradivo na višoj razini, odnosno pružit će vam uvid u primjenu znanstvenih postignuća, a vi ćete odabrati put daljnjeg obrazovanja i usavršavanja sukladno vašim interesima. I autori ovog udžbenika, a posebno vaši nastavnici u školama, rado će vam pomoći u širenju horizonata, probou novih znanja – jer ona su tu iza ugla (kako se izrazio jedan nobelovac), samo se treba usuditi i ponuditi znanstvenoj javnosti „novu ciglu” (engl. *tailored building block*) pri dizajnu novih tvari ciljanih svojstava.



Ovaj udžbenik konceptualno je identičan našim dosadašnjim udžbenicima.

Svaka tematska cjelina obrađuje sadržaje koji omogućuju ostvarenje odgojno-obrazovnih ishoda zadanih predmetnim kurikulumom, ali i međupredmetnih tema kao što su Učiti kako učiti, Održivi razvoj, Zdravlje, Osobni i socijalni razvoj te Uporaba informacijske i komunikacijske tehnologije. Sastavni dio zadanih tema sadrži i čestične prikaze na atomsko-molekularnoj razini, čime otkriva ključni koncept neraskidivosti makroskopskih opažanja i mikroskopskog tumačenja istraživanih promjena. Udžbenik je opremljen odgovarajućim dijagramima, grafovima, crtežima struktura molekula, shemama, tablicama i ilustracijama.

Rubrike *Provjerite svoje znanje* i *Zadatci za ponavljanje* služe za prvu provjeru usvojenog gradiva, i to vrlo vrijednu provjeru jer je riječ o kritičkom samovrednovanju kojim ćete osnažiti svoje samopouzdanje te će vas ono usmjeriti na dodatna istraživanja tema koje su vas se najviše dojmile, a u udžbeniku dolaze pod naslovom *Saznajte više* i *Znate li?*. Na kraju udžbenika je *Pojmovnik* s istaknutim i sažetim tumačenjem najvažnijih pojmova obrađenih u udžbeniku.

Za literaturu potrebnu pri obradi ponuđenih istraživačkih miniprojekata upitajte svojeg nastavnika, a bez straha možete potražiti odgovore na provjerenim mrežnim stranicama <https://euditorij.e-skole.hr> i <https://tesla.carnet.hr>.

Elektronički udžbenik sastoji se od baze koja, između ostaloga, sadrži digitalnu inačicu udžbenika, ali i različite multimedijske materijale uz interaktivne sadržaje. Tu su pridodani videozapisi, snimljeni pokusi, animacije, 3D modeli s pratećim tumačenjima, kvizovi.

Autorice



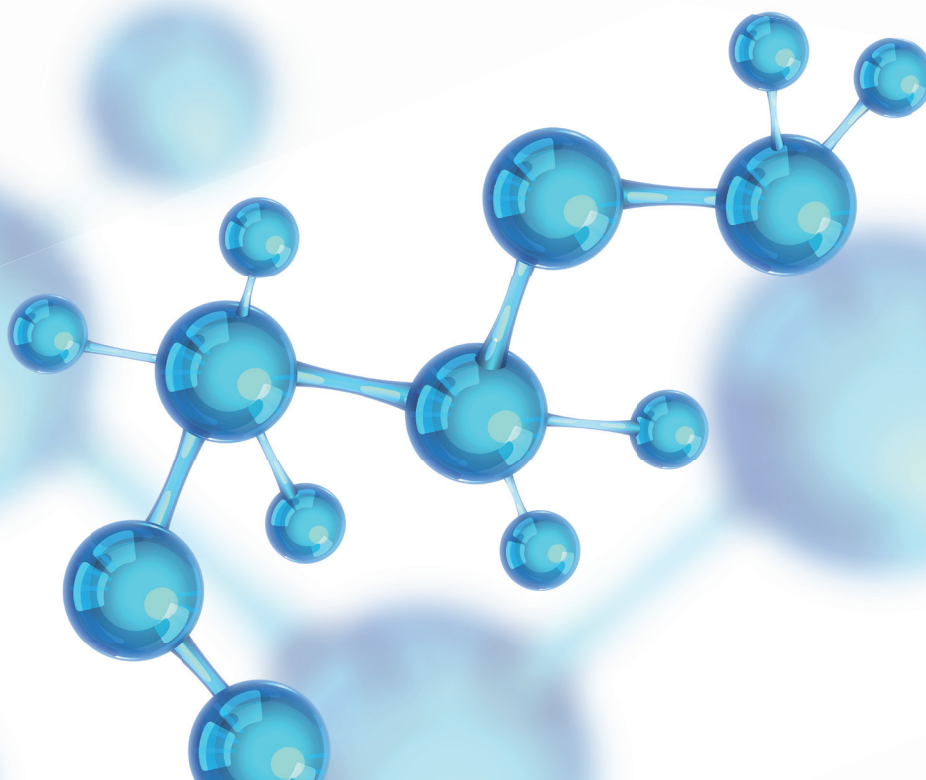
POKUS



SAZNAJTE
VIŠE



ZNATE LI?



Elektromagnetsko zračenje i tvari



Kratko istraživanje prirode svjetlosti	11
Bohrov model atoma	15
Spektar otkriva identitet elementa	18
Relativne energije elektrona – ljuske, podljuske, orbitale	23
Elektronska konfiguracija atoma	32
Radioaktivnost	39

Kemija okoliša



Onečišćenje atmosfere	52
Čista tehnologija	55
Obnovljivi izvori energije	57
Onečišćenje voda i zaštita voda	64
Onečišćenje i zaštita tla	67

Kemija odabranih biomolekula



Kiralnost i optička aktivnost	83
Ugljikohidrati	88
Lipidi	106
Amidi	112
Amini	115
Aminokiseline	122
Peptidi	129
Proteini	131
Enzimi	142
Koenzimi	147
Nukleinske kiseline	148

Znanost o materijalima



Struktura i svojstva polimera	159
Sintetski polimeri	160
Prirodni polimeri	172
Alotropske modifikacije ugljika – grafit, dijamant, bojila i pigmenti	180
Kratak osvrt na kompleksne spojeve prijelaznih elemenata	185
Medicinska kemija	188

Kemija koloida



Vrste koloidnih sustava	202
Svojstva koloidnih sustava	207
Metode odjeljivanja koloidnih čestica	214
Priprava koloida	217
Sapuni i detergentsi	219
Pojmovnik	226



Elektromagnetsko zračenje i tvari

Svakog dana do nas dopire Sunčeva svjetlost zbog koje se svi osjećamo dobro. Malotko nije doživio iskustvo užitka promatranja duge. Zašto duga nastaje? Zašto se plavičasti plamen plinskog štednjaka odjednom oboji žutom svjetlošću ako na nj slučajno iskipi juha od povrća?

Vidljiva svjetlost dio je elektromagnetskog zračenja kao i mikrovalovi, infracrveno, ultraljubičasto, rendgensko ili gama-zračenje, a svojstva su im zadana njihovom valnom prirodom. Svakoj valnoj duljini vidljive svjetlosti, odgovara određena boja pa ako su prisutni valovi svih valnih duljina vidljive svjetlosti, mi to doživljavamo kao bijelu svjetlost. Korisna primjena elektromagnetskog zračenja kojoj ćemo se više posvetiti odnosi se na istraživanje strukture atoma, što nam omogućuje spoznaje o strukturi tvari, samim time i o njihovim svojstvima, ali to ni slučajno nije jedina primjena. Elektromagnetsko zračenje po svojim učincima dnevno je prisutno u našim životima.

Prijenos slike i zvuka ide putem radiovalova. Svi smo još od rođenja „uronjeni” u radiovalove. Radioaparati ili televizori njihovi su „detektori”. Ti valovi nisu štetni za ljude osim ako ne žive u neposrednoj blizini njihovih odašiljača.

Rendgenske zrake zbog svoje su velike energije vrlo prodorne i prolaze kroz tkiva našeg tijela i mogu ostaviti „sliku” stanja naših organa na fotografskom filmu (suvremena radiologija koristi digitalne sustave za dobivanje slike) i od neprocjenjive su važnosti u medicinskoj dijagnostici.

Solarna energija, energija Sunčeve svjetlosti, osnova je potencijalno korisne tehnologije njezine pretvorbe u toplinu ili električnu energiju uz pomoć solarnih kolektora kako bi se ublažilo zagađivanje okoliša gospodarstvom temeljenom na korištenju energije fosilnih goriva.

Intenzitet infracrvenog zračenja s krutina ili tekućina indikator je njihovih relativnih temperatura pa nam infracrvene kamere omogućavaju dobivanje slika u odsutnosti danjeg svjetla.

Mikrovalno zračenje u širokoj je primjeni pri kuhanju hrane, infracrvene svjetiljke koristimo za grijanje, a ultraljubičaste za uništavanje mikroorganizama. γ -zračenje dolazi uz nuklearni otpad.

Bilo kako bilo, sve su to oblici jedne vrste energije koji, na bolji ili lošiji način, kreiraju tehnologije 21. st.

Učenik će moći:

- povezati građu atoma s energijom te fizičkim i kemijskim svojstvima tvari (KEM SŠ ABC.4.1)
- opisati dvojni prirodu elektromagnetskog zračenja (svjetlosti), povezati odnos energije, frekvencije i valne duljine, nastanak, svojstva i primjene elektromagnetskih valova (KEM SŠ ABC.4.1.; FIZ SŠ. ABD.4.3.; D.4.1.; D.4.2.)
- objasniti međudjelovanje tvari s elektromagnetskim zračenjem (apsorpcija, emisija) povezujući promjene energijskih stanja elektrona u atomu s emisijskim i apsorpcijskim spektrima pomoću Bohrova modela atoma (KEM SŠ ABC.4.1.)
- prikazati elektronske konfiguracije atoma u osnovnom stanju, kao i iona, te na toj osnovi odrediti položaj kemijskog elementa u periodnom sustavu elemenata (KEM SŠ ABC.4.1.)
- prikazati modelima čestičnu građu tvari (KEM SŠ ABC.4.1.)
- opisati kvantno-mehanički model atoma i raspored elektrona u elektronskom omotaču (KEM SŠ BC.4.2.; FIZ SŠ AD.4.)
- analizirati međudjelovanje tvari s elektromagnetskim zračenjem (KEM SŠ BC.4.2.)
- povezati rezultate pokusa s konceptualnim spoznajama (KEM SŠ D.4.3.)
- izračunati energiju elektromagnetskog zračenja primjenom već usvojenih matematičkih znanja i vještina (KEM SŠ D.4.4.)
- uočavati zakonitosti uopćavanjem podataka prikazanih tekstom, crtežom, modelima, tablicama i grafovima (KEM SŠ D.4.5.)
- objasniti strukturu atomske jezgre (FIZ SŠ ABD.4.5), radioaktivne raspade, opisati učinke ionizirajućeg zračenja na žive organizme i nuklearne reakcije (FIZ SŠ AD.4.6)

Pored ishoda zadanih kurikulumom predmeta Kemije učenik će:

- kritički prosuditi utjecaj tehnologije na zdravlje i okoliš (IKT A.5.4)
- kritički promišljati o utjecaju našega djelovanja na Zemlju i čovječanstvo (ODR B.5.1)
- objašnjavati povezanost potrošnje resursa i pravedne raspodjele za osiguranje opće dobrobiti (ODR C.5.1)
- samostalno i samoinicijativno provoditi složeno pretraživanje informacija u digitalnome okružju (IKT C.5.2)
- samoinicijativno i samostalno kritički procijeniti proces i rezultate pretraživanja te odabrati potrebne informacije (IKT C.5.3)
- preuzeti odgovornost za svoje ponašanje (OSR B.5.3)
- samovrednovati svoje rezultate i ostvareni napredak (UKU B 4/5.4)



SAZNAJTE
VIŠE

Prisjetite se Daltonove atomske teorije iz 1808. o građi atoma. Dalton je smatrao da je atom najsitnija i nedjeljiva čestica svake tvari sastavljena od jezgre i elektronskog omotača (*Kemija 1*). Postulat kojim je **John Dalton** opisivao svojstva atoma bio je i da su atomi jednog elementa po svojstvima jednaki, što u biti nije bilo netočno. Mi se, naime, u svojim izračunima koristimo prosječnom masom atoma nekog elementa jer gotovo svi elementi u prirodi dolaze kao smjesa izotopa, što Dalton nije znao.

Joseph James Thomson 1897. otkriva elektron i time dokazuje da su atomi djeljivi. On postavlja model atoma prema kojem su u pozitivno nabijenu česticu (zamišljenu kao kuglu) umetnuti elektroni poput „kolača s grožđicama” (engl. *plum pudding*). Poslije je ipak smjestio elektrone u prstenove, orbite po kojima su oni kružili oko jezgre. Znanstvena zajednica i dalje je tražila razloge, objašnjenje što čestice suprotnih naboja drži razdvojenima – pozitivno nabijenu jezgru atoma i elektronski omotač u kojem su elektroni, čestice negativnog naboja.

Godine 1911. **Ernest Rutherford** predlaže na osnovi svojih eksperimenata tzv. *planetarni model* prema kojem je atom uglavnom prazan prostor s *gustom* jezgrom, pozitivno nabijenom, dok elektroni po orbitama kruže oko nje poput planeta u Sunčevu planetarnom sustavu, gdje bi Sunce predstavljalo jezgru.

No znanstvenici su i dalje bili skeptični prema predloženom modelu, osobito Thomson.

Nekako u to vrijeme kod Rutherforda dolazi mladi **Niels Bohr**, danski fizičar, uzimajući kao osnovu za svoja istraživanja ideju njemačkog fizičara **Maxa Plancka**, koji je smatrao da je energija atoma *kvantizirana*, tj. da atom može apsorbirati ili emitirati samo određene količine energije – *kvante energije*. Mehanička je analogija primjerice penjanje po ljestvama ili sviranje klavira. Dakle, elektron u atomu ne može imati bilo koju energiju, nego sasvim određenu, „dopuštenu” i time je riješio dvojbu o kolabirajućem elektronu. Za najjednostavniji atom, atom vodika koji ima samo jedan elektron, Bohr je pretpostavio da elektron kruži po fiksnim orbitama (kružnice određenih radijusa) pripisavši im cjelobrojne vrijednosti $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6$. Ujedno je smatrao da elektron u vodikovu atomu kruži po prvoj orbiti najbližoj jezgri te da ima najnižu energiju. Elektron može „preskočiti” u višu orbitu tako da apsorbira određenu količinu energije koja se emitira vraćanjem elektrona u prvobitno stanje pa zaključujemo da s porastom n orbita ima veću energiju.

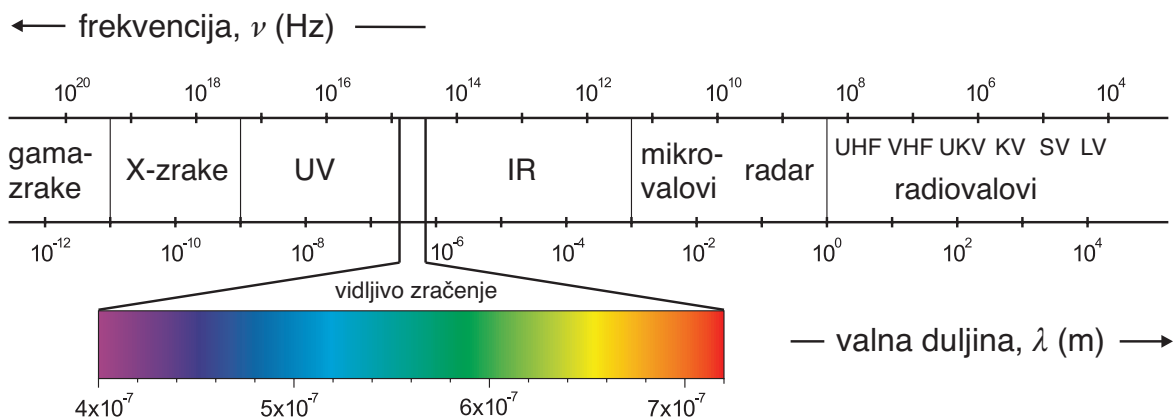
Znanstvena zajednica prihvatila je Bohrov model atoma jer je objasnio *linijski spektar* vodikova atoma (vidi kasnije), ali ne i linijske spektre višeelektronskih atoma.

Godine 1920. austrijski matematičar **Erwin Schrödinger** predlaže model koji vrijedi za atome svih elemenata. Slično Bohrovu modelu, koncept se temelji na *orbitalama*, ne orbitama. Orbitala predstavlja prostor atoma u kojem je najveća vjerojatnost nalaženja elektrona (ili preciznije orbitala predstavlja gustoću vjerojatnosti nalaženja elektrona; vidi kasnije), a ne putanju. Zbog dualizma val – čestica materija ima svoj val kojem pripada određena valna jednadžba poznata po imenu njezina tvorca, tj. Schrödingerova valna funkcija (koja je presložena i izvan okvira kurikuluma predmeta te ćemo je prihvatiti bez dodatnog tumačenja).

Ono što nam je dovoljno usvojiti u općeprihvaćenom *valnom modelu atoma* jest to da orbite slične veličine pripadaju istoj energijskoj razini, tj. imaju isti *glavni kvantni broj* n . Postoje četiri vrste orbitala: s, p, d, f .

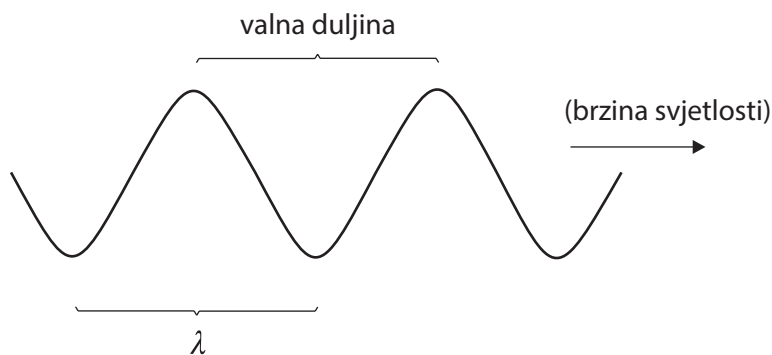
Kratko istraživanje prirode svjetlosti

Poznato je iz literature da je helij najprije otkriven na Suncu analizom apsorpcijskog spektra Sunčeve svjetlosti (1868.) jer je imao apsorpcijski linijski spektar različit od spektra bilo kojeg elementa dotad poznatog na Zemlji (na kojoj je otkriven 1895.). Mnogi su elementi otkriveni **spektralnom analizom**. Od ključnog je značaja naučiti nešto više o prirodi svjetlosti kako bismo razumjeli da linije u spektru upućuju na postojanje energijskih razina (nivoa) u atomima. Vidljiva svjetlost samo je djelić širokog spektra **elektromagnetskog zračenja** (slika 1.1).



SLIKA 1.1
Spektar elektromagnetskog zračenja

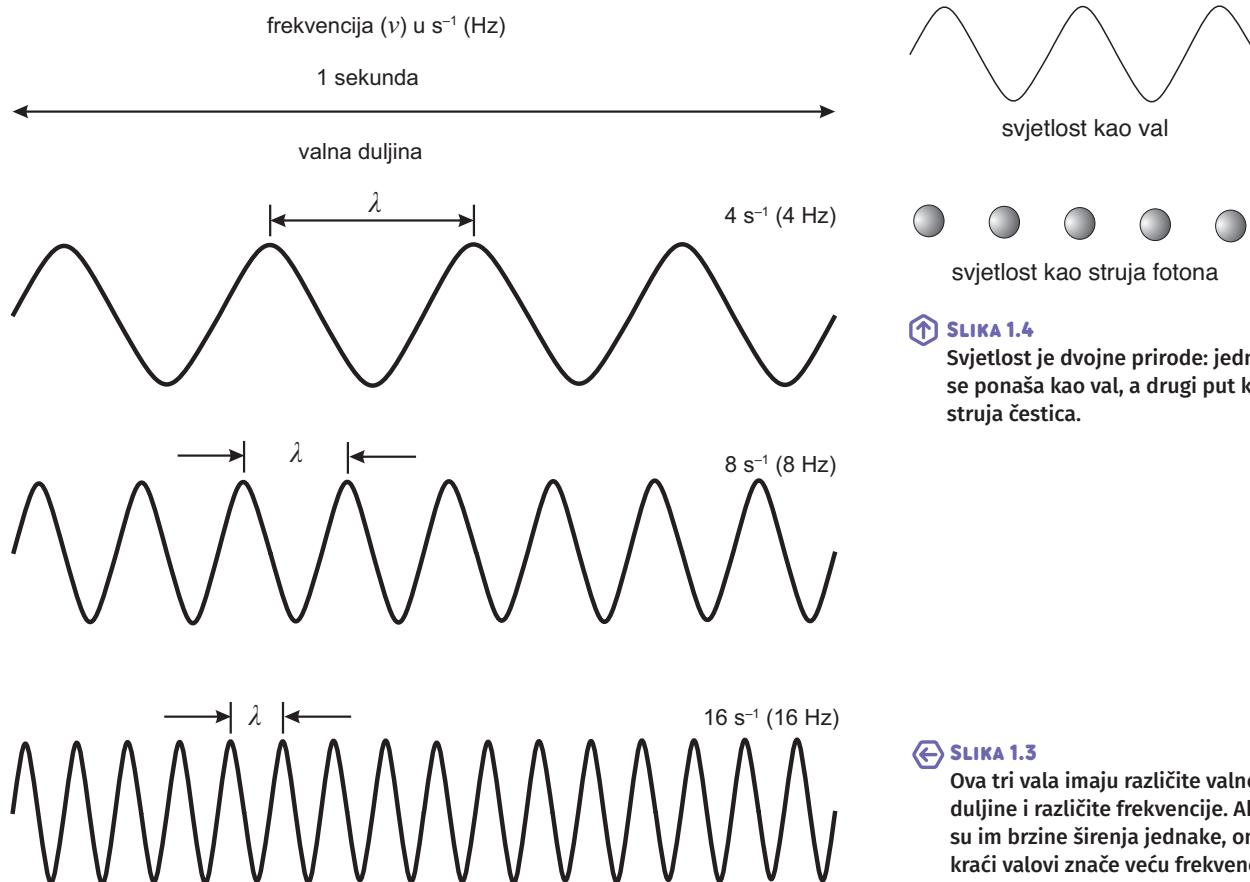
Svjetlost dakle čine elektromagnetski valovi (sjetite se valova na vodi) koji su određeni **frekvencijom**, čija je oznaka grčko slovo **ν** (čita se „ni”) i **valnom dužinom** koja se označava grčkim slovom **λ** (čita se „lambda”) i koji se u vakuumu (zrakopraznom prostoru) šire jednakom brzinom **c** , koja iznosi **$2,9979 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$** (slika 1.2), a za naše proračune zaokružiti ćemo iznos na $3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$.



SLIKA 1.2
Valovi svjetlosti šire se prostorom brzinom c koja iznosi $3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$. **Udaljenosti između dva brijega ili dva dola predstavljaju duljinu vala λ . Frekvencija ν predstavlja broj valova u jedinici vremena.** Širenje svjetlosti prostorom slično je valovima oceana koji stižu do obale i ako se daskate po njemu, gibate se brzinom njegova širenja.

Važnost elektromagnetskog zračenja (podsjetite se njegova spektra prikazom na slici 1.1) leži u prijenosu energije. Na primjer, Sunčeva energija dolazi na Zemlju u obliku vidljive i ultraljubičaste svjetlosti, užareni ugljen u kaminima prenosi toplinsku energiju infracrvenim zračenjem. U mikrovalnim pećnicama molekule vode sadržane u hrani apsorbiraju mikrovalove čime se povećava brzina njihova gibanja, što dovodi do sudara s drugim molekulama i to povećava temperaturu hrane.

Izvan okvira ovog teksta detaljno je tumačenje da **svjetlost posjeduje i čestičnu prirodu** koju karakteriziraju **fotoni** i putem kojih je jedino moguće objasniti emisiju užarenog tijela i fotoelektrički efekt pa prihvatimo stajalište znanstvenika.



Elektromagnetski val moguće je prikazati na dva načina: kao val ili struju određenih „paketa” energije koje zovemo **fotonima** (slika 1.4).

Energija fotona, E , razmjerna je frekvenciji vala i dana je jednačom:

$$E = h\nu$$

gdje je h konstanta, poznata kao **Planckova konstanta** čija je vrijednost $6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$. Frekvencija vala obrnuto je proporcionalna s valnom duljinom:

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

Ovdje je potrebno razumjeti da točno poznata valna duljina određuje točno određenu energiju.

Primjer 1

Daljinski upravljač za TV prijamnike ili bežična ulazna računalna jedinica, pokazivač na zaslonu (tzv. računalni miš) koristi za svoj rad zračenje valne duljine od 805 nm. Izračunajte frekvenciju zračenja i energiju njihovih fotona.

Rješenje:

Sjetite se odnosa valne duljine zračenja (λ) i frekvencije (ν):

$$\nu \lambda = c$$

gdje je c brzina svjetlosti koja iznosi $3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$. Budući da nam je poznata valna duljina svjetlosti, frekvenciju ćemo izračunati pomoću formule:

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

Sad moramo usustaviti mjerne jedinice zadanih fizičkih veličina, odnosno izraziti vrijednost valne duljine zadane u nanometrima u metre. Ako je $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$, onda 805 nm izraženo u metrima iznosi $8,05 \times 10^{-7} \text{ m}$.

Slijedom gornje formule vrijedi:

$$\nu = \frac{3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{8,05 \times 10^{-7} \text{ m}} = 3,73 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Frekvencija je fizička veličina kojom se iskazuje broj valova u vremenu. Mjerna jedinica broja valova u sekundi naziva se i herc, a simbol mu je Hz.

Gornji rezultat iskazujemo kao $3,73 \times 10^{14} \text{ Hz}$.

Također ste naučili da je energija fotona razmjerna frekvenciji zračenja i da je konstanta proporcionalnosti Planckova konstanta h (čija je vrijednost $6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}$) pa se energija bilo kojeg fotona, a tako i ovog, računa po formuli:

$$E = h\nu$$

u koju uvrstimo poznate varijable:

$$E = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3,73 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2,47 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Energija jednog fotona ovog zračenja iznosi $2,47 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Primjer 2

Duljine valova koji pripadaju mikrovalnom području elektromagnetskog zračenja veće su od duljina valova koji pripadaju infracrvenom zračenju. Tipične valne duljine na kojima rade mikrovalne pećnice iznose 11-12 cm. Ako mikrovalna pećnica koristi valove duljine 11,5 cm, izračunajte njezinu frekvenciju kao i energiju fotona tog zračenja.

Rješenje:

Zadatak se rješava analogno primjeru 1. Najprije ćemo duljinu vala zadanu u centimetrima izraziti u metrima:

11,5 cm = 0,115 m, što uvrštavamo u formulu:

$$v = \frac{c}{\lambda}$$

pa slijedi:

$$v = \frac{3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{0,115 \text{ m}}$$

$$v = 26,09 \times 10^8 \text{ s}^{-1}$$

$$v = 2,61 \times 10^9 \text{ s}^{-1}$$

$$E = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J s} \cdot 2,61 \times 10^9 \text{ s}^{-1}$$

$$E = 17,29 \times 10^{-25} \text{ J}$$

$$E = 1,73 \times 10^{-24} \text{ J}$$

Zaključujemo da je energija fotona mikrovalnog zračenja manja od fotona koji pripada tzv. bliskom infracrvenom području dijela spektra elektromagnetskog zračenja.

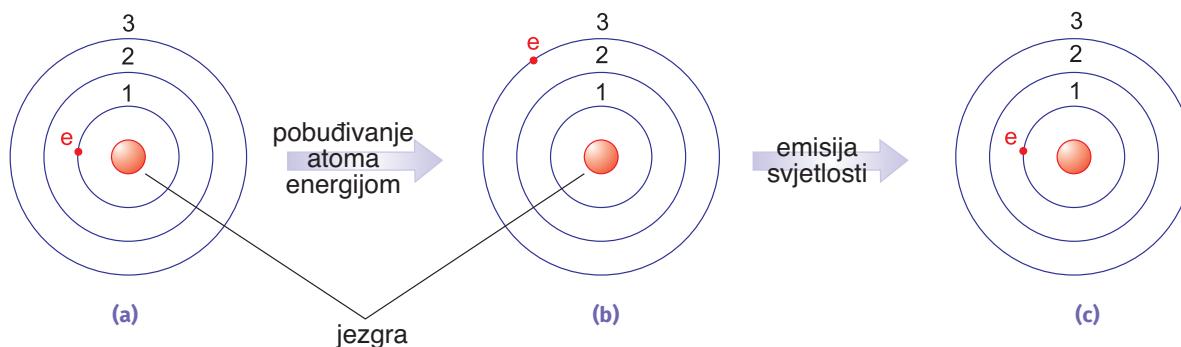
Provjerite svoje znanje

1. Izračunajte frekvenciju crvenog svjetla čija valna duljina iznosi $700 \times 10^{-9} \text{ m}$ ako znate da je brzina svjetlosti u vakuumu $3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$.
2. Izračunajte energiju jednog fotona crvene svjetlosti ($\lambda = 700 \times 10^{-9} \text{ m}$) i energiju jednog mola tih fotona. Što možete zaključiti iz izračunatih vrijednosti?
3. Energija fotona iznosi $2 \times 10^{-13} \text{ J}$. Izračunajte frekvenciju i valnu duljinu svjetlosti. Prema prikazu spektra elektromagnetskog zračenja u udžbeniku (slika 1.1) odgovorite kojem zračenju pripada taj foton.
4. Izračunajte energiju fotona svjetla čija valna duljina iznosi 465 nm. Kojoj vrsti zračenja pripada?
5. Izračunajte frekvenciju svjetlosti valne duljine 75,0 nm i odgovorite kojem dijelu spektra elektromagnetskog zračenja pripada.

Bohrov model atoma

Da bi objasnio emisiju i apsorpciju svjetlosti, Bohr uvodi u strukturu atoma **diskretne putanje** koje naziva **orbitama** i u kojima je jedino moguće naći elektrone. Svakoj orbiti stoga pripada sasvim određena energija i dok se elektron giba oko jezgre po određenoj orbiti, niti zrači, niti apsorbira energiju. Do apsorpcije svjetlosti dolazi tek onda kad se elektron premješta (preskače) iz jedne energijski niže orbite u drugu, energijski višu.

Na slici 1.5 shematski je prikazana emisija pobuđenog vodikova atoma. Slika shematski prikazuje samo tri prve Bohrove orbite označene brojevima od 1 do 3. Elektron kružeći po orbiti najbližoj jezgri vodikova atoma ima najnižu energiju. Kaže se da je to **osnovno stanje** vodikova atoma (a). Dovođenjem topline, električne energije ili svjetlosti omogućuje se elektronu u atomu podizanje u više orbite (više energijske nivoe), npr. u treću orbitu (b). Kaže se da je tada vodikov atom u **pobuđenom stanju**. To je stanje nestabilno. Elektron se spontano vraća u prvu orbitu (ili izravno ili preko druge orbite) pri čemu on emitira svjetlost energije koja odgovara razlici energija tih dvaju energijskih nivoa (c).



SLIKA 1.5
Shematski prikaz pobuđivanja vodikova atoma i emisija energije pri povratku u osnovno stanje

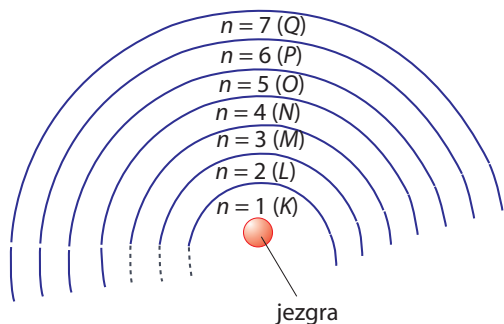
Svakoj orbiti odgovara samo jedan određeni iznos energije. Zato će elektron nepobuđenog atoma apsorbirati određeni kvant energije da bi se podigao na nivo više energije. Dokaz je crna linija u apsorpcijskom spektru, što označava nedostatak (odsutnost) određenog fotona. Povratkom atoma u najstabilnije osnovno stanje događa se emisija istog fotona.

U emisijskom spektru atoma opaža se obojena linija.

Za svaki su pojedini atom energijske razlike između orbita karakteristične, poput „otiska prsta” i po tome se neki element spektroskopski identificira, tj. dokazuje.

Spektroskopija se stoga primjenjuje u analitičke svrhe. Pritom se obično mjeri intenzitet emitiranog, apsorbiranog ili raspršenoga zračenja ovisno o njegovoj valnoj duljini, odnosno frekvenciji.

Detekcijom i tumačenjem spektara zračenja mogu se dobiti podatci o kemijskom sastavu i strukturi tvari (identificiranje nepoznatih spojeva, određivanje strukture molekule), ali i spoznaje o energiji elektrona, atomskim i molekulskim energijskim prijelazima, kemijskoj vezi i dr.



SLIKA 1.6
Bohrov model atoma

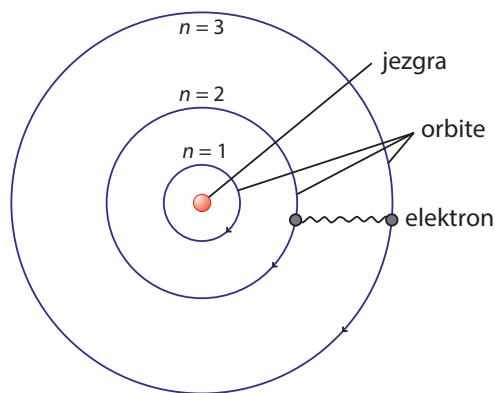
Bohr je u svojem modelu atoma orbite (energijski nivo) označio brojevima (n) od 1 do 7 ili slovima (simbolima) K, L, M, N, O, P i Q (slika 1.6).

Dva energijska stanja (Bohrove orbite) razlikuju se za sasvim određeni energijski iznos koji je karakterističan **samo** za ta dva nivoa (te dvije orbite). Matematički bismo to izrazili kao:

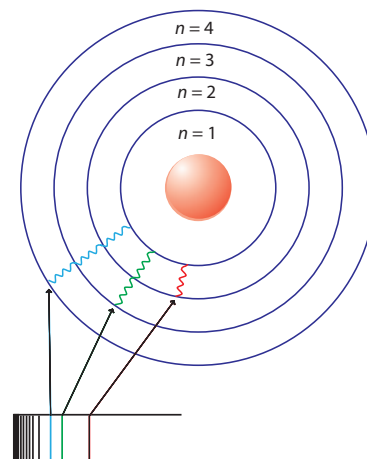
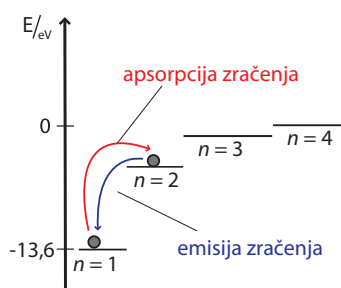
$$h\nu = E_2 - E_1 \quad (E_2 - \text{konačno stanje}, E_1 - \text{početno stanje})$$

Za $E_1 > E_2$ opaža se emisija svjetlosti; **emitira se određeni foton svjetlosti**; ΔE pri emisiji fotona je negativna vrijednost, jer se energija oslobađa pa apsolutna vrijednost $|\Delta E|$ predstavlja **energiju fotona**: $|\Delta E| = E_{\text{fotona}}$.

Za $E_1 < E_2$ dolazi do njegove apsorpcije; taj **određeni foton potreban je za pobuđivanje** elektrona u energijski nivo E_2 .



SLIKA 1.7
Povratak atoma iz pobuđenog stanja u osnovno stanje



SLIKA 1.8
Emisijski spektar atoma

Primjer

Koliko će se fotona svjetlosti emitirati vraćanjem elektrona s treće orbite, slika 1.5 (b):

(a) izravno na prvu orbitu 1.5 (a)

(b) na drugu i zatim na prvu orbitu 1.5 (c)?

Rješenje:

Odgovor je: jedan foton. Naučili ste da do pobuđivanja elektrona iz osnovnog stanja, stanja najniže energije, dolazi kad se elektronu dovede sasvim određena količina energije (kvant energije), a koja odgovara razlici energija energijskog nivoa s kojeg se elektron pobuđuje i energije onog nivoa u koji se pobuđuje te da će ponovno vraćanje elektrona na nivo s kojeg je pobuđen biti popraćeno emisijom jednake količine energije.



POKUS

POKUS: Bojenje plamena (demonstracijski pokus)

Pribor i kemikalije:

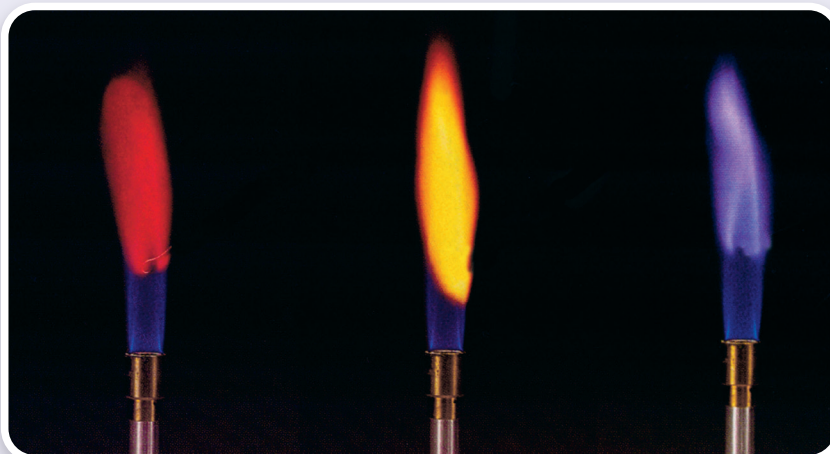
- satno staklo, plinski plamenik, grafitna mina (ili željezna žica), kapaljke, otopine soli alkalijskih metala, destilirana voda.

Postupak:

- Na satno staklo kapnuti kap-dvije otopine soli i približiti ga otvoru plamenika kroz koji ulazi zrak.
- U plamenu užariti vrh grafitne mine (željezne žice) i dotaknuti otopinu. Otopina će se raspršiti, a kapljice će struja zraka uvući u plamenik. Zabilježiti opaženo.
- Satno staklo isprati destiliranom vodom. Postupak ponoviti s otopinama različitih soli.

Objašnjenje:

Neki se elementi metala mogu jednostavno dokazati zagrijavanjem u plamenu (toplina plamena je energija koja omogućuje pobuđeno stanje danog atoma). Tako npr. bakar boji plamen modrozeleno. Soli alkalijskih metala boje plamen različitim bojama – litij crveno, natrij žuto, kalij ljubičasto... (slika 1.9.). Valentni elektroni lako se pobuđuju te prelaze u više energijske razine. Pri povratku u osnovno stanje atom emitira energiju.



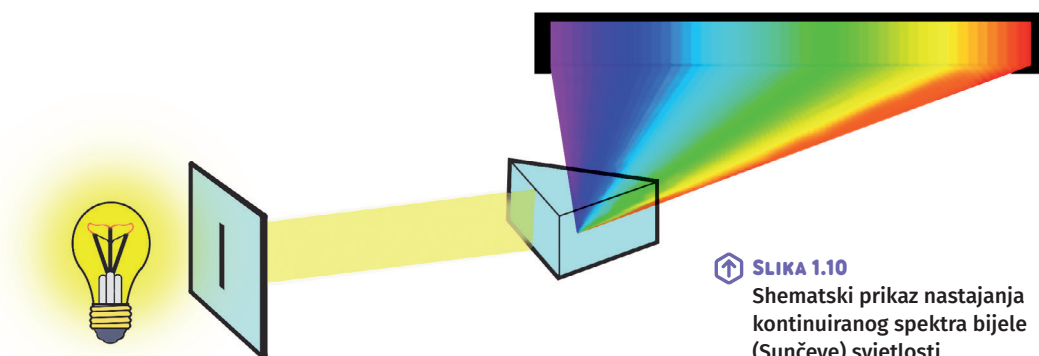
SLIKA 1.9
Bojenje plamena
uzorcima različitih
alkalijskih metala

Provjerite svoje znanje

- Koja je razlika, ako uopće postoji, u tvrdnji da prva linija spektra vodikova atoma ima sasvim određenu:
(a) valnu duljinu; (b) frekvenciju; (c) energiju njezinih fotona?
- Energija prve orbite vodikova atoma iznosi $-2,178 \times 10^{-18}$ J, a druge orbite $-5,445 \times 10^{-18}$ J (mala pomoć: negativni predznak znači da elektron u atomu ima nižu energiju nego slobodni elektron).
 - Kakva će promjena energije uslijediti ako elektron iz prve orbite preskoči u drugu orbitu i za koji iznos?
 - Kakva će promjena energije uslijediti pri povratku elektrona iz druge orbite natrag na prvu orbitu i za koji iznos?
- Za koji je element Bohrova teorija najprikladnija?
- Koliko je različitih puteva vraćanja elektrona s četvrte orbite na prvu orbitu u vodikovu atomu?
- Prema Bohrovu modelu atoma odredite broj fotona koji će biti emitiran pri izravnom vraćanju elektrona iz pete orbite ($n = 5$) na drugu orbitu ($n = 2$).

Spektar otkriva identitet elementa

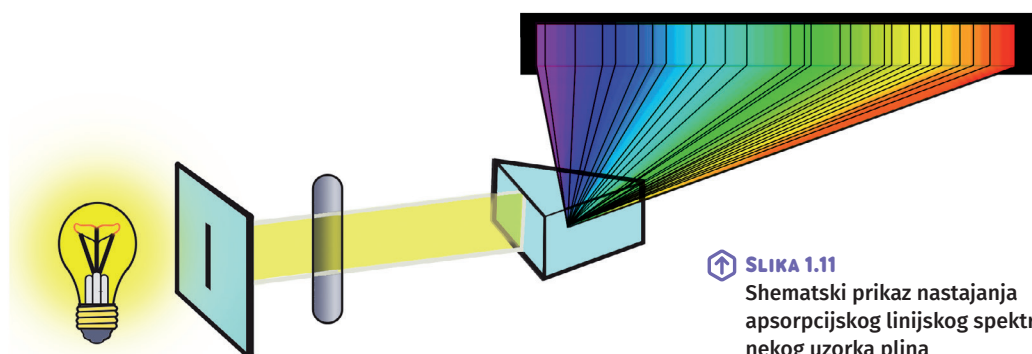
Vidljiva svjetlost dio je spektra elektromagnetskog zračenja kao i mikrovalovi, infracrveno zračenje, ultraljubičasto zračenje, rendgensko zračenje ili gama-zračenje pa su im svojstva zadana njihovom valnom prirodom. Svakoj valnoj duljini vidljive svjetlosti odgovara određena boja pa ako su prisutni valovi svih valnih duljina vidljive svjetlosti, primjećujemo to kao bijelu svjetlost. Bijela svjetlost može se rastaviti na **spektar** (lat. *spectrum*, slika) prolaskom kroz staklenu prizmu (slika 1.10). Dobiveni je spektar **kontinuirani** jer sadrži sve moguće valne duljine; sastoji se od svjetlosti crvene, narančaste, žute, zelene, modre i ljubičaste boje, koje kontinuirano prelaze jedna u drugu.



SLIKA 1.10
Shematski prikaz nastajanja kontinuiranog spektra bijele (Sunčeve) svjetlosti

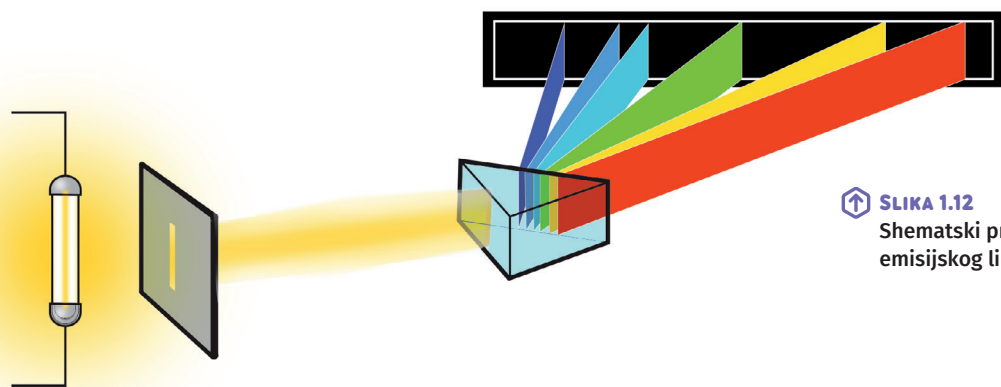
Propuštanjem bijelog svjetla kroz plin u atomarnom stanju dolazi do međudjelovanja atoma sa svjetlošću. Atomi apsorbiraju neke valne duljine svojstvene svakom pojedinom atomu pa ako se dobiveno zračenje rastavi na spektar, u njemu će se pojaviti tamne linije (slika 1.11).

Ta vrsta spektra naziva se **apsorpcijskim linijskim spektrom** i koristi se u identifikaciji dotičnog elementa jer svaka tvar ima svoj jedinstveni spektar i po njemu utvrdimo njegovu prisutnost.



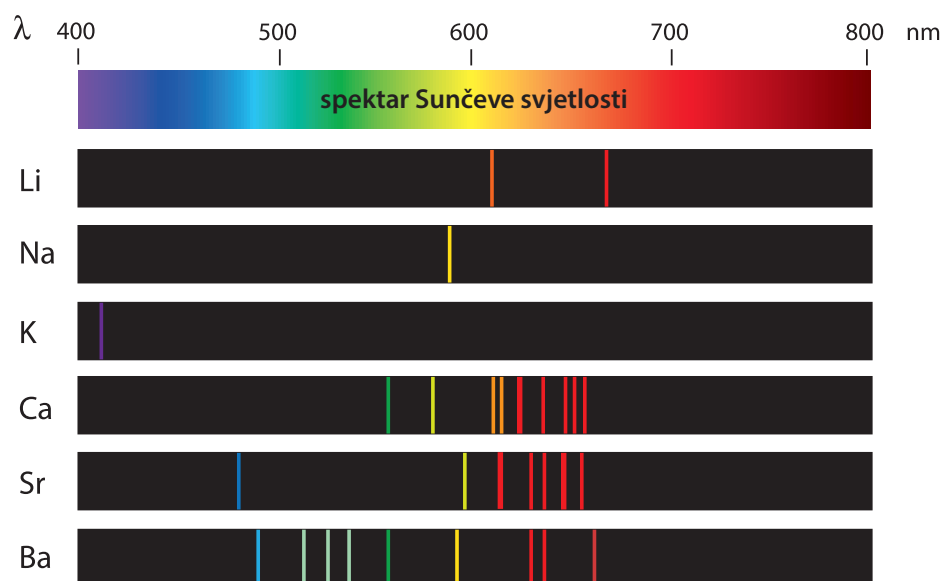
SLIKA 1.11
Shematski prikaz nastajanja apsorpcijskog linijskog spektra nekog uzorka plina

No ako se uzorak plina ugrije na dovoljno visoku temperaturu, on postaje obojen. Kažemo da emitira zračenje iz vidljivog dijela spektra pa ako se tako dobiveno obojeno svjetlo propusti kroz prizmu, dobiva se spektar koji sadrži diskretne obojene linije. Sam spektar naziva se **emisijski linijski spektar** (slika 1.12). Tako su izumitelji **spektroskopa** G. R. Kirchhoff i R. W. Bunsen otkrili elemente rubidij i cezij.



SLIKA 1.12
Shematski prikaz nastajanja emisijskog linijskog spektra

Linijski spektri karakteristični su za svaku pojedinu tvar i kemičarima su od iznimne važnosti pri identifikaciji elemenata u analiziranom uzorku. Na slici 1.13 prikazani su emisijski linijski spektri atoma odabranih alkalijskih i nekih zemnoalkalijskih metala koji su vidljivo različiti i nedvojbeno dokazuju šest različitih atoma.



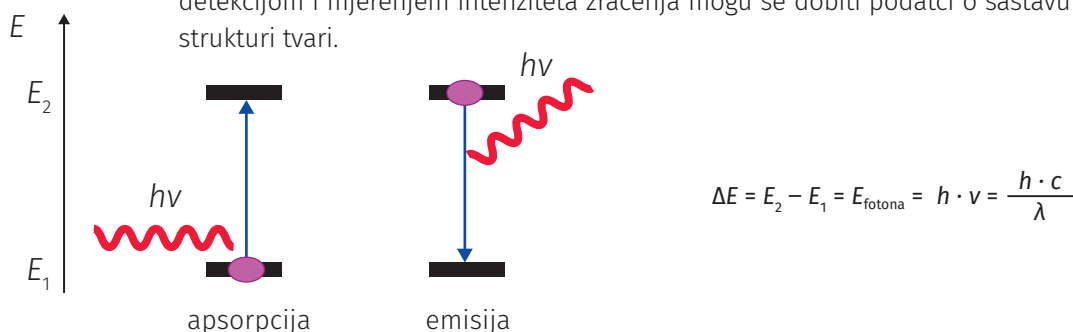
SLIKA 1.13
Emisijski linijski spektri atoma nekih alkalijskih i nekih zemnoalkalijskih metala

Što je spektroskopija?

Spektroskopija je znanstvena disciplina koja obuhvaća primjenu elektromagnetskog zračenja različitih valnih duljina (vidljivog, ultraljubičastog, infracrvenog, mikrovalnog i dr.) u istraživanju sastava, strukture i svojstava tvari.

Osnova spektroskopije je interakcija elektromagnetskog zračenja i tvari pri čemu dolazi do izmjene energije. Elektromagnetsko zračenje može biti apsorbirano, emitirano i raspršeno u uzorku tvari.

S obzirom na to da je skup energijskih razina karakteristika atoma i molekula, detekcijom i mjerenjem intenziteta zračenja mogu se dobiti podatci o sastavu i strukturi tvari.

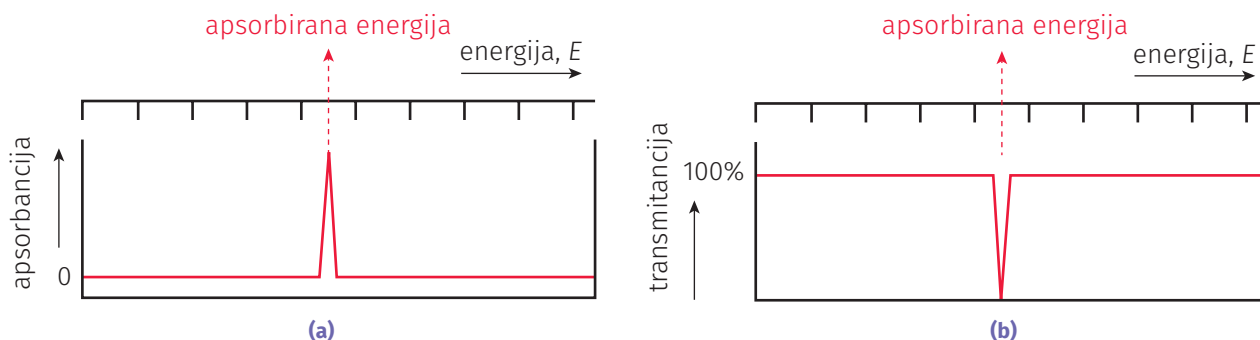


Postoje različite spektroskopske tehnike koje se temelje na apsorpciji i emisiji zračenja (spektroskopija ultraljubičastog zračenja, vidljivog zračenja, infracrvenog zračenja, rendgenskog i gama-zračenja...) te na međudjelovanju tvari sa subatomske i drugim česticama (masena spektrometrija).

Primjena spektroskopije

SLIKA 1.14

Spektar daje podatak (informaciju) o intenzitetu apsorbirane energije; intenzitet se može prikazati tako da pokazuje apsorbiranu energiju (a) ili propuštenu energiju (b).



Primjena spektroskopskih metoda (emisijskih ili apsorpcijskih) u analitičke svrhe primjenjiva je na uzorke iz prehrambene industrije, uzorke iz prirode u svrhu otkrivanja potencijalnih onečišćivača, u forenzičnim uzorcima ili medicinskoj dijagnostici.