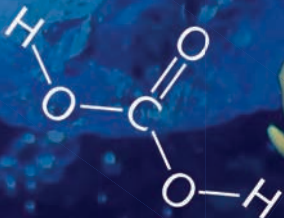
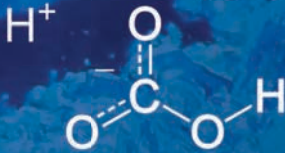
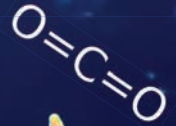




Milena Rikalović
Gordana Jovanović
Ivana Jelić

Hemija životne sredine



UNIVERZITET SINGIDUNUM
ŽIVOTNA SREDINA I ODRŽIVI RAZVOJ

Milena G. Rikalović
Gordana P. Jovanović
Ivana V. Jelić

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Prvo izdanje

Beograd, 2023.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Autori:

dr Milena G. Rikalović, docent
dr Gordana P. Jovanović, viši naučni saradnik
dr Ivana V. Jelić, naučni saradnik

Recenzenti:

dr Marija Šljivić-Ivanović, naučni savetnik
Institut za nuklearne nauke "Vinča" Univerzitet u Beogradu - Institut od nacionalnog značaja za RS
dr Mirjana Perišić, viši naučni saradnik
Institut za fiziku Univerzitet u Beogradu - Institut od nacionalnog značaja za RS
dr Miroslav Popović, vandredni profesor
Životna sredina i održivi razvoj, Univerzitet Singidunum

Izdavač:

UNIVERZITET SINGIDUNUM
Beograd, Danijelova 32
www.singidunum.ac.rs

Za izdavača:

dr Milovan Stanišić

Priprema za štampu:

Miloš Višnjic

Dizajn korica:

Aleksandar Mihajlović, MA

Godina izdanja:

2023.

ISBN: 978-86-7912-797-6

Copyright:

© 2023. Univerzitet Singidunum
Izdavač zadržava sva prava.
Reprodukcija pojedinih delova ili celine ove publikacije nije dozvoljena.

Sadržaj



| | |
|--|-----------|
| PREDGOVOR | 1 |
| TEORIJSKI DEO | |
| OSNOVE HEMIJE | 4 |
| Pojam materije | 5 |
| Fizička i hemijska svojstva supstance | 6 |
| Podela supstanci | 7 |
| <i>Pitanja za proveru znanja i diskusiju</i> | 8 |
| Hemijski elementi | 10 |
| Hemija atoma. | 10 |
| Građa atoma | 10 |
| Elektronska konfiguracija | 14 |
| Periodni sistem elemenata | 18 |
| Relativna atomska masa | 21 |
| Joni, elektronegativnost i energija jonizacije | 22 |
| Hemijska jedinjenja | 24 |
| Relativna molekulska masa, molekulske i strukturne formule | 25 |
| <i>Pitanja za proveru znanja i diskusiju</i> | 28 |
| Hemijske veze | 30 |
| Jonska veza | 30 |
| Kovalentna veza | 31 |
| Međumolekulske (intramolekulske) veze | 32 |
| Dipol–dipol interakcije | 34 |
| <i>London-ove</i> disperzione sile | 35 |
| Vodonična veza | 36 |
| Jon-dipol interakcije | 37 |
| Voda | 37 |
| Fizičko-hemijska svojstva vode i anomalije vode | 37 |
| Značaj vode za žive sisteme i pojam homeostaze | 40 |

| | |
|---|------------|
| Parametri kvaliteta voda | 41 |
| Oksidi, kiseline, baze i soli | 46 |
| Hemijske reakcije | 49 |
| Hemijska kinetika | 52 |
| Uticaj katalizatora na brzinu reakcije | 54 |
| Hemijska ravnoteža | 55 |
| Konstanta ravnoteže | 56 |
| <i>Le Chatelier-ov princip</i> | 59 |
| Oksido-redukzione reakcije | 60 |
| Pitanja za proveru znanja i diskusiju | 66 |
| Hemijski elementi u prirodi i hemijske reakcije u životnoj sredini | 68 |
| Zemljine sfere – hemijske karakteristike | 68 |
| Hidrosfera | 68 |
| Atmosfera | 71 |
| Zimski smog | 73 |
| Letnji (fotohemijski) smog i troposferni ozon | 74 |
| Efekat staklene bašte | 77 |
| Litosfera | 81 |
| Teški metali u životnoj sredini | 82 |
| Biosfera i biogeni hemijski elementi | 86 |
| Rastvori i rastvorljivost | 87 |
| Koncentracija rastvora | 91 |
| Razblaživanje rastvora | 92 |
| Kisele kiše | 92 |
| Teorije o kiselinama i bazama i elektrolitička disocijacija | 94 |
| Kiselinsko-bazne ravnoteže i pH | 98 |
| Pufferi | 100 |
| Značaj puferskih sistema za žive organizme | 101 |
| Pitanja za proveru znanja i diskusiju | 106 |
| Organska jedinjenja u životnoj sredini | 109 |
| Podela na neorganska i organska jedinjenja | 109 |
| Organska jedinjenja | 109 |
| Funkcionalne grupe | 109 |

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

| | |
|--|------------|
| Funkcionalne grupe sa jednostrukom vezom između ugljenika i drugih atoma | 112 |
| Molekuli sa više funkcionalnih grupa | 116 |
| Organske zagađujuće supstance | 116 |
| Isparljiva organska jedinjenja | 117 |
| Policiklični aromatični ugljovodonici | 118 |
| Dugotrajne organske zagađujuće supstance | 120 |
| Polimeri | 122 |
| Plastični polimeri | 124 |
| <i>Pitanja za proveru znanja i diskusiju</i> | 128 |
| Radioaktivnost | 129 |
| Prirodna radioaktivnost | 130 |
| Radioaktivnost antropogenog porekla | 134 |
| Stabilnost atomskog jezgra | 136 |
| Radioaktivni raspadi | 137 |
| Zakon radioaktivnog pomaka | 139 |
| Brzina radioaktivnog raspada i vreme poluraspada | 141 |
| Radioaktivni nizovi | 142 |
| Interakcija zračenja sa materijom | 144 |
| Nuklearne reakcije | 146 |
| Nuklearna fisija i fuzija | 147 |
| Nuklearni akcidenti | 150 |
| <i>Pitanja za proveru znanja i diskusiju</i> | 151 |
| OSNOVE BIOHEMIJE | 154 |
| Građa ćelije | 155 |
| Biomakromolekuli | 158 |
| Osnove ćelijskog metabolizma | 160 |
| Energetski procesi u ćeliji | 162 |
| <i>Pitanja za proveru znanja i diskusiju</i> | 165 |
| Proteini | 166 |
| Struktura i karakteristike proteina | 166 |
| Aminokiseline | 166 |

| | |
|--|------------|
| Peptidna veza | 170 |
| Nivoi organizacije proteina – primarna, sekundarna, tercijarna i kvaternarna struktura | 171 |
| Denaturacija i renaturacija proteina | 174 |
| Funkcije proteina | 175 |
| Enzimi | 175 |
| Esencijalni biomakromolekuli – Prenošnje nasledne informacije | 181 |
| <i>Pitanja za proveru znanja i diskusiju</i> | 184 |
| Ugljeni hidrati | 185 |
| Lipidi | 191 |
| <i>Pitanja za proveru znanja i diskusiju</i> | 196 |
| Ćelijska membrana | 197 |
| Struktura ćelijske membrane | 197 |
| Transport kroz ćelijsku membranu | 205 |
| Kompartimentalizacija eukariotske ćelije – funkcije organela | 213 |
| Elektron-transportni lanac – primer oksido-redukcije u biološkim sistemima | 215 |
| <i>Pitanja za proveru znanja i diskusiju</i> | 218 |
| Hemijski procesi u životnoj sredini i živi sistemi | 219 |
| Eutrofikacija | 219 |
| Acidifikacija okeana i uticaj na žive sisteme | 220 |
| Uticaj radioaktivnog zračenja na žive sisteme | 223 |
| Izlaganje radioaktivnom zračenju | 224 |
| <i>Pitanja za proveru znanja i diskusiju</i> | 227 |

PRAKTIČNI DEO

| | |
|--|------------|
| Osnove rada u hemijskoj laboratoriji | 230 |
| Pravila rada u hemijskoj laboratoriji | 230 |
| Prva pomoć | 232 |
| Uputstvo za pisanje "bele sveske" (laboratorijskog dnevnika) | 233 |
| Laboratorijske vežbe | 235 |
| Vežba br. 1. Merenje mase i zapremine | 235 |
| Vežba br. 2. Merenje. Osnovni pojmovi centralnih vrednosti | 244 |

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

| | |
|---|------------|
| Vežba br. 3. Priprema rastvora | 251 |
| Vežba br. 4. Određivanje nepoznate koncentracije rastvora spektrofotometrijski | 254 |
| Vežba br. 5. Merenje električne provodljivosti elektrolita | 258 |
| Vežba br. 6. Merenje pH vrednosti | 262 |
| Vežba br. 7. Volumetrija. Potenciometrijska titracija | 266 |
| Vežba br. 8. Hemijska ravnoteža. <i>Le Šatelje-ov</i> princip | 273 |
| Vežba br. 9. Oksido-redukcija i hemijska kinetika | 274 |
| Vežba br. 10. Određivanje parametara kvaliteta vode | 276 |
| Vežba br. 11. Određivanje fizičko-hemijskih osobina zemljišta | 283 |
| Vežba br. 12. Ugljeni hidrati: izolovanje i frakcionisanje ukupnih saharida iz voća. Test opterećenja glukozom | 289 |
| Vežba br. 13. Lipidi: izolovanje ukupnih lipida i njihovo frakcionisanje | 293 |
| Vežba br. 14. Proteini: Ekstrakcija i ispitivanje osobina. Titracija nepoznate aminokiseline. Određivanje koncentracije hemoglobina u krvi | 295 |
| Vežba br. 15. Enzimi: Ispitivanje aktivnosti amilaze iz pljuvačke | 298 |
| Vežba br. 16. Nukleinske kiseline: Izolovanje DNK iz biljaka. Elektroforeza nukleinskih kiselina | 300 |
| Literatura | 302 |
| Prilog - Izvori slika | 303 |
| Biografije autorki | 320 |

PREDGOVOR



Nauka o životnoj sredini predstavlja interdisciplinarno naučno polje, koje u cilju istraživanja procesa koji se dešavaju u ekosistemu, zahteva znanja iz različitih naučnih disciplina uključujući ekologiju, biologiju, hemiju, fiziku, geografiju, geologiju, itd. Kako su svi procesi u prirodi u osnovi hemijski, a sve reakcije u ćeliji, odnosno živim sistemima, biohemijske, i odvijaju se putem molekulskih interakcija, značaj hemije i biohemije za razumevanje procesa koji se odvijaju u životnoj sredini i organizmima je očigledan. Istraživanje i širenje saznanja vezanih za složene fenomene i probleme u životnoj sredini u direktnoj je vezi sa napretkom u oblasti hemije, bilo da govorimo o ekosistemu koji je u homeostazi, ili narušavanju njegove ravnoteže usled prisustva zagađujućih supstanci (prirodnog ili antropogenog porekla) i njihove interakcijama sa činiocima životne sredine.

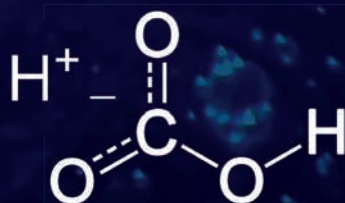
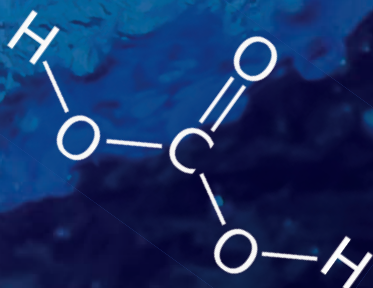
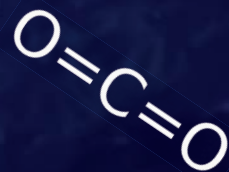
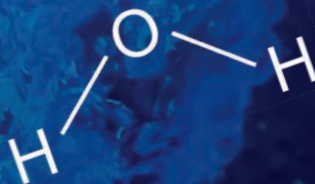
Hemija i njene oblasti (organska i neorganska hemija, fizička hemija, analitička hemija, preparativna hemija, itd) omogućile su razumevanje sastava zemljišta, voda i vazduha, otkrivanje i izolovanje zagađujućih supstanci, njihovu karakterizaciju (kvalitativno i kvantitativno) i klasifikaciju, određivanje maksimalno dozvoljenih koncentracija u životnoj sredini. Sve navedeno je od presudnog značaja za adekvatan monitoring i procenu stanja kao i procenu rizika (hazarda) u životnoj sredini. Sa druge strane razvoj biohemije je omogućio razumevanje mehanizama interakcije različitih organskih i neorganskih supstanci prisutnih u životnoj sredini sa ćelijom, odnosno živim sistemima, potencijalnih štetnih efekata koje imaju na ćeliju, odnosno organizam, kao i procese bioakumulacije i biomagnifikacije.

Nastavni udžbenik *Hemija životne sredine* ima za cilj da studenti savladaju osnovna znanja iz hemije i biohemije koja su od značaja za kvalitetno razumevanje, praćenje i analizu složenih dešavanja u životnoj sredini, koji su deo prirodnih ciklusa ili nastaju kao posledica zagađenja vode, vazduha ili zemljišta. Sadržajem udžbenika obuhvaćeni su kroz teorijski deo hemija atoma, čiste supstance i smeše, hemijske reakcije, stehiometrija, rastvori i koloidi, osnove ćelije i ćelijskog metabolizma, biomakromolekuli, ćelijska membrana i transport, a kroz primere su povezana fundamentalna znanja hemije i biohemije i procesi u životnoj sredini (kisele kiše, gasovi staklene bašte, zakišeljavanje oken, puferi u ljudskom organizmu, eutrofikacija, itd.). Kroz praktični deo date su najčešće korišćene laboratorijske metode u hemiji i biohemiji kroz računске i ekperimentalne zadatke, koje se primenjuju u oblasti životne sredine. Na kraju svakog teorijskog poglavlja se nalaze pitanja za proveru znanja i diskusiju. Integrisanje teorijskog i praktičnog dela u jedna udžbenik će studentima olakšati razumevanje i povezivanje gradiva iz ove oblasti. Literatura na koju se autori oslanjaju su savremene knjige priznatih stranih autora koje su prepoznate u nacionalnim programima iz oblasti prirodnih nauka u Republici Srbiji.



TEORIJSKI DEO

OSNOVE HEMIJE



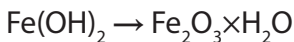
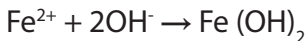
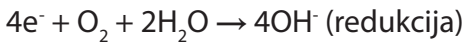
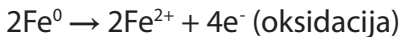
OSNOVE HEMIJE

Razumevanje osnovnih hemijskih procesa u životnoj sredini zajedno sa napretkom i razvojem analitičkih metoda esencijalno je za razvoj hemije životne sredine i njenu ulogu u okviru nauka o zaštiti životne sredine. Kompleksni procesi koji se dešavaju u ekološkim medijumuma (zemljištu, vodi i vazduhu) zasnivaju se fundamentalnoj hemiji i njenim zakonitostima, a hemijski elementi i jedinjenja koji su u njima prirodno prisutni ili su dospeli nakon antropogenih aktivnosti pripadaju neorganskim i organskim jedinjenima, koja se proučavaju u okviru različitih hemijskih disciplina. Razumevanje hemijskih procesa i fizičko-hemijskih karakteristika elemenata i jedinjenja je neophodno za praćenje, procenu i evaluaciju stanja životne sredine. Pored toga, hemijske reakcije u životnoj sredini kao i hemijska ravnoteža važni su ne samo za sagledavanje procesa (raspodelu i ciklus kruženja hemijskih elemenata u prirodi, ponašanje i delovanje teških metala i rezidua pesticida na ekosistem, efekat staklene bašte, interakciju polutanta u različitim prirodnim sistemima), već i za kreiranje rešenja za obnavljanje narušene ravnoteže u prirodi. Dodatno oponašanje (bio)hemijskih procesa u tehnologiji i industriji osnova je zelene hemije, koja je jedan od nezaobilaznih pristupa u održivoj proizvodnji koja uključuje redukciju emisije gasova staklene bašte, redukciju otpada, smanjenje upotrebe primarnih izvora energije, itd.

POJAM MATERIJE

Materija predstavlja sve što nas okružuje. Dva oblika materije su **fizičko polje** i **supstanca**. Fizičko polje ne možemo opaziti čulima. Fizičko polje je posrednik u međusobnoj interakciji dva tela, npr. gravitaciono, magnetno i električno polje. **Supstancu** zapažamo svojim čulima i ovaj oblik materije izgrađuje fizička tela. U kontekstu hemije pod pojmom materija se obično podrazumeva supstanca, a njena osnovne karakteristike su: *Materija je sve što ima masu i zauzima prostor; Materija je neuništiva, ona se ne može uništiti, niti stvoriti, može samo prelaziti iz jednog oblika u drugi; Prilikom tih promena materija se ne troši niti stvara.*

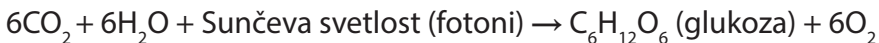
Primeri kretanja materije su: korozija, topljenje leda i fotosinteza. Ako posmatramo hemijski proces korozije gvoždenog eksera koji se može prikazati sledećim hemijskim jednačinama:



možemo zapaziti da gvožđe (Fe) nije nestalo već je procesom oksidacije iz elementarnog oblika prešlo u drugu supstancu ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \times \text{H}_2\text{O}$).

Prilikom topljenja leda, voda prelazi iz jednog u drugo agregatno stanje. Led se pri tome nije uništio već je supstanca voda, prešla iz čvrstog u tečno agregatno stanje.

Fotosinteza je proces u kome zelene biljke uz prisustvo Sunčeve svetlosti (fotona) iz ugljen-dioksida (CO_2) i vode sintetišu šećere (glukozu, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) i kiseonik (O_2):



Zelene biljke apsorbuju energiju Sunčeve svetlosti i procesom fotosinteze je pretvaraju u hemijsku energiju uskladištenu u organskim molekulima (ugljenim hidratima), koji zatim prolaze kroz različite lanace ishrane. Od energije fotosinteze oko 45% ostaje u biljkama u obliku organske materije, a ostatak od 55% vraća se disanjem u atmosferu:

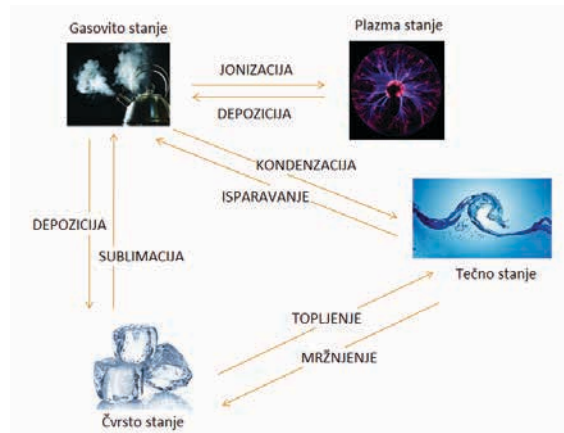


HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Fizička i hemijska svojstva supstance

Svaka supstanca se karakteriše *fizičkim* i *hemijskim svojstvima*. *Fizička svojstva* su ona koja se mogu opaziti čulima ili odrediti instrumentima. Fizička svojstva supstance su: boja, agregatno stanje, gustina, miris, tvrdoća, rastvorljivost, provodljivost elektriciteta, magnetna svojstva, tačka topljenja, tačka ključanja, tačka mržjenja itd.

Agregatna stanja supstance su: gasovito (oznaka (g) od *gaseous*), tečno (oznaka (l) od *liquid*), čvrsto (oznaka (s) od *solid*) i plazma. Procesi prelaska supstance iz jednog agregatnog stanja u drugo nazivaju se **fazni prelazi** i podrazumevaju fizičke transformacije čistih supstanci (*Slika 1.1.*); mogu se predstaviti faznim dijagramima u različitim domenima temperature i pritiska.



Slika 1.1. Fazni prelazi.

Tačka topljenja je temperatura na kojoj supstanca prelazi iz čvrstog u tečno agregatno stanje. **Tačka ključanja** je temperatura na kojoj supstanca prelazi iz tečnog u gasovito stanje. **Tačka mržjenja** je temperatura na kojoj supstanca prelazi iz tečnog u čvrsto agregatno stanje. Temperatura na kojoj su u ravnoteži sva tri agregatna stanja: čvrsto, tečno i gas predstavlja se **trojnom tačkom**.

Gustina (ρ) se definiše kao masa po jedinici zapremine, odnosno m/V , a obično se izražava u $g\ cm^{-3}$ ($g\ mL^{-1}$). Gustina supstance zavisi od temperature, sastava, agregatnog stanja.

Fizička svojstva supstance su važna, jer određuju njenu prirodu, a samim tim mogu ukazati na ponašanje u interakciji sa okruženjem (procesi u životnoj sredini ili biološkim sistemima).

Hemijska svojstva supstance objašnjavaju na koji način jedna supstanca pretvara u drugu supstancu. Hemijska svojstva supstance su bitna sa aspekta njihove hemodinamike koja uključuje: mehanizme u hemijskim i biohemijskim procesima kao što su međusobne interakcije toksičnih supstanci, njihove transformacije u ekosistemu (i u živim bićima), njihov opstanak u prirodi, i o njima će biti detaljnije reči u narednim poglavljima.

Osobine kao što su boja, gustina, tačka topljenja ne zavise od količine prisutne supstance i nazivaju se **intenzivne osobine**. Zapremina i masa su osobine koje zavise od količine prisutne supstance, pa se zovu **ekstenzivne**.

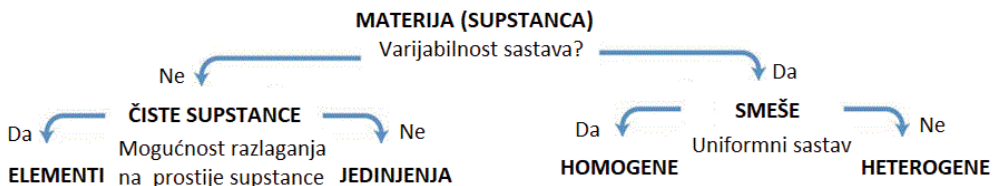
Podela supstanci

Supstance prema sastavu možemo da podelimo na **čiste supstance** i **smeše**. **Čiste supstance** se dele na **hemijske elemente** i **hemijska jedinjenja**.

Hemijski elementi su jednostavne čiste supstance koje se hemijskim reakcijama ne mogu podeliti na prostije supstance.

Hemijska jedinjenja su složene čiste supstance koje se sastoje od jednog ili više hemijskih elemenata i koje se hemijskim procesima mogu razdvojiti na jednostavnije supstance.

Smeše predstavljaju skup više različitih supstanci. Prema sastavu se mogu podeliti na **homogene** (u svim delovima imaju uniformni sastav) i **heterogene** (mogu se uočiti različite supstance koje ih čine), (Slika 1.2.). Dva gasa će uvek činiti homogenu smešu, dok dve tečnosti mogu graditi homogenu (voda i alkohol) ili heterogenu smešu (voda i ulje). Dve čvrste supstance češće čine heterogenu smešu (pesak), a ređi su primeri homogenih (belo zlato). Homogene smeše se primenom odgovarajućih fizičkih metoda odvajanja (kristalizacija, uparavanje, destilacija) mogu razdvojiti na čiste supstance od kojih su sastavljene.



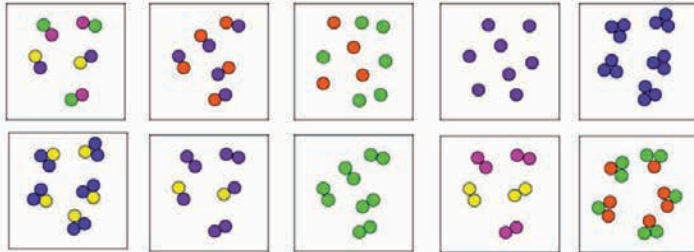
Slika 1.2. Podela supstance.

Pitanja za proveru znanja i diskusiju

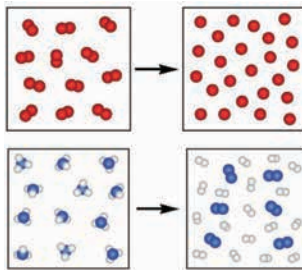


1. Da li navedene ilustracije predstavljaju:

- a) čist element; b) smešu dva elementa; c) čisto jedinjenje; d) smešu elementa i jedinjenja?
-



2. Da li navedene ilustracije predstavljaju fizičku ili hemijsku promenu?



3. Klasifikovati svaku od navedenih promena kao fizičku ili hemijsku:

- a) kondenzacija pare;
- b) sagorevanje goriva;
- c) rastvaranje šećera u vodi;
- d) topljenje zlata;
- e) sagorevanje uglja;
- f) topljenje leda;
- g) mešanje čokolade sa mlekom.

4. Objasniti razliku između ekstenzivnih i intenzivnih veličina.

5. Da li su navedene veličine ekstenzivne ili intenzivne:

- a) zapremina;
- b) temperatura;
- c) vlažnost;
- d) toplota;
- e) tačka ključanja.

6. Klasifikovati navedeno kao element, jedinjenje ili smešu:

- a) bakar;
- b) voda;
- c) azot;
- d) sumpor;
- e) vazduh;
- f) gorivo;
- h) gvožđe.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

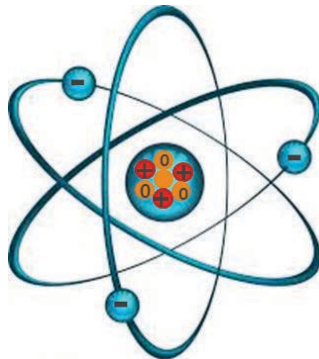
HEMIJSKI ELEMENTI

Hemijski elementi su jednostavne čiste supstance, skupovi svih istovrsnih atoma u prirodi (univerzumu), gradivni delovi materije. Predstavljaju se hemijskim simbolima. Do sada je poznato 118 hemijskih elemenata, od kojih se 94 nalazi u prirodi, a ostali su sintetisani u laboratorijskim uslovima ili nuklearnim reaktorima.

Hemija atoma

Građa atoma

Atom je osnovna jedinica supstance, a sastoji se od *jezgra (nukleusa)* i *elektronskog omotača*. U jezgru se nalaze dve grupe subatomske čestice: pozitivno naelektrisani *protoni* (p^+) i neutralni *neutron* (n^0), dok se u elektronskom omotaču nalaze negativno naelektrisani *elektroni* (e^-) (Slika 1.3.).



Slika 1.3. Ilustrativni raspored čestica u atomu.

Ukupno pozitivno i negativno naelektrisanje atoma je jednako, pa je stoga atom u celini elektroneutralan. Ukupan broj protona jednog atoma naziva se atomski broj (Z), dok ukupan *broj protona* (Z) i neutrona (n) predstavlja *maseni broj atoma* (A). Takođe, kako je atom u celini elektroneutralan broj elektrona atoma je jednak broju protona. Na primer, ako kiseonik ima Z broj 8, a A broj 16, to znači da atom kiseonika ima 8 p^+ , 8 n^0 i 8 e^- .

Svi atomi jednog hemijskog elementa uvek imaju identičan broj protona, odnosno atomski broj (Z), dok im se maseni broj (A), odnosno broj neutrona može razlikovati. Atomski broj jednog hemijskog elementa koji se razlikuju po broju neutrona nazivaju se *izotopi*.

S obzirom da imaju isti broj protona, radi se o atomima istog elementa, bez obzira što im se masa razlikuje. Ukoliko imaju različit broj protona, dva atoma pripadaju različitim hemijskim elementima, čak i ukoliko imaju jednake mase. Hemijski elementi koji se nalaze u prirodi su smeša svojih izotopa. **Hemijske osobine svih izotopa jednog istog elementa su iste, jer zavise od atomskog broja, a ne od mase jezgra.** Jedino brzina hemijske reakcije zavisi i od mase i to predstavlja tzv. **izotopski efekat.**

Izotopi se označavaju na više načina. Izotop se najčešće označava simbolom hemijskog elementa kojem pripada (E), pri čemu se ukupan broj nukleona (protona i neutrona), (Slika 1.4), odnosno maseni broj A prikazuje levo u superskriptu dok se, takođe levo, u indeksu piše broj protona, odnosno atomski broj Z. Međutim, pošto je atomski broj Z uvek određen hemijskim simbolom, uobičajena praksa je da se samo navede maseni broj. Na primer, izotop ugljenika ^{14}C , a izgovara se kao „ugljenik četrnaest“.

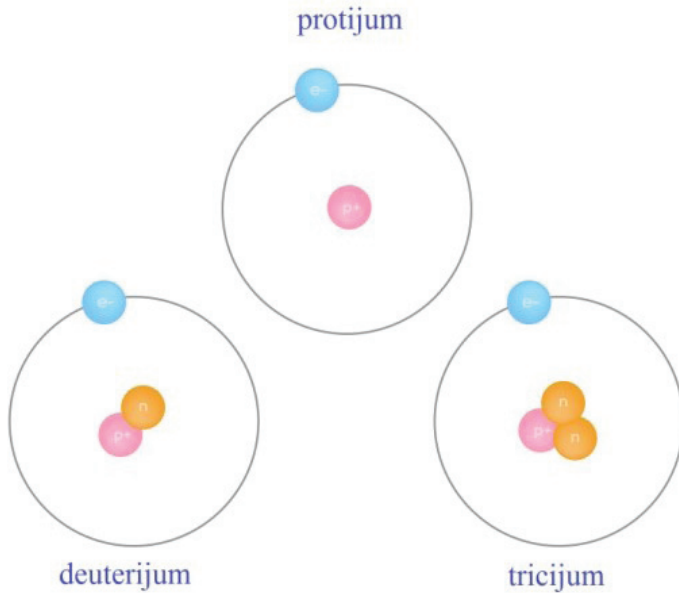


Slika 1.4. Obeležavanje izotopa.

U tekstu se izotopi navode imenom ili simbolom određenog hemijskog elementa kojem pripadaju nakon čega se piše crtica i maseni broj, odnosno ukupan broj protona i neutron (broj nukleona) u atomskom jezgru. Na primer, ugljenik-14 ili C-14.

Svi poznati elementi imaju dva ili više izotopa. U nekim slučajevima u prirodi postoji samo jedan izotop pošto su ostali nestabilni (radioaktivni). Primeri hemijskih elemenata koji imaju izotope su vodonik H (tri izotopa: protijum ^1H , deuterijum ^2H i tricijum ^3H), (Slika 1.5., Tabela 1.1.), kiseonik (dva izotopa: ^{16}O i ^{18}O), ugljenik (tri izotopa: ^{12}C , ^{13}C i ^{14}C), itd.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE



Slika 1.5. Izotopi vodnika.

Tabela 1.1 Izotopi vodonika

| Protijum, ^1H | Deuterijum, ^2H | Tricijum, ^3H |
|------------------------|--------------------------|------------------------|
| 1 proton | 1 proton | 1 proton |
| 0 neutrona | 1 neutron | 2 neutrona |
| 1 elektron | 1 elektron | 1 elektron |

Tokom razvoja teorije atoma postojalo je više **modela građe atoma**. Prvu hemijsku atomsku teoriju postavlja *John Dalton* u periodu od 1803. do 1807. godine oslanjajući se na **Prust-ov zakon stalnih masenih odnosa** (*Joseph Proust*, „*Elementi se međusobno jedine u stalnim masenim odnosima zbog čega je sastav hemijskih jedinjenja stalan bez obzira na način na koji su ona dobijena*“) i brojne eksperimente.

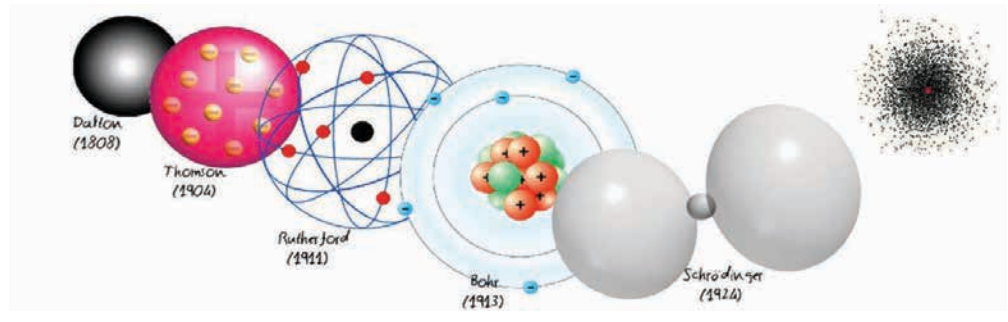
Prema **Dalton-ovoj teoriji** svaki element je sastavljen od izuzetno malih čestica koje se zovu atomi (*Slika 1.6.*). U drugom postulatu Dalton pretpostavlja da su svi atomi istog elementa identični, dok su atomi različitih elemenata različiti i imaju različite osobine (uključujući i masu). Treći i četvrti Daltonov postulat govore o tome da se atomi ne mogu stvoriti niti uništiti, i da se atomi jednog elementa ne mogu promeniti u atome drugog elementa hemijskim reakcijama;

jedinjenja koja uvek imaju istu vrstu i broj atoma se stvaraju kada se atomi više elementa kombinuju. Dalton je na osnovu svoje teorije predvideo i postavio **Zakon umnoženih masenih odnosa**: „Ako dva elementa međusobno grade dva ili više jedinjenja onda se stalna masa jednog elementa jedini sa različitim masama drugog elementa, a te različite mase drugog elementa stoje u odnosu malih celih brojeva“.

Znalo se da se atom sastoji od još manjih čestica (elektroni, protoni i neutroni, pa se postavilo pitanje kako se te čestice uklapaju da bi dale atome. **William Thomson** 1900. godine predlaže model tzv. „pudinga od šljiva“ u kom se atom sastoji od uniformne sfere pozitivnog naelektrisanja u koju su uronjeni elektroni (Slika 1.6.). Model je izveo pretpostavljajući da je elektroni imaju veoma mali deo mase atoma, pa samim tim oni zauzimaju i malu zapreminu atoma. Ovaj model je osporio **Ernest Rutherford** 1910. godine, postulatom da se većina mase atoma (i svo njegovo pozitivno naelektrisanje) nalazi u malom veoma gustom regionu koje je nazvao jezgro (nukleus), a većina zapremine atoma je prazan prostor u kome se kreću elektroni (oko jezgra), (Slika 1.6.).

Nakon Rutherforda, **Niels Bohr** je postavio sledeće postulate: 1) Elektroni se kreću po stacionarnim orbitama određenih energija i radijusa; 2) Prilikom kretanja po stacionarnim orbitama (osnovni nivo) elektroni ne emituju zračenje; i 3) Elektron emituje ili apsorbuje kvant energije kada prelazi sa jednog energetskog nivoa na drugi ($E=h\nu$). Svaka orbita odgovara određenom energetskom nivou i opisuje se glavnim kvantnim brojem (n); orbita najbliža jezgru: $n=1$; prva sledeća: $n=2$, itd. Osnovni nivo je energetski nivo sa najnižom energijom ($n=1$). Kada elektron pređe sa osnovnog na nivo sa većom energijom on je u pobuđenom stanju.

Krajnje prihvaćen model atoma je **Schrödinger-ov (Erwin Schrödingerov)** koji pomoću diferencijalnih jednačina, odn. talasnih funkcija opisuje verovatnoću nalaženja elektrona odnosno definisanje njegovog položaja oko jezgra. Što je veća gustina „tačkica“ oko jezgra, veća je vrednost talasne funkcije, veća je verovatnoća nalaženja elektrona u datoj oblasti; manja gustina „tačkica“ oko jezgra znači manja vrednost talasne funkcije. odn. manja je verovatnoća nalaženja elektrona u datoj oblasti (Slika 1.6.). Orbitala predstavlja prostor oko jezgra atoma gde je najveća verovatnoća nalaženja elektrona (oko 90%).



Slika 1.6. Različiti modeli atoma.

Elektronska konfiguracija

Negativne subatomske čestice **elektroni** su smešteni u **elektronskom omotaču**. Položaj svakog elektrona u atomu se može opisati pomoću kvantnih brojeva (odn. konstantni koje zadovoljavaju Šredingerove talasne funkcije). Razlikuju se četiri kvantna broja (Tabela 1.2.). **Glavni kvantni broj** (n) opisuje energetske nivo u kom su smešteni elektroni i ima vrednosti celih pozitivnih brojeva ($n=1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$). Što je veće n , veća je orbitala, elektron je udaljeniji od jezgra, ima veću energiju i slabije je vezan za jezgro. **Sporedni kvantni broj** (l) definiše podnivo i oblike orbitala i ima vrednosti $l=0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$. **Magnetni kvantni broj** (m) opisuje orijentaciju orbitala u prostoru i ima vrednosti od $-l$ do $+l$. **Kvantni broj spina** opisuje smer okretanja elektrona oko svoje ose i ima dve vrednosti: $+1/2$ i $-1/2$. Delovi elektronskog omotača u kome su smešteni elektroni nazivaju se **energetski nivoi**. **Energetski nivoi predstavljaju skup elektronskih orbitala koje imaju isti kvantni broj n .**

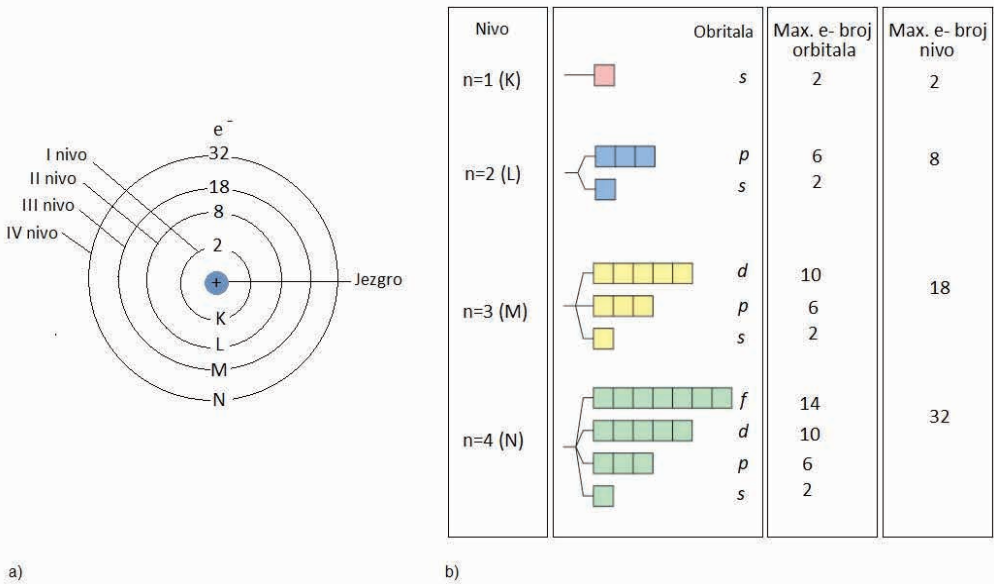
Tabela 1.2. Mogući broj energetskih podnivoa i orbitala u podnivoima na osnovu kvantnih brojeva.

| Energetski nivo (n) | Podnivo (l) | Oznaka podnivoa | Magnetni broj (m) | Broj orbitala u podnivou | Ukupan broj orbitala u ljusci |
|-------------------------|-----------------|-----------------|------------------------|--------------------------|-------------------------------|
| 1 | 0 | $1s$ | 0 | 1 | 1 |
| 2 | 0 | $2s$ | 0 | 1 | 4 |
| | 1 | $2p$ | 1, 0, -1 | 3 | |
| 3 | 0 | $3s$ | 0 | 1 | 9 |
| | 1 | $3p$ | 1, 0, -1 | 3 | |
| | 2 | $3d$ | 2, 1, 0, -1, -2 | 5 | |
| 4 | 0 | $4s$ | 0 | 1 | 16 |
| | 1 | $4p$ | 1, 0, -1 | 3 | |
| | 2 | $4d$ | 2, 1, 0, -1, -2 | 5 | |
| | 3 | $4f$ | 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3 | 7 | |

Energetski nivoi se obeležavaju velikim slovima abecede K, L, M, N, O, P, Q kojima odgovaraju brojevi 1, 2, 3, 4, 5, 6 i 7, respektivno. Svaki energetski nivo sastoji se od podnivoa (orbitala) koje se obeležavaju malim slovima abecede s, p, d, f i g (Slika 1.7.b, Tabela 1.2.) Svi trenutno poznati atomi mogu se opisati pomoću prve četiri orbitale.

Svaki elektronski nivo može sadržati samo definisan broj elektrona koji se može izračunati iz formule $2 \times n^2$, gde je n broj nivoa. Tako K nivo može sadržati maksimalno 2 elektrona, L nivo 8 elektrona, M nivo 18, N nivo 32 itd. Broj elektrona koji se može nalaziti u jednoj orbitali se određuje iz formule $4l + 2$ (l vrednost za s orbital 0, za p orbitalu 1, d orbitalu 2, za orbitalu f 3, a za g orbitalu 4). Tako u s orbitali može biti smešteno 2, u p orbitali 6, u d orbitali 10, u f orbitali 14, a u g orbital 18 elektrona (Slika 1.7.b).

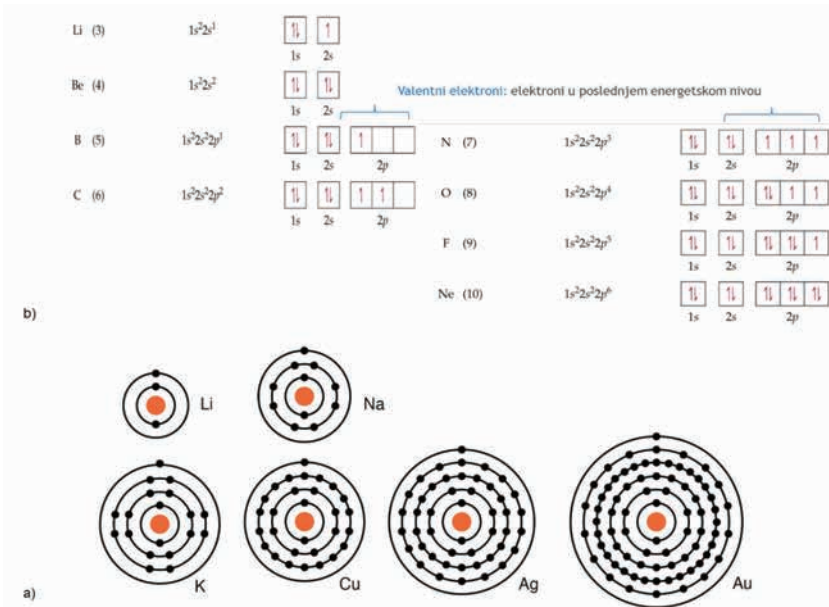
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE



Slika 1.7. a) Energetski novoi, b) Shematski prikaz prva četiri nivoa sa orbitalama i brojem elektrona.

Raspored elektrona u elektronskom omotaču u orbitalama se naziva elektronska konfiguracija. **Elektronska konfiguracija** daje podatke o rasporedu elektrona u elektronskom omotaču. Elektroni se smestaju u elektronske orbitale prema **Pauli-jevom** (Wolfgang Pauli) principu i **Hund-ovom** (Friedrich Hund) pravilu: Prema Pauliju dva elektrona u atomu ne mogu imati sva četiri ista kvantna broja i u jednoj orbitali se mogu naći najviše dva elektrona koji se razlikuju po spinu. Hundovo pravilo nalaže da elektroni u podnivou zauzimaju maksimalni broj orbitala i da popunjavaju podnivo tako da se dobije maksimalni sumarni spin (Slika 1.8.a). Elektroni koji se nalaze bliže jezgru su jače vezani za atom, dok se elektroni koji se nalaze u nivoima koji su dalje od jezgra lakše mogu odvojiti od atoma. Elektroni koji se nalaze u poslednjem nivou omotača se nazivaju **valentni** elektroni i određuju neke od svojstava atoma, odnosno hemijskog elementa (Slika 1.8.b).

Svi atomi hemijskog elementa teže da postignu stabilnu elektronsku konfiguraciju, odnosno da svi elektronski nivoi budu popunjeni maksimalno dozvoljenim brojem elektrona. U zavisnosti od ukupnog broja elektrona koji daju stabilnu konfiguraciju plemenitih gasova - stabilni oktet (8 e⁻) ili dublet (2 e⁻). Većina hemijskih elemenata teži da postigne stabilan oktet, dok vodonik, kao helijum (He), teži da postigne stabilni dublet.

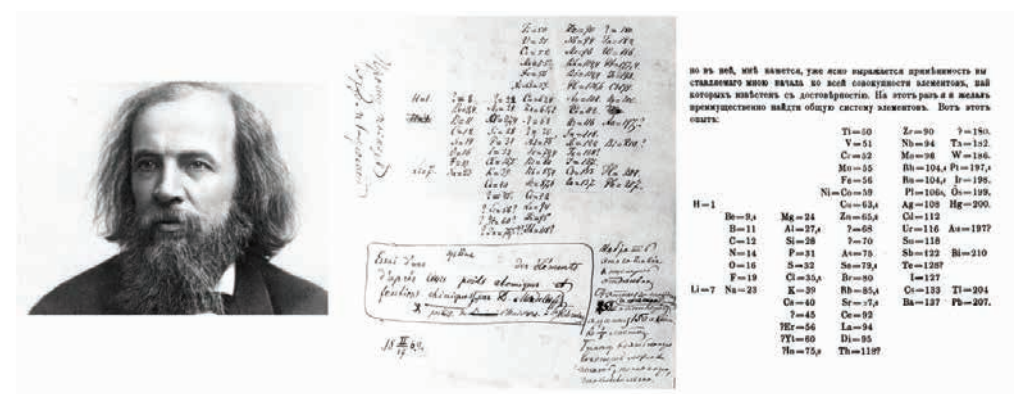


Slika 1.8. a) Elektronska konfiguracija azota i b) Elementi IA grupe Li, Na, K i elementi IB grupe Cu, Ag i Au imaju jedna elektron u spoljašnjem, valentnom, sloju koji mogu lako da doniraju.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Periodni sistem elementa

Periodni sistem elementa predstavlja tabelarni prikaz hemijskih elemenata, koji su organizovani prema hemijskim karakteristikama koje određuju atomski broj i elektronska konfiguracija. Ruski naučnik hemičar *Dmitri Ivanovich Mendeleev* je 1869. godine predložio je prvu formu periodnog sistema elementa (Slika 1.9.), koja je zadržana do danas (Slika 1.10.). On je elemente svrstao po rastućim relativnim atomskim masama. **Elementi pokazuju periodičnost hemijskih osobina tj. elemente dolaze ponovo elementi sličnih hemijskih osobina.**



Slika 1.9. Tvorac prvog periodnog sistema elementa *Dmitri Ivanovich Mendeleev* i njegov zapis.

| GRUPA | | Metali | | | | | | | | | | | | | | | | Metaloidi | | | | | | Nemetali | | | | | | | | | | 18. VILA | | | | | | | | | |
|---------|---|-------------------|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|-------------------------|--|--|--|--|--|--------------------|--|--|--|--|--|--------------|--|--|--|----------|--|------------|--|----------------------|--|---------------------|--|-------|--|
| PERIODA | | 1. Alkalni metali | | | | | | | | | | | | | | | | 2. Zemno-alkalni metali | | | | | | 3. Prelazni metali | | | | | | 4. Lantanidi | | | | | | 5. Alkalni | | 6. Halogeni elementi | | 7. Plemeniti gasovi | | 8. He | |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | He | | | | | | | | | |
| 2 | Li Be | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | Ne | | | | | | | | | |
| 3 | Na Mg | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | Ar | | | | | | | | | |
| 4 | K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | Kr | | | | | | | | | |
| 5 | Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | Xe | | | | | | | | | |
| 6 | Cs Ba La-Lu Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | Rn | | | | | | | | | |
| 7 | Fr Ra Ac-Lr Rf Db Sg Bh Hn Mt Nk Ds Rg Cn Uut Fl Uup Lv Uuq Uus Uuo | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | Og | | | | | | | | | |

Slika 1.10. Periodni sistem elementa.

U periodnom sistemu elemenata razlikujemo **grupe (kolone)** i **periode (redove)**. Grupa ima 18, dok perioda ima 7. Neke od grupa elementa u periodnom sistemu imaju i imena: **1. grupa – grupa alklnih metala, 2. grupa – grupa zemnoalkalnih metala, 16. grupa – halkogeni, 17. grupa halogeni, 18. grupa – plemeniti gasovi.**

Posmatranje periodnog sistema elemenata može dati informacije o njihovim osobinama. **Hemijski elementi u istoj grupi imaju identičan broj valentnih elektrona, imaju slične fizičko-hemijske osobine.** U okviru periodnog sistema elemenata na osnovu osobina razlikujemo nekoliko većih grupa: metale, prelazne metale, metaloide, nemetale, inertne gasove, koji su u periodnom sistemu elemenata obojeni istom bojom. Međutim, postoje određena odstupanja, na primer vodonik H nalazi u prvoj grupi zajedno sa alklnim metalima, jer ima jedan valentni elektron, a spada u nemetale zbog čega se u periodnom sistemu označava drugom bojom od ostalih elemenata koji se nalaze u prvoj grupi. (Slika 1.10.) U Tabeli 1.3. se nalaze imena i simboli hemijskih elemenata koji će često biti pominjani, pa je stoga važno da se savladaju.

Tabela 1.3. Neki od hemijskih elementa iz periodnog sistema

| Ime | Simbol | Karakteristika položaja u periodnom sistemu |
|------------|--------|---|
| Natrijum | Na | Alkalni metali |
| Kalijum | K | Alkalni metali |
| Magnezijum | Mg | Zemnoalkalni metali |
| Kalcijum | Ca | Zemnoalkalni metali |
| Radijum | Ra | Zemnoalkalni metali |
| Cink | Zn | Prelazni metali (teški metali) |
| Hrom | Cr | Prelazni metali (teški metali) |
| Bakar | Cu | Prelazni metal (teški metal) |
| Mangan | Mn | Prelazni metali (teški metali) |
| Kadmijum | Cd | Prelazni metali (teški metali) |
| Srebro | Ag | Prelazni metali (plemeniti metali) |
| Zlato | Au | Prelazni metali (plemeniti metali) |
| Živa | Hg | Prelazni metali (teški metali) |

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

* nastavak tabele

| Ime | Simbol | Karakteristika položaja u periodnom sistemu |
|------------|--------|---|
| Olovo | Pb | Prelazni metali (teški metali) |
| Aluminijum | Al | Ostali metali |
| Silicijum | Si | Metaloidi |
| Arsen | As | Metaloidi |
| Vodonik | H | Nemetali |
| Ugljenik | C | Nemetali |
| Kiseonik | O | Nemetali |
| Azot | N | Nemetali |
| Sumpor | S | Nemetali |
| Hlor | Cl | Halogeni |
| Fluor | F | Halogeni |
| Brom | Br | Halogeni |
| Jod | I | Halogeni |
| Helijum | He | Plemeniti gasovi (inertni gasovi) |
| Argon | Ar | Plemeniti gasovi (inertni gasovi) |

U periodnom sistemu elemenata izdvajaju se metali i metaloidi koji, u zavisnosti od koncentracija u kojima su prisutni, mogu imati negativne posledice po životnu sredinu i zdravlje ljudi. Poznati su pod nazivom teški metali i najčešće uključuju: Cd, Cr, Cu, Ni, Pb, Zn, itd. **Termin „teški metali” se često povezuje sa toksičnim efektima koji elementi kao što su Cd, Ni, Pb, i Cr imaju na žive organizme**, o čemu će biti reči kasnije. Na osnovu hemijskih karakteristika, tj. specifične gustine „teški metali” obuhvataju one metale ili metaloide koje imaju gustinu veću od $4,5 \text{ g cm}^{-3}$. Pored toga, neki „lakši” metali poput Al ($2,7 \text{ g cm}^{-3}$) i Be ($1,85 \text{ g cm}^{-3}$), uz metaloide As ($5,72 \text{ g cm}^{-3}$) i Sb ($6,68 \text{ g cm}^{-3}$) i nemetale Se ($4,8 \text{ g cm}^{-3}$), svrstavaju se u ovu grupu zbog svoje visoke toksičnosti. Međutim, definicija „teški metali” može takođe biti bazirana na relativnoj atomskoj masi, atomskom broju ili drugim hemijskim svojstvima. **Takođe, u upotrebi su i ostali termini „mikroelementi”, „osnovni elementi”, „toksični elementi” i „elementi u tragovima”.**

Relativna atomska masa

Atomska masa je suma masa svih čestica koje čine atom (protona, neutrona i elektrona). Kako su mase protona i neutrona veće od elektrona, ove dve grupe subatomske čestice dominatno doprinose masi atoma (Tabela 1.4.).

Masa atoma je izuzetno mala, npr. najteži atom ima masu približno 4×10^{-22} g. Da bi se izbeglo prikazivanje ovako malih masa u gramima, koristi se **unificirana jedinica atomske mase** (eng. atomic mass unit – amu), ili **dalton** (Da). **Dalton se definiše kao 1/12 mase atoma ugljenikovog izotopa ^{12}C** i iznosi:

$$1 \text{ u} = 1/N_{\text{A}} \text{ g} = 1/(1000 N_{\text{A}}) \text{ kg} \approx 1,66053886 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

N_{A} predstavlja **Avogadr-ov broj** (prema italijanskom fizičaru koji se zvao *Amedeo Avogadro*) i iznosi $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Atomske mase se često pišu bez ikakve jedinice, pa se tada jedinica atomske mase podrazumeva. U literaturi iz biohemije i molekulske biologije koristi se termin dalton i obično se govori u kilodaltonima, ili „kDa“, gde je jedan kilodalton jednak 1000 daltona. **Unificirana jedinica atomske mase nije SI jedinica za masu, iako je (samo pod tim nazivom i simbolom u) prihvaćena za korišćenje u okviru SI.** Izračunavanjem stvarne mase atoma dobija se veoma mali broj, pa se zbog praktičnih razloga umesto stvarne mase koristi relativna atomska masa. **Relativna atomska masa (A_r) je broj koji pokazuje koliko je puta masa atoma nekog elementa veća od 1/12 mase atoma ugljenikovog izotopa ^{12}C ,** pa je:

$$A_r = m (\text{masa atoma})/u.$$

Relativna atomska masa svakog elementa je navedena u tablici periodnog sistema elemenata i nije uvek ceo broj usled postojanja izotopa. Za najveći deo hemijskih elemenata, vrednosti A i A_r jesu u dobroj aproksimaciji celobrojne; odnosno skoro jednake. Međutim ima izuzetaka. Na primer, relativna atomska masa hlora je $A_r = 33,5$ u prirodnom hloru. Takođe, otkriveno je da olovo iz različitih ruda ima razne atomske mase. Danas je jasno da je ovo posledica toga što je olovo stvoreno kao krajnji produkt raspada različitih radioaktivnih nizova, o čemu će biti reči kasnije (odjeljak *Radioaktivnost*).

Relativna atomska masa elementa koji ima izotope se izračunava po sledećoj formuli, ukoliko na primer element ima tri izotopa:

$$A_r = A_r (\text{izotopa 1}) \times \text{zastupljenost} + A_r (\text{izotopa 2}) \times \text{zastupljenost} + A_r (\text{izotopa 3}) \times \text{zastupljenost},$$

pri čemu je suma zastupljenosti izotopa jednaka 1.

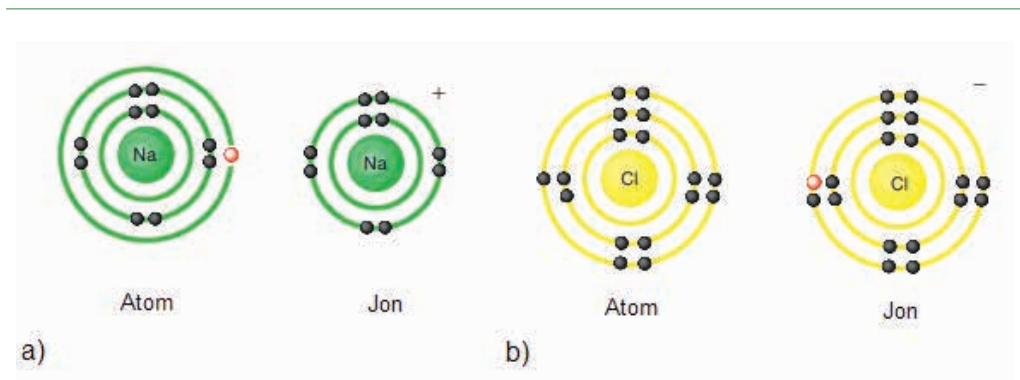
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Tabela 1.4. Karakteristike protona, neutrona i elektrona

| Tip subatomske čestice | Naelektrisanje | Masa u g | Masa D_a (u) u jedinicama |
|------------------------|----------------|--------------------------|-----------------------------|
| Proton | + | $1,6726 \times 10^{-24}$ | 1,008 |
| Neutron | 0 | $1,6749 \times 10^{-24}$ | 1,007 |
| Elektron | - | $9,1096 \times 10^{-28}$ | 0,0005 |

Joni, elektronegativnost i energija jonizacije

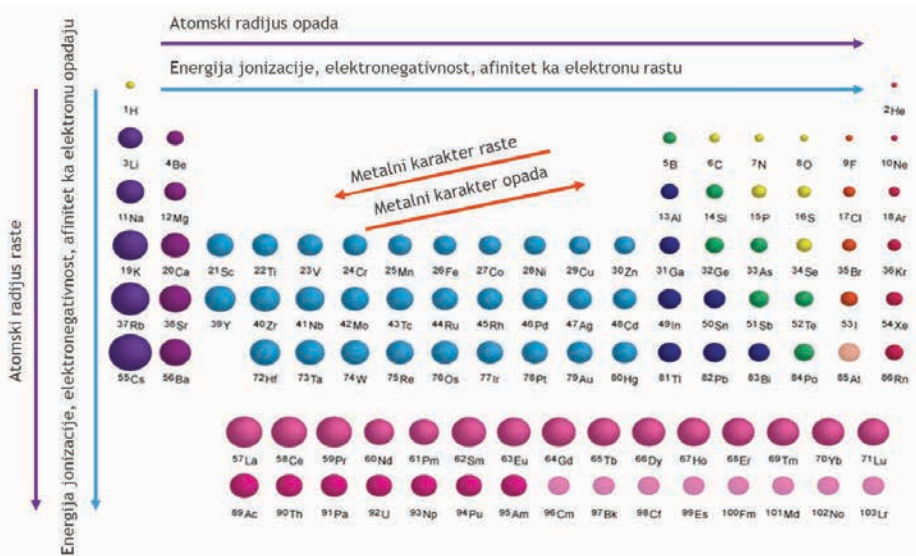
Atomi su u celini elektroneutralni, jer sadrže identičan broj protona i neutrona. Ukoliko atom gubi ili stiče elektrone nastaju joni, a sam proces se naziva jonizacija. Pozitivno naelektrisani joni (otпусти su elektrone) se nazivaju *katjoni*, a negativno naelektrisani joni (primili su elektrone) se nazivaju *anjoni* (Slika 1.11.). Naelektrisanje jona se piše u superskriptu, npr. Na^+ , Mg^{2+} , OH^- , PO_4^{3-} . Da li će neki atom nekog hemijskog elementa lakše da otpusti ili stekne elektron zavisi od položaja hemijskog elementa u periodnom sistemu odnosno njihove težnje da postignu veoma stabilnu elektronsku konfiguraciju odnosno elektronsku konfiguraciju najbližeg plemenitog gasa. Elementi koji se nalaze sa leve strane periodnog sistema (na primer alkalni, zemnoalkalni metali) teže da otpuste 1 odnosno 2 valentna elektrona i tako postignu stabilni oktet. Sa druge strane atomi hemijskih elemenata koji se nalaze sa desne strane periodnog sistema (na primer halogena grupa elemenata) teže da prime elektron i na taj način steknu stabilni oktet.



Slika 1.11. Primeri jona: a) katjona Na^+ i b) anjona Cl^- (crvenom bojom označeni elektroni koji se mogu dati, odnosno primiti).









































Energija koja je potrebna da se odvoji elektron naziva se **energija jonizacije** (E_i). Njena vrednost raste duž periode, a opada duž grupe. Najveću energiju jonizacije imaju plementi gasovi, a najmanju alkalni metali.




Elektronegativnost (EN) predstavlja sposobnost atoma da privuče elektrone kada gradi molekul sa drugim atomom. Njena vrednost raste duž periode i opada duž grupe. Vrednost elektronegativnosti se kreće od 0,4 (Fr) do 4 (F) (Slika 1.12.). **Atomi hemijskih elemenata sa nižim vrednostima elektronegativnosti će imati tendenciju da svoje elektrone daju, a atomi sa visokim vrednostima elektronegativnosti će imati tendenciju da prime elektrone.** Otpuštanjem ili primanjem elektrona, menja se radijus nekog atoma. **Veličina jona zavisi od njegovog naelektrisanja, broja elektrona koje poseduje i orbitala u kojima su smešteni valentni elektroni.** Kada od neutralnog atoma nastaje katjon, elektroni oslobađaju elektronske orbitale koje su najudaljenije od jezgra, a takođe se i smanjuju odbojne sile između elektrona. Stoga katjoni poseduju manji radijus od polaznog neutralnog atoma (Slika 1.13.). Suprotno važi za anjone; kada se elektroni dodaju atomu, odbojne sile elektron-elektron rastu i elektroni se šire u prostoru. Anjoni poseduju veći radijus od polaznih neutralnih atoma. Radijus jona istog naelektrisanja raste od vrha ka dnu kolone periodnog sistema (Slika 1.13). Opisane osobine atoma su značajne, jer utiču na interakcije u koje atomi stupaju u životnoj sredini, kao i na raspodelu i sudbinu jedinjenja koje atomi grade u vazduhu, vodi ili zemljištu.



Slika 1.12. Elektronegativnost i energija jonizacije u periodnom sistemu elemenata.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

| I grupa | II grupa | III grupa | VI grupa | VII grupa |
|---|--|--|--|---|
| Li^+ 0.90  Li 1.34  | Be^{2+} 0.59  Be 0.90  | B^{3+} 0.41  B 0.82  | O^{2-} 1.26  O 0.73  | F^- 1.19  F 0.71  |
| Na^+ 1.16  Na 1.54  | Mg^{2+} 0.86  Mg 1.30  | Al^{3+} 0.68  Al 1.18  | S^{2-} 1.70  S 1.02  | Cl^- 1.67  Cl 0.99  |
| K^+ 1.32  K 1.96  | Ca^{2+} 1.14  Ca 1.24  | Ga^{3+} 0.76  Ga 1.26  | Se^{2-} 1.84  Se 1.16  | Br^- 1.82  Br 1.14  |
| Rb^+ 1.66  Rb 2.11  | Sr^{2+} 1.32  Sr 1.92  | In^{3+} 0.94  In 1.44  | Te^{2-} 2.07  Te 1.35  | I^- 2.06  I 1.33  |

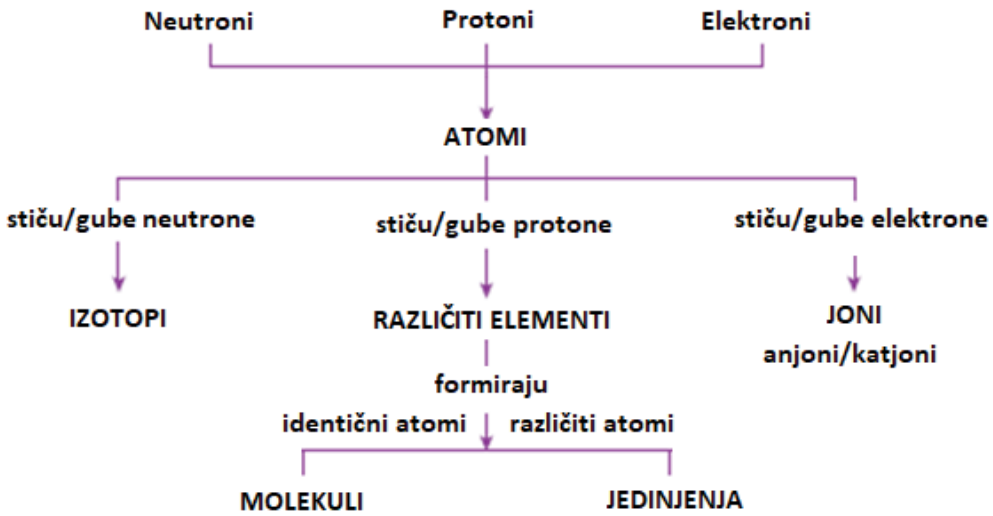
 katjon  anjon  neutralan atom

Slika 1.13. Veličina katjona i anjona određenih grupa periodnog sistema elemenata.

HEMIJSKA JEDINJENJA

Kao što je već naglašeno, većina atoma u prirodi ima tendenciju da se udružuje sa drugim atomima i na taj način postigne stabilnu elektronsku konfiguraciju. Udruživanjem dva ili više atoma nastaju **molekuli** (na primer molekul kiseonika O_2). Ukoliko molekul čine različiti atomi onda govorimo o **hemijskim jedinjenjima** (na primer molekul vode H_2O). Hemijska jedinjenja su čiste supstance koje su sastavljene od dva ili više atoma različitih elemenata. Važno je zapamtiti da **sva jedinjenja jesu molekuli**, ali svi molekuli nisu jedinjenja (Slika 1.14.).

Hemijska jedinjenja možemo prema sastavu da podelimo na **jedinjena ugljenika** odnosno **organska** i **jedinjenja u čiji sastav ne ulazi ugljenik** odnosno **neorganska**. Izuzetak su ugljen-dioksid CO_2 i ugljena kiselina H_2CO_3 , i njene soli karbonati koji se klasifikuju kao neogranska jedinjenja. U sastav organskih jedinjenja pored kiseonika ulaze i ostali glavni makrobiogeni elementi H, N i O, a pored njih česti su P i S (detaljnije u odeljku *Biosfera i biogeni hemijski elementi*). Makrobiogeni elementi H, C, N i O izgrađuju glavne **biomakromolekule (proteine, ugljene-hidrate, lipide i nukleinske kiseline)** o kojima će biti više reči u teorijskom delu *Osnove biohemije*. Hemijska koja izučava neorganska jedinjenja se naziva neorganska hemija, dok deo hemije koji proučava organska jedinjenja se naziva **organska hemija**.



Slika 1.14. Osnovni protok materije.

Važno je napomenuti da su sa aspekta zagađenja životne sredine važne obe grupe jedinjenja, jer su na primer **polutanti** (zagađujuće supstance) kao što su sumpor-dioksid, ugljen-dioksid, azotovi oksidi i teški metali i njihova jedinjenja iz grupe neorganskih, a na primer nafta i njeni derivati, plastika i pesticidi iz grupe organskih jedinjenja. U nekim modernim karakterizacijama hemije kao nauke sve češće se može naći i „**hemija pojedinih klasa supstanci**“ koja prevaziđe tradicionalnu podelu na organsku i neorgansku hemiju već se fokusira na specifične grupe jedinjenja ili zagađujućih supstanci (o čemu će biti više reči u odeljku *Organska jedinjenja u životnoj sredini*).

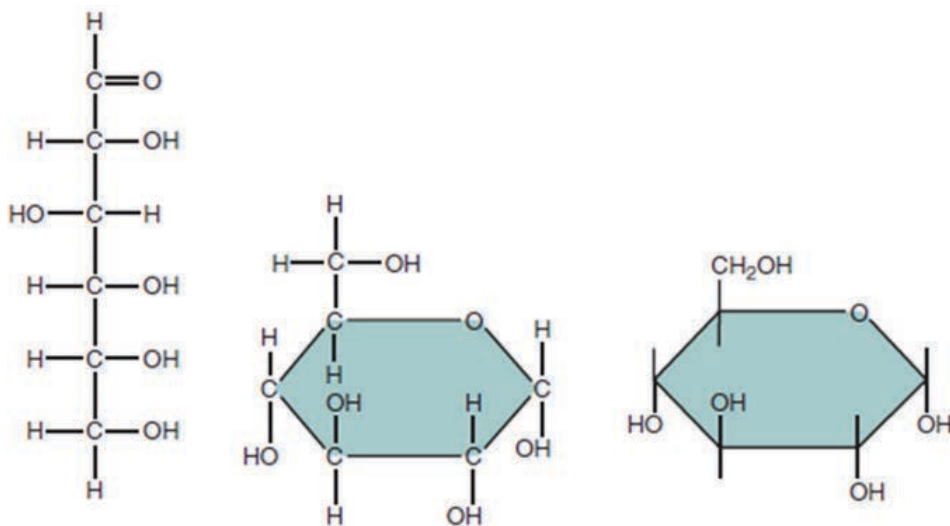
Relativna molekulska masa, molekulske i strukturne formule

Molekuli i hemijska jedinjenja se prikazuju pomoću molekulskih formula. **Molekulske formule** sadrže hemijske simbole hemijskih elemenata koji ulaze u sastav molekula, odnosno jedinjenja. Iz molekulske formule možemo izračunati **molekulsku**, odnosno **relativnu molekulsku masu** (M_r), koja se dobija kao suma relativnih atomskih masa svih atoma (koje se mogu naći u periodnom sistemu elemenata) koji čine molekul, što možemo videti na primeru molekula glukoze $C_6H_{12}O_6$:

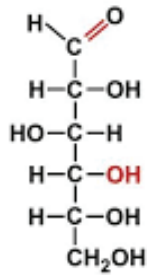
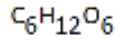
$$M_r(C_6H_{12}O_6) = 6 \times Ar(C) + 12 \times Ar(H) + 6 \times Ar(O) = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 72 + 12 + 96 = 180$$

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

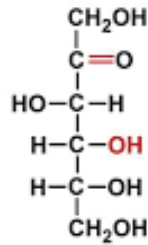
Molekulske formule nam daju informaciju o tome koji atomi ulaze u sastav datog molekula. Kako bismo dobili uvid u strukturu molekula, raspored i način vezivanja atoma u molekulu potrebne su nam strukturne formule. Jedno isto jedinjenje kao što je glukoza se može prikazati različitim strukturnim formulama (Slika 1.15) Jedinjenja koja imaju identičnu molekulsku, ali različitu formulu nazivamo **strukturni izomeri**. Ukoliko strukturni izomeri imaju različitu grupu onda se nazivaju **funkcionalni izomeri**. Njihovi primeri se mogu naći u organskoj hemiji, na primer glukoza i fruktoza (Slika 1.16). Molekuli koji imaju identične veze između atoma, a drugačiji prostorni raspored se nazivaju **prostorni izomeri (stereoizomeri)**. Ukoliko se dva stereoizomera odnose kao lik i predmet u ogledalu onda se nazivaju **enantiomeri**. O ovim izomerima će biti reči više u odeljku koji se odnosi na biohemiju. Druga grupa stereo izomera se naziva **geometrijski izomeri**, a primer su *cis* i *trans* oblici molekula koji se sreću kod jedinjenja koja imaju dvostruku kovalentnu vezu između C atoma o čemu će biti više reči u odeljku *Lipidi*.



Slika 1.15. Različiti način prikazivanja jednog istog jedinjenja na primeru glukoze.



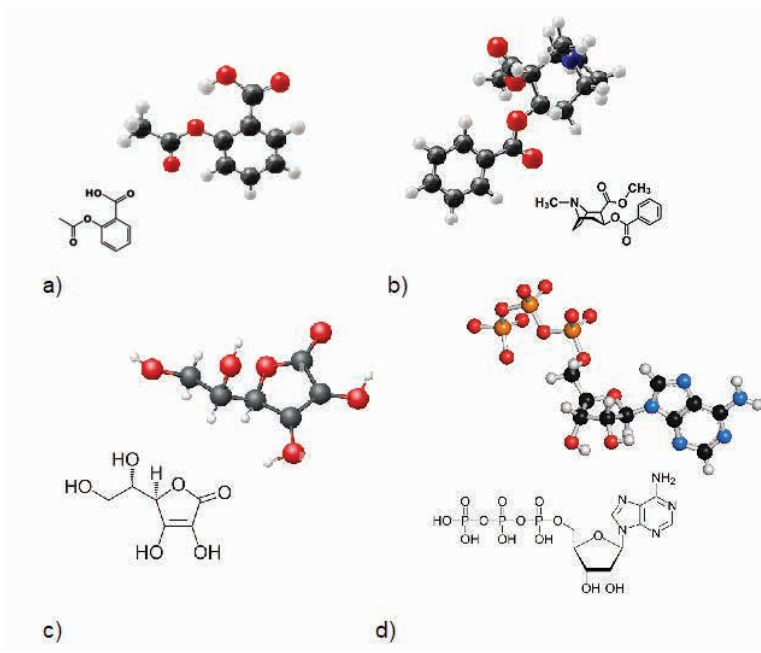
Glukoza



Fruktoza

Slika 1.16. Funkcionalni izomeri na primeru glukoze i fruktoze.

Složene strukturne formule nam mogu dati i 2 i 3 D prikaz molekula (Slika 1.17.) koji je posebno važan za razumevanje strukture, organizacije i mehanizama interakcija koji se tiču složenih molekula kao što su nukleinske kiseline, enzimi, itd.



Slika 1.17. Složene strukturne formule, prostorni izgled molekula: a) aspirin (acetilsalicilna kiselina); b) kokain (benzoil-metilekgonin); c) vitamin C (askorbinska kiselina); d) adenzin tri fosfat (ATP).

Pitanja za proveru znanja i diskusiju



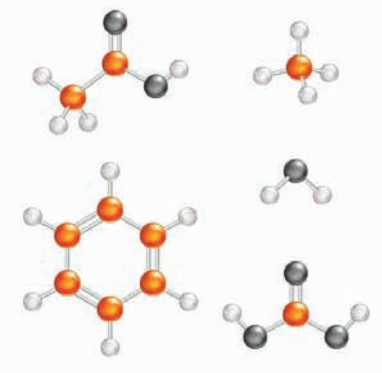
1. Napisati elektronsku konfiguraciju sledećih hemijskih elemenata i odrediti koliko se elektrona nalazi u poslednjem nivou:
 - a) H;
 - b) Na;
 - c) Cl;
 - d) Ar.

2. Odrediti atomu kog hemijskog elementa odgovaraju elektronske konfiguracije:
 - a) $1s^2 2s^2 2p^2$;
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6$;
 - c) $1s^2 s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
 - d) $1s^2 s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

3. Napisati empirijske formule sledećih jedinjenja:
 - a) $Al_2 Br_6$;
 - b) $C_8 H_{10}$;
 - c) $C_4 H_8 O_2$;
 - d) $P_4 O_{10}$;
 - e) $C_6 H_4 Cl_2$;
 - f) $B_3 N_3 H_6$.

4. Kako nazivamo jedinjenja koja imaju identičnu molekulsku, a različitu strukturnu formulu?

5. Napisati molekulske i strukture formule sledećih jedinjenja koja su prikazana molekulskim modelima (narandžasta loptica-ugljenik; crna loptica-kiseonik; bela loptica-vodonik):



6. Dati imena jonskim jedinjenjima:

- CaO;
- Na_2SO_4 ;
- KClO_4 ;
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$;
- $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

7. Popuniti praznine u tabeli:

| Katjon | Anjon | Formula | Naziv |
|------------------|---------------|------------------|-------------------|
| | | | Litijum-oksid |
| Fe^{3+} | OH^- | | |
| | | CaSO_4 | |
| | | | Aluminijum-sulfat |
| | | MnClO_2 | |

8. Izračunati relativne molekulske mase:

- saharoze, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$;
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
- $\text{Al}(\text{OH})_3$;
- metanola, CH_3OH .

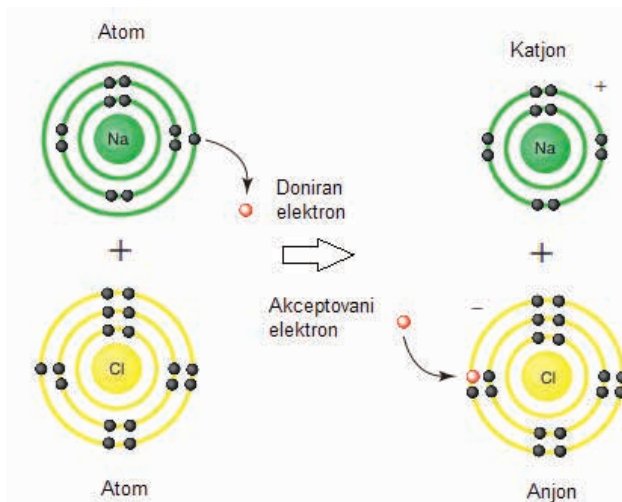
HEMIJSKE VEZE

Atom koji ima stabilan elektronski omotač, tj koji ima sve elektronske nivoe popunjene maksimalno dozvoljenim brojem elektrona neće formirati hemijsku vezu sa drugim atomom. Primer za ovo su plemeniti gasovi, koji se zbog ove svoje karakteristike nazivaju i **inertni gasovi**: helijum (He), argon (Ar), neon (Ne), kripton (Kr) i ksenon (Xe). Svi hemijski elementi osim vodonika teže da postignu stabilni oktet dok vodonik jedini kao helijum teži da postigne stabilan dublet.

Atomi se udružuju i formiraju molekule ili jedinjenja kroz proces **hemijskog vezivanja**. Da li se elektroni dele, daju ili stiču definiše vrstu hemijske veze koja nastaje. U procesu formiranja hemijskih veza učestvuju valentni elektroni, odnosno elektroni koji se nalaze u poslednjem elektronskom nivou i određuju osobine elementa, odnosno koju vezu će on graditi. **Hemijski elementi koji se nalaze u istoj grupi imaju identičan broj valentnih elektrona.** Tako na primer azot i fosfor imaju 5, a kiseonik i sumpor imaju 6 valantnih elektrona.

Jonska veza

Jonska (elektrovalnetna) veza je tip hemijske veze koji se uobičajeno uspostavlja između elemenata sa leve i desne strane periodnog sistema elemenata, odnosno metala (alkalnih i zemnoalkalni) i nemetala (halogeni i halkogeni). Da bi se uspostavila jonska veza potrebno je da jedan atom otpusti, a drugi veže elektron.



Slika 1.18. Formiranje jonske veze na primeru NaCl.

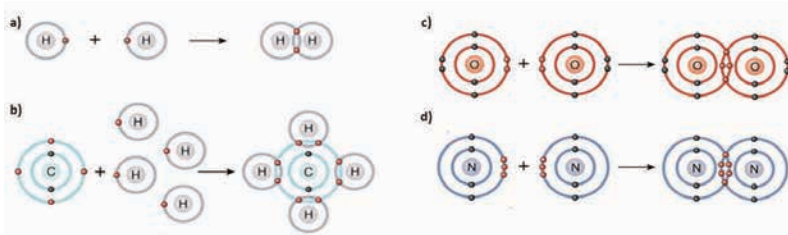
Nastanak jonske veze najčešće se objašnjava na primeru natrijum hlorida NaCl (kuhinjske soli). Atomi Na imaju nisku energiju jonizacije i lako otpuštaju valentni elektron ($3s^1$) i na taj način postaju pozitivno naelektrisani joni Na^+ . Atomi Cl lako primaju jedan elektron u svoje valentne orbitale i postaju negativno naelektrisani joni Cl^- (Slika 1.18).

Jednom pozitivno naelektrisani jon Na^+ postiže stabilni oktet, elektronsku konfiguraciju plemenitog gasa Ne ($1s^22s^22p^6$). Sa druge strane hlor, koji u poslednjem nivou ima 7 elektrona ($3s^23p^5$) sticanjem jednog elektrona postiže stabilan oktet, elektronsku konfiguraciju plemenitog gasa Ar ($1s^22s^22p^63s^23p^6$). Suprotno naelektrisani joni Na^+ i Cl^- se međusobno privlače i za njih važi **Coulomb-ov zakon** (Charles-Augustin de Coulomb).

Jonska jedinjenja su obično u čvrstom agregatnom stanju. U rastvorima **disosuju** (razlažu se) na pozitivne i negativne jone. U ljudskom organizmu ulaze u sastav koštanog tkiva, a takođe su esencijalni činioci intra- i ekstracelularnih tečnosti, kada su uključeni u različite biohemijske procese. Sa druge strane jonska jedinjenja su zastupljena i zemljištu i vodama, i važni su kao nutrijenti za biljni i životinjski svet. Takođe, mnoga jonska jedinjenja se u hemiji životne sredine proučavaju u kontekstu očuvanja balansa (na primer niz - sastav zemljišta i rast i razvoj biljaka, nutritivni sastav poljoprivrednih kultura, pravilna ishrana ljudi ili životinja), a neka i u kontekstu potencijalnog zagađenja ekosistema (na primer izmene teških metala u solima koji na taj način mogu biti izlučeni u podzemne vode ili uneti putem ishrane u organizam čoveka).

Kovalentna veza

Kovalentna veza (kovalenca) se zasniva na deljenju elektrona, odnosno elektronskih parova. Atomi koji formiraju kovalentnu vezu dele jedan, dva ili tri elektronska para i na taj način nastaju **jednostruka, dvostruka** ili **trostruka hemijska veza**, respektivno **što je veći broj elektronskih parova to je veza jača** (Slika 1.19.).



Slika 1.19. Primeri kovalentne veze: a) Jednostruka molekul vodonika, b) Jednostruka metan, c) Dvostruka molekul kiseonika i d) Trostruke molekul azota.

Ukoliko se elektronski par nalazi podjednako udaljen od oba atoma koji formiraju kovalentnu vezu radi se o nepolarnoj kovalantnoj vezi. Kada dva ili više atoma istog elementa formiraju kovalentnu vezu ona je uvek nepolarna (na primer molekul vodonik, kiseonika, azota), (Slika 1.19.a,c,d).

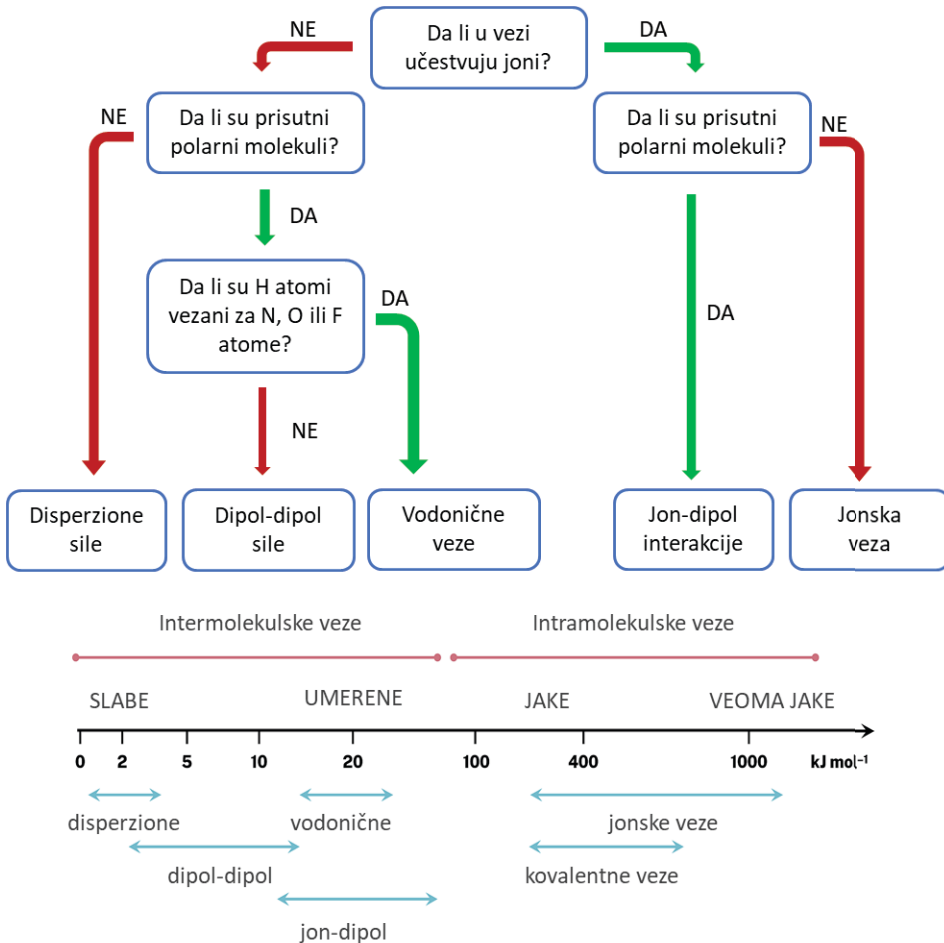
Polarna kovalentna veza nastaje kada jedan od atoma koji grade kovalentnu vezu jače privlači elektronski par. Atom koji jače privlači elektronski par ima veću elektronegativnost. Na osnovu ovoga može se pretpostaviti da polarnu kovalentnu vezu grade različiti atomi. Ako pogledamo molekul metana CH_4 , koji grade jedan atom ugljenika i 4 atoma vodonika, na osnovu prethodnog mogli bismo pomisliti da se radi o polarnoj kovalantnoj vezi. Međutim, usled geometrije molekula između vodonika i ugljenika se gradi nepolarna kovalantna veza (Slika 1.19. b). Primeri polarne kovalantne veze bi bili molekul vode i hlorovodonična kiselina. Ako posmatramo molekul vode u okviru njega razlikujemo pozitivnije i negativnije delove molekula, koji nastaju zato što kiseonik jače privlači elektronske parove, odnosno formira se **električni dipol** (odjeljak *Dipol-dipol interakcije*).

Međumolekulske (intramolekulske) veze

Za razliku od intramolekulskih veza, kao što su kovalentne i jonske veze koje drže atome zajedno u molekulima i poliatomskim jonima, intermolekulske sile vezuju uglavnom molekule u tečnosti ili čvrstom stanju. **Intermolekulske veze su generalno mnogo slabije od kovalentnih veza** (Slika 1.20.). Na primer, da bi se savladalo intramolekulsko privlačenje i prekinule obe O–H veze u 1 molu vode potrebno je 927 kJ, samo oko 41 kJ da bi se prevazišle međumolekulske vodonične veze i 1 mol tečne vode pretvorio u vodenu paru na 100°C. Imajući u vidu veliku razliku u jačini inter- i međumolekulskih sila, promene između čvrstog, tečnog i gasovitog stanja molekula gotovo uvek se dešavaju bez raskidanja kovalentnih veza.

Međumolekulske sile su po prirodi elektrostatičke i nastaju interakcijom između pozitivno i negativno naelektrisanih vrsta. Elektrostatičke interakcije brzo opadaju sa povećanjem udaljenosti između molekula, pa **međumolekulske interakcije najvažnije za osobine čvrstih supstanci i tečnosti**, u kojima su molekuli blizu jedan drugom. Međumolekulske sile određuju svojstva zapremine kao što su tačke topljenja čvrstih materija i tačke ključanja tečnosti. Za gasove, ove interakcije postaju značajne samo pri veoma visokim pritiscima, gde utiču na odstupanja od zakona idealnog gasnog stanja.

Tri su glavna tipa veza između molekula: **dipol-dipol interakcije**, **Londonove disperzione sile** (nazvane po nemačkom fizičaru *Fritz London-u*) i **vodonične veze koje se nazivaju i van der Waals-ove interakcije**, nazvane po holandskom fizičaru *Johannes Diderik van der Waals-u* (Slika 1.20.). Postoje dva dodatna značajna tipa elektrostatičkih privlačenja: interakcije jon-jon koje su odgovorne za jonsko vezivanje i interakcije jon-dipol.



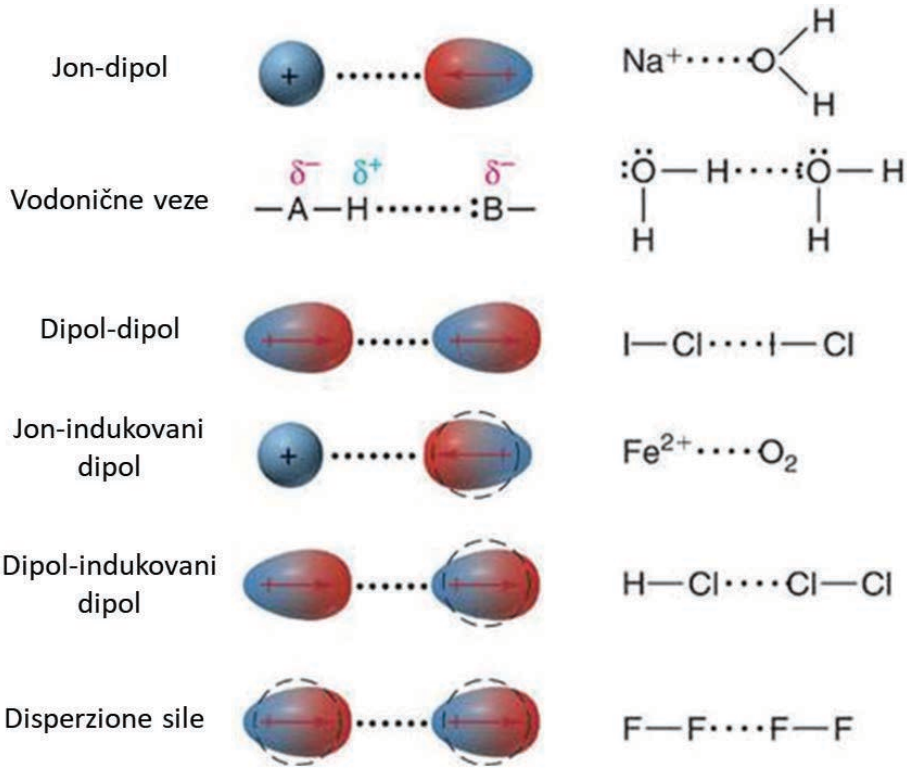
Slika 1.20. Poređenje međumolekulskih interakcija.

Dipol–dipol interakcije

U polarnim kovalentnim vezama, atomi se ponašaju kao da imaju lokalizovana naelektrisanja koja su jednaka, ali suprotna odnosno da dva vezana atoma stvaraju dipol (Slika 1.21.). Ako je struktura molekula takva da pojedinačni dipoli veze ne poništavaju jedan drugog, onda molekul ima neto dipolni moment. *Dipolni momenat (μ) veze se koristi kako bi se izrazio polaritet molekula; predstavlja vektorsku veličinu koja zavisi od električnog naelektrisanja svakog pola i rastojanja između njih.* Jedinica za dipolni momenat je *debij (D, $1D = \text{kulon} \times \text{metar}$).* Da bi molekul bio polaran nije dovoljno da ima polarne veze već mora da ima i asimetričnu geometriju da se postojeći dipolni momenti ne bi međusobno vektorski poništili.

Molekuli sa neto dipolnim momentima teže da se orjentišu tako da je pozitivan kraj jednog dipola blizu negativnog kraja drugog i obrnuto. *Kada je pozitivan kraj jednog dipola blizu negativnog kraja drugog i obrnuto dolazi do privlačnih dipol-dipol interakcija, a kada su pozitivni ili negativni krajevi dipola suprotstavjeni na susednim molekulima nastaju odbojne dipol-dipol interakcije.* Pošto se molekuli u tečnosti kreću slobodno i neprekidno, molekuli uvek istovremeno doživljavaju i privlačne i odbojne dipol-dipol interakcije, ali u proseku, dominiraju privlačne interakcije.

Pošto svaki kraj dipola poseduje samo delić naelektrisanja elektrona, *interakcije dipol-dipola su znatno slabije od interakcija između dva jona*, od kojih svaki ima naelektrisanje od najmanje ± 1 , ili između dipola i jona u kojoj jedna od vrsta ima najmanje puno pozitivno ili negativno naelektrisanje. Pored toga, privlačna interakcija između dipola opada mnogo brže sa povećanjem udaljenosti nego što je to slučaj u jonskim interakcijama. Unutar serije jedinjenja slične molarne mase, jačina međumolekulskih interakcija raste kako se dipolni moment molekula povećava.



Slika 1.21. Ilustrativni prikaz međumolekulskih veza i primeri.

London-ove disperzione sile

Da bi se objasnilo zašto su mnogi nepolarni molekuli, kao što su brom, benzen i heksan, tečnosti na sobnoj temperaturi, a drugi, kao što su jod i naftalen u čvrstom stanju, moraju su razmatrati interakcije drugačije od prethodno opisanih. Čak i plemeniti gasovi mogu biti tečni ili očvrtnuti na niskim temperaturama i visokim pritiscima. Nemački fizičar, *Fritz London* (1900–1954), predložio je da **postojanje privremenih fluktuacija u raspodeli elektrona unutar atoma i nepolarnih molekula može dovesti do polarizabilnosti odnosno da se elektronski oblak molekula ili atoma deformiše. Ovo proizvodi privlačne sile zvane London-ove disperzione sile između inače nepolarnih supstanci (Slika 1.21.).**

Ako uzmemo za primer par susednih atoma He, dva elektrona u svakom atomu He ravnomerno su raspoređena oko jezgra. Međutim, **pošto su elektroni u stalnom kretanju, njihova raspodela u jednom atomu će verovatno biti asimetrična u bilo kom trenutku, što rezultira trenutnim dipolnim momentom.**

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Trenutni dipolni moment na jednom atomu može da interaguje sa elektronima u susednom atomu, povlačeći ih ka pozitivnom kraju trenutnog dipola ili ih odbijajući od negativnog kraja. Neto efekat je da prvi atom izaziva privremeno formiranje dipola, koji se naziva indukovani dipol, u drugom. Interakcije između ovih privremenih dipola uzrokuju da se atomi privlače jedan drugom. Ove privlačne interakcije su slabe i brzo opadaju sa povećanjem udaljenosti.

Trenutne dipol-indukovane dipol interakcije između napolarnih molekula mogu dovesti do međumolekulske privlačnosti kao što su interatomske privlačnosti u monoatomskim supstancama kao što je Xe. Jačina *London-ovih* disperzionih sila povezana je sa lakoćom kojom se raspodela elektrona u datom atomu može poremetiti. Na primer, Xe ključa na $-108,1^{\circ}\text{C}$, dok He ključa na -269°C . U malim atomima kao što je He, dva 1s elektrona se drže blizu jezgra u veoma maloj zapremini, a elektron-elektronska odbijanja su dovoljno jaka da spreče značajnu asimetriju u njihovoj distribuciji. U većim atomima kao što je Xe, međutim, spoljašnji elektroni su mnogo manje privučeni jezgrom zbog popunjenih ljuski. Kao rezultat toga, relativno je lako privremeno deformisati raspodelu elektrona da bi se stvorio trenutni ili indukovani dipol. Za slične supstance, *London-ove* sile disperzije postaju jače sa povećanjem veličine molekula.

Polarizabilnost supstance određuje kako ona reaguje sa jonima i vrstama koje poseduju trajne dipole. *London-ove* disperzione sile utiču porast tačke ključanja sa porastom molekulske mase. Jačina disperzionih sila značajno zavisi od oblika molekula, jer oblik određuje koliko jednog molekula može da stupi u interakciju sa svojim susednim molekulima. u bilo kom trenutku. Na primer, neopentan je skoro sferičan molekul, sa malom površinom za međumolekulske interakcije, dok *n*-pentan ima proširenu konformaciju koja mu omogućava da dođe u bliski kontakt sa drugim molekulima *n*-pentana.

Vodonična veza

Vodonična veza nije klasična veza, ona se posmatra kao elektrostatičko intermolekulske privlačenje između vodonikovog atoma u polarnoj vezi i slobodnog elektronskog para susednog jona ili atoma drugog molekula elementa (najčešće F, O i N), (Slika 1.21.). Ovakva veza se može posmatrati i kao tip dipol-dipol interakcija, jer vodonikov atom ne poseduje unutrašnje elektrone, pa se pozitivno naelektrisanje koncentriše na njegovom jezgrom (pozitivan kraj dipola). **Vodonična veza se obično predstavlja isprekidanom linijom između atoma vodonika vezanog za O, N ili F (donator vodonične veze) i atoma koji ima usamljeni par elektrona (akceptor vodonične veze).** Vodonične veze su slabije od kovalentnih; energija (entalpija) vodoničnih veza iznosi $5 - 25 \text{ kJ mol}^{-1}$, a energija kovalentnih veza $150 - 1100 \text{ kJ mol}^{-1}$. Vodonična veza ima funkciju dodatne stabilizacije molekula.

Velika razlika u elektronegativnosti atoma koji grade vodoničnu vezu rezultira velikim delimičnim pozitivnim naelektrisanjem na vodoniku i negativnim naelektrisanjem na O, N ili F atomu što proizvodi anomalno visoke tačke ključanja, visoke entalpije isparavanja i visoke tačke topljenja. Takođe, kombinacija dipola velikih veza i kratkih dipol-dipol razmaka uzrokuje veoma jake dipol-dipol interakcije kao što su vodonične veze.

Jon-dipol interakcije

Jon-dipol interakcije nastaju u rastvorima u kojima se jonska jedinjenja rastvoraju u polarnim rastvaračima, poput rastvora kuhinjske soli (NaCl) u vodi (Slika 1.21.). Ove interakcije se vezuju za rastvore (a ne čiste supstance), jer uključuju dve različite vrste, jon i polarni molekul. Ove veze su rezultat *Kulon-ovih* elektrostatičkih interakcija između jona i naelektrisanih krajeva dipola. Pozitivan kraj dipola se orijentiše ka negativno naelektrisanim jonima, a negativan kraj dipola ka pozitivno naelektrisanim jonima. Jačina jon-dipol interakcije raste sa porastom naelektrisanja jona i inteziteta dipola. Ove sile su odgovorne za rastvaranje jonskih jedinjenja u vodi.

VODA

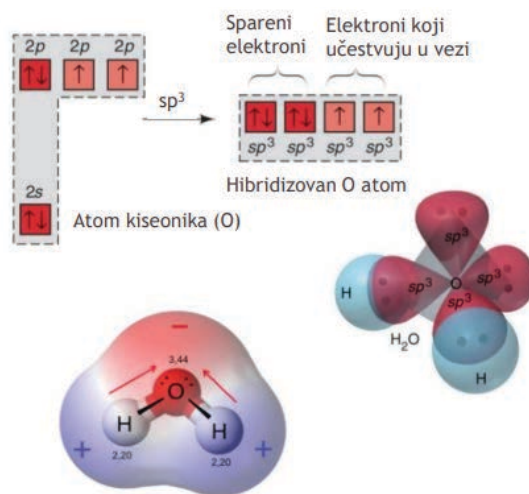
Fizičko-hemijska svojstva vode i anomalije vode

Molekul vode se sastoji od jednog atoma kiseonika i dva atoma vodonika, koji su povezani polarnom kovalentnom veznom. Voda nije linearan molekul, već je savijen, pa se jačina dve jednako polarne veze ne „poništava“, pri čemu kiseonik jače privlači elektrone, pa je negativno „naelektrisan“. U kovalentnoj vezi uvek postoji optimalna udaljenost između jezgara dva atoma. Ako raste preklapanje orbitala, raste i gustina elektrona oko jezgra, pa potencijalna energija smanjuje, a jačina veze je minimalna. Orbitale istog atoma koje su povoljnije orijentisane u prostoru za stupanje u vezu sa drugim atomima mogu da se preklapaju (kombinuju). Ova pojava je poznata kao hibridizacija u kojoj nastaju hibridne orbitale: dve sp , tri sp^2 ili četiri sp^3 . U molekulu vode dolazi preklapanja $2s$ i $2p$ orbitala u molekulu kiseonika, jer je energetski sadržaj $2s$ i $2p$ blizak, pa valentni elektroni imaju i s i p karakter. U ovom sučaju dolazi do nastajanja četiri sp^3 hibridizovane orbitale koje u prostoru zauzimaju geometrijski raspored tetraedra, pri čemu su oko atoma kiseonika orijentisana dva para sparenih elektrona i dva nesparena elektrona koja učestvuju u vezi sa vodonikom (Slika 1.22.). Nespareni elektronski parovi zauzimaju više prostora, a ugao između krajeva tetraedra iznosi $104,5^\circ\text{C}$.

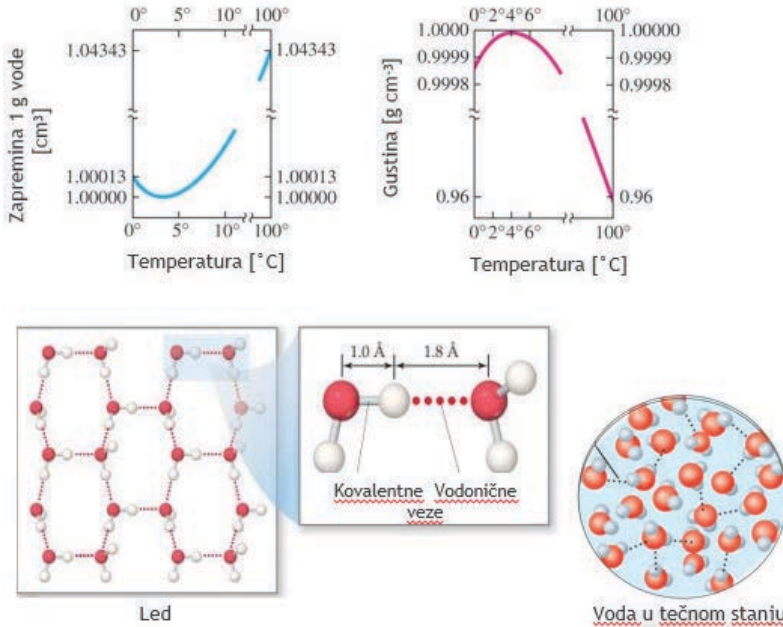
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Molekuli vode grade vodonične intermolekulske (O-H) veze. Vodonične veze su odgovorne za tzv. „anomaliju vode“. Naime, voda je najgušća na temperaturi od 4°C kada je i dalje u tečnom stanju, iako bi bilo očekivano da je najgušća kada prelazi u čvrsto stanje, led, na 0°C. Kada se voda hladi od 100°C do 4°C, dolazi do smanjivanja njene zapremine i voda postaje gušća. U ledu je svaki molekul vode okružen sa 4 druga molekula vode formiranjem vodoničnih veza. Ovakva struktura stvara šupljine koje povećavaju zapreminu leda u odnosu na vodu u tečnom stanju dok vodonične veze u tečnoj vodi, iako više nasumične, drže molekule vode bliže jedne drugima (Slika 1.23.). Usled ovog fenomena, **led pluta na površini vode što u stratifikovanim vodama kao što su jezera ograničava vertikalnu cirkulaciju i rastvaranje kiseonika.** Na primer, u jezerima i rekama, zimi se stvara led koji pluta na površini vode, a na većim dubinama se formiraju gušći topliji slojevi vode. U ovako stratifikovanoj površinskoj vodi rastvorljivost kiseonika opada od površine ka dubini.

Voda je odličan rastvarač i u procesu hidratacije (solvatacija) polarni molekuli vode se grupišu oko pozitivno i negativno naelektrisanih jona i tako neutrališu njihovo naelektrisanje. Hidratirani joni se odvajaju od kristala i prelaze u rastvor. **Jedinjenja koja se dobro rastvaraju u vodi su: baze, kiseline, soli i polarna organska jedinjenja** (alkoholi, aldehidi, ketoni). **Nepolarni molekuli** se ne rastvaraju, jer sa njima molekul vode može da obrazuje samo van der Waals-ove veze, ne i vodonične veze. Rastvorljivost jedinjenja u vodi je značajna za transport nutrijenata i otpadnog materijala, i omogućava biološke procese u vodenoj sredini.



Slika 1.22. Geometrija molekula vode.



Slika 1.23. Orijentacija veza u molekulu vode u tečnom stanju i ledu.

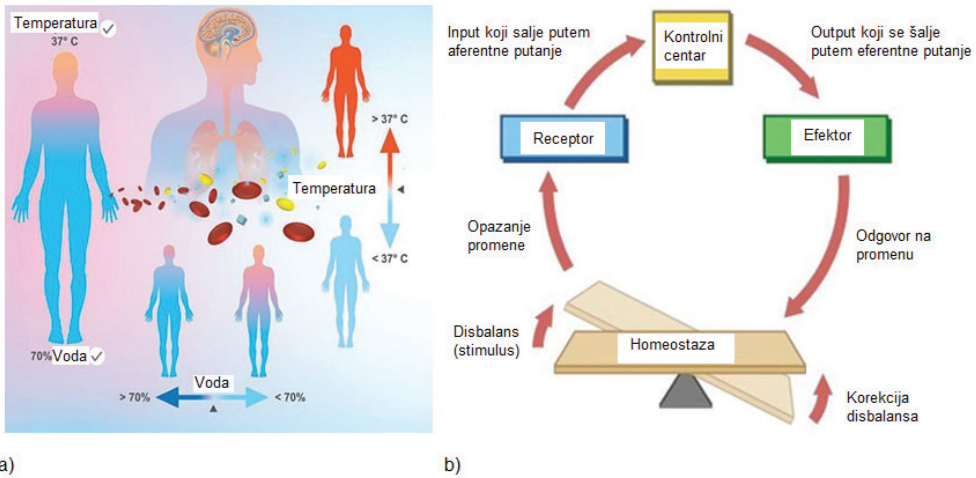
Voda poseduje najveću dielektričnu konstantu u poređenju sa bilo kojom tečnošću što omogućava visoku rastvorljivost jonskih jedinjenja i njihovu jonizaciju. Dodatno, voda pokazuje najveći površinski napon u poređenju sa bilo kojom tečnošću što utiče na procese koji se odvijaju na površini vode i predstavlja regulišući faktor u fiziologiji. Voda je bezbojna i transparentna za vidljivu i deo UV svetlosti, što omogućava da svetlost neophodna za fotosintezu dospe do vodenih organizama. Vodu karakteriše i najveća toplota isparavanja u poređenju sa bilo kojim drugim medijumima što utiče na razmenu toplote između atmosfere i vodenih organizama, kao i visok toplotni kapacitet koji utiče na stabilizaciju temperature organizama (znojenje) i regiona (leti vezuje atmosfersku toplotu, zimi oslobađa).

Značaj vode za žive sisteme i pojam homeostaze

Voda je najvažnije neorgansko jedinjenje za žive sisteme i neophodna je za život. Zastupljenost vode u organizmu možemo da analiziramo na primeru ljudskog organizma. Naime, oko 70% našeg organizma čini voda, pri čemu sadržaj vode u organizmu zavisi od pola i starosti. Dve trećine vode u našem organizmu je obliku intracelularne tečnosti, a ostatak kao ekstracelularna tečnost (najvećim delom kao međutkivna, tj. intersticijalna tečnost). **Sadržaj vode zavisi od karakteristika tkiva, odnosno organa.** Tako na primer, skoro 90% krvi čini voda kao glavna komponenta krvne plazme, 75% mišića, 25% kosti, 5 % masno tkivo. Vodu u organizam unosimo putem pića (oko 80%) i hrane (oko 20%). Potrebe za količinom vode se razlikuju od karakteristika organizma, aktivnosti i faktora životne sredine. Tako na primer, okvirne potrebe za žene su oko 2,2 L, za muškarce oko 2,9 L, a za decu oko 1 L. Kada je organizam izložen faktorima sredine kao što je visoka temperatura potrebe za vodom idu do 4,5 litara, dok su u određenim fiziološkim stanjima (kao što su naprimer trudnoća i laktaciji) potrebne količine su još veće.

Voda je uključena u mehanizme homeostaze. Homeostaza predstavlja sposobnost organizma da održava svoje funkcije stabilnim i relativno konstantnim. Primeri mehanizama homeostaze su zapremina telesnih, sastava i pH telesnih tečnosti, telesna temperatura, energetske rezerve, brzina metabolizma, krvni pritisak itd. (Slika 1.24.a). Funkcionisanje mehanizama homeostaze je prikazano na Slici 1.24.b.

Najvažnije funkcije vode za žive sisteme su: rastvarač, medijum za odigravanje hemijskih reakcija, transportana, zaštitna i regulacija telesne temperature (temperoregulacija). Uloga vode kao rastvarača je logična ako se uzme u obzir da je cistol vodeni rastvor u kome se nalaze nutrijenti (hranljive supstance) koji su neophodni za funkcionisanje ćelije. Takođe, voda je medijum (i reaktant) za odvijanje različitih hemijskih reakcija u organizmu, kao što su na primer hidroliza ATP-a (adenozin tri fosfata) i nastanak ili raskidanje hemijskih veza (glikozidne, peptidne, nukleotidne). Transportna uloga vode se može objasniti na primeru krvnog sistema gde se putem vode (koja čini najveći procenat krvne plazme) transportuju kiseonik i nutrijenti do ćelija, odnosno tkiva i organa, sa druge strane putem krvi se iz ćelija, tkiva i organa uklanjaju štetni metaboliti. Drugi primer transportne uloge vode je urin, kada voda omogućava uklanjanje uree, ketona i soli iz organizma. Primeri zaštitne uloge vode su čišćenje oka putem suza, voda je lubrikant u ustima i zglobovima, takođe voda amortizuje potencijalna oštećenja i šok koji trpe mozak (voda u spinalnoj tečnosti) i oči prilikom udarca.



Slika 1.24. Homeostaza: a) Primeri mehanizama homeostaze – održavanje telesne temperature, održavanje zapremine vode u organizmu, b) Uopšteni prikaz funkcionisanja mehanizma homeostaze – Dejstvom faktora okruženja dolazi do disbalansa ravnoteže u organizmu, organizam opaža promene, koje se putem receptora šalju do kontrolnog centra, koji zatim šalje odgovor na osnovu koga se koriguje nastalo stanje i organizam se vraća u stanje homeostaze.

Parametri kvaliteta voda

Na osnovu pojave u životnoj sredini, vode se dele na: površinske i podzemne.

Površinske vode su: reke, jezera, mora, potoci, bare, okeani i mogu se obnavljati padavinama ili iz izvora podzemnih voda. Sastav ovih voda može značajno varirati u zavisnosti od okruženja. Slane površinske vode sadrže do 3,5% soli, od čega oko 2,8% NaCl. Glavne jonske vrste u ovim vodama su: K^+ , Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , NH_4^+ , HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , NO_3^- . Ove vode su alkalne (pH=8,2-8,4), i u njihovim površinskim slojevima se mogu rastvarati gasovi iz atmosfere. U slatkim površinskim vodama dominantni joni su: Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- . Sastav reka je promenljiv, dok su jezera zatvoreni sistemi - samoprečišćavanje je otežano, a rastvaranje O_2 slabo.

Podzemne vode su izvorišta koja se nalaze ispod površine zemlje i koje se povremeno dopunjavaju atmosferskim padavinama i površinskim vodama koje prodiru u vodonosne slojeve. Ove su vode su najčešće prirodno čiste, i koriste se kao voda za piće.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Osim pomenutih, često se analiziraju i atmosferske vode, pod kojima se podrazumevaju padavine (rosa, sneg, kiša, grad) koje iz atmosfere dospevaju na zemlju. Iako nastaju prirodnom destilacijom, nisu čiste jer se u njima rastvaraju gasovi i sadrže suspendovane čestice, prašinu i čađ. Glavne jonske vrste u atmosferskim vodama su: Na^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ , SO_4^{2-} , Cl^- , NO_3^- . U nastavku su prikazane osnovne komponente prirodnih voda koje su od značaja za hemijsku analizu i određivanje kvaliteta voda.

Analiza voda obuhvata određivanje/merenja više parametara:

Fizički parametri:

- Boja;
- Temperatura;
- Specifična težina;
- Zamućenost;
- Suspendovane čestice;
- Radioaktivnost.

Fizičko-hemijski parametri:

- Provodljivost;
- pH;
- Tvrdoća;
- Rastvoreni kiseonik;
- Biohemijska potrošnja kiseonika (BPK);
- Hemijska potrošnja kiseonika (HPK);
- Hemijske karakteristike:
 - Sadržaj katjona;
 - Sadržaj anjona;
 - Sadržaj nerastvornih supstanci;
 - Sadržaj organskih supstanci;
 - Pesticidi.

Organoleptičke karakteristike:

- Ukus;
- Miris.

Mikrobiološke karakteristike:

- Ukupne koliformne bakterije;
- Koliformne bakterije fekalnog porekla;
- Ukupan broj mezofilnih aerobnih bakterija;
- Streptokoke fekalnog porekla;
- Sulfitoredukujuće klostridije;
- Proteus vrste;
- *Pseudomonas aeruginosa*;
- Enterovirusi;
- Bakteriofagi;
- Crevne protozoe;
- Alge, zooplankton i dr.

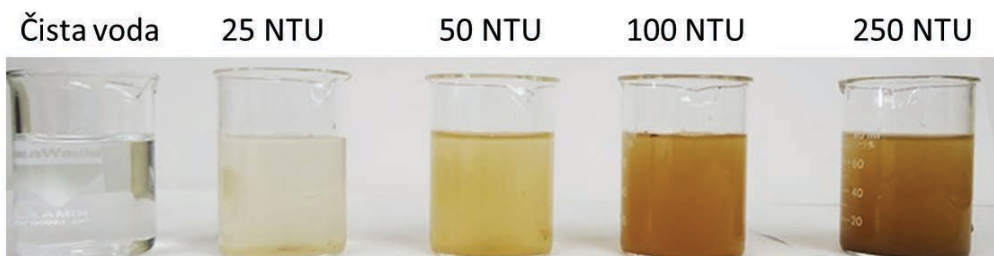
Pri analizi vode nije uvek neophodno da se obrade svi parametri već se biraju oni koji su od značaja (analiza vode za piće, za kupanje, za uzgoj riba, za industrijske potrebe, analiza otpadnih voda i sl.). Na primeru **vode iz vodovoda**, nakon analize određenih parametara vrši se klasifikacija ispitivane vode na osnovu **četiri klase (I–za piće, II–za korišćenje nakon prethodne obrade, III–za navodnjavanje i IV–veoma zagađena voda)**.

Ukus i miris su dva parametra koja su često povezana. Voda dobija miris i ukus kao posledicu raspadanja organskih materija (proces prirodne ili ubrzane eutrofikacije), dolaska u kontakt sa industrijskim otpadnim materijama (fenoli, naftni proizvodi), usled rastvaranja gasova (H_2S), soli (hloridi, sulfati) i sl. Voda sa mirisom i ukusom nije pogodna za piće. Ovi parametri se određuje osećajem za miris i ukus analitičara. Ukus vode zavisi od vrste i koncentracije rastvorenih soli:

- $NaCl$ 500 mg dm^{-3} – slan ukus;
- $MgCl_2$ 400 mg dm^{-3} – gorak ukus;
- KCl 700 mg dm^{-3} – gorak ukus;
- $FeSO_4$ 5 mg dm^{-3} – gvožđevit ukus;
- $MnCl_2$ 4 mg dm^{-3} – ukus na blato.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Mutnoća vode nastaje od rastvorenih materija, kao što su koloidi, mikroorganizmi, mehurići gasova. Utiče na dubinu prodiranja svetlosti (eutrofički sloj), i jedan je od kriterijuma za određivanje podobnosti vode za piće, kupanje i rekreaciju. Meri se turbidimetrima na osnovu količine propuštene svetlosti kroz uzorak vode i izražava se u nefelometrijskim jedinicama mutnoće (nephelometric turbidity units, NTU). Reke, u periodu niskog vodostaja, često imaju zelenkastu, prozirnu boju (mutnoća < 10 NTU), a u kišnom period voda postaje blatnjava, mutna i obojena, usled spiranja čestica sa obale i iz atmosfere, kao i rastvaranja nekih jedinjenja (Slika 1.25.).



Slika 1.25. Primeri zamućenih uzoraka vode.

Boja vode može biti prava ili prividna. Prava boja je od rastvorenih materija, a prividna od suspendovanih. Najčešći izvor boje vode su raspadnute organske materije, gvožđe, mangan, industrijske boje (tekstila, papira, hemijskih proizvoda). Obojene vode nisu pogodne za vodosnabdevanje, ni za neke industrijske potrebe. Boja vode se određuje nakon filtriranja uzorka, promenom kolorimetra ili spektrofotometra, i poređenjem sa bojom standardnih rastvora, najčešće platina-kobalt.

Temperatura vode zavisi od okolnih uslova. Sa temperaturom se menja gustina vode, a ona utiče na dinamiku hemijskih i bioloških procesa. Temperatura se meri termometrima (jedinica je 1°C(K)).

Vrednost pH okazuje kiselost/baznost voda. Prirodne vode imaju pH vrednost od 5,5 do 8,6. U prirodnim nezagađenim vodama pH vrednost zavisi od slobodnog CO_2 , karbonata (CO_3^{2-}) i bikarbonata (HCO_3^{-}). Industrijske otpadne vode mogu imati i niske i visoke pH vrednosti. Kiselost/baznost voda meri se pH-metrima, elektrometrijskom metodom ili lakmus trakama.

Suspendovane materije u vodi su organskog ili neorganskog porekla, a zagađuju vodu estetski, ekološki i zdravstveno. Talože se u mirnim vodama, smanjuju prozornost vode, i ugrožavaju živi svet na dnu voda. Na suspendovane materije se adsorbuju joni i molekuli drugih materija.

Tvrdoća vode nastaje prisustvom rastvorenih soli Ca i Mg. Takođe mogu biti prisutni i gvožđe, mangan i aluminijum, ali u znatno manjoj meri. Prolaznu karbonatnu tvrdoću čine $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ i $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, i stalni CaCO_3 i MgCO_3 . Stalnu (nekarbonatnu) čine: CaSO_4 , CaCl_2 , MgSO_4 , MgCl_2 , itd. Pri dužem zagrevanju vode, karbonatna tvrdoća vode se uklanja i dolazi do izdvajanja teško rastvornih karbonata Ca i Mg:

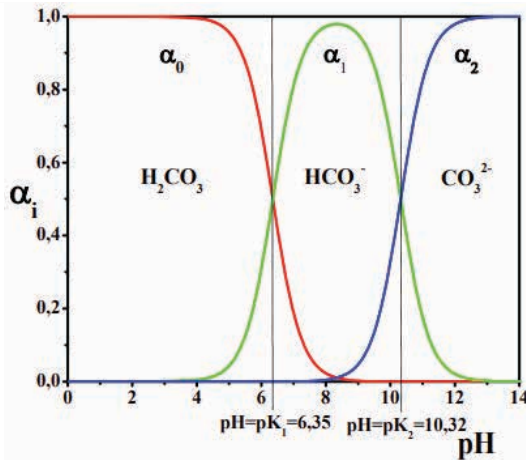


Stepen tvrdoće vode zavisi od okruženja, topografije i sl. U našoj zemlji tvrdoća se izražava u **nemačkim stepenima**. Prema tvrdoći, vode mogu da se klasifikuju u sledeće klase:

- veoma meke sa tvrdoćom od 0-70 mg CaCO_3 L⁻¹;
- meke od 70-140 mg CaCO_3 L⁻¹;
- srednje meke od 140-210 mg CaCO_3 L⁻¹;
- srednje tvrde od 210-320 mg CaCO_3 L⁻¹;
- tvrde od 320-540 mg CaCO_3 L⁻¹; i
- veoma tvrde sa tvrdoćom preko 540 mg CaCO_3 L⁻¹.

Alkalitet vode potiče od prisutnih hidroksida (OH⁻), karbonata (CO₃²⁻) i bikarbonata (HCO₃⁻) alkalnih i zemno-alkalnih metala (Na⁺, K⁺, Ca²⁺, Mg²⁺). Alkalitet određuje količina jona koja neutralizuje vodonikove jone. Ukupan alkalitet čine alkalitet koji se određuje titracijom sa fenolftaleinom kao indikatorom (p-alkalitet) i alkalitet koji se određuje titracijom sa metil-oranžom kao indikatorom (m-alkalitet). P-alkalitet potiče od prisustva pojedinačnih jona hidroksida ili karbonata, ili njihove smeše dok m-alkalitet čini prisustvo karbonata ili bikarbonata pojedinačno ili njihove smeše. Prisustvo bikarbonata i hidroksida u vodi nije moguće jer oni međusobno reaguju dajući karbonatne jone i vode. Alkalitet se izražava se u mg CaCO_3 dm⁻³.

Aciditet (kiselost) prirodnih i otpadnih voda potiče od ugljene, hlorovodonične i azotne kiseline, a ponekad i od huminskih kiselina ili hidrolizovanih soli. Ako je pH vode iznad 4,5 kiselost se pripisuje ugljenoj kiselini, huminskim i fulvo kiselinama, solima gvožđa i aluminijuma. Ako je pH ispod 4,5 znači da su prisutne jake mineralne kiseline. U vodi su prisutne različite forme ugljene kiseline u zavisnosti od pH vrednosti (Slika 1.26.). Aciditet se izražava se u mg CaCO_3 dm⁻³.



Slika 1.26. Oblici ugljene kiseline u vodi u zavisnosti od pH vrednosti i stepena disocijacije.

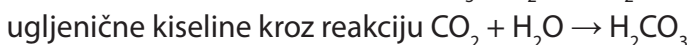
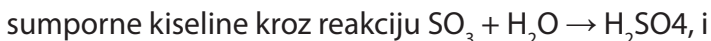
Ukupne rastvorene materije su materije iz filtrata (proceđen uzorak), a određuju se isušivanjem na temperaturi od 105°C. Izražavaju se u mg dm⁻³ suve materije. Zagrevanjem na 600°C sagoreće organske materije, a ostaće fiksni, neorganski ostatak. Rastvorene materije posledica su rastvaranja padavina kroz atmosferu, oticanjem po površinskom ili podzemnom sloju zemlje. Takođe su deo otpadnih voda domaćinstava i industrija. To su soli kao što su: NaCl, karbonati i bikarbonati.

Od rastvorenih gasova u vodi se uglavnom ispituju O₂, CO₂, H₂S i drugi prema potrebi.

OKSIDI, KISELINE, BAZE I SOLI

Oksidi su hemijska jedinjenja koja sadrže jedan ili više atoma kiseonika koji se vezuje sa drugim elementima iz periodnog sistema, a na osnovu kiselinsko-baznih karakteristika se mogu klasifikovati kao: **kiseli, bazni, amfoterni i neutralni**.

Kiseli oksidi u reakciji sa vodom daju kiseline. Oni su jedinjenja nemetala (14. do 17. grupa periodnog sistema) i kiseonika. Primeri ovih jedinjenja su: ugljen-dioksid tj. ugljenik(IV)-oksid (CO₂), azot(III)-oksid (N₂O₃), azot(V)-oksid (N₂O₅), sumpor-dioksid tj. sumpor(IV)-oksid (SO₂), sumpor-trioksid tj. sumpor(V)-oksid (SO₃) itd. Primeri reakcija ovih oksida sa vodom su nastajanje:



Bazni (alkalni) oksidi u reakciji sa vodom daju baze. Uglavnom ih grade metali 1. i 2. grupe periodnog sistema: natrijum-oksidi (Na_2O), kalijum oksid (K_2O), magnezijum-oksidi (MgO), kalcijum-oksidi (CaO). Primeri reakcija ovih oksida sa vodom su nastajanje:

kalijum-hidroksida kroz reakciju $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$ i

kalcijum-hidroksida kroz reakciju $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

Amfoterni oksidi u reakciji sa vodom daju amfoterne hidrokside koji se ponašaju kao kiseline i kao baze. Kada reaguju sa kiselinama ispoljavaju osobine baza, pri čemu nastaju so i voda, a u reakciji sa alkalijama pokazuju kisele karakteristike i takođe, daju so i vodu:

$\text{ZnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (cink-oksidi pokazuje bazna svojstva)

$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (cink-oksidi pokazuje kiselina svojstva)

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (aluminijum-oksidi pokazuje bazna svojstva)

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (aluminijum-oksidi pokazuje kiselina svojstva)

Neutralni oksidi ne ispoljavaju ni kisele ni bazne karakteristike u reakciji sa vodom i ne grade soli u reakciji sa kiselinama ili bazama. Primeri su: ugljenmonoksidi tj. ugljenik(II)-oksidi (CO), azot(I)-oksidi (N_2O), azot(II)-oksidi (NO), itd.

U svim primerima navedenim iznad, oksidacioni broj kisonika je -2. Jedinjenja u kojima je oksidacioni broj kisonika -1 se nazivaju **peroksidi** (vodonik-peroksidi H_2O_2), a jedinjenja koja gradi sa oksidacionim brojem -1/2 se nazivaju **superoksidi** (cezijum-superoksidi CsO_2).

Kiseline su jedinjenja veoma često zastupljena u hrani koju konzumiramo. Citrusi kao što su pomorandža i limun sadrže organske kiseline, askorbinsku (vitamin C) i limunsku; sirće sadrži sirćetnu kiselinu. U sastav gaziranih pića ulazi neorganska fosforna kiselina (H_3PO_4). Tokom varenja hrane, želudac koristi hlorovodoničku kiselinu (HCl). Vodeni rastvori kiselina pokazuju sledeće specifičnosti:

- ponašaju se kao elektroliti tj. provide električnu struju, a zavisnosti od stepena jonizacije, neke kiseline su slabiji, a neke jači elektroliti (videte kasnije elektrolitičku disocijaciju);
- boje lakmus papir u crveno;
- reaguju sa nekim metalima uz izdvajanje vodonika (videti kasnije naponski niz metala);
- reaguju sa bazama dajući soli i vodu, a neke kiseline se neutrališu bazama.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Za sve kiseline je karakteristično prisustvo atoma vodonika koje otpuštaju u vodenim rastvorima kao vodonični jon (H^+). Kiseline se mogu podeliti na:

- jednobazne ili monoprotanske (1H): HCl, nitritna (HNO_2) i nitratna (HNO_3) kiselina;
- dvobazne ili diprotanske (2H): ugljenična (H_2CO_3), sumporna (H_2SO_4) i sumporasta (H_2SO_3) kiselina; i
- trobazne ili triprotanske (3H): H_3PO_4 .

Baze nastaju u reakciji baznih oksida i vode, i sadrže hidroksidni jon (OH). Za njih je karakteristično da:

- vodeni rastvori baza su elektroliti. Kao i kiseline, mogu biti jaki i slabi elektroliti;
- uglavnom daju gorak ukus hrani, a mnoge baze su klizave na dodir (sapun);
- boje lakmus hartiju u plavo;
- ne reaguju sa metalima kao i kiseline;
- reaguju sa kiselinama dajući so i vodu.

Baze se mogu podeliti na:

- jednokisele (1 OH): NaOH, KOH, litijum-hidroksid (LiOH), amonijak (NH_4OH);
- dvokisele (2 OH): $Ca(OH)_2$, magnezijum-hidroksid ($Mg(OH)_2$), itd.;
- trokisele (3 OH): $Al(OH)_3$.

U odeljcima koji slede, opisane su različite teorije kiselina i baza.

Soli su jonska jedinjenja nastala u reakciji neutralizacije između kiseline i baze. Anjon soli potiče od kiseline, a katjon od baze. Soli mogu biti:

- neutralne – nastaju potpunom neutralizacijom kiseline bazom: NaCl, Na_2SO_4 , $CaCO_3$;
- kisele – nastaju ako neka višebazna kiselina nije potpuno neutralisana bazom: $NaHCO_3$, $KHSO_4$, NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 ;
- bazne – nastaju ako neka višekisela baza nije potpuno neutralisana kiselinom: $Ca(OH)Cl$, $(BaOH)_2SO_4$.

Bazne i kisele soli ne moraju u vodenim rastvorima da daju baznu ili kiselu reakciju. Ako je kiselina jaka (HCl), njena konjugovana baza će biti slaba (Cl⁻). Ako je kiselina slaba (CH₃COOH), njena konjugovana baza će biti jaka (CH₃COO⁻). Ako je baza jaka (NaOH), njena konjugovana kiselina će biti slaba (Na⁺), a ako je baza slaba (NH₃), njena konjugovana kiselina će biti jaka (NH₄⁺).

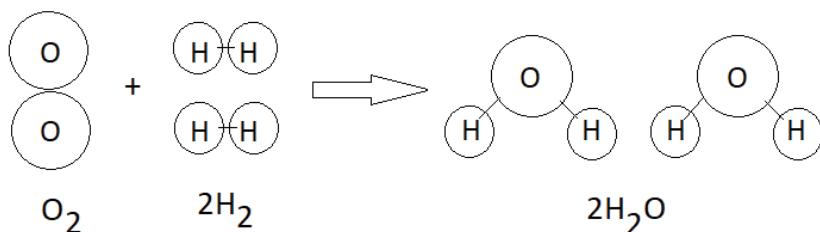
HEMIJSKE REAKCIJE

Hemijska reakcija je proces u kome dolazi do transformacije jedinjenja koja ulaze u reakciju i na taj način nastaju nova jedinjenja. Može se reći da tokom hemijske reakcije dolazi do pregrupacije atoma molekula koji reaguju i stvaraju se novi molekuli. Ovakvo pregrupisavanje atoma omogućeno je raspoređivanjem elektrona u atomu. Dakle, svaka hemijska reakcija je vezana za promenu elektronske konfiguracije atoma. Bitno je napomenuti da u ovom jezgro atoma ne učestvuje, te ne dolazi do nastajanja novih hemijskih elemenata.

Hemijske reakcije čine suštinu (**bio**)**hemijskih procesa** i stoga je njihovo razumevanje put do razumevanja mehanizama procesa, interakcija i ishoda različitih procesa u životnoj sredini kao i u živim sistemima. Važno je zapamiti da se svi procesi dešavaju na **molekulskom nivou**.

Hemijske reakcije se skraćeno prikazuju **hemijskim jednačinama**. Hemijska jednačina prikazuje stehiometrijske odnose hemijskih elemenata ili jedinjenja u reakciji, odnosno sam hemijski proces. Stehiometrija predstavlja proučavanje kvantitativnih odnosa između dve ili više supstanci koje učestvuju u hemijskoj reakciji. Na levoj strani hemijske jednačine nalaze se reaktanti, odnosno hemijski elementi ili jedinjenja koja stupaju u reakciju, a na desnoj se nalaze reaktanti (proizvodi) koji predstavljaju jedinjenja koja nastaju reakcijom. Za hemijske reakcije važi zakon o održanju mase koji je definisao *Antoine Lavoisier* davne 1774. godine. **Zakon o održanju mase** kaže da je „Ukupna masa reaktanata jednaka masi reakcionog proizvoda, odnosno ukupan broj atoma nekog elementa koji ulazi u reakciju i izlazi iz reakcije je identičan“, (Slika 1.27.). Stehiometrija se, takođe, temelji na **Zakonu o održanju mase**.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE



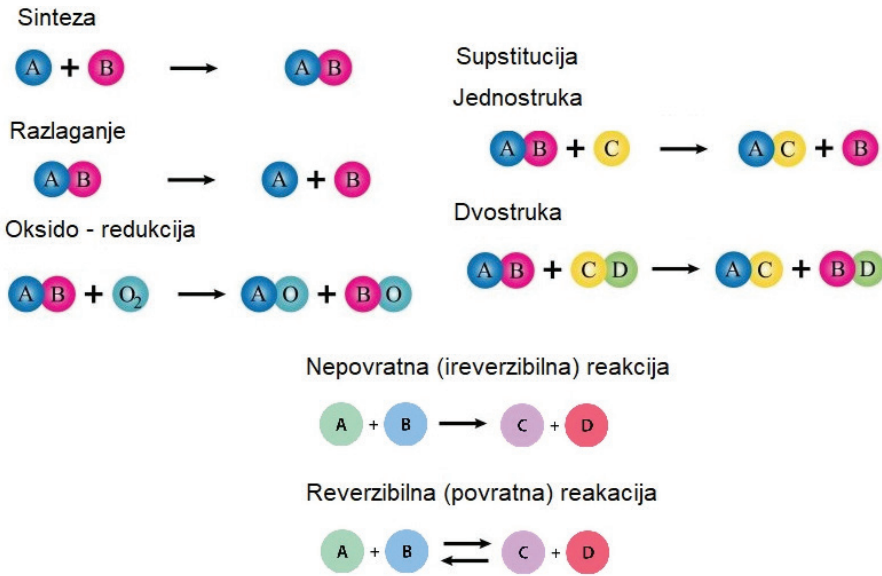
Slika 1.27. Ilustracija *Zakona o održanju mase* – ukupan broj atoma jednog elementa koji ulazi u hemijsku reakciju mora biti jednak broju atoma tog elementa koji izlazi iz reakcije.

Svaka hemijska jednačina mora da bude izjednačena, odnosno broj atoma svakog hemijskog elementa mora da bude isti sa leve i desne strane jednačine. Izjednačavanje se vrši tako što se pišu koeficijenti. Jednačina hemijske reakcije prikazuje najmanji mogući broj atoma, molekula ili jona reaktanata koji međusobno reaguju i produkata koji nastaju. To znači da se pri hemijskoj reakciji vrsta i broj čestica ne menjaju, već samo dolazi do njihovog pregrupisanja kojim nastaju nove supstance, odnosno formira se nova hemijska veza.

Svaku hemijsku reakciju prati promena energije, koja se u obliku potencijalne energije nalazi u vezama molekula, odnosno jedinjenja. Za hemijske procese, odnosno reakcije, važi **Prvi zakon termodinamike o održanju energije - Energija ne može biti stvorena ili uništena ona može samo preći iz jednog oblika u drugi**. Odigravanje hemijske reakcije uvek je praćeno **energetskom promenom** do koje dolazi usled promene energije reakcionog sistema, a ispoljava se kao toplotni efekat. Energija sistema potiče od energije kretanja molekula, međudejstva jezgra i elektrona u atomima, unutrašnje energije jezgra i slično. Hemijske reakcije u kojima dolazi do kidanja hemijskih veza praćene su oslobađanjem energije, pa će tako u slučaju kovalentne veze najveća energija biti oslobođena upravo iz trostruke kovalentne veze. Reakcije u kojima se energija oslobađa nazivaju se **egzotermne**, dok su reakcije u kojima se energija apsorbuje **endotermne reakcije**. Primeri egzotermnih procesa su reakcije sagorevanja drveta, korozija, reakcija vode i kiseline, a endotermnih fotosinteza, isparavanje vode, pečenje hleba, itd.

Reakcije se uopšteno prema tipu, odnosno procesu, mogu podeliti na reakcije: sinteze, razlaganja, supstitucije (zamene), adicije (dodavanja), oksido-redukcione (redoks). Prema tome da li reakcija može ići samo u jednom ili oba smera reakcije mogu da se podele na reverzibilne (povratne) i ireverzibilne (nepovratne). (Slika 1. 28) Reakcije adicije predstavljaju dodavanje grupa na dvostruke veze ugljenika, kao što je na primer adicija molekula vode na eten čime nastaje etanol.

Bitno je napomenuti da su u biološkim sistemima povratne reakcije mehanizam za održavanje homeostaze, kao i da su regulisane biološkim katalizatorima (enzimima) o kojima će biti detaljnije reči u delu Osnove biohemije. U nastavku će biti detaljnije opisane redoks reakcije, i kroz hemijsku ravnotežu endotremne i egzotermne reakcije, i povratne reakcije.

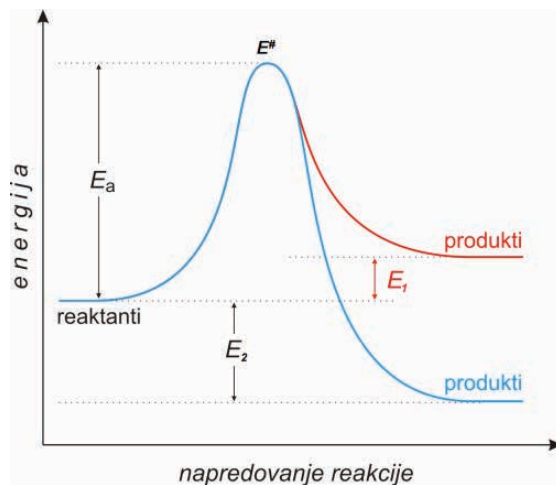


Slika 1.28. Uprošćen prikaz nekih tipova hemijskih reakcija.

Hemijska kinetika

*Kako bi dve ili više supstanci reagovalo neophodno je da se njihove elementarne čestice sudare. Međutim, ne dovodi svaki sudar do hemijske reakcije. Da bi došlo do hemijske reakcije potrebno je da svaka čestica poseduje dovoljnu količinu energije. Najčešće je potrebno česticama dovesti energiju, npr. toplotnu energiju (zagrevanje). Posledica efikasnih sudara dve čestice je njihovo pregrupisanje i nastanak novih čestica. Energija čestica sposobnih za reakciju prelazi određenu vrednost energije i naziva se **energija aktivacije**. **Energija aktivacije je razlika između energije reaktanata i energije prelaznog stanja (E^\ddagger)**. To je minimalna energija koju čestice moraju da poseduju da bi došlo do hemijske reakcije. Samo one čestice koje poseduju energiju jednaku ili veću od energije aktivacije mogu da reaguju u sudaru. Visoke energije aktivacije znače spore reakcije i obrnuto niske energije aktivacije znače brze reakcije.*

Energija aktivacije nema veze s time je li reakcija endotermna ili egzotermna, već govori o tome koliko će se brzo ili sporo odvijati reakcija. Razlika energija reaktanata i produkata određuje da li je reakcija endotermna ili egzotermna. Ukoliko produkti imaju višu potencijalnu energiju od reaktanata (E_1), reakcija je endotermna, odnosno energija se dovodi sistemu. Kod spontanijih reakcija se, na primer, toplota u sistemu pretvori u potencijalnu energiju, pa se sistem ohladi. Ukoliko produkti imaju nižu potencijalnu energiju od reaktanata (E_2), to znači da se prilikom reakcije ta razlika u energiji oslobađa, odnosno reakcija je egzotermna (Slika 1.29.).



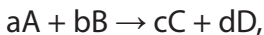
Slika 1.29. Energija aktivacije i energetske promene pri hemijskim reakcijama.

Pored toga, kod komplikovanije građenih molekula na uspešnost sudara utiče i njihova građa, odnosno uspešan sudar se događa samo ukoliko se molekuli sudare svojim reaktivnim delovima.

Brzina hemijske reakcije se koristi za izražavanje količine reaktanta koja se troši u jedinici vremena ili količine produkata koji nastaju u jedinici vremena. Brzina hemijske reakcije zavisi od broja efikasnih sudara čestica reaktanata u jedinici vremena, što znači da zavisi od koncentracije reaktanata, odnosno proporcionalna je koncentraciji reaktanata. Odnos između brzine reakcije i koncentracije reaktanata formulisali su 1867. godine norveški naučnici *Cato Guldberg* i *Peter Waage* kao tzv. **Zakon o delovanju masa**: *Brzina hemijske reakcije proporcionalna je aktivnim masama supstanci koje reaguju, gde se pod aktivnom masom podrazumeva koncentracija onih reaktanata koji određuju brzinu reakcije.* Većina hemijskih reakcija se odvija preko više stupnjeva koji čine **mehanizam hemijske reakcije**. Svaki stupanj ima svoju brzinu koju karakteriše odgovarajuća konstanta brzine. Ukoliko je jedan stupanj sporiji od drugih, brzina reakcije određena je brzinom najsporijeg stupnja.

Pored toga, glavni faktori koji utiču na brzinu reakcije su priroda reaktanata, temperatura, prisustvo katalizatora itd. Na primer, sa porastom temperature brzina hemijske reakcije raste eksponencijalno pošto značajno raste udeo molekula koji imaju energiju koja je veća od energije aktivacije.

Brzinu hemijske reakcije kao promenu koncentracije u jedinici vremena, moguće je prikazati preko brzine utroška reaktanata ili preko brzine formiranja produkata. Ukoliko se iz reaktanata *A* i *B* formiraju produkti *C* i *D*, opšti primer povratne hemijske reakcije dat je jednačinom:

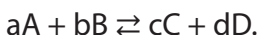


gde su *a*, *b*, *c* i *d* stehiometrijski koeficijenti, odnosno broj molova (količina supstance) odgovarajućih reaktanata i produkata. Brzina hemijske reakcije tada je data izrazom:

$$v_1 = k_1 [A]^a [B]^b,$$

gde je *k* konstanta brzine reakcije.

Kako je većina hemijskih reakcija reverzibilna (povratna), to znači da se u opštem slučaju hemijske reakcije mogu napisati kao:



HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Reakcija u smeru nadesno naziva se **reakcija ka napred**, a u smeru nalevo naziva se **povratna reakcija**. Brzina povratne reakcije data je jednačinom:

$$v_2 = k_2 [C]^c [D]^d$$

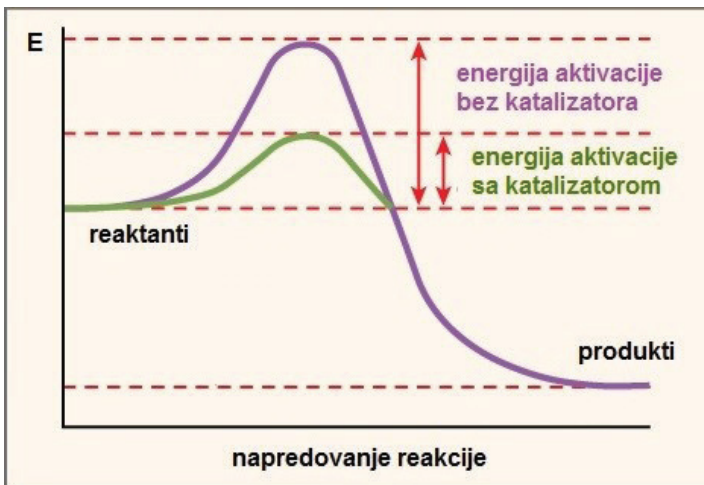
Brzina reverzibilne reakcije predstavlja razliku brzina reakcija u oba smera. Napredovanje ukupne reakcije prestaje kada je brzina reakcije ka napred jednaka brzini povratne reakcije:

$$v_1 = v_2$$

U tom slučaju smatra se da nastupa **hemijska ravnoteža**.

Uticaj katalizatora na brzinu reakcije

Brzina neke hemijske reakcije može da se poveća ako se u reakcioni sistem unese pogodan **katalizator**. Pojava ubrzavanja reakcije naziva se **kataliza**. Katalizatori su supstance koje ubrzavaju reakcije usled izmene mehanizma odigravanja reakcija. Pošto katalizator stupa u međureakciju s reaktantima. U prisustvu katalizatora dati stupanj reakcije ima manju energiju aktivacije od najsporijeg stupnja reakcije koja određuje brzinu reakcije u odsustvu katalizatora. Na taj način se povećava brzina reakcije, pošto veći broj čestica poseduje energiju koja je jednaka ili veća od ove nove niže vrednosti energije aktivacije potrebne za odigravanje reakcije u prisustvu katalizatora (Slika 1.30.).



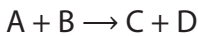
Slika 1.30. Energija aktivacije pri katalizi.

Osnovna osobina katalizatora je da može da ubrza samo one reakcije koje su i inače moguće. Katalizator nakon reakcije ostaje hemijski nepromenjen. Dovoljne su jako male količine katalizatora da bi se reakcija ubrzala. S obzirom na to da katalizator utiče na mehanizam reakcije, ne postoje univerzalni katalizatori, već za svaku hemijsku reakciju ili za tip reakcije, postoji specifičan katalizator. Kada se katalizator nalazi u istoj fazi kao i reaktanti reč je o homogenoj katalizi. Ukoliko je katalizator u čvrstoj, a reaktanti u tečnoj ili gasovitoj fazi, onda je reč o heterogenoj katalizi.

Hemijska ravnoteža

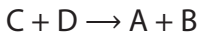
Kao što je objašnjeno u odeljku *Tipovi hemijskih reakcija* reakcije u kojima se pretvaranje reaktanata u proizvode (**reakcija ka napred**) i ponovna konverzija proizvoda u reaktante (**povratna reakcija**) odvijaju istovremeno se naziva **reverzibilna reakcija**.

Reakcija ka napred:



Reaktanti \rightarrow Proizvodi

Povratna reakcija:



Proizvodi \rightarrow Reaktanti

Reverzibilna reakcija:



Ukoliko se posmatra reverzibilna reakcija u kojoj je obezbeđena koncentrovana smeša koja sadrži samo komponente A i B, u početku se reakcija ($A+B \rightarrow C+D$) odvija brzo pošto je koncentracija reaktanata visoka. Međutim, kako reakcija napreduje, koncentracije A i B se smanjuju. Tako se vremenom reakcija ka napred usporava.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

S druge strane, kako reakcija teče, koncentracije C i D rastu, pa iako je u početku spora, brzina povratne reakcije ($C + D \rightarrow A + B$) vremenom raste. Na kraju se postiže tačka u kojoj je brzina reakcije ka napred jednaka brzini povratne reakcije. Kada se to dogodi, kaže se da je sistem u stanju **hemijske ravnoteže**. Hemijska ravnoteža je dinamičko stanje. U ravnoteži se i dalje dešavaju reakcije ka napred i nazad, ali koncentracije komponenti A, B, C i D ostaju konstantne. Dakle, hemijska ravnoteža predstavlja stanje u reakcionom sistemu pri kojem se koncentracije reaktanata i produkata hemijske reakcije ne menjaju tokom vremena. Kod povratnih hemijskih reakcija, do ravnoteže dolazi kada se brzine reakcija u oba smera izjednače.

Konstanta ravnoteže

Opšti primer povratne hemijske reakcije dat je jednačinom:



gde su A i B oznake za reaktante, a C i D oznake produkata, dok su a, b, c i d odgovarajući stehiometrijski koeficijenti reaktanata i produkata.

Na osnovu *Zakona o dejstvu masa* i činjenice da su, po postizanju ravnoteže, brzine reakcije u levo i u desno jednake, može se napisati sledeće:

$$v_1 = v_2$$

odnosno, na osnovu prethodnih jednačina, može se napisati:

$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$$

odakle je:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

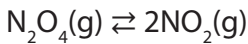
Razlomak dve konstante brzine postaje **nova konstanta K** i naziva se **konstanta hemijske ravnoteže**.

$$\frac{k_1}{k_2} = K$$

odnosno:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Kako se ravnotežno stanje postiže kada je brzina reakcije koja se odvija ka napred jednaka brzini reverzne reakcije, mora postojati veza između sastava sistema u ravnoteži i kinetike reakcije koja se predstavlja preko konstanti brzine pri određenim uslovima. Na primer, u reakciji razlaganja N_2O_4 do NO_2 :



i povratna reakcija i reakcija ka napred za ovaj sistem se sastoje od jedne elementarne reakcije, tako da su brzine reakcije sledeće:

$$\text{reakcija ka napred: } v_n = k_n [N_2O_4]$$

$$\text{povratna reakcija: } v_p = k_p [NO_2]^2$$

Kada se sistem nalazi u ravnoteži, važi:

$$k_n [N_2O_4] = k_p [NO_2]^2$$

$$\frac{k_n}{k_p} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

Odnos brzina povratne i reakcije ka napred daje konstantu hemijske ravnoteže reakcije razlaganja azot tetraoksida (N_2O_4) do azot dioksida (NO_2):

$$K = \frac{k_n}{k_p}$$

odnosno:

$$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

Norveški hemičari *Cato Guldberg* i *Peter Waage* su 1884. godine izmerili sastav mnogih reakcionih sistema u ravnoteži.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Zakon o dejstvu masa, primenjen na hemijsku ravnotežu, naziva se i **Zakon hemijske ravnoteže** i glasi: "**Odnos proizvoda ravnotežnih koncentracija proizvoda (stepenovan na njihove koeficijente u uravnoteženoj hemijskoj jednačini) i ravnotežnih koncentracija reaktanata (stepenovan na njihove koeficijente u uravnoteženoj hemijskoj jednačini) uvek je konstantan pod datim skupom uslova.**" Konstanta ravnoteže ima konstantnu vrednost pri konstantnoj temperaturi i zavisi samo od temperature. Konstanta ravnoteže izražava položaj ravnoteže u obliku numeričke vrednosti. Ukoliko je $K > 1$, položaj ravnoteže favorizuje nastanak produkata reakcije, odnosno produkti reakcije su u višku. Ukoliko je $K < 1$, položaj ravnoteže favorizuje reaktante, odnosno reaktanti su u višku. Iako ne postoji eksplicitno pravilo, vrednosti konstante ravnoteže u opsegu od otprilike 0,01 do 100 ukazuju na to da će hemijski značajna količina svih komponenti reakcionog sistema biti prisutna u ravnotežnoj smeši i da će reakcija biti nepotpuna ili reverzibilna.

Veličina konstante ravnoteže K označava stepen do kojeg će se reakcija odvijati. Pošto postoji direktna veza između kinetike reakcije i ravnotežnih koncentracija proizvoda i reaktanata, kada je $k_n \gg k_p$, vrednost K će biti veliki broj i preovlađivaće koncentracije proizvoda u ravnoteži. Ovakva reakcija je u stvari nepovratna. Suprotno, kada je $k_p \ll k_n$, vrednost K je veoma mali broj, a u reakciji ne nastaju skoro nikakvi proizvodi. Sistemi u kojima je $k_p \approx k_n$ imaju značajne koncentracije i reaktanata i proizvoda u ravnoteži.

Vrednost K manja od 0,001 (10^{-3}), smatra se malom i u reakciji će uglavnom biti prisutni reaktanti. Vrednost K veće od 1000, smatra se velikom i u reakciji će uglavnom nastajati proizvodi. Ako je vrednost K u intervalu $10^{-3} \leq K \leq 10^3$, što se smatra srednjom vrednosću, u reakciji će biti prisutne značajne količine i reaktanata i proizvoda.

Za reakcije koje uključuju vrste u rastvoru, koncentracije koje se koriste u proračunima ravnoteže obično se izražavaju u molarnim koncentracijama odnosno molovima po litru. Međutim, **u reakcijama u kojima učestvuju gasovi, koncentracije se obično izražavaju u terminima parcijalnih pritisaka, gde je standardno stanje pritisak od 1 atm. U ovim reakcijama, za označavanje konstanti ravnoteže izračunate iz parcijalnih pritisaka koristi se simbol K_p :**

$$K_p = \frac{[P_C]^c [P_D]^d}{[P_A]^a [P_B]^b}$$

Kako se parcijalni pritisci obično izražavaju u atmosferama ili mm Hg, molarna koncentracija gasa i njegov parcijalni pritisak nemaju istu numeričku vrednost. Shodno tome, numeričke vrednosti K i K_p se obično razlikuju, ali su povezani izrazom:

$$K_p = K (RT)^{\Delta n},$$

gde je K konstanta ravnoteže izražena u jedinicama koncentracije, R univerzalna gasna konstanta idealnog gasa, Δn razlika između broja molova gasovitih proizvoda i gasovitih reaktanata, T temperatura koja se izražava kao apsolutna temperatura u Kelvinima.

Le Chatelier-ov princip

Le Chatelier-ov (Henry Louis Le Chatelie) **princip** govori o tome kako promene uslova pod kojima se odvija povratna hemijska reakcija utiču na hemijsku ravnotežu. **Reverzibilna reakcija u ravnoteži može biti poremećena ako se menjaju uslovi pod kojima se reakcija odvija.** Primeri narušavanja ravnoteže („stresa“) uključuju: **povećanje ili smanjenje koncentracija reaktanata ili proizvoda, promene temperature ili pritiska.** Prilikom promene navedenih uslova, sistem se opire promeni i teži da ponovo uspostavi svoju ravnotežu.

U reverzibilnoj reakciji koja je već u ravnoteži: $A+B \rightleftharpoons C+D$, povećanje koncentracije reaktanata A ili B, narušava ravnotežu reakcije. Brzina reakcije ka napred ($A+B \rightarrow C+D$) bi se nakratko povećala kako bi se smanjila količina prisutnog A i izazvala bi neto pomeranje sistema udesno. Na kraju, reakcija ka napred bi se usporila i brzine reakcija ka napred i reverzibilne reakcije postale bi ponovo jednake da bi se sistem vratio u stanje ravnoteže.

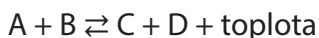
Koristeći sličnu logiku, očekuje se da:

- povećanje koncentracije A ili B izaziva pomeranje udesno;
- povećanje koncentracije C ili D izaziva pomeranje ulevo;
- smanjenje koncentracije A ili B izaziva pomeranje ulevo; i
- smanjenje koncentracije C ili D izaziva pomeranje udesno.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

U reverzibilnim reakcijama, dodatak hemijskih jedinjenja izaziva pomeranja suprotno od dodatog jedinjenja dok uklanjanje hemijskih jedinjenja dovodi do pomeranja ka uklonjenom jedinjenju. Promena temperature će takođe dovesti do promene reverzibilne reakcije u ravnoteži. Pravac pomeranja zavisi od toga da li je reakcija egzotermna ili endotermna. U **egzotermnim reakcijama** oslobađa se toplotna energija, pa se može smatrati proizvodom, a u **endotermnim reakcijama** toplotna energija se apsorbuje i može se smatrati reaktantom.

Egzotermne reakcije:



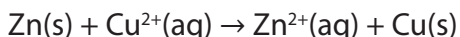
Endotermne reakcije:



Ako se temperatura poveća, u slučaju egzotermne reakcije dolazi do pomeranja u smeru nastajanja A i B. U slučaju endotermne reakcije, pomeranje se dešava u smeru nastajanja C i D. Ako se temperatura smanji, u slučaju egzotermne reakcije dolazi do pomeranja u smeru nastajanja C i D. U slučaju endotermne reakcije, pomeranje se dešava u smeru nastajanja A i B.

Oksido-redukcione reakcije

Oksido-redukcione reakcije se proučavaju u okviru elektrohemije i predstavljaju sve one reakcije u kojima dolazi do promene oksidacionog stanja. U reakcijama oksido-redukcije se istovremeno odigrava primanje elektrona (redukcija) i otpuštanje elektrona (oksidacija). Oksidaciono sredstvo je ona supstanca koja prima elektrone i tokom reakcije oksidaciono sredstvo se redukuje. **Redukciono sredstvo** je ona supstanca koja gubi elektrone i tokom reakcije redukciono sredstvo se oksiduje. Ukupan broj elektrona koje prima oksidaciono sredstvo jednak broju elektrona koje otpušta redukciono sredstvo. Primer oksido-redukcione reakcije je:



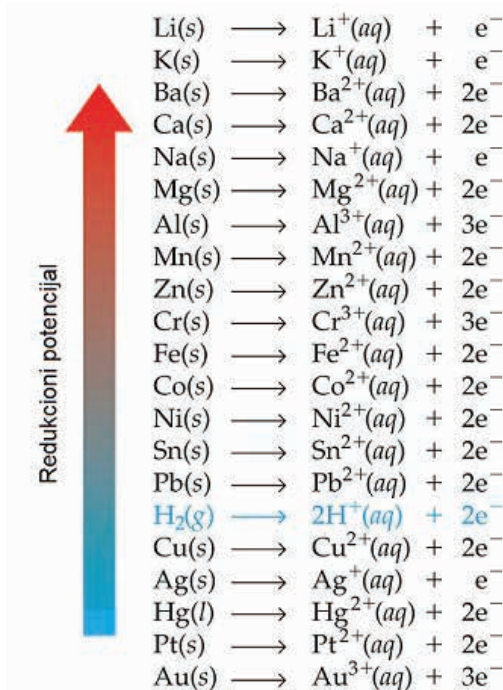
koja se može razložiti na:



U ovoj reakciji Zn otpušta dva elektrona, oksiduje se i predstavlja redukciono sredstvo, a Cu prima dva elektrona, redukuje se i oksidaciono je sredstvo.

Ukoliko je redukovani oblik neke supstance jače redukciono sredstvo, njegov oksidovani oblik je slabije oksidaciono sredstvo i obratno. Sposobnost atoma da se oksiduje ili redukuje u elementarnom stanju zavisi od njegove energije jonizacije i elektronegativnosti. Metali su najčešće redukciona sredstva, jer poseduju male energije jonizacije i elektronegativnosti, a nemetali su u elementarnom stanju oksidaciona sredstva, jer imaju velike energije jonizacije i elektronegativnosti. Usled ovih osobina, alkalni metali su najjača redukciona sredstva, a fluor najjače oksidaciono sredstvo.

Na osnovu vrednosti standardnih veličina kao što su redukcionni potencijali polureakcija oksidacije ili redukcije, mogu se dobiti podaci o lakoći kojom se neka supstanca oksiduje ili redukuje, odnosno kakvo je redukciono ili oksidaciono sredstvo. Prema ovim sposobnostima, metali su svrstani u **elektrohemijski** (naponski) niz (Slika 1.31.). Na vrhu ovog niza nalaze se najjača redukciona sredstva tj. alkalni metali, a na dnu su plemeniti metali koji su najmanje reaktivni odnosno najslabija su redukciona sredstva.



Slika 1.31. Elektrohemijski (naponski) niz metala.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Svaki metal u ovom nizu može da preda svoje elektrone svim metalima koji se nalaze ispod njega u nizu i da ih u reakcijama „*istisne*“ iz rastvora njihovih soli. Svi metali koji se u nizu nalaze iznad vodonika će se rastvarati u kiselinama uz izdvajanje gasovitog vodonika, a metali koji su ispod to ne mogu čak i ako reaguju sa datom kiselinom.

Broj razmenjenih (primljenih i otpuštenih) elektrona u hemijskoj vezi utiče na oksidacioni broj atoma. Oksidacioni broj atoma predstavlja broj elektrona koje je neki atom predao drugom atomu ili primio od drugog atoma prilikom građenja hemijskih jedinjenja. Označava se arapskim brojevima: -1 (atom je primio 1 elektron), +2 (atom je otpustio 2 elektrona) itd. Da li će pri razmeni elektrona doći do primanja, otpuštanja ili samo pomeranja elektrona, zavisi od razlike u elektronegativnosti između atoma/elemenata koji grade hemijsku vezu. Oksidacioni broj se označava rimskim ili arapskim brojem iznad atoma elementa na koji se odnosi. Broju se dodaje predznak plus ako se supstanca oksiduje, a u slučaju redukcije oksidacioni broj ima predznak minus. Za određivanje oksidacionog broja, često se primenjuju opšta pravila uz odgovarajuće izuzetke:

1. Svaki slobodni (nepobuđeni) element u elementarnom stanju tj. bez naelektrisanja ima oksidacioni broj 0. Dvoatomski gasovi kao što su $O_2(g)$ i $H_2(g)$ i elementi u čvrstom stanju kao $Ca(s)$ pripadaju toj kategoriji.
2. Oksidaciona stanja, odnosno brojevi svih atoma koji čine jedinjenje kada se saberu moraju dati 0 tako da sva jedinjenja imaju ukupno naelektrisanje 0.
3. Svaki jon ima oksidacioni broj koji odgovara naelektrisanju tog jona. Poliatomski joni imaju oksidacioni broj koji odgovara celom naelektrisanju tog jona. Na primer: H^+ ima naelektrisanje +1, Cl^- ima -1, a Mg^{2+} ima naelektrisanje +2.
4. Maksimalna vrednost oksidacionog broja elemenata u jedinjenju odgovara broju grupe u kojoj se nalazi element. Tako elementi I, II, i VII grupe periodnog sistema elemenata imaju najčešće jedno oksidaciono stanje.
5. Kiseonik u jedinjenjima ima oksidacioni broj -2, osim u peroksidima, gde je naelektrisanje kiseonika -1.
6. Vodonik u jedinjenjima ima najčešće oksidacioni broj +1, dok u hidridima ima oksidacioni broj -1.
7. Fluor uvek ima oksidacioni broj -1. Svi ostali halogeni elementi su takođe po pravilu imaju oksidacioni broj -1 u binarnim jedinjenjima osim sa kiseonikom ili sa elektronegativnijim halogenim elementom u kojima su pozitivni.
8. Metali vezani za nemetale imaju pozitivne oksidacione brojeve.

Oksido-redukcione reakcije su osnova mnogih hemijskih i biohemijskih procesa. Neki od primera uključuju: procese rastvaranja u vodi (kišnici) i zemljištu (Eh-pH dijagrami), pojava korozije, redukciju ugljen dioksida u procesu fotosinteze, reakcije u respiratornom lancu na mitohondrijama u ljudskom organizmu gde se elektroni predaju molekulskom kiseoniku, nastaje voda, a protoni se koriste za sintezu ATP-a.

U rastvorima i rastopima elektrolita prisutni joni su stabilni tako da procesi u kojima bi oni gubili elektrone (oksidacija), ili primali elektrone (redukcija), nisu spontani. Da bi se ovi procesi oksido-redukcije mogli vršiti, ovim sistemima dovodi se električna energija koja se tada prevodi u hemijsku.

Kada se u rastvor ili rastop elektrolita urone elektrode i provodnikom se povežu sa izvorom struje, pristupni joni će se kretati prema suprotnom naelektrisanim elektrodama. Pozitivno naelektrisana elektroda se zove anoda (+) i na nju prelaze elektroni sa negativno naelektrisanih jona, anjona odnosno odigrava se polureakcija oksidacije. U ovom procesu iz negativno naelektrisanih jona postaju atomi. Negativno naelektrisana elektroda se zove katoda (-). Sa katode elektroni prelaze na pozitivno naelektrisane jone, katjone i odigrava se polureakcija redukcije u kojoj pozitivno naelektrisani joni prelaze u atome. Izvor struje sa kojim su povezane elektrode (električni generator ili baterija) upućuje elektrone sa anode na katodu. Usled usmerenog kretanja jona i elektrona u sistemu se uspostavlja strujno kolo. Provođenje električne struje kroz rastvor se naziva elektroliza, a rezultujuća provodljivost naziva se jonska ili elektrolitička provodljivost. Aparat u kome se vrši elektroliza naziva se ćelija za elektrolizu.

Ćelija ili spreg u kome se prenos elektrona dešava preko spoljašnjeg provodnika, a ne direktnim kontaktom između reaktanata naziva se galvanska ćelija. Primer ovakve ćelije je baterija koju svakodnevno koristimo.

U sud sa rastvorom soli cinka npr. cink-nitrat ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$) uroni se pločica Zn, a u drugi sa rastvorom soli bakra, bakar-nitrat ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) uroni se pločica bakra. Sa površine pločice Zn, čiji atomi imaju izraženu tendenciju da otpuštaju elektrone, odvajaju se joni Zn^{2+} i prelaze u rastvor i uspostavlja se ravnoteža između komponenti redoks para Zn/Zn^{2+} . Rastvor se usled prisustva Zn^{2+} jona naelektriše pozitivno, a pločica Zn usled prisustva elektrona negativno, pa se između uspostavlja potencijalna razlika.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

U drugom sudu pločica bakra naelektriše se pozitivno, jer elektroni sa nje prelaze na Cu^{2+} jone u rastvoru što dovodi do taloženja elementarnog bakra. U ovoj polućeliji formira se redoks par Cu^{2+}/Cu , i ravnoteža se uspostavlja pri manjoj koncentraciji jona nego u slučaju redoks para Zn/Zn^{2+} , jer je Cu manje aktivan metal od Zn. Ukoliko se ove pločice spoje s provodnikom kroz njega će poteći elektroni od Zn ka Cu jer između njih postoji razlika u električnom potencijalu (reakcija na početku ovog poglavlja).

Rastvore polućelija treba povezati sonim mostom (cevčica U oblika u kojoj se nalazi koncentrovan rastvor nekog elektrolita) ili polupropustljivom membranom, jer da bi galvanska ćelija radila rastvori u oba dela ćelije moraju ostati elektro-neutralni. Most je zapušten vatom na oba kraja kako elektrolit ne bi iscureo.

Ukoliko u kolo povežemo i merni instrument-voltmetar (ako se u čašama nalaze rastvori Zn^{2+} i Cu^{2+} jona koncentracije 1 mol dm^{-3}) tada će voltmetar pokazivati da je razlika potencijal (napon) između dve elektrode u ovom sistemu 1,1 V.

Razlika potencijala između dve elektrode galvanske ćelije koja predstavlja pokretačku silu koja „gura“ elektrone kroz provodnik naziva se elektromotorna sila (EMS). EMS ćelije zavisi od reakcija koje se odigravaju na katodi i anodi, od koncentracije reaktanata i proizvoda reakcije kao i od temperature. Kod Danije-love ćelije razlika potencijala između cinkove i bakarne elektrode iznosi 1,10 V. Između negativnog i pozitivnog pola olovnog akumulatora razlika potencijala je 2,0 V, a u litijum-jonskim baterijama čak 3,6 V.

Potencijal ćelije (EMS) dobijen pod standardnim uslovima naziva se standardni potencijal ćelije (E_0). Negativna vrednost standardnog redukcionog potencijala polureakcije znači da će ta elektroda u spregu sa standardnom vodoničnom elektrodom biti anoda tj. da će H^+ jon moći da uzima elektrone od tog redukcionog sredstva. Ako je standardni redukcionni potencijal neke polureakcije veći od nule, na elektrodi se lakše vrši redukcija nego na standardnoj vodoničnoj elektrodi na kojoj se zato odigrava proces oksidacije. Na primer, negativna vrednost za standardni redukcionni potencijal govori da se joni Zn teže redukuju od jona H, odnosno reakcija redukcije jona cinka nije spontana.

Iz standardnih redukcionih potencijala pojedinih polureakcija mogu se dobiti podaci o lakoći kojom neka supstanca podleže procesu oskidacije ili redukcije, odnosno kakvo je redukciono ili oksidaciono sredstvo. Svi metali koji imaju negativan standardni redukcionni potencijal će se rastvarati u kiselinama uz izdvajanje gasovitog vodonika. Oni koji imaju pozitivan standardni redukcionni potencijal se neće rastvarati u kiselinama (plemeniti metali).

Vežu između EMS, i koncentracije nekog redoks para u rastvoru daje Nernstova jednačina:

$$E_{\text{ox/red}} = E^0_{\text{ox/red}} - 0,059/n \log C_{\text{red}}/C_{\text{ox}}$$

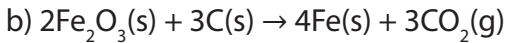
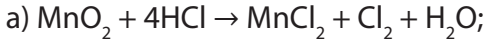
gde je $E^0_{\text{ox/red}}$ – standardni potencijal elektrohemijske reakcije (V); prelaskom sa prirodnog logaritma na dekadni logaritam, konstanta RT/F ($R=8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, $T=298,1 \text{ K}$, $F=9,65 \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1}$) dobija brojnu vrednost 0,059; n – broj elektrona koji učestvuju u reakciji; $C_{\text{red}}; C_{\text{ox}}$ – koncentracije supstanci u redukovanom i oksidovanom obliku.

Pitanja za proveru znanja i diskusiju



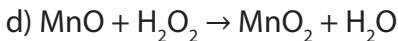
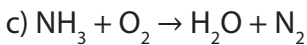
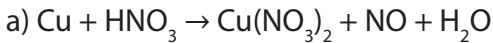
1. Koliko atoma C se nalazi u 0,350 molova $C_6H_{12}O_6$?
2. Koliko atoma kiseonika se nalazi u 6,30 g $KHSO_3$?
3. Izračunati sastav sledećih hemijskih supstanci u masenim procentima:
a) $(NH_4)_2SO_4$; b) K_2CO_3 ; c) $Al_2(SO_4)_3$; d) Sb_2S_3 .
4. Izračunati empirijsku i molekulsku formulu jedinjenja koje sadrži 19,3 mas% Na, 26,9 mas% S i 53,8 mas% O. Molarna masa tog jedinjenja je $238,2 \text{ g mol}^{-1}$.
5. Uzorak kristalnog kadmijum-sulfata ($CdSO_4 \cdot H_2O$) čija masa iznosi 10,0 g zagrevan je dok sva voda nije isparila. Masa anhidrovanog (bezvodnog) $CdSO_4$ iznosi 6,23. Odrediti formulu kristalohidrata.
6. Koliko se grama bakar(II)-fosfata dobija dejstvom fosforne kiseline na 12,00 g bakar(II)-oksida?
7. Ako se pomoću varnice zapali smeša koja sadrži 100,0 g vodonika i 100,0 g kiseonika nastaje voda. Izračunati masu nastale vode.
8. Pri zagrevanju smeše bakra i sumpora stvara se sulfid bakra Cu_2S . Kolika masa ovog sulfida može da se dobije ako se 95,05 g bakra zagreva sa 23,98 g sumpora?
9. Rastvor, koji sadrži 150 g gvožđe(III)-hlorida meša se sa rastvorom koji sadrži 150 g natrijum-hidroksida. Da li će se u reakciji utrošiti celokupne mase jednog i drugog jedinjenja? Ukoliko neće, izračunati koje jedinjenje je uzeto u višku i kolika je masa ostala neproreagovana.

10. Navesti oksidaciono i redukciono sredstvo u sledećim reakcijama:

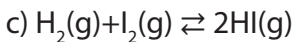
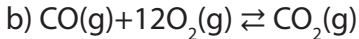
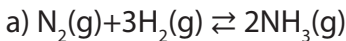


11. Odrediti oksidacione brojeve sumpora, fosfora, mangana i hroma u sledećim jedinjenjima: H_2SO_4 , H_3PO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

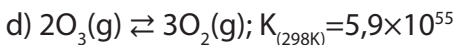
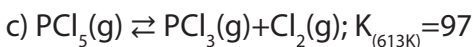
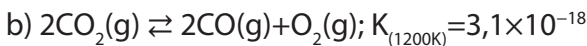
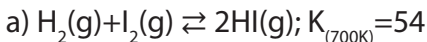
12. Odrediti koeficijente u sledećim jednačinama:



13. Napisati izraz za konstantu ravnoteže sledećih reakcija:



14. Predvideti koji sistem u ravnoteži sadrži samo proizvode, samo reaktante ili značajne količine i proizvoda i reaktanata



15. Na koju stranu će se pomeriti ravnoteža reakcije $6\text{Li}(\text{s}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Li}_3\text{N}(\text{s})$ ako se:

a) količina Li poveća 3 puta;

b) količina $2\text{Li}_3\text{N}$ smanji 2 puta;

c) doda katalizator.

HEMIJSKI ELEMENTI U PRIRODI I HEMIJSKE REAKCIJE U ŽIVOTNOJ SREDINI

Zemljine sfere – hemijske karakteristike

Vasiona je nastala inicijalnom eksplozijom (teorija **Velikog praska - Big Bang**) koja je omogućila njeno širenje iz tačke beskonačne gustine. Širenjem se vasiona hladila, a u njenoj najranijoj fazi nastali su najlakši hemijski elementi.

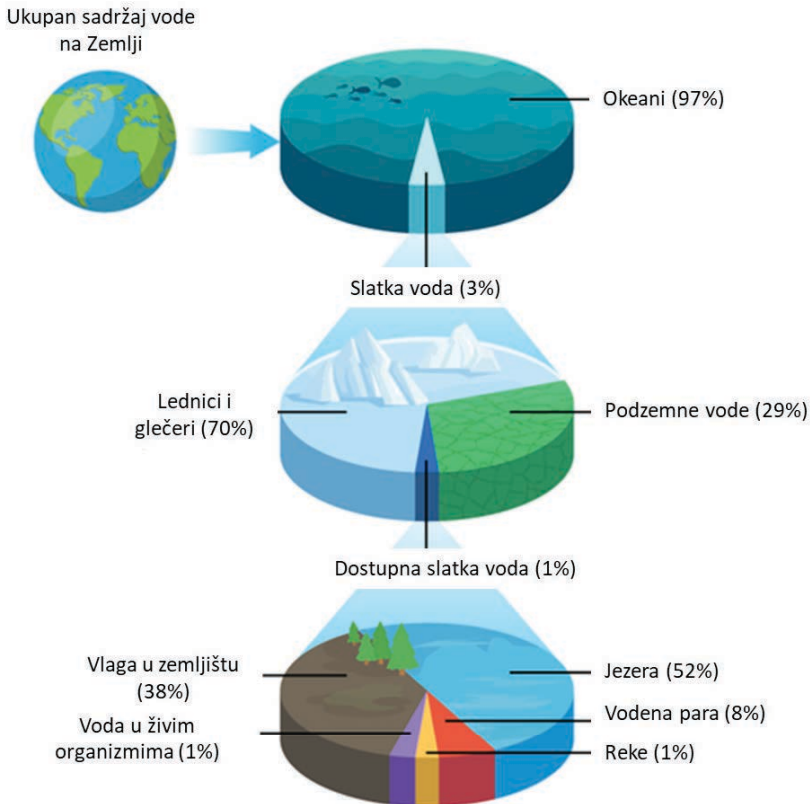
Rasprostranjenost hemijskih elemenata u prirodi varira u zavisnosti od pripadnosti pojedinim sferama Zemlje. **Planeta Zemlja se sastoji od četiri podsistema koji se preklapaju i koji sadrže sve gasove (atmosfera), vodene akumulacije (hidrosfera), sve kopnene mase (litosfera) i žive organizme (biosfera).** Zemljine sfere se međusobno razlikuju po sastavu i osobinama.

Hidrosfera

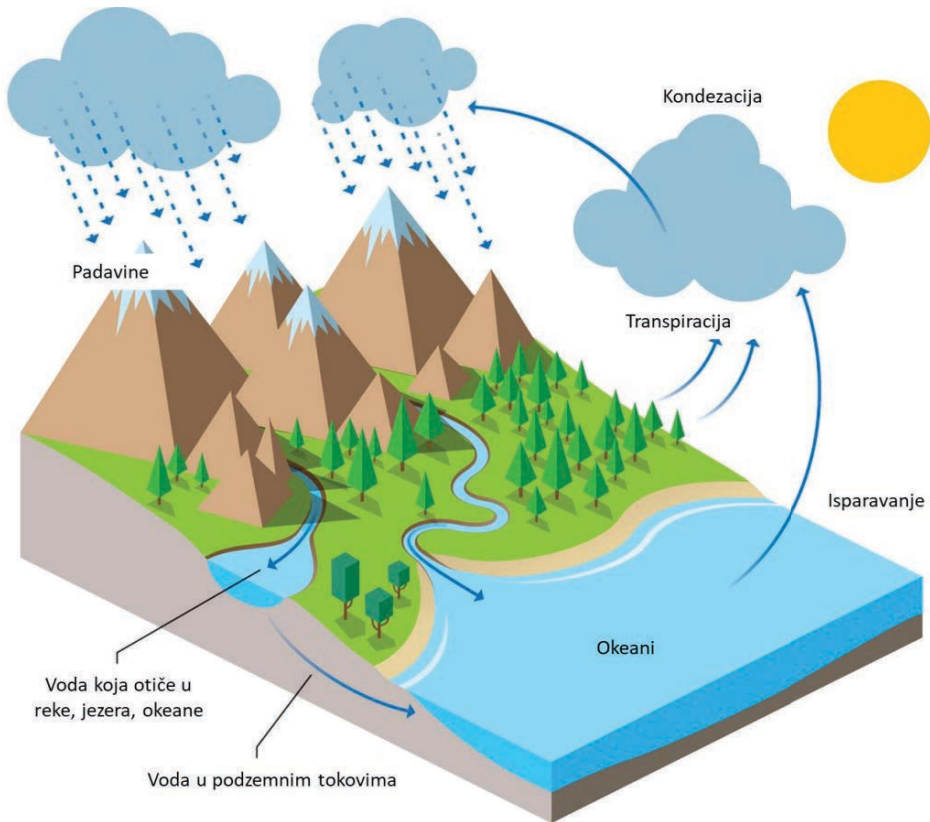
Hidrosferu čini sva voda na Zemlji. Ona uključuje svu hemijski nevezanu vodu, bez obzira na njeno agregatno stanje. Od ukupne hemijski nevezane vode na Zemlji oko 97% je slana voda u okeanima i morima, dok slatkim vodama pripada samo 3% (*Slika 1.32.*). Od toga oko 69% voda je na polovima i glečerima u obliku snega i leda, oko 30% podzemna voda, a samo 1% predstavlja ostale površinske vode. Deo vode se nalazi i u atmosferi i živim organizmima. Dakle, većina vode na planeti nije pogodna za piće, navodnjavanje i industrijsku upotrebu. Okeani zauzimaju više od 70% ukupne površine Zemlje. Prema hemijskom sastavu, vode u okviru hidrosfere se značajno razlikuju. Voda okeana sadrži skoro 96% natrijuma, hlora, kiseonika i vodonika. Podzemne i površinske vode se takođe razlikuju po hemijskom sastavu. Hemijski sastav ovakvih voda zavisi od hemijskog sastava materijala litosfere kroz koji voda prolazi ili u kome se nalazi. Raznovrsne supstance prisutne u vodi potiču od uzajamne interakcije materija iz Zemljine kore i vode, ali i od aktivnosti živih bića i njihovih ostataka. Takođe, pored prirodnih faktora na hemijski sastav voda sve veći uticaj imaju i antropogeni faktori. Ovakve vode obično sadrže i gasove, prevashodno kiseonik i ugljen dioksid, koje biljke koriste tokom procesa fotosinteze. Najčešće hemijske komponente su joni natrijuma, kalcijuma, magnezijuma, hloridi, bikarbonati i sulfati.

U atmosferi oko 13 000 km³ vode se nalazi u obliku vodene pare, što je približno 0,0001% od ukupne količine vode koja učestvuje u hidrološkom ciklusu. Ova količina vode nije dovoljna da bi se obezbedila postojeće količine padavina na planeti uključujući kišu, sneg, grad i maglu.

Padavine se formiraju kruženjem vode u prirodi, koje počinje otparavanjem sa vodenih površina i sa zemlje. Godišnje otpari oko 516 hiljada km³ vode, najvećim delom sa morskih površina (445 hiljada km³). Voda koja isparava u vidu vodene pare se u atmosferi kondenzuje i vraća u obliku padavina, opet najvećim delom na morske površine. Kondenzovana voda u oblacima, nošena vazдушnim strujanjem dospeva i do kopna na koje pada u obliku kiše, snega i grada. Kada dospe do kopna, voda dalje može da: isparava i vraća se u atmosferu (evaporacija); otiče u površinske slojeve zemlje iz kojih se vezuje u biljkama i zatim takođe isparava procesima metabolizma tj. sinteze i razgradnje (transpiracija); se sliva u površinske vode (reke, jezera, vodene akumulacije); i prodire u dubinu zemlje do vodonosnih slojeva obrazujući podzemne vodene akumulacije (akvafere). Iz podzemnih slojeva voda se može eksploatisati (bunari, arterski bunari) ili sama dospeva na površinu u obliku vrela i izvora, odakle se takođe eksploatiše. **Hidrološki ciklus vode** je prikazan na *Slici 1.33*.



Slika 1. 32. Raspodela vode na Zemlji.



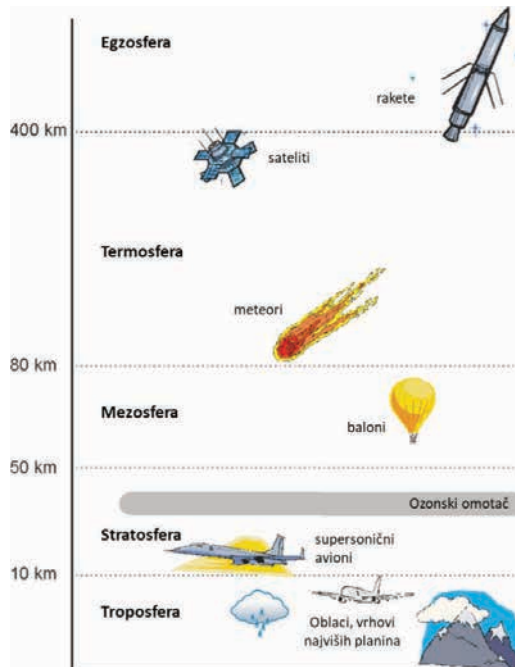
Slika 1.33. Kruženje vode u prirodi.

Procenjeno je da je globalna potrošnja vode porasla za 1% godišnje od 1980. godine, a do 2050. godine očekuje se porast potrošnje za 20–30% u odnosu na trenutni. Rast je posledica globalnog porasta broja stanovnika i socio-ekonomskog razvoja, a najveća količina vode (oko 69%) se eksploatiše tokom poljoprivrednih aktivnosti, zatim u domaćinstvima i različitim industrijskim postrojenjima dok se najmanja potrošnja beleži u energetskom sektoru prilikom proizvodnje električne energije i sagorevanja fosilnih goriva.

Preko dve milijarde ljudi živi u zemljama koje se bore sa narušavanjem vodnog režima. Vodni stres kao mera globalne eksploatacije vode se može izraziti preko indeksa eksploatacije vode. Ovaj indeks predstavlja odnos ukupne godišnje količine obnovljivih (voda koja „kruži“ između sistema i ekosistema) i zahvaćenih (iskorišćena, zgađena voda koja se ne može prečistiti) resursa.

Atmosfera

Atmosfera je gasoviti sloj koji obavija Zemlju, a drži se oko planete silom gravitacije. Biosfera predstavlja sve žive organizme na Zemlji. Zemljina atmosfera sadrži nešto više od 78% azota, oko 21% kiseonika i nešto manje od 1% argona. Atmosferu karakteriše vertikalna stratifikacija na osnovu promene temperature i prisutnih gasova. Na visini od oko 8 do 18 km prostire se **troposfera** koja čini od 75 do 90% mase atmosfere. U troposferi, temperatura sa porastom nadmorske visine po pravilu opada, a vertikalni termički gradijent iznosi $0,56^{\circ}\text{C}$ u proseku na svakih 100 m visinske razlike. Troposfera je najbliža površini Zemlje i u njoj se odvija veoma veliki broj hemijskih reakcija zagađujućih supstanci uz uticaj meteoroloških parametara. Nakon troposfere, prostire se tropopauza, a zatim **stratosfera** koja se nalazi na visini od 11 do 80 km. U stratosfernom sloju atmosfere temperatura je niska, a prisutne su i niske koncentracije kiseonika i vodene pare, ali i najveće koncentracije tzv. „dobrog“ ozona koji štiti zemlju od štetnog ultraljubičastog (ultraviolet, UV) zračenja (ozonski omotač se prostire na visini između 25 i 30 km). Nakon stratosfere slede: **stratopauza**, **mezosfera**, **mezopauza**, **termosfera** i **egzosfera**. U okviru ovih slojeva, na visini od 80 do 800 km prostire se jonosfera u kojoj su prisutne visoke koncentracije jonizujućih atoma (Slika 1.34.).



Slika 1.34. Vertikalna stratifikacija atmosfere.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

U atmosferi može doći do vertikalnog raslojavanja/stratifikacije i na osnovu kretanja molekula. Na visinama do oko 90 km dešavaju se vrtložna mešanja (turbulencija) i strujanje (konvekcija) gasova dok je na visinama većim od 100 km dominantna molekulska difuzija gasova pretpostavljeno prema kinetičkoj teoriji.

U atmosferi doazi do stalnih promena sadržaja njenih stalnih komponentni i promenljivih zagađujućih supstanci. Na evoluciju i dinamiku zagađujućih supstanci, pored rasporeda zagađivanja i inteziteta emisije, utiču meteorološki faktori, fizičko-hemijske osobine supstanci, topografija terena itd. Na primer, temperatura, jačina i pravac vetra određuju vertikalna strujanja vazduha i zagađujućih supstanci; vodena para bez obzira na njen mali udeo utiče na procese kondenzacije i rastvaranja, a prisustvo soli u vodi olakšava kondenzaciju; neki gasovi se rastvaraju prema Henrijevom zakonu i utiču na promenu pH vrednosti vode u atmosferi.

U troposferi se odvija veliki broj homogenih procesa u gasnoj fazi, a značajno je spomenuti **fotohemijske reakcije**. Fotohemijske se reakcije se odvijaju putem direktne fotolize ili reakcije sa fotohemijskim pobuđenim molekulom. Primer su transformacije azotovih (NO_x) i sumpornih (SO_x) oksida uz prisustvo lako isparljivih organskih jedinjenja (*volatile organic compounds*, VOCs) i hidroksi radikala ($\bullet\text{OH}$).

Radikali često poznati i kao slobodni radikali su atomi, molekuli, ili joni koji sadrže najmanje jedan nesporeni elektron u spoljašnjoj ljuski. U formuli radikala, nesporeni elektron se označava sa jednom tačkom, na primer hidroksi radikal ($\bullet\text{OH}$). Radikali mogu nastati na nekoliko načina: homolitičkim cepanjem veza najčešće kada je razlika u elektronegativnosti atoma koji čine vezu mala; termolitičkim raspadanjem veza pod dejstvom visoke temperature ili elektrohemijskim reakcijama. Radikali imaju vrlo važnu ulogu u procesima oksidacije, lančane polimerizacije i mnogim reakcijama supstitucije. Neki od poznatih radikala su: hidroksi radikal, radikal azot-monoksida, radikali hlora i broma.

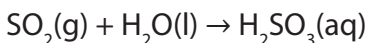
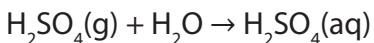
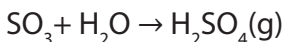
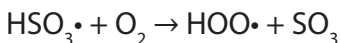
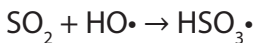
Molekuli NO_2 se fotodisocijacjom razgrađuju i uz prisustvo VOC, koncentracije ukupnih NO_x utiču na ciklus prizemnog ozona (O_3). Konstante brzina reakcija u kojima se troše $\bullet\text{OH}$ sa VOC su 2 do 4 reda veličine veće u poređenju sa reakcijama VOC i nitritnih radikala ($\bullet\text{NO}_3$), a 4 do 8 puta veće u odnosu na reakcije $\bullet\text{OH}$ i O_3 .

Zimski smog

Smog je čest oblik zagađenja vazduha koji se uglavnom javlja u gusto naseljenim urbanim sredinama i industrijskim zonama. **Termin se odnosi na bilo koju vrstu atmosferskog zagađenja koje uzrokuje značajno smanjenje atmosferske vidljivosti i karakterističnu braonkasto-narandžasto-crvenkastu boju neba, bez obzira na izvor, sastav ili koncentraciju zagađujućih supstanci.** U smogu se može nalaziti veliki broj zagađujućih supstanci koje su emitovane direktno iz izvora ili su nastale kroz mnoštvo procesa koji se posebno odnose na atmosferske uslove u regionu formiranja.

Termin smog je prvi put uveo *Henry Antoine Des Voeux* 1905. godine da bi opisao kombinaciju dima i magle koja je mučila London u to vreme. Početkom 1900. London je bio zahvaćen određenom vrstom smoga koji je bio rezultat kombinacije guste magle i čađi koji su poticali od sagorevanja uglja. Iako su još tada doneti strogi propisi o zagađenju vazduha koji su drastično smanjili pojavu smoga u Londonu, smog londonskog tipa tzv. „**zimski smog**“ i dalje predstavlja veliki problem u delovima sveta u kojima se sagorevaju velike količine fosilnih goriva kao što je ugalj. Danas, basen Los Anđelesa se često povezuje sa pojavom gustog fotohemijskog smoga („**letnji smog**“) koji nastaje u reakcijama transformacije izduvnih gasova poreklom iz saobraćaja i isparljivih organskih jedinjenja u prisustvu sunčeve svetlosti. Ovo su dva od mnogih primera zagađenja klasifikovanog kao smog, ali ni na koji način nisu hemijski povezani.

Ono što je sada poznato kao **zimski ili sumporni smog odnosno smog londonskog tipa nastaje kao posledica sagorevanja velikih količina uglja sa visokim sadržajem sumpora. Glavni sastojci ovog smoga su: čađ, leteći pepeo, sumpor-dioksida (SO_2), natrijum-hlorid ($NaCl$) i čestice kalcijum-sulfata ($CaSO_4$).** Ako su koncentracije dovoljno visoke, SO_2 može da reaguje sa hidroksilnim radikalima pri čemu nastaje sumporna kiselina, koja se može istaložiti kao kisela kiša:



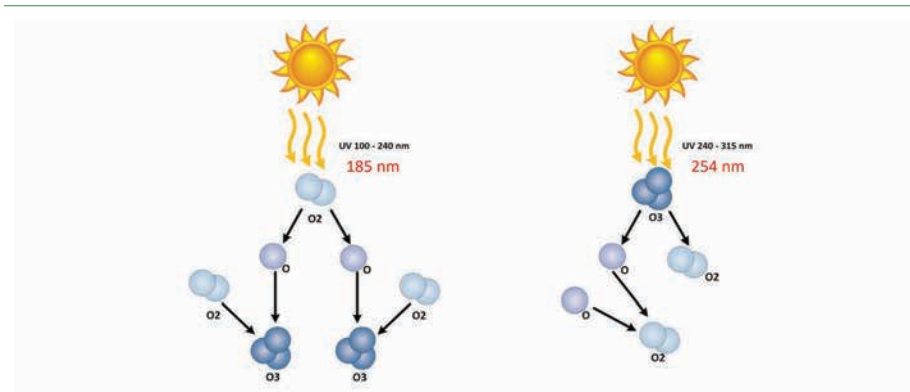
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Uz pojačano sagorevanje fosilnih goriva za potrebe grejanja, zimi je i česta pojava **temperaturnih inverzija**. Obično, sa porastom nadmorske visine, temperatura vazduha opada. Međutim, kada je hladan vazduh zarobljen pri tlu ispod sloja toplog vazduha nastaje **temperaturna inverzija**. Temperaturne inverzije mogu nastati na nekoliko načina: u vedrim noćima kada se vazduh blizu zemlje brže ohladi odavajući zračenje; sleganjem velikog sloja vazduha zbog visokog pritiska; vertikalnim mešanjem kada turbulentni sloj spušta topli vazduh i hladi njegov gornji deo, a kao rezultat sloj mirnog vazduha iznad na kraju postaje topliji, što izaziva inverziju. Topliji vazduh u temperaturnoj inverziji deluje kao poklopac, zadržavajući zagađujuće supstance blizu zemlje i onemogućujući njihovu disperziju dok se vreme ne promeni. Kao rezultat toga, jedinjenja češće i brže stupaju u interakcije jedna sa drugim.

Letnji (fotohemijski) smog i troposferni ozon

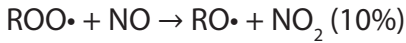
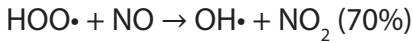
Na slici 1.35. prikazan je **prirodni ciklus formiranja i razgradnje ozona**. Pod uticajem kratkotalasnog ultraljubičastog zračenja (UVC) u opsegu talasnih dužina od 100 do 240 nm, a u proseku od 185 nm, dolazi do razgradnje molekula kiseonika na dva nascentna kiseonika koji potom reaguju sa molekulom kiseonika i nastaje O_3 . Pod uticajem ultraljubičastog zračenja srednjih talasnih dužina (UVB, od 240 do 315 nm, a u proseku 254 nm), razgradnjom molekula O_3 nastaju molekul kiseonika i nascentni kiseonik. Jedan nascentni kiseonik potom može reagovati sa drugim nascentnim kiseonikom pri čemu nastaje jedan molekul kiseonika.

Opisani prirodni ciklus O_3 je narušen prisustvom zagađujućih supstanci u vazduhu (troposferi) koji se emituju iz različitih antropogenih i prirodnih izvora. Dominante zagađujuće supstance koje učestvuju u ovim procesima su azotovi oksidi, radikali i VOCs.

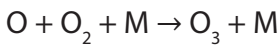


Slika 1.35. Prirodni ciklus nastajanja i razgradnje ozona.

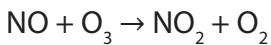
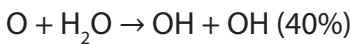
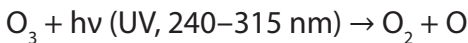
U troposferi, lokalna produkcija O_3 , započinje reakcijama azot-monoksida (NO) sa peroksi, organskim ili acetatnih radikala u kojima nastaje azot-dioksid (NO_2):



Od navedenih, preovladava reakcija NO i peroksi radikala u najvećem broju slučajeva (70%) dok se reakcije sa ostalim radikalima dešavaju ređe. Nakon ovih reakcija, dolazi do fotolize molekula NO_2 do NO i nascentnog kiseonika, koji potom učestvuje u proizvodnji tzv. troposfernog O_3 :



Ozon nastao u reakcijama opisanim iznad, može dalje da se razgradi u prisustvu zračenja ili radikala (mogućnost da dođe do navedene reakcije prikazana je u vidu procenata u zagradi):



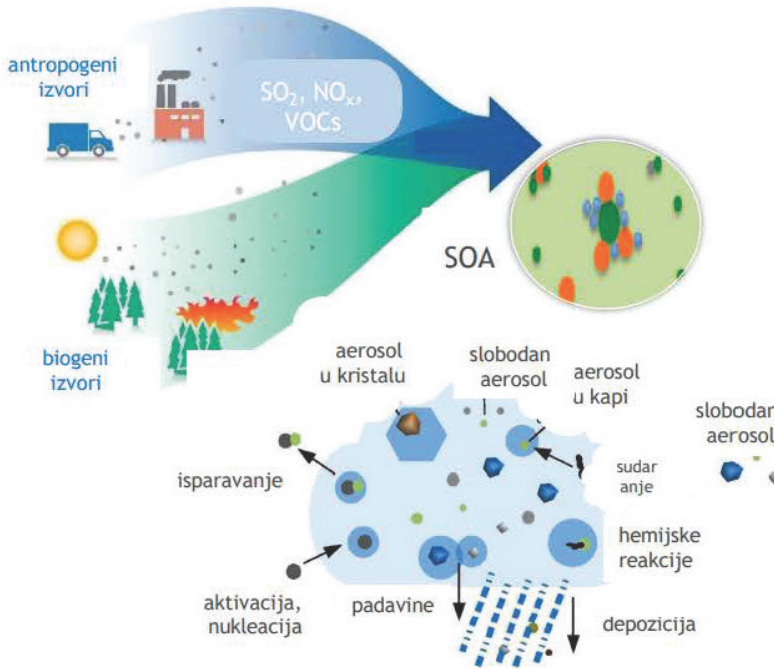
Preniske koncentracije NO_x dovode do gubitka O_3 putem reakcija sa hidroksi i peroksi radikalima, pre nego do nastanka O_3 od NO kao prekursora uz prisustvo radikala. Uz optimalan nivo NO_x veća je verovatnoća da će doći do efikasne produkcije O_3 , dok previsoke koncentracije NO_x uzrokuju gubitak NO_2 putem reakcija sa hidroksi i peroksi radikalima. Tokom sunčanih dana NO pre reaguje sa peroksi radikalima, a tokom noći i bez sunčevog zračenja sa O_3 .

Primeri uticaja meteoroloških parametara na promenu dinamike koncentracija O_3 u vazduhu prikazani su na slici 1.36. Kao što je objašnjeno iznad, povećano Sunčevo zračenje, a posledično i temperatura, usled povećanog UV zračenja pospešuju fotolitičke reakcije i proizvodnju O_3 . Visoke vrednosti temperature i zračenja su često praćene nižim vrednostima relativne vlažnosti što objašnjava negativan uticaj ovog parametra. ***Kada je relativna vlažnost visoka, česta je pojava padavina, a smanjeno zračenje što dovodi do smanjenog nastajanja O_3 . Povećane brzine vetra mogu dovesti do disperzije zagađenja sa jednog mesta, ali i njegov nanos na drugom mestu.***



Slika 1.36. Pozitivan (crveni) i negativan (plavi) uticaj meteoroloških parametara na koncentracije O_3 u vazduhu.

Primer heterogenih reakcija u atmosferi je formiranje sekundarnih organskih aerosola. Na površini čvrstog i tečnog aerosola i kapljicama vode odvijaju se različiti fizičko-hemijski procesi poput adsorpcije, desorpcije, apsorpcije i rastvaranja koji mogu da se nastave hemijskim reakcijama (Slika 1.37.). Uz prisustvo vlage i katalitičku aktivnost čađi i metalnih oksida, adsorpcijom sumpor-dioksida (SO_2) formira se sekundarni organski aerosol. Pretpostavlja se da katalitička aktivnost metalnih oksida opada u nizu: $MgO > CaO > Fe_2O_3 > SiO_2 = Al_2O_3$. Azot-dioksid u manjoj meri (1 do 2 reda veličine) učestvuje u formiranju sekundarnih aerosola u poređenju sa SO_2 , jer je manje rastvoran u vodi i brzo reaguje sa $\bullet OH$.



Slika 1.37. Primeri procesa koji se odvijaju u toku sekundarnog organskog aerosola.

Efekat staklene bašte

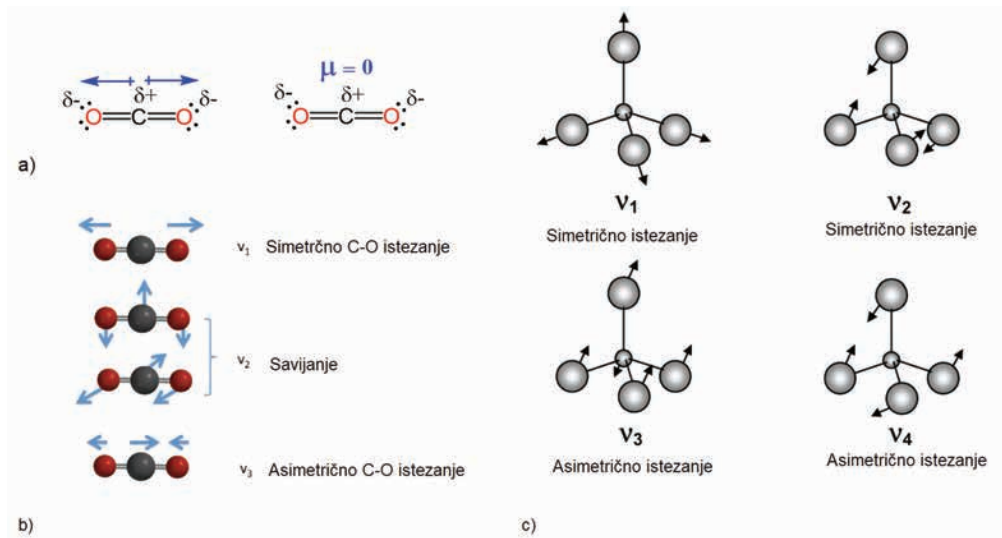
Energetska ravnoteža između količine sunčevog zračenja koju Zemljina površina i atmosfera prime i onog koji u vidu infracrvenog (infrared, IR) zračenja emituju nazad u svemir u poslednje vreme je poremećena zbog tzv. **efekta staklene bašte**. Negativna posledica ovog efekta je direktan uticaj na živi svet na planeti, kroz promenu klime, podizanje nivoa mora, smanjivanje ledenog pokrivača, učestalije šumske požare i razne ekonomske posledice.

Efekat staklene bašte predstavlja povećanje srednje temperature zemljine i vodenih površina, kao i prosečne temperature vazduha. Ovoj pojavi najviše doprinose tzv. gasovi staklene bašte (ugljen-dioksid, vodena para, metan, azot suboksid, freoni i sl.), jer njihovi molekuli ispunjavaju uslove apsorpcije infracrvenog zračenja i praktično zarobljavaju toplotu u atmosferi. Ovaj efekat je direktna posledica povećanja koncentracije gasova staklene bašte u atmosferi. Gasovi staklene bašte su gasovi čiji molekuli mogu da apsorbuju IC zračenje zahvaljujući promenama dipolnog momenta.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Elektronska gustina u kovalentnim vezama zavisi od elektronegativnosti atoma, jer je elektronski oblak uvek bliži elektronegativnijem elementu. Step en razdvajanja naelektrisanja u vezi (disbalans) predstavlja dipolni moment. Dipol veze može da se posmatra kao dužina veze između dva atoma, ali nema stalnu vrednost pošto jezgra atoma konstantno vibriraju (osciluju) oko ravnotežnog položaja. Kada molekul osciluje on menja to stvoreno električno polje, a menjanje tog polja je način kako molekul interaguje sa IC zračenjem. ***Ukoliko se neki molekul izloži elektromagnetnom zračenju može da dođe do apsorpcije zračenja i povećanja vibracija atoma u molekulu, čime se i amplitude oscilacija povećavaju što vodi do većeg srednjeg razmaka između jezgara.*** Apsorpcijom zračenja molekul prelazi iz svog osnovnog vibracionog stanja u pobuđeno vibraciono stanje (slično kao prelazi između osnovnog elektronskog stanja i pobuđenih elektronskih stanja). Molekulska vibracija pobuđuje se kada molekula apsorbuje tačno određenu količinu energiju, odnosno onu koja odgovara frekvenciji vibracije. Promenom udaljenosti između jezgara atoma unutar molekula, dolazi i do većeg razdvajanja naelektrisanja, što znači da dolazi i do promene dipolnog momenta.

Ugljen-dioksid nema dipolni moment u svom osnovnom stanju, iako su C-O veze polarne, jer se dva dipola poništavaju. Međutim, neke CO₂ vibracije proizvode strukturu sa dipolnim momentom. Usled toga CO₂ apsorbuje IC zračenje. Elektronegativniji atomi kiseonika u molekulu ugljen-dioksida privlače elektronsku gustinu što čini krajeve molekula delimično negativnim. Centralni atom ugljenika je stoga delimično pozitivan. Pošto je molekul linearan sa jednakim dužinama veza, centar negativnog naelektrisanja i centar pozitivnog naelektrisanja se poklapaju u centralnoj tački, odnosno atomu ugljenika, pa molekul nema stalni dipolni moment (*Slika 1.38.a*).



Slika 1.38.a. Gasovi staklene bašte: a) Molekul CO_2 nastanak privremenog dipolnog momenta usled vibracije veza; b) Vibracije molekula CO_2 ; c) Vibracije molekula CH_4 .

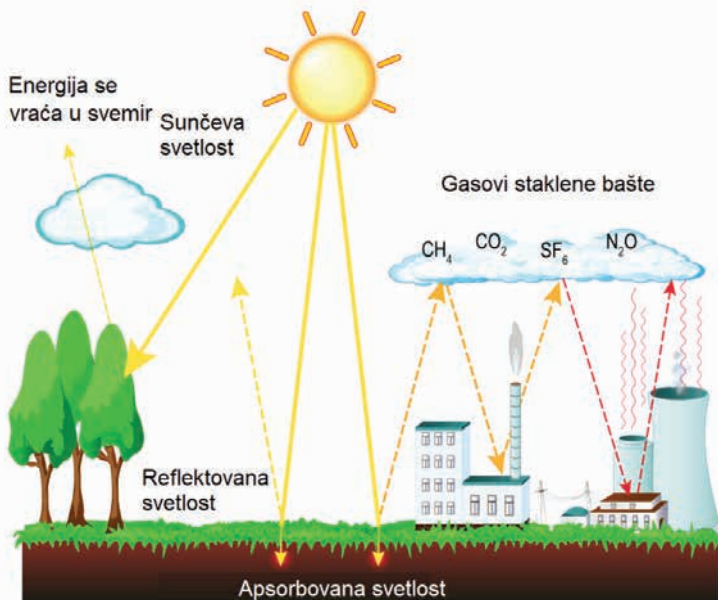
Vibracija simetričnog istežanja ne menja ovu simetriju, ne menja dipolni moment i ne dovodi do apsorpcije infracrvenog zračenja (Slika 1.38. b). Međutim, vibracija asimetričnog istežanja i posebno dve vibracije savijanja molekula (promene ugla hemijske veze), pomeraju negativna naelektrisanja od linije centara molekula (atomi kiseonika privlače više negativnog naelektrisanja na jednu stranu molekula, pa time ostaje višak pozitivnog naelektrisanja na drugoj strani) i stvaraju strukturu sa dipolnim momentom. Dakle, u ova tri slučaja, dipolni moment se menja od nule do neke vrednosti i dolazi do apsorpcije IC zračenja.

Pored ugljen-doksida, i drugi molekuli imaju vibracione energetske prelaze koji odgovaraju energijama u IC delu elektromagnetnog spektra. **Mogućnost apsorpcije IC zračenja, po pravilu, imaju samo molekuli koji u trenutku izlaganja IC zračenju menjaju dipolni moment.** Drugim rečima, da bi emitovao ili apsorbovao IC zračenje molekul mora da bude električno asimetričan ili bar kratkotrajno asimetričan. Ukoliko nema promene dipolnog momenta, ne dolazi do interakcije između zračenja, pa se energija ne prenosi na molekul. Takvi molekuli su neaktivni u IC području. Na primer N_2 (78%), O_2 (21%) i Ar (~0,9%), od kojih je Zemljina atmosfera pretežno sastavljena, su gasovi koji ne apsorbuju IR i propuštaju ga dalje kroz atmosferu. Preostali gasovi u tragovima (0,1%), kao što su na prvom mestu vodena para, ugljen-dioksid, metan, azot suboksid i ozon sastoje se od molekula koji apsorbuju IC zračenje.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Molekul vode ima dipolni moment i jeste značajan gas staklene bašte, ali je njena koncentracija u vazduhu regulisana ravnotežom između vode u atmosferi i vode u površinskim vodnim telima. S druge strane, neki molekuli sa polarnim vezama nemaju dipolni moment. Na primer, molekul metana ima četiri C-H veze koje su vrlo malo polarne, ali nema ukupni dipolni momenat pošto se sva četiri dipola međusobno poništavaju. Ipak, ovaj molekul apsorbuje u IC oblasti usled vibracionih deformacija molekula i stvaranja kratkotrajnog dipolnog momenta (Slika 1.38.c).

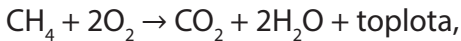
Sunčeva svetlost prolazi kroz atmosferu i pada na Zemljinu površinu gde se energija apsorbuje i reflektuje nazad u atmosferu u vidu toplote. U atmosferi, molekuli apsorbuju deo toplote, odnosno IC zračenja, a ostatak se oslobodi u svemir. Prirodni efekat staklene bašte neophodan je za održanje života na Zemlji, jer bi bez njega prosečna temperatura na Zemlji bila -19°C , dok je ovako oko 15°C . Kada dolazi do koncentrisanja gasova sa efektom staklene bašte u atmosferi, dolazi i do zadržavanja toplote u njihovim molekulima. U sadašnjem svetu ravnotežni proces je poremećen i daleko više se odvija u jednom smeru – zadržavanje toplote u atmosferi. Povećanje koncentracije gasova staklene bašte direktan je rezultat antropogenih aktivnosti (Slika 1.39).



Slika 1.39. Efekat staklene bašte.

Ugljen-dioksid je najvažniji antropogeno produkovani gas staklene bašte, iako je njegova zastupljenost samo 0,035% u atmosferi. Daleko je više zastupljen od ostalih gasova staklene bašte, pošto mu se usled sagorevanja zbog pojačane globalne industrijalizacije stalno povećava koncentracija u atmosferi. Koncentracija CO₂ je oko 360 ppm danas, i u poređenju sa stabilnom koncentracijom od 280 ppm pre industrijskog doba (pre 1770 godine), promena je značajna. Uvećanje koncentracije CO₂ nastalo je zbog sagorevanja fosilnih goriva u cilju transporta, zagrevanja prostora, generisanja električne energije, ali i sa promenom prirodnog sistema vegetacije od kojih je najekstremniji slučaj krčenja šuma.

Sagorevanjem 1 kg najprostijeg ugljovodonika, metana, prema stehiometrijskoj jednačini:



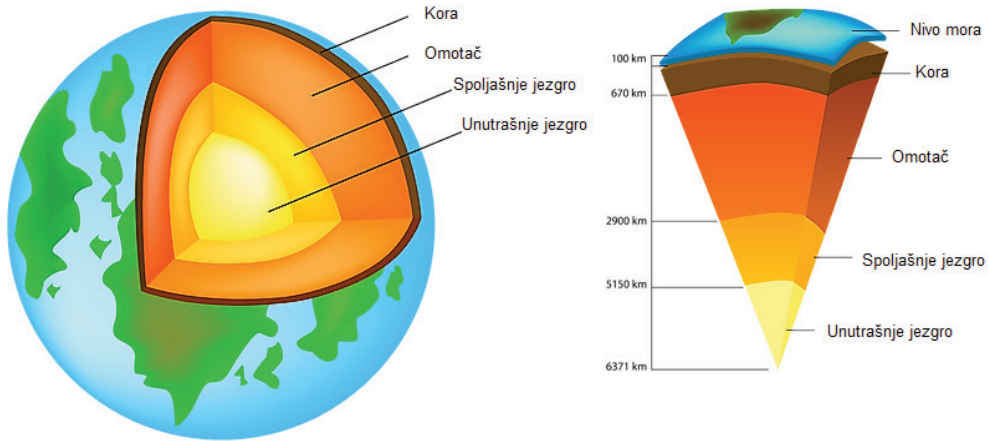
pri čemu se pored vodene pare, dobija se čak 2,75 kg ugljen-dioksida.

Pretpostavlja se da bi udvostručavanje koncentracije samo npr. ugljen-dioksida moglo da podigne srednju dnevnu temperaturu čak za 3°C.

Litosfera

Litosfera podrazumeva Zemljinu koru i deo gornjeg omotača jezgra (plašta), (Slika 1.40.). To je čvrsti spoljašnji sloj Zemlje. Kiseonik (O) je najčešći element u Zemljinoj kori, dok je vodonik (H) najzastupljeniji element u poznatom univerzumu, ali je na tek desetom mestu po zastupljenosti u Zemljinoj kori. Zemljina kora predstavlja čvrstu površinu Zemlje (okeanska i kontinentalna kora). Sastav Zemljine kore uključuje sedimentne (pesak, karbonatne i glinovite stene), magmatske (granit) i metamorfne stene (mermer, škriljac). Stene sadrže najviše kiseonika (O), silicijuma (Si), aluminijuma (Al) i gvožđa (Fe), što čini 88,1% mase Zemljine kore, dok još 90 elemenata predstavlja preostalih 11,9% (kalcijum (Ca), natrijum (Na), kalijum (K), magnezijum (Mg), titanijum (Ti), vodonik (H) itd.). Ugljenik (C), koji je prisutan u svim organskim jedinjenjima, zastupljen je manje od 0,1%.

Kiseonik je veoma reaktivan element koji stupa u reakcije sa drugim elementima, formirajući okside. Neki primeri uobičajenih oksida su minerali, kao što su granit i kvarc (oksidi silicijuma) i krečnjak (oksid kalcijuma i ugljenika). Više od 90% Zemljine kore sastoji se od silikatnih minerala, što čini silicijum drugim najzastupljenijim elementom u Zemljinoj kori. Silicijum reaguje sa kiseonikom formirajući najčešće minerale na Zemlji. Na primer, pesak se prvenstveno sastoji od silicijum dioksida, odnosno kvarca.



Slika 1.40. Elementi Zemljine kore.

Teški metali u životnoj sredini

Većina teških metala se nalazi prirodno u sferama životne sredine (litosfera, hidrosfera, biosfera), ali se takođe oslobađaju u okolinu iz antropogenih izvora kao što su pokretnih (saobraćaj) ili stacionarnih (industrijska postrojenja, termoelektre), (Tabela 1.5.). Na primer, Mn se nalazi širom sveta i čini oko 0,1% zemljine kore, a neki teški metali su uključeni u kontrolu određenih fizioloških telesnih funkcija. Mineralni resursi i elementi kao što su Cu, Cr, Fe, Mn i Zn, između ostalog, neophodni su za žive organizme, jer su uključeni u različite metaboličke funkcije, aktivnosti enzima, receptorska mesta, hormonsku funkciju i transport proteina. Druga grupa elemenata, kao što sumetaloidi As i Sb i teški metali Cd, Pb i Hg nisu esencijalni i nemaju nikakvu korisnu ulogu u biljkama, životinjama ili ljudima, a takođe nemaju nikakvu nutritivnu svrhu. Kada se akumuliraju u prekomernim količinama, teški metali mogu ispoljavaju toksično dejstvo na živim sistemima

Kadmijum se oslobađa u atmosferu kao rezultat prirodnih ili veštačkih aktivnosti, a živi organizmi mogu biti izloženi ovom elementu na više načina. Zagađenje vodene sredine Cd nastaje apsorpcijom, odaganjem industrijskog otpada ili površinskim oticanjem u zemljište i sedimente. Ljudi se mogu otrovati Cd unošenjem hrane, udisanjem vazduha ili pitkom vodom bogatom metalom. Ovaj element ne poseduje svojstva koja bi bila korisna za rast biljaka i metaboličke procese.

Živa je izuzetno opasan teški metal koji se može naći u biosferi. Kao posledica antropogene aktivnosti, takođe je postao široko rasprostranjen i u atmosferi. Živa se pretvara u visoko toksičnu **metil živu** kada je u kontaktu sa vodenim sedimentima i u ovom obliku može dospeti u ljudsko telo kroz lanac ishrane preko ribe, morskih plodova i divljih životinja, koji postaju kontaminirani nakon gutanja toksičnih mikroorganizama. Nakon što se apsorbuje, prodire u krvni sistem i izaziva razne neurološke probleme.

Olovo je biorazgradiv metal koji je dostupan u prirodi i nalazi se u relativno malim količinama. Nivoi Pb u atmosferi stalno rastu zbog ljudskih aktivnosti uključujući proizvodnju, rudarstvo i sagorevanje fosilnih goriva. Olovo je toksično za ljudsko telo kada je izloženo količinama većim od optimalnih, a najveći rizik ima po zdravlje dece. Kada deca dođu u kontakt sa prašinom obogaćenom Pb iz životne sredine, težina trovanja se povećava.

Mangan je u prirodi najzastupljeniji od toksičnih teških metala i prisutan je u različitim oksidacionim stanjima u prirodi. Tokom sagorevanja metilciklopentadienil mangan trikarbonila, aditiva u benzinu, oksidi mangana se emituju u vazduh. Iako je Mn neophodan za različite fiziološke aktivnosti, prekomerna potrošnja dovodi do značajne toksičnosti.

Hrom je kancerogen i toksičan element. U životnoj sredini postoji u dva stabilna oksidaciona stanja: Cr(III) i Cr(VI). Hrom(III) je manje štetan oblik od Cr(VI). Tokom industrijskih procesa može doći do konverzije jednog oblika u drugi. U poređenju sa prirodnim emisijama Cr, značajnije su emisije Cr poreklom iz ferohrom industrije.

Kobalt se nalazi u izobilju u različitim delovima životne sredine koji uključuju vegetaciju, zemljište, stene i vodu, a koristi se za pravljenje legura. Iako je njegova brzina pražnjenja niska, veoma je opasna za ljude. Kobalt utiče na ljudsko telo i u korisnim i u štetnim aspektima. Male količine kobalta obično nemaju negativne posledice, ali masovna ispuštanja u okolinu mogu dovesti do smrtnih ishoda.

Nikl je prirodno bogat element i ima široku industrijsku upotrebu. U atmosferu se emituje iz prirodnih i antropogenih izvora. Pokazuje mnogo štetnih efekata na ljude i izaziva alergije, rak nosa i pluća, kao i bolesti bubrega i kardiovaskularnog Sistema, koji najčešće nastaju kao posledica udisanja kontaminiranog vazduha.

Bakar je prepoznat kao vitalni mikronutrijent za žive organizme. Ima ulogu u normalnim fiziološkim funkcijama biljaka, kao što su formiranje hlorofila, fotosinteza i metabolizam ugljenih hidrata i proteina. Nedostatak Cu menja važne metaboličke procese, a povišena izloženost izaziva toksičnost.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Cink je osnovni i sveprisutan metal. Deluje kao kofaktor u mnogim enzimskim reakcijama. Topljenje i rudarstvo su glavni izvori cinka. Velika količina Zn koja se emituje u životnu sredinu potiče od aktivnosti prerade minerala i utiče na ekosisteme kao i na žive organizme, a toksičnost ovog elementa zavisi od načina i količine izlaganja.

Antimon je otrovni element koji se može naći u nanogramskim količinama u vazduhu. Prirodne pojave, uključujući vulkansku aktivnost i vremenske prilike, kao i antropogene aktivnosti, uzrokuju emisije u atmosferu. Toksičnost Sb se najčešće razvija kod onih koji rade u industrijskim oblastima i udišu velike količine ovog elementa. Posledice trovanja Sb su fiziološki nedostaci, uključujući pankreatitis, kardiotoksičnost i respiratorne probleme (pleuralne adhezije, hronični emfizem, hronični bronhitis, iritaciju respiratornih organa i neaktivnu tuberkuloza). Takođe, ovaj element je kancerogen i utiče na reproduktivne organe.

Prirodno prisutni teški metali prodiru u telo putem hrane, vazduha i vode, gde regulišu brojne biološke aktivnosti. Prehrambeni usevi su jedna od najvažnijih komponenti naše ishrane i mogu uključivati razne neophodne i opasne metale, na osnovu svojstava medijuma na kojem rastu. Izloženost ljudi teškim metalima dolazi uglavnom preko jestivog povrća, što čini oko 90% ukupnog unosa, dok preostalih 10% dolazi od kontakta sa kožom i udisanja zagađene prašine. Prekomerna upotreba agrohemikalija i sirove kanalizacione vode za navodnjavanje, kao i neadekvatno odlaganje komunalnih i industrijskih otpadnih voda dovode do povišenih koncentracija teških metala u zemljištu. **Normalne koncentracije jednog ili više elemenata, pod uticajem antropogenog faktora i daljinskog transporta zagađujućih supstanci, mogu se značajno povećati.** Mikroelementi u zemljištu mogu biti u različitim formama rastvorljivosti, što utiče na njihovu pokretljivost i kruženje u zemljištu. **Hemijske karakteristike mikroelemenata su od presudnog značaja za njihovu aktivnost u zemljištu, i zavise od nekoliko faktora uključujući početnu koncentraciju, prisustvo drugih jona, kao što je hloridni jon, i stepena vezivanja za organsku materiju.** Mobilnost mikroelemenata zavisi, kako od rastvorljivosti, tako i od biološke i hemijske degradacije organomineralnih kompleksa. Jačina veze mikroelemenata za organsku materiju opada redosledom $Cu > Cd > Zn > Pb$, dok rastvorljivost mikroelemenata opada sa porastom pH vrednosti prema redosledu $Cd > Zn >> Cu > Pb$. Afinitet mikroelemenata prema vezivanju za glinu raste $Zn < Cu < Ni < Pb$. Postojanost mikroelemenata u zemljištu je mnogo duža nego u ostalim delovima životne sredine. Koncentracije elemenata akumuliranih u zemljištu vremenom se mogu smanjiti usled ispiranja, preuzimanja preko korenovog sistema biljaka, erozije, itd.

Tabela 1.5. Izvori i maksimalno dozvoljene koncentracije mikroelemenata u zemljištu, i štetan uticaj koji imaju na ljudsko zdravlje

| Element | Antropogeni izvori | Štetni uticaji | Maksimalno dozvoljene koncentracije u zemljištu [mg kg ⁻¹] |
|---------|---|---|--|
| As | Pesticidi i preparati za zaštitu drveta, saobraćaj | Arsenat kao analog fosfata ometa ćelijske procese kao što su oksidativna fosforilacija i sinteza adenozin tri fosfata | 25 |
| Cd | Boje i pigmenti, fosforna đubriva, galvanizacija | Kancerogen, mutagen, teratogen; ometa regulaciju kalcijuma u biološkim sistemima; uzrokuje hroničnu anemiju | 3 |
| Cr | Industrija čelika, leteći pepeo, saobraćaj | Kancerogen; uzrokuje gubitak kose | 100 |
| Cu | Pesticidi, đubriva, saobraćaj | Povećane koncentracije uzrokuju oštećenje bubrega i mozga; cirozu jetre i hroničnu anemiju; iritaciju gastrointestinalnog trakta | 100 |
| Hg | Medicinski otpad, oslobađa se prilikom dobijanja Au i Ag iz ruda i sagorevanjem uglja | Uzrokuje anksioznost, autoimunu bolest, depresiju, pospanost, poremećaj ravnoteže, insomniju, oštećenje bubrega, mozga, pluća | 2 |
| Ni | Industrijski otpad, hirurški instrumenti, kuhinjski aparati, akumulatori, sagorevanje fosilnih goriva | Alergijski dermatitis, poznat kao niklov svrab; inhalacija može da uzrokuje rak pluća, nosa, sinusa; imunotoksičan, neurotoksičan, gubitak kose | 50 |
| Pb | Herbicidi i insekticidi, sagorevanje olovnih benzina | Trovanjem, deca zaostaju u razvoju, dolazi do gubitka kratkotrajnog pamćenja, smanjenja inteligencije, poteškoća u učenju, problema sa koordinacijom i može doći do razvoja kardiovaskularnih bolesti | 100 |
| Zn | Pesticidi i preparati za zaštitu drveta, saobraćaj | Povećana doza dovodi do vrtoglavice | 300 |

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

U vazduhu, teški metali se najčešće vezuju za suspendovane čestice (*particulate matter*, PM) različitog dijametra. PM čestice su heterogena smeša čvrstih čestica i kapi tečnosti koje se mogu naći u vazduhu, a mogu biti prirodnog (kao što su vulkanske erupcije, požari, peščane oluje) i antropogenog porekla (saobraćaj, industrijski procesi, spaljivanje otpada, proizvodnja električne energije, itd). Sastav PM je veoma složen, a glavne komponente od kojih se sastoje su: elementi (metali), neorganski joni (nitrati, sulfati), organska jedinjenja, elementarni i organski ugljenik. Sastav čestica je važan, jer od njega zavise fizičko-hemijske osobine čestica (npr. gustina, isparljivost, reaktivnost) i najvažnije, toksičnost i uticaj na zdravlje ljudi. **U zavisnosti od veličine, čestice se dele na:**

- **grube čestice, PM₁₀**, čiji je prečnik manji ili jednak 10 μm; ove čestice koje mogu da dospeju u gornje delove respiratornog sistema i nazivaju se još „torakalne čestice“;
- **fine/sitne čestice, PM_{2,5}**, čiji je prečnik manji ili jednak 2,5 μm, a koje mogu da dospeju u donje delove respiratornog sistema („respirabilne čestice“); i
- **ultrafine čestice, PM_{0,1}**, čiji je prečnik manji ili jednak 0,1 μm.

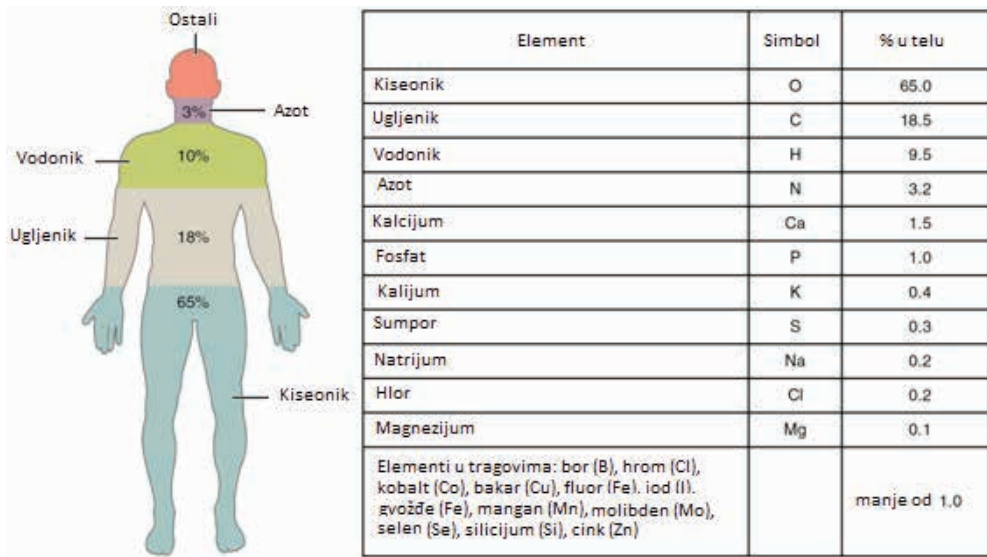
Biosfera i biogeni hemijski elementi

Biosferu sačinjavaju delovi tri navedene Zemljine sfere koji su naseljeni živim bićima. Funkcionisanje biosfere zasniva se na principima kruženja materije i energije. Osnovne elemente, kao što su ugljenik, kiseonik, vodoni, azot, sumpor i fosfor organizmi ugrađuju u organska jedinjenja u svom telu. Organska materija prolazi kroz lance ishrane i na kraju se razlaze i mineralizuje. Tako se osnovni elementi vraćaju u spoljashnju sredinu, odakle ponovo mogu da se iskoriste. Na primer, ugljenik se nalazi u atmosferi u obliku ugljen dioksida, ali i u hidrosferi rastvoren u vodi, a u procesu fotosinteze gradi organska jedinjenja. Jedan deo ugljenika vraća se u atmosferu i vodu disanjem organizama, a najveći deo se vraća u spoljashnju sredinu procesima truljenja i vrenja, delovanjem bakterija i gljiva.

Hemijski elementi koji izgrađuju žive sisteme nazivaju se **biogeni elementi**. Oko 40 hemijskih elemenata iz prirode izgrađuje živa bića, od toga 26 izgrađuje ljudski organizam. Prema zastupljenosti biogeni elementi se mogu podeliti na makrobiogene, mikrobiogene i elemente u tragovima.

Ako posmatramo ljudski organizam **makrobiogeni elementi** sa zastupljenošću od preko 96% su: ugljenik (C), azot (N), sumpor (S), i fosfor (P). Pomenuti hemijski elementi su makrobiogeni i za ostale organizme, jer ulaze u sastav glavnih makromolekula koji izgrađuju ćelije (proteini, nukleinske kiseline, ugljeni-hidrati i lipidi).

Mikrobiogeni elementi koji čine organizam čoveka sa zastupljenošću od 3,8% su P, S, magnezijum (Mg), gvožđe (Fe), natrijum (Na), kalijum (K) i hlor (Cl). **Biogeni elementi u tragovima** su zastupljeni ispod 0,8% u organizmu čoveka, a primeri su: bakar (Cu), jod (I), molibden (Mo), cink (Zn), kobalt (Co), hrom (Cr), aluminijum (Al), bor (B), fluor (F), selen (Se), silicijum (Si), (Slika 1.41.).



Slika 1.41. Biogeni hemijski elementi u ljudskom organizmu.

RASTVORI I RASTVORLJIVOST

Rastvori su homogene smeše dve ili više komponentni (tečnosti, gasovi, čvrste supstance). Supstanca koja je količinski u višku i koja je istog agregatnog stanja kao i rastvor naziva se **rastvarač**, a supstanca koje je prisutna u manjku, dispergovana ili rastvorena u rastvaraču je **rastvorena supstanca** ili **rastvorak**. Rastvori se mogu podeliti prema agregatnom stanju na rastvore čvrstih, tečnih i gasovitih supstanci (Tabela 1.6). Prema veličini i vrsti čestica rastvori se dele na: prave rastvore (< 1nm, npr. joni), koloide (1–100 nm, agregati makromolekula, proteina) i suspenzije (> 100 nm, npr. zrnca minerala, pesak).

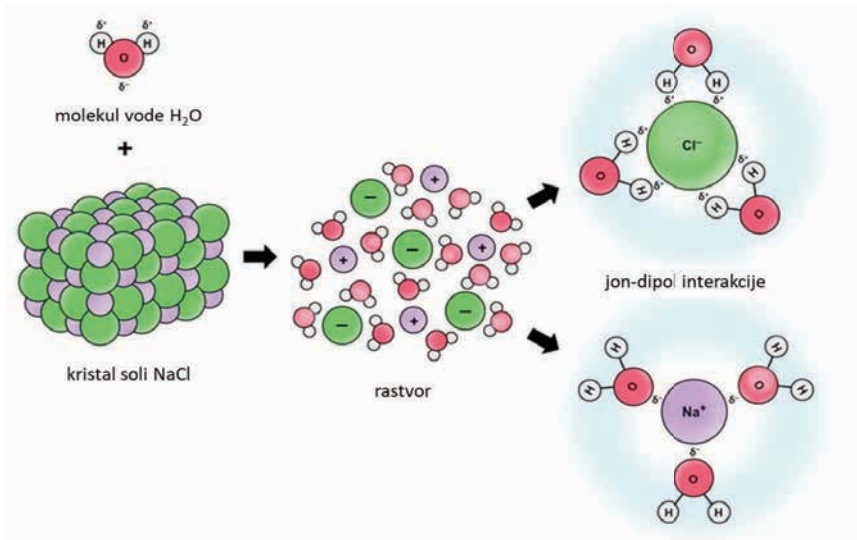
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Tabela 1.6. Podela i primeri rastvora prema agregatnom stanju.

| Vrsta rastvora | Primer | Rastvarač | Rastvorena supstanca (rastvorak) |
|--------------------|-------------|-----------|----------------------------------|
| Gas u gasu | Vazduh | Azot | Kiseonik |
| Gasu u tečnosti | Kisela voda | Voda | Ugljen-dioksid |
| Tečnost u tečnosti | Sirće | Voda | Etilen glikol |
| Čvrsto u tečnosti | Morska voda | Voda | Natrijum hlorid |
| Čvrsto u čvrstom | Čelik | Gvožđe | Ugljenik |

Za rastvaranje jonskih jedinjenja, kao rastvarač najčešće se koristi voda i uobičajeno je da se ne naglašava da je takav rastvor vodeni rastvor soli (u hemijskim jednačinama oznaka *(aq)* od *aqueous* označava da se radi o vodenom rastvoru). Međutim, upotreba ostalih rastvarača se naglašava, npr. rastvor joda u alkoholu ili alkoholni rastvor joda. Rastvaranje se odvija prema principu „slično se u sličnom rastvara”. Da bi došlo do rastvaranja jačina međumolekulskih interakcija između rastvarača i rastvorene supstance mora biti slična jačini međumolekulskih interakcija između molekula čistog rastvarača i čiste rastvorene supstance.

Na primer, voda se ponaša kao dobar rastvarač za polarna i jonska jedinjenja zahvaljujući velikoj polarnosti molekula, njihovim elektron-donorskim sposobnostima i mogućnosti obrazovanja vodonične veze sa rastvorenim supstancom. Da li će doći do rastvaranja čvrste supstance u datom rastvaraču zavisi i od prirode rastvorene supstance i temperature sistema. Prilikom rastvaranja kuhinjske soli u vodi (NaCl), najpre se raskidaju jonske veze između atoma Na i Cl i formiraju se slobodni pozitivni i negativni joni. Takođe, raskidaju se vodonične veze prisutne u molekulu vode. Voda kao polaran molekul poseduje dipolni momenat, pa će prilikom rastvaranja negativno „naelektrisani” deo molekula vode okružiti pozitivno naelektrisane jone Na dok će pozitivno „naelektrisan” deo okružiti negativno naelektrisane jone Cl pri čemu se formiraju jon-dipol veze (*Slika 1.42.*). U nepolarnim rastvaračima, NaCl se neće rastvarati jer su jon-dipol interakcije između rastvarača i soli isuviše male ili ih uopšte nema da bi kompenzovale kidanje jonske veze.



Slika 1.42. Rastvaranje NaCl u vodi.

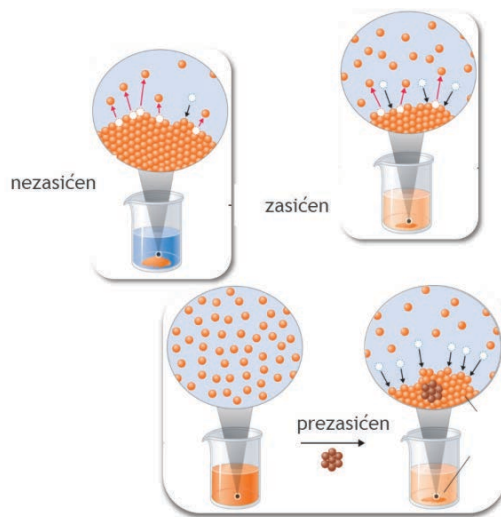
Kada se govori o rastvaranju jonske supstance u vodi, uvek se mora naglasiti i temperatura na kojoj se proces odvija. Na određenoj temperaturi uspostavlja se karakteristično ravnotežno između čvrste supstance prisutne u obliku taloga i hidratiranih jona iste supstance, koji se nalaze u rastvoru. Količina rastvorene supstance u gramima rastvorena u 100 grama rastvarača na datoj temperaturi se naziva rastvorljivost. ***Rastvorljivost se može definisati i kao osobina rastvorene supstance da obrazuje pravi rastvor tako da je količina supstance maksimalno moguća u datom rastvaraču na datoj temperaturi i pritisku.*** Pri delimičnom rastvaranju supstanci, mogu nastati (Slika 1.43.):

- ***Nezasićeni rastvori*** - sadrže manje rastvorene supstance od maksimalne količine koju može da primi ta količina rastvarača;
- ***Zasićeni rastvori*** - sadrži tačno maksimalnu količinu rastvorene supstance koju može da primi ta količina rastvarača; i
- ***Prezasićeni rastvori*** - sadrže više rastvorene supstance od maksimalne količine koju može da primi ta količina rastvarača. Da bi se napravio prezasićen rastvor potrebno ga je zagrejati da se višak supstance rastvori i zatim se naglo ohladi tako da supstanca ne stigne da iskristališe.

Rastvorljivost NaCl u vodi na 25°C iznosi 35,7 što znači da se u 100 g vode kao rastvarača rastvara 35,7 g NaCl i takav rastvor je zasićen. Ako rastvor sadrži manje od 35,7 g NaCl u 100 g vode onda je nezasićen, a ako sadrži više od 35,7 g NaCl onda je presićen.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Sa porastom temperature, rastvorljivost čvrstih supstanci se povećava, a gasova smanjuje. Prilikom rastvaranja gasova u tečnostima zapremina se znatno menja i parcijalni pritisak gasne komponente utiče na rastvorljivost. Pri konstantnoj temperaturi, rastvorljivost gasova se može opisati **Henry-jevim zakonom** koji je definisao britanski fizičar *William Henry*. Prema ovom zakonu **količina rastvorenog gasa u tečnosti je direktno proporcionalna parcijalnom pritisku tog gasa, koji u ravnoteži s tečnošću**. Svakodnevni primer *Henry-jevog* zakona je rastvorljivost ugljen-dioksida u gaziranim pićima. Pre nego što se boca s gaziranim pićem otvori, gas iznad pića u boci je skoro čisti ugljenik-dioksid, s pritiskom malo većim od atmosferskog pritiska. Kada bocu sa pićem koje takođe sadrži određenu količinu ugljen-dioksida otvorimo, deo rastvorenog ugljen-dioksida izlazi iz rastvora u obliku mehurića, sve dok se ne uspostavi ravnoteža sa gasom iznad tečnosti koji je na nižem pritisku.



Slika 1.43. Tipovi rastvora prema količini rastvorene supstance.

Henry-jev zakon se može zapisati u matematičkom obliku:

$$S_g = k P_g,$$

gde je S_g je rastvorljivost gasa, P_g parcijalni pritisak gasa i k – *Henry-jeva* konstanta. *Henry-jeva* konstanta se menja sa promenom temperature i zavisi od osobina sistema gas-rastvarač, pa zakon se može primeniti samo na rastvarače koji hemijski ne reaguju sa rastvorenim materijom. Ugljen-dioksid je tipičan primer gasa koji reaguje sa rastvaračem i stvara ugljenu kiselinu (H_2CO_3), do određenog stepena u vodi.

Koncentracija rastvora

U hemiji se koncentracija rastvora izražava na nekoliko načina, kao što su: procentna koncentracija, molarna koncentracija, molalna koncentracija, molski udeo (molska frakcija) itd.

Procentna koncentracija (maseni udeo) predstavlja broj grama supstance rastvorene u 100 g rastvora. Ako je rastvor natrijum hlorida 10%-ni, to znači da se u 100 g rastvora nalazi 10 g NaCl i 90 g vode. Može se zapisati kao:

$$\omega = m_{rs} / m_r \times 100,$$

gde je ω maseni udeo (%), m_{rs} masa rastvorene supstance, a m_r masa rastvora.

Molarna koncentracija (količinska koncentracija) predstavlja broj molova rastvorene supstance u 1 dm³ rastvora. Računa se prema formuli:

$$C = n / V,$$

gde je n količina supstance u molovima, a V je zapremina rastvora izražena u dm³.

Molalna koncentracija predstavlja broj molova rastvorene supstance u 1 kg rastvarača: Računa se prema formuli:

$$b = n / m_{\text{rastvarača}'}$$

gde je n količina supstance u molovima, a $m_{\text{rastvarača}}$ je masa rastvarača izražena u kg.

Molski udeo (molska frakcija) je odnos broja molova rastvorene supstance i ukupnog broja molova rastvora (zbir broja molova rastvorene supstance i rastvarača).

Normalitet (N) pokazuje koliko se grama ekvivalentne rastvorene supstance nalazi u 1 L rastvora. Ako je rastvor 1N znači da sadrži 1 g ekvivalent rastvorene supstance u 1 L rastvora. Gram ekvivalent je ekvivalentna težina nekog elementa ili jedinjenja izražena u gramima, a dobija se kada se gram-molekulska težina podeli sa brojem vodonikovih jona koji učestvuju u reakciji.

Koeficijent rastvorljivosti predstavlja količinu rastvorene supstance (u gramima) koja se može rastvoriti u 100 g rastvarača, a da se prilikom rastvaranja dobije zasićen rastvor. Zavisi od temperature, prirode supstance i rastvarača.

Razblaživanje rastvora

Razblaživanjem vodenih rastvora smanjuje se koncentracija rastvora, a povećava se njegova zapremina. Količina i masa rastvorene supstance pre i posle razblaženja ostaje nepromenjena (konstantna). Kako se količina rastvorene supstance ne menja, može se koristiti sledeći izraz za izračunavanje koncentracije ili zapremine:

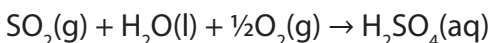
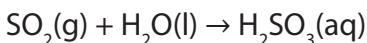
$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2,$$

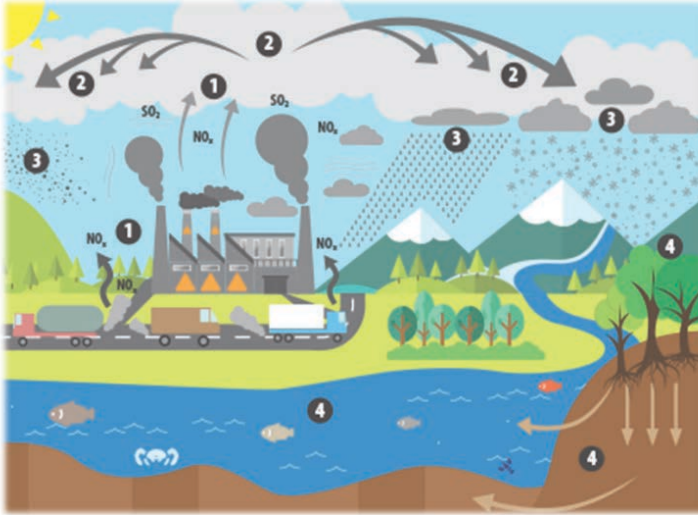
gde je C_1 koncentracija početnog (koncentrovanog) rastvora, C_2 koncentracija razblaženog rastvora, V_1 zapremina početnog rastvora i V_2 zapremina razblaženog rastvora.

Kisele kiše

Tokom 1970. i 1980. godina, jedan od najpoznatijih ekoloških problema u Evropi i Severnoj Americi bio je fenomen poznat kao *kisele kiše*. Bez obzira što je interes javnosti za ovaj problem danas daleko manji nego tada, kisele kiše i dalje postoje. ***Termin kisele kiše je popularan izraz za formalniji izraz poznat kao kiselo taloženje, koji uključuje više padavina samo u obliku kiše, već se može javiti i u vidu snega, susnežice, grada i magle (Slika 36).*** Takođe, može da uključuje i „suvo taloženje“ koje se sastoji od kiselih čestica i gasova, koje mogu uticati na pejzaže tokom perioda bez kiše.

Ukoliko je pH vrednost svakog od ovih oblika precipitacije niža od oko 5,2 one se smatraju „kiselim“ (voda sa pH od 7 je neutralna dok su kišnica i površinska voda blago kisele.). ***U životnoj sredini, rastvorljivost gasova u vodi znatno utiče na sastav prirodnih voda, naročito atmosferskih kao što su vodena para i kišnica. Prilikom reakcije zagađujućih gasova kao što su SO_2 i NO_x sa vodenom parom u atmosferi nastaju odgovarajuće kiseline ovih jedinjenja koje snižavaju pH vrednost „prirodnih“ kiša (Slika 1.44).*** Ovi neorganski gasovi se emituju iz različitih antropogenih (sagorevanja fosilnih goriva ao što su ugalj, nafta, prirodni gas, i topljenja ruda metala) i prirodnih (vulkanske erupcije) aktivnosti. Ovaj proces se može ilustrovati sledećim reakcijama:





Slika 1.44. Nastanak kiselih kiša: 1) emisija neorganskih gasova iz antropogenih izvora; 2) interakcija gasova sa vodenom parom u atmosferi; 3) depozicija atmosfenske vode u vidu padavina i 4) spiranje deponovanih voda u stajaće površinske vode.

Uobičajena pH vrednost kiše je oko 5,5 – 6,0 dok je pH vrednost kiselih kiša 4,0 – 4,5, a pH pojedinačnih kišnih oluja ponekad može pasti ispod 3,0. Pored toga, oblačna voda i magla u zagađenim oblastima mogu biti mnogo puta kiseliji od kiše koja pada u istom regionu.

Ako se padavine javljaju u oblastima osetljivim na kiselinu – tj u oblastima bez hemikalija koje neutrališu kiselinu, kao što je krečnjak, koji deluje kao pufer za kisele uslove (sve dok traje snabdevanje krečnjakom u okolini) – pH vode i zemljišta se smanjuje, što dovodi do povećanog rizika za mnoge oblike života. Kiselo taloženje može smanjiti pH površinskih voda i smanjiti biodiverzitet doprinoseći opadanju zdravlja riba i beskičmenjaka. Kisele kiše rastvaraju minerale u zemljištu koji sadrže kalcijum i magnezijum, što smanjuje dostupnost ovih metala biljkama. Takođe, iz zemljišta oslobađaju aluminijum, vezan za čestice tla i stene, u njegovom toksičnom rastvorenom obliku. Kisele kiše koje padaju u urbanim sredinama doprinose koroziji površina izloženih zagađenju vazduha i odgovorne su za propadanje krečnjačkih i mermernih zgrada i spomenika.

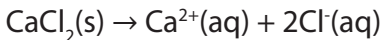
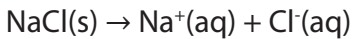
Problem kiselih kiša u Evropi i Severnoj Americi se u velikoj meri smanjio zbog snažnije kontrole emisije SO_2 i NO_x u vazduh. Međutim, efikasna kontrola emisija nije se proširila na sve zemlje, pogotovo na one mnogoljudne koje su u razvoju.

Teorije o kiselinama i bazama i elektrolitička disocijacija

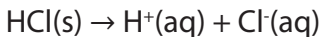
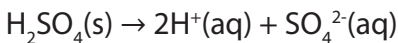
Kada se soli, kiseline ili baze rastvore u vodi delimično ili potpuno se razlažu na jone. Ove supstance se nazivaju **elektrolitima**, a njihovi vodeni rastvori provode struju usled razlaganja na jone pod uticajem polarnih molekula vode. Ako se radi o supstancama sa jonskom vezom, proces razlaganja se naziva **elektrolitička disocijacija** dok se razlaganje supstanci sa kovalentom vezom naziva jonizacija.

Teoriju elektrolitičke disocijacije prvi je objasnio *Svante Arrhenius* krajem XIX veka. Prema **Arrhenius-ovoj teoriji**, kiseline, baze i soli pri rastvaranju u vodi disosuju na pozitivno i negativno naelektrisane čestice (jone):

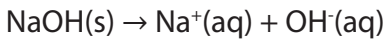
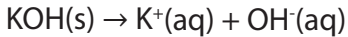
Soli:



Kiseline:



Baze:



Stepen disocijacije elektrolita (α) služi za izražavanje jačine elektrolita i predstavlja odnos između broja molekula (ili koncentracije) elektrolita disosovanog na jone (N_{dis}) i ukupnog broja molekula (ili koncentracije) elektrolita u rastvoru (N_U):

$$\alpha = N_{dis} / N_U$$

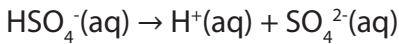
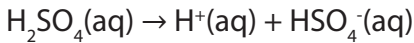
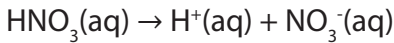
Stepen disocijacije zavisi od prirode elektrolita, prirode rastvarača i temperature. Jaki elektroliti u rastvoru potpuno disosuju na jone. Međutim, u rastvorima čije su koncentracije veće od $0,01 \text{ mol dm}^{-3}$ postoje interakcije između jona, pa se prividan stepen disocijacije računa prema:

$$c_i = v_i \alpha c,$$

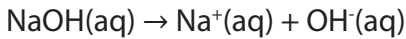
gde je c_i – koncentracija jona; c – koncentracija rastvora, v_i – stehiometrijski koeficijent jona, α – stepen disocijacije.

Ako je stepen disocijacije elektrolita u rastvoru koncentracije $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ veći od 30%, on spada u jake elektrolite. **Jaki elektroliti su većina neorganskih kiselina, baza i soli rastvorljivih u vodi** (H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , NaOH , KOH). Ako je stepen disocijacije elektrolita u rastvoru koncentracije $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ manji od 3% on spada u slabe elektrolite (CH_3COOH , KCN , NH_3). Supstance koje ne provode struju kada se rastvore u vodi se nazivaju **neelektroliti** i to su većina organskih jedinjenja rastvorljivih u vodi (šećer, glicerol, alkoholi).

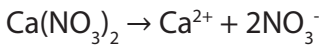
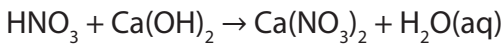
Prema *Arrhenius-ovoj* teoriji, kiseline su one supstance koje u vodi disocijacijom daju pozitivne jone H^+ (ili H_3O^+) jone i negativne jone kiselinog ostatka:



Baze su one supstance koje u vodi disocijacijom daju negativne hidroksidne jone, OH^- , i pozitivne jone metala:



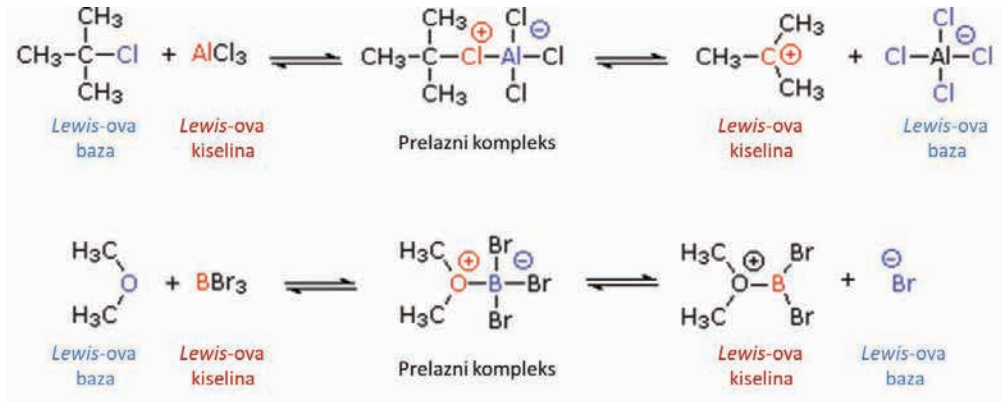
U reakciji između vodenih rastvora kiselina i baza (**neutralizacija**) nastaju odgovarajuće soli i voda. Pri disocijaciji, soli daju pozitivne jone metala i negativne jone kiselinog ostatka:



Međutim, iako validna u većini slučajeva, *Arenijus-ova* teorija je imala određene nedostatke. Na primer, amonijak se ponaša bazno iako ne sadrži nijednu od grupa koje je Arenijus označio kao nosioce baznosti. Takođe, *Arenijus* je govorio o postojanju hidrogen jona (H^+) u rastvoru, a kasnije je pokazano da se jon vodonika vezuje sa neutralan molekul vode i u rastvoru jedino gradi hidronijum jon (H_3O^+).

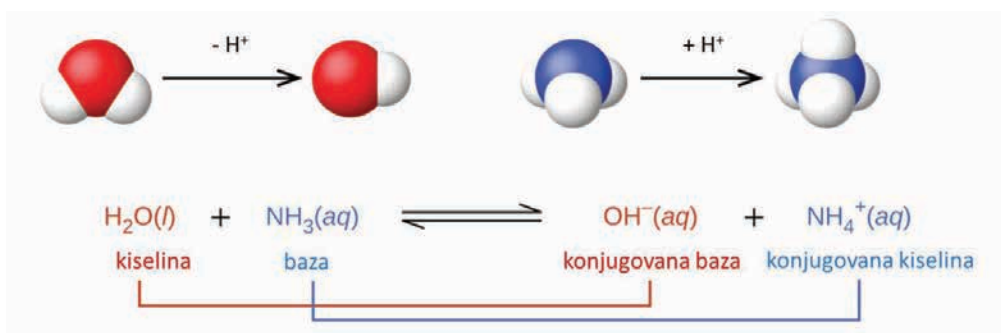
Lewis-ova (*Gilbert N. Lewis*) **teorija** kiselina i baza tzv. **donorsko-akceptorska teorija** definiše baze kao donore slobodnog elektronskog para, a kiseline kao akceptore slobodnog elektronskog para. Svaka baza ima na raspolaganju valentnu orbitalu sa slobodnim elektronskim parom, a svaka kiselina praznu valentnu orbitalu (*Slika 1.45.*).

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE



Slika 1.45. Primeri Lewis-ovih kiselina i baza.

Iste godine kada i Lewis (1923.) **Johanes N. Brønsted i Thomas M. Lowri** su predložili **protolitičku teoriju kiselina i baza** prema kojoj su kiseline donori protona, a baze akceptori protona. Kiseline kada otpusti proton postaje akceptor protona (jer na isto mesto sa kog je otpustila proton sada može da primi proton), pa samim tim ono što je ostalo od kiseline nakon odlaska protona je baza (Slika 1.46.). Takva baza se zove konjugovana baza polazne kiseline. Sa druge strane, baza koja je primila proton sada taj isti proton može da otpusti, pa postaje kiselina (konjugovana kiselina početne baze).



Slika 1.46. Primer kiselina i baza prema protolitičkoj teoriji.

Od navedenih teorija, najsveobuhvatnijom prema definiciji kiselina i baza smatra se Luisova teorija.

Jačina kiselina i baza direktno zavisi od njihove konstante disocijacije. Kod kiselina konstanta disocijacije se zove i kiselinska konstanta K_a , a kod baza bazna konstanta K_b . Jačina kiselina predstavlja meru koliko H^+ jona određena količina (ili koncentracija) kiseline može da otpusti u rastvor. Jake kiseline su potpuno disosovane i ovakvih neorganskih kiselina ima sedam (Tabela 7.). Sve one su vodenom rastvoru su potpuno disosovane na jone (osim sumporne) i prema broju H^+ jona koje mogu da otpuste mogu se podeliti na: **monobazne**, **dvobazne**, **trobazne**. Monobazne mogu da otpuste samo jedan H^+ jon, dvobazne kiseline mogu da otpuste dva H^+ , a trobazne kiseline mogu da otpuste tri H^+ (H_3PO_4).

Jake baze su samo hidroksidi alkalnih (I grupa) i nekih zemnoalkalnih metala (II grupa), (Tabela 1.7.). One su potpuno disosovane u vodi i mogu biti **monokisele** (NaOH), **dvokisele** $Ba(OH)_2$ ili **trokisele** $Fe(OH)_3$. Najpoznatija slaba baza je NH_3 .

Soli su jonska jedinjenja nastala u reakciji neutralizacije između kiseline i baze i u rastvoru disosuju na anjon poreklom od kiseline i katjon od baze. Soli mogu biti **neutralne**, **kisele** i **bazne**. Neutralne soli nastaju potpunom neutralizacijom kiseline bazom ($NaCl$, Na_2SO_4 , $CaCO_3$). Kisele soli su proizvodi nepotpune neutralizacije neka višebazne kiseline ($NaHCO_3$, $KHSO_4$) dok su bazne soli nastaju pri nepotpunoj neutralizaciji kiselina ($Ca(OH)Cl$). Bazne i kisele soli ne moraju u vodenim rastvorima da daju baznu ili kiselu reakciju.

Tabela 1.7. Formule i nazivi nekih od najvažnijih neorganskih kiselina i baza.

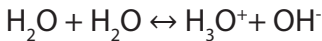
| Kiseline | | | Baze | | |
|-----------|----------------|-----------------|------------|-----------------------|---------------|
| Formula | Naziv | Jačina | Formula | Naziv | Jačina u vodi |
| $HClO_4$ | perhlorna | jaka | NaOH | natrijum-hidroksid | jaka |
| HCl | hlorovodonična | jaka | KOH | kalijum-hidroksid | jaka |
| H_2SO_4 | sulfatna | jaka | $Ca(OH)_2$ | kalcijum-hidroksid | jaka |
| H_2SO_3 | sulfitna | umereno jaka | $Mg(OH)_2$ | magnezijum-hidroksid | slaba |
| HNO_3 | nitratna | jaka | $Ba(OH)_2$ | barijum-hidroksid | jaka |
| HNO_2 | nitritna | slaba | $Al(OH)_3$ | aluminijum-hidroksid | amfoteran |
| H_3PO_4 | fosfatna | umereno jaka | $Fe(OH)_3$ | gvožđe(III)-hidroksid | slaba |
| H_2CO_3 | ugljena | slaba | NH_3 | amonijak | slaba |

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Ako je kiselina jaka – njena konjugovana baza će biti slaba (HCl, Cl⁻). Ako je kiselina slaba - njena konjugovana baza će biti jaka (CH₃COOH, CH₃COO⁻). Ako je baza jaka, njena konjugovana kiselina će biti slaba (NaOH, Na⁺) i obratno, ako je baza slaba, njena konjugovana kiselina će biti jaka (NH₃, NH₄⁺). **Rastvor soli nastale neutralizacijom jake baze jakom kiselinom će biti neutralan, a kiselost rastvora soli nastale neutralizacijom slabe baze slabom kiselinom će zavisiti od toga koje sredstvo je jače.** Rastvor soli će biti bazan kada se u vodi rastvori so koja je nastala neutralizacijom jake baze slabom kiselinom (CH₃COONa) dok će pri rastvaranju soli koja je nastala neutralizacijom slabe baze jakom kiselinom (NH₄Cl) nastati kiseo rastvor.

Kiselinsko-bazne ravnoteže i pH

Vode pokrivaju oko 71% (~1 260×10¹⁸ L) Zemljine površine, pa se veliki broj reakcija u čovekovoj okolini odvija u vodenoj sredini. Takođe, voda čini oko 70% čovekovog organizma (ćelije sadrže čak i do 95% vode, a krvna plazma 90%), pa se i veliki broj biohemijskih tj. esencijalnih životnih reakcija odigrava u vodi. **Voda je slab elektrolit i podleže autojonizaciji usled čega nastaju hidronijum i hidroksid jon:**



Konstanta ravnoteže ove reakcije, odnosno **konstanta jonizacije vode** se može predstaviti kao:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Kako su molekuli čiste vode prisutni u ogromnom višku u odnosu na ravnotežne koncentracije nastalih jona definiše se nova konstanta koja se zove jonski proizvod vode. Ova veličina predstavlja proizvod koncentracija vodoničnih i hidroksilnih jona:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

Na 25°C, brojčana vrednost jonskog proizvoda vode iznosi 1·10⁻¹⁴ mol² dm⁻⁶. Ovo znači da su koncentracije hidronijum i hidroksilnih jona jednake (10⁻⁷ mol dm⁻³), pa je voda neutralna. Ukoliko se koncentracija hidronijum ili hidroksilnih jona poveća, rastvor će postati kiseo odnosno bazan. Kao merilo kiselosti nekog rastvora, koristi se pH vrednost (vodonični eksponent) odnosno pOH vrednost kao merilo baznosti.

Obe veličine su vrednosti negativnog dekadnog logaritma koncentracije hidronijum odnosno hidroksilnih jona:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+], \text{ odnosno } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-], \text{ odnosno } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Logaritmovanjem izraza za jonski proizvod vode dobija se:

$$-\log K_w = -\log[\text{H}^+] \times -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

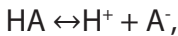
Iz navedenog sledi da će neutralan rastvor imati $\text{pH} = 7$. Ukoliko je $\text{pH} < 7$, u pitanju je kiseo rastvor, a ako je $\text{pH} > 7$, rastvor reaguje bazno. Na Slici 1.47. su navedeni primeri pH vrednosti nekih uobičajenih proizvoda.



Slika 1.47. pH skala uobičajenih proizvoda.

Puferi

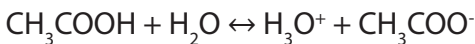
Rastvori koji imaju sposobnost da regulišu i održavaju kiselost rastvora (pH vrednost) konstantnom nazivaju se **puferi**. **Puferi su smeša slabe kiseline i njene konjugovane baze ili slabe baze i njene konjugovane kiseline**. Mehanizam delovanja pufera se zasniva na uspostavljanju ravnoteže između slabe kiseline i njene konjugovane baze. Disocijacija slabih kiselina se može predstaviti reakcijom:



gde je HA kiselina, a A^- konjugovana baza. Konstanta ravnoteže odnosno konstanta disocijacije ove reakcije je:

$$K_c = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

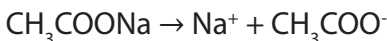
Prema **Le Chatelier-ovom principu** svaka promena koncentracije bilo koje od komponentni, dovešće do težnje sistema da promenu svede na minimum. Disocijacija slabe organske kiseline, npr. sirćetne kiseline se može predstaviti ravnotežom:



koja je definisana konstantnom jonizacije:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]^2}$$

Ukoliko ovom rastvoru dodamo natrijum-acetat (CH_3COONa), ona će potpuno disosovati:



Na ovaj način se povećava koncentracija acetatnog jona (konjugovane baze) koji reaguju sa H_3O^+ jonima dajući molekule CH_3COOH . Koncentracija slobodnih hidronijum jona se smanjuje, a pH raste. Smatra se da je koncentracija nejonizovane sirćetne kiseline jednaka početnoj koncentraciji kiseline u rastvoru zbog suzbijene jonizacije usled dodatka acetata. Sa druge strane, koncentracija konjugovane baze (CH_3COO^-) postaje približno jednaka koncentraciji dodate soli.

Jednostavnom transformacijom izraza za konstantu jonizacije kiseline dobija se **Henderson–Hasselbalch–ova** (*Richard Henderson i Karl Albert Hasselbalch*) **jednačina pufera**:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \times \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Analogna jednačina se može izvesti i za puferske rastvore koji se sastoje od slabe baze i njene konjugovane kiseline. Sposobnost pufera da se opire promeni kiselosti rastvora zavisi od totalne koncentracije pufera ($[\text{HA}] + [\text{A}^-]$) i definisana je **kapacitetom pufera**. Razblaživanjem puferskog rastvora, njegova pH se ne menja, ali se kapacitet smanjuje. Kapacitet pufera se izračunava iz formule:

$$\beta = dCB / dpH,$$

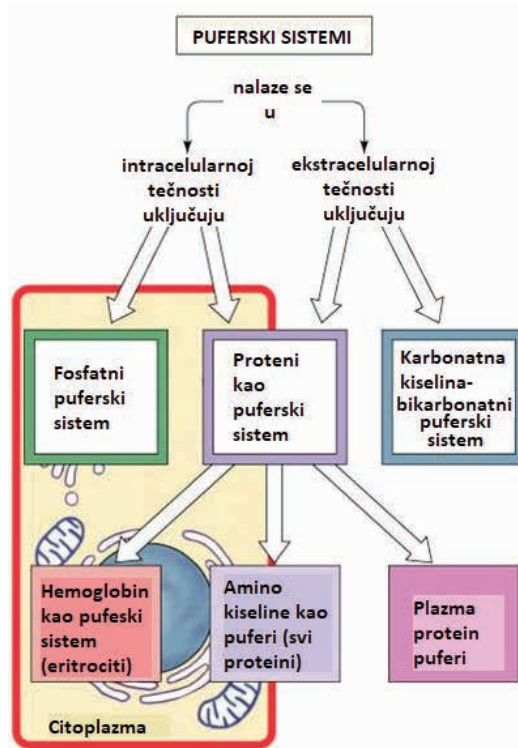
gde je CB količina dodate baze. Bitno je napomenuti da je $\beta > 0$, da ukoliko je $dCB > 0$ da je dolazi do porasta pH, odnosno $dpH > 0$, dok ukoliko je $dCB < 0$, dolazi do pada pH, odnosno $dpH < 0$.

Značaj puferskih sistema za žive organizme

Puferi imaju važnu primenu u eksperimentima u biohemiji, jer se procesi koji se ispituju uglavnom dešavaju na pH između 6 i 8, zbog čega je bitna stabilna vrednost pH rastvora. **Održavanje pH vrednost u živim sistemima je bitno za strukturu i funkciju proteina, a posebno za aktivnost enzima (proteina sa katalitičkom funkcijom), kao i za naelektrisanje azotnih baza koje se nalaze u sastavu nukleinskih kiselina.**

Puferski sistemi se dele na one koji se nalaze u intracelularnoj tečnosti (odnosno u ćeliji) i one koji se nalaze u ekstracelularnoj tečnosti (odnosno van ćelije). U intracelularne puferske sisteme spadaju fosfatni pufer, hemoglobin (protein koji se nalazi u crvenim krvnim zrnima, odnosno eritrocitima), aminokiseline (komponente proteini) u citoplazmi, dok u ekstracelularne spadaju bikarbonatni pufer, proteini krvne plazme i aminokiseline (ekstracelularni proteini) (*Slika 1.48*).

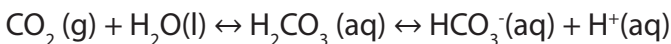
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE



Slika 1.48. Puferski sistemi u živim organizmima.

Održavanje fiziološkog pH spada u *mehanizme homeostaze*. **Najvažniji puferi u ljudskom organizmu su fosfatni i bikarbonatni (hidrogenkarbonatni) i zadušeni su za održavanje pH vrednosti krvi i transport ugljen-dioksida i kiseonika.** Organi koji učestvuju u održavanju konstantnosti pH su: krv, jetra, bubrezi i pluća.

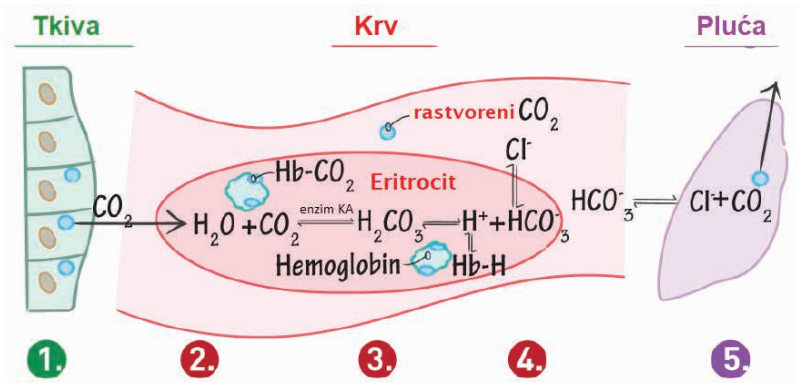
Bikarbonatni pufer se sastoji od slabe kiseline (H_2CO_3) i njene konjugovane baze (HCO_3^-). Jednačina koja opisuje ovaj sistem u ravnoteži je:



Kada se vodonični joni dodaju ili uklone reakcija se pomera kako bi se poništila promenu i zadržala njihova koncentracija relativno konstantnom. Kada pH krvi pada, povećanje koncentracije H^+ jona pomera jednačinu na levu stranu prema *Le Chatelier-ovom* principu. Višak H^+ jona se kombinuje sa bikarbonatnim jonima i formira karbonatnu kiselinu, što dovodi do smanjenja koncentracije H^+ jona i samim tim podizanja pH.

Pluća u procesu disanja izbacuju ugljen-dioksid iz organizam što podiže pH u organizmu. Kada pH krvi raste, znači da je u njoj prisutna manja koncentracija H^+ jona. Još jednom, prema *Le Chatelier-ovom principu*, se jednačina pomera, ali sada na desnu stranu, što vodi povećanju koncentracije vodoničnih jona. Veća koncentracija H^+ jona dovodi do snižavanja pH vrednosti, čime se koriguje narušena fiziološka vrednost pH.

Na *Slici 1.49*. je prikazana putanja transport CO_2 i funkcija bikarbonatnog pufera kroz nekoliko povezanih reakcija koje se dešavaju najvećim delom u eritrocitima i uključuju međumolekulske interakcije, enzimske reakcije i transport. **Bitno je napomenuti da se u ovim reakcijama i hemoglobin ponaša kao proteinski pufer, jer reguliše koncentraciju vodoničnih jona.**

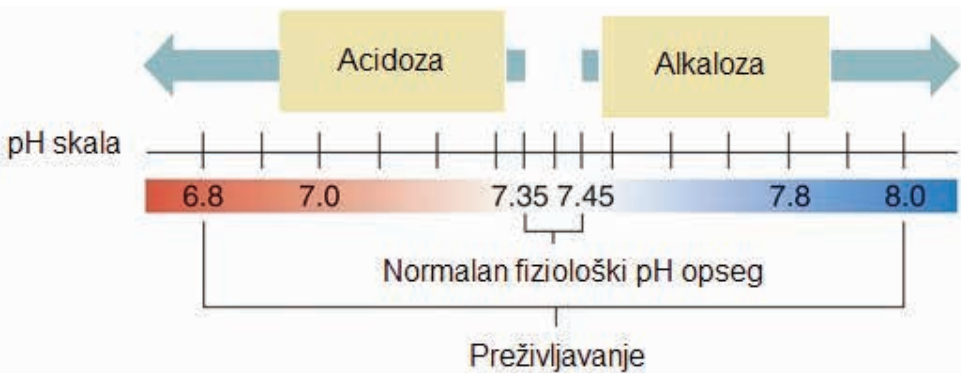


Slika 1.49. Transport CO_2 i bikarbonatni pufer 1 – Ulazak CO_2 iz tkiva u krvotok, a zatim u eritrocite i vezivanje za hemoglobin $Hb-CO_2$; 2 – U prisustvu molekula vode pretvaranje CO_2 u karbonatnu kiselinu pomoću enzima karbonatne anhidraze (KA); 3 – Disocijacija karbonatne kiseline na vodonični (koga vezuje hemoglobin $Hb-H$) i bikarbonatni jon; 4 – prelazak bikarbonatnog jona iz eritrocita u krvnu plazmu izmenom sa hloridnim anjonom; 5 – Prelazak bikarbonata u pluća putem izmene hloridnim anjonima, povratna reakcija do CO_2 i izbacivanje putem respiracije u spoljašnu sredinu.

Značaj puferskih sistema za preživljavanje se može objasniti na primeru održavanja pH krvi između 7,35 i 7,45 u uslovima homeostaze pomoću gore prikazanog bikarbonatnog pufera. **Varijacije metabolizma mogu imati kao ishod odstupanja pH vrednosti krvi koje mogu dovesti do narušavanja funkcionisanja organizam, pa tako razlikujemo acidozu i alkalozu. Acidoza je stanje u kome je vrednost pH krvi ispod 7,35.** Ovo snižavanje pH može biti vezano za metabolički disbalans (proizvodnja mlečne kiseline, gladovanje, lekovi, način

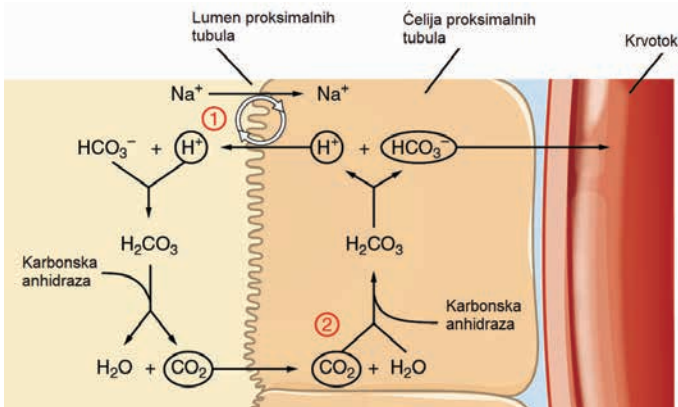
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

ishrane, određena oboljenja kao što je dijabetes) ili poremećaje procesa disanja (respiracije). Ukoliko pH padne ispod 7,00 dolazi do narušavanja funkcije nervnog sistema, nastupa koma, a mogu se desiti i letalni (smrtni) ishodi (pH ispod 6,80). **Alkaloz**a, sa druge strane, **predstavlja stanje kada pH pređe vrednost od 7,45** i takođe može biti rezultat poremećaja metabolizma (promene pH zeluca usled povraćanja, upotrebe nekih lekova, trovanje hemikalijama, hormoski disbalans, itd) ili procesa disanja (pojačan fizički napor ili emocionalni stres). Isto kao i acidoza, promene pH dovode do poremećaja rada nervnog sistema koje rezultuje mišićnim spazmom, a ukoliko pH poraste preko 8,00 nastupa smrt (*Slika 1.50*).



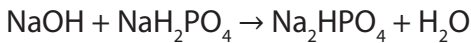
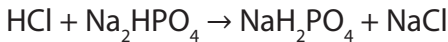
Slika 1.50. Alkaloz i acidoza.

Za razliku od respiratornog sistema koji je uključen u regulaciju nivoa karbonatne kiseline u krvi preko regulacije transporta ugljen-dioksida, renalna (bubrežna) regulacija se odnosi na kontrolisanje nivoa bikarbonata. Snižavanje koncentracije bikarbonatnih jona dovodi do inhibicije enzima karbonatne anhidraze (može biti rezultat različitih oboljenja sistema za izlučivanje, dejstva diuretika ili diareje, gladovanja, dijabetesa). Bikarbonati se u krvotok vraćaju kroz niz reakcija koje se zasnivaju na metabolizmu i transportu natrijuma i ugljen-dioksida (*Slika 1.51*).

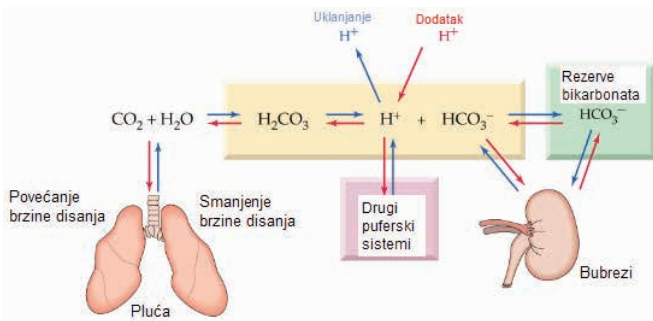


Slika 1.51. Očuvanje koncentracije bikarbonatnih jona pomoću renalne regulacije. 1- Izmena vodoničnih jona i jona natrijuma, 2 – Formiranje bikarbonata.

Fosfatni pufer se nalazi u dve forme natrijum dihidrogen fosfat ($\text{NaH}_2\text{PO}_4^-$) koji je slaba kiselina, natrijum hidrogen fosfat (NaHPO_4^{2-}) koji je slaba baza. Kada $\text{Na}_2\text{HPO}_4^{2-}$ interaguje sa jakim kiselinom, baza kupi drugi vodonični joni i formira slabu kiselinu. Kada slaba kiselina $\text{NaH}_2\text{PO}_4^-$ dođe u kontakt sa jakim bazom slaba ona se kovertuje u slabu bazu i molekul vode, odnosno:



Uloga bubrega u održavanju pH se ogleda kroz regulaciju reapsorpcije bikarbonatnih jona u krvotok i sprečavanje njihovog gubitka preko urina, regulaciju soli i vode. Takođe, bubrežne ćelije sekreću H^+ jone u procesu filtracije (faza u formiranju urina) čime se oni izlučuju u urin. Sumarna veza dva puferska sistema prikazana je na Slici 1.52.



Slika 1.52. Veza regulacije pH u organizmu između bikarbonatnog i fosfatnog pufera.

Pitanja za proveru znanja i diskusiju



1. Izračunati masu supstance i zapreminu vode potrebnu za pripremanje $2,5 \text{ dm}^3$ rastvora ($\rho=1 \text{ g cm}^{-3}$) koji sadrži 2 mas% supstance.
2. Izračunati molalitet 27 mas% rastvora sumporne kiseline. ($\rho=1,20 \text{ g cm}^{-3}$)
3. Izračunati zapreminu 10,0 mas% rastvora Na_2CO_3 potrebnu za pripremanje 500 cm^3 rastvora koncentracije $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$. ($\rho_{10,0 \text{ mas}\% \text{ Na}_2\text{CO}_3}=1,10 \text{ g cm}^{-3}$)
4. U $20,00 \text{ cm}^3$ 88,0 mas% rastvora sumporne kiseline dodato je 100 cm^3 vode. Izračunati koncentraciju ovako dobijenog razblaženog rastvora.
5. U koliko vode ($\rho=1,00 \text{ g cm}^{-3}$) treba da se rastvori 10,0 g kristalnog $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ da bi se dobio rastvor koncentracije $0,250 \text{ mol dm}^{-3}$? Izračunati procentni sadržaj ovog rastvora ako se zna da je gustina rastvora $1,02 \text{ g cm}^{-3}$.
6. Izračunati masu $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ i zapreminu vode ($\rho=1,0 \text{ g cm}^{-3}$) potrebnu za pripremanje 50 g rastvora koji sadrži 12 mas.% BaCl_2 . $\text{Ar}(\text{H})=1,008$; $\text{Ar}(\text{O})=16$; $\text{Ar}(\text{Cl})=35$; $\text{Ar}(\text{Ba})=137,327$.
7. Koja zapremina rastvora srebro-nitrata koncentracije $4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ može da se dobije razblaživanjem $17,0 \text{ cm}^3$ 4,00 mas% rastvora AgNO_3 ? Pretpostaviti da je gustina 4 mas% rastvora $1,00 \text{ g cm}^{-3}$.
8. Izračunati procentni sadržaj sumporne kiseline u rastvoru gustine $\rho=1,60 \text{ g cm}^{-3}$ ako se zna da $5,00 \text{ cm}^3$ ovog rastvora neutrališe $50,0 \text{ cm}^3$ rastvora natrijum-hidroksida koncentracije $2,25 \text{ mol dm}^{-3}$.
9. $52,0 \text{ cm}^3$ rastvora sumporne kiseline ($\rho=1,52 \text{ g cm}^{-3}$) razblaži se vodom do 500 cm^3 . Za neutralizaciju $5,00 \text{ cm}^3$ ovako razblaženog rastvora potrebno je $20,0 \text{ cm}^3$ rastvora natrijum-hidroksida koncentracije $0,50 \text{ mol dm}^{-3}$. Izračunati procentni sadržaj polaznog rastvora sumporne kiseline.

10. Koliko je vode ($\rho=1,00 \text{ g cm}^{-3}$) potrebno ispariti iz 400 cm^3 5,0 mas% rastvora natrijum-hlorida ($\rho=1,00 \text{ g cm}^{-3}$) da bi se dobio 40 mas% rastvor?
11. Ako se u $1,20 \text{ dm}^3$ nekog vodenog rastvora nalazi $6,84 \times 10^{-4} \text{ g}$ jona H_3O^+ , odrediti pH tog rastvora na 25°C .
12. Vodeni rastvor nekog elektrolita sadrži $1,53 \times 10^{-9} \text{ g}$ jona OH^- u 100 cm^3 rastvora. Odrediti pH ovog rastvora na 25°C .
13. Odrediti koncentraciju jona H_3O^+ i OH^- u rastvoru u kome je vrednost $\text{pH}=3,42$ na 25°C .
14. Izračunati pH vrednost acetatnog pufera koji sadrži 0,300 mola sirćetne kiseline i 0,300 mola kalijum-acetata u $0,600 \text{ dm}^3$ rastvora. Izračunati i pH vrednost ovog rastvora po dodatku $6,00 \times 10^{-2}$ molova sumporne kiseline. Pretpostaviti da se zapremina rastvora ne menja prilikom dodavanja i da je elektrolitička disocijacija sumporne kiseline potpuna u oba stepena. Konstantna elektrolitičke disocijacije sirćetne kiseline je $K_a=1,8 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$.
15. Kako se može pripremiti fosfatni pufer čija će pH vrednost iznositi 8,00? Konstantne elektrolitičke disocijacije fosforne kiseline su $K_{a1}=7,5 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$; $K_{a2}=6,2 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$; $K_{a3}=4,8 \times 10^{-13} \text{ mol dm}^{-3}$.
16. Koliko grama amonijum-sulfata treba dodati u $5,00 \text{ dm}^3$ amonijaka koncentracije $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$, da bi se dobio amonijačni pufer čija će pH vrednost iznositi 8,90? Konstantna elektrolitičke disocijacije amonijaka tj. bazna konstanta je $K_b=1,8 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$.
17. Izračunati promenu koncentracije OH^- jona u rastvoru amonijaka koncentracije $0,11 \text{ mol dm}^{-3}$ posle rastvaranja $1,0 \text{ mol}$ čvrstog NH_4Cl u $1,0 \text{ dm}^3$ rastvora. Temperatura se nije promenila pri razblaženju. Konstantna elektrolitičke disocijacije amonijaka tj. bazna konstanta je $K_b=1,8 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$.
18. U $15,0 \text{ cm}^3$ hlorovodonične kiseline koncentracije $1,00 \text{ mol dm}^{-3}$ dodato je $4,77 \text{ g}$ $\text{NaCH}_2\text{COO} \times 3\text{H}_2\text{O}$ i rastvor je dopunjen vodom do 100 cm^3 . Izračunati pH ovog rastvora na temperaturi 25°C . Konstantna elektrolitičke disocijacije sirćetne kiseline je $K_a=1,8 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

19. Izračunati masu 5 mas.% rastvora kalcijum-hlorida koja je potrebna da bi se potpunim otparavanjem vode dobilo 3,2 g kalcijum-hlorida.
20. Izračunati koeficijent rastvorljivosti kalijum-hlorata na 70°C ako se u 45 cm³ vode na navedenoj temperaturi rastvara 13,29 g ove soli (pH₂O, 70°C = 0,9778 g cm⁻³).
21. Izračunati koncentraciju zasićenog rastvora olovo-nitrata (Pb(NO₃)₂) na 5°C ako je gustina tog rastvora 1,33 g, a koeficijent rastvorljivosti 41,9 pri datim uslovima. Ar(Pb)=207,2; Ar(O)=16; Ar(N)=14
22. Isparavanjem vode u vakuumu iz 15 cm³ rastvora bakar(II)sulfata (ρ=1,206 g cm⁻³), koji je zasićen na 15°C, dobijeno je 4,85 g CuSO₄·5H₂O. Izračunati koeficijent rastvorljivosti ove soli na 15°C. Ar(Cu)=63,5; Ar(O)=16; Ar(S)=32; Ar(H)=1,008
23. Izračunati koncentracije jona Fe³⁺ i Cl⁻ u rastvoru FeCl₃ koncentracije 0,100 mol dm³ ako je stepen disocijacije 65%.
24. Rastvorljivost barijum-karbonata u vodi na 18°C iznosi 7,00x10⁻⁵ mol dm⁻³. Izračunati proizvod rastvorljivosti barijum-karbonata ako se pretpostavi da je stepen disocijacije soli 1.
25. Masena koncentracija zasićenog vodenog rastvora kadmijum(II) hidroksida na sobnoj temperaturi iznosi 2,11x10⁻³ g dm⁻³. Izračunati proizvod rastvorljivosti barijum-karbonata ako se pretpostavi da je stepen disocijacije soli 1. Ar(H)=1,008; Ar(O)=16; Ar(S)=32.

ORGANSKA JEDINJENJA U ŽIVOTNOJ SREDINI

Podela na neorganska i organska jedinjenja

Neko vreme u našoj istoriji, verovalo se da razliku između neorganskih i organskih jedinjenja čini ugljenik. Neorganska hemija je podrazumevala hemiju „neživih stvari“ odnosno molekula i jona koji nisu zasnovani na ugljeniku dok je organska hemija predstavljala „hemiju života“ odnosno proučavanje molekula na bazi ugljenika, jer su prvi molekuli koji su izolovani iz živih organizama sadržali ugljenik. Termini organski i neorganski su zadržani i danas, kao i opšte prihvaćena definicija neorganske hemije koja proučava neugljenične molekule, ili sve elemente u periodnom sistemu elemenata osim ugljenika. Međutim, razvijena je i svest o tome da ova podela nije sasvim ispravna i jasna. Na primer, organometalni katalizatori koji se koriste u reakcijama organske sinteze, kao i sva organometalna jedinjenja, sadrže metale koji su vezani za ugljenik ili molekule koji sadrže ugljenik. Da li su ova jedinjenja neorganska jer sadrže metale ili organska jer sadrže ugljenik? Drugi primer su biološki faktori koji sadrže jone metale vezane sa ugljenik.

Neorganska jedinjenja se mogu klasifikovati kao sva ona jedinjenja u kojima odsustvuje C-H veza, ugljenični prstenovi i/ili ugljovodonični lanci. Primeri neorganskih jedinjenja su: joni, kiseline, baze, oksidi i soli, čije osobine i nastanak su opisani u ranijim poglavljima.

Organska jedinjenja

Funkcionalne grupe

Funkcionalne grupe su grupe atoma u organskim jedinjenjima koje daju karakteristične osobine njima i njihovim reakcijama. Hemijska jedinjenja koja poseduju iste funkcionalne grupe se zbog sličnih osobina klasifikuju u zajedničke grupe. Jedinjenje može sadržati jednu ili više funkcionalnih grupa. U *Tabeli 8* se nalazi lista funkcionalnih grupa.



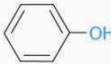





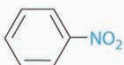
Najjednostavnija funkcionalna grupa u organskoj hemiji koja se često zanemaruje prilikom navođenja funkcionalnih grupa je naziva se **alkan**, za koju je karakteristično postojanje isključivo **jednostrukih veza između dva ugljenika i između ugljenika i vodonika**. **Najjednostavniji alkan je prirodni gas metan (CH_4)**. Metan je u tragovima prisutan i u atmosferi (0,00017%).

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Najvažniji izvori alkana su fosilna goriva, nafta i gas; prirodni gas može sadržati i do 90% metana sa manjim udelima etana, propana i butana. Sirova nafta se putem frakcione destilacije razdvaja na komponente koje imaju različitu namenu. U zavisnosti od temperature ključanja, odvajaju se frakcije alkana sa različitim brojem ugljenikovih atoma. Na temperaturama do 40°C izdvajaju se alkani koji sadrže do 4 ugljenika; na temperaturama između 175 i 350°C izdvajaju se kerozin i dizel koji se koriste kao goriva, itd. Na *Slici 1.53* kao primer alkana prikazan je etan.

Alkeni, poznati još i pod imenom olefini, poseduju **dvostruke veze ugljenik-ugljenik**, a **alkini trostruke veze ugljenik-ugljenik**. Na *Slici 1.45* prikazane su Luisove strukture i crtež linije najjednostavnijeg alkena, etena, i najjednostavniji primer alkina, etin (ili acetilen). Alkeni imaju trigonalnu planarnu geometriju elektrona zbog sp^2 hibridnih orbitala na alkenskim ugljenicima i mnogi alkeni mogu imati dva geometrijska oblika: cis ili trans (*Slika 1.54.*). Cis i trans oblici datog alkena su različiti molekuli sa različitim fizičkim svojstvima. Alkini imaju linearnu geometriju zbog sp hibridnih orbitala na ugljenicima alkina. Alkeni grade različite prirodne i sintetičke polimere, kao što su na primer likopen i stiren.

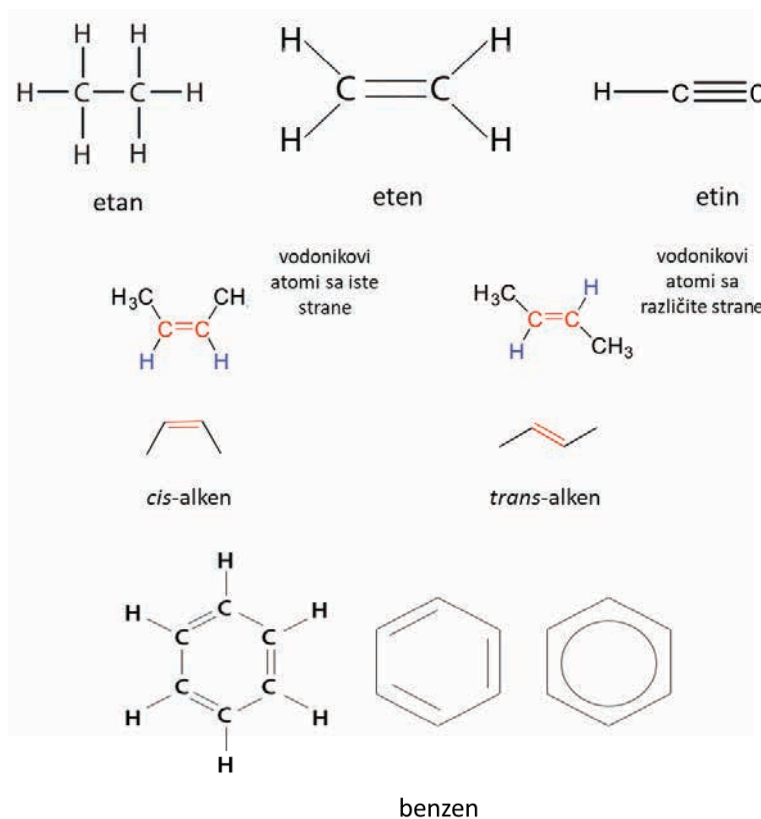
Alkani, alkeni i alkini su klasifikovani kao **ugljovodonici**, jer se sastoje samo od atoma ugljenika i vodonika. Za **alkane se kaže da su zasićeni ugljovodonici**, jer su ugljenici vezani za najveći mogući broj vodonika dok dvostruko i trostruko vezani ugljenici u alkenima i alkinima imaju manje atoma vodonika vezanih za njih, pa se **alkeni i alkini nazivaju nezasićenim ugljovodicima**. Vodonik se može dodati dvostrukim i trostrukim vezama u vrsti reakcije koja se naziva hidrogenacija.

| Klasa jedinjenja | Opšta formula | Primer | Uobičajeno (sistematsko) ime | Uobičajen prefiks/sufiks |
|--|--------------------------------------|---|--|--------------------------|
| Ugljovodonici | | | | |
| Alkani | RH | CH ₃ CH ₃ | etan | -an |
| Alkeni | RR'C=CR''R''' | H ₂ C=CH ₂ | etilen (eten) | -en |
| Alkini | RC≡CR' | HC≡CH | acetilen (etin) | -in |
| Areni | ArH ^o |  | benzen | -en |
| Jedinjenja koja sadrže halogene | | | | |
| Alkil halidi | RX | CH ₃ CH ₂ Cl | etil-hlorid (hloretan) | halid halo- |
| Aril halidi | ArX ^o |  | hlorobenzen | halo- |
| Jedinjenja koja sadrže kiseonik | | | | |
| Alkoholi | ROH ^o | CH ₃ CH ₂ OH | etil-alkohol (etanol) | -ol |
| Fenoli | ArOH ^b |  | fenol | -ol |
| Etri | ROR' | H ₃ CH ₂ COCH ₂ CH ₃ | dietil-etar | -etar |
| Aldehidi | RCHO |  | acetaldehid (etanal) | -al |
| Ketoni | RR'C=O |  | aceton (2-propanon) | -on |
| Karboksilne kiseline | RCO ₂ H |  | sirćetna kiselina (etanoanska kiselina) | -ska kiselina |
| Derivati karboksilnih kiselina | | | | |
| Estri | RCO ₂ R' |  | metil-acetat (metil-etanoat) | -oat |
| Amidi | RCONHR' |  | N-metilacetamid | -amid |
| Jedinjenja koja sadrže azot | | | | |
| Amini | RNH ₂ , RNHR', RNR'R'' | CH ₃ CH ₂ NH ₂ | etilamin | -amin |
| Nitrili | RC≡N | H ₃ CC≡N | acetonitril | -nitril |
| Nitro jedinjenja | ArNO ₂ ^o |  | nitrobenzen | nitro- |

Slika 1.53. Pregled funkcionalnih grupa i primeri; R–alkil grupa, Ar–aril grupa.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Aromatične funkcionalne grupe su ravne prstenaste strukture sa naizmeničnim dvostrukim vezama. Primer aromatične grupe je benzen, izuzetno kancerogeno jedinjenje često emitovano iz antropogenih izvora (Slika 1.54.). Više benzenovih prstena spojenih zajedno čine **polciklične aromatične ugljovodonike (PAHs)** koji se, takođe, javljaju kao zagađujuće supstance u životnoj sredini.



Slika 1.54. Primeri alkana, alkena i alkina.

Funkcionalne grupe sa jednostrukom vezom između ugljenika i drugih atoma

Kada je ugljenik alkana vezan za jedan ili više halogena (F, Cl, Br ili I), grupa se naziva alkil halogenid ili haloalkane, a jedinjenja koja sadrže ovu funkcionalnu grupu halogenidi (Slika 1.55.). Pošto halogeni imaju slična fizičko-hemijska svojstva, prisustvo atoma halogena se često predstavlja sa X. Jedan od predstvanika halogenida je hloroform koji je često upotrebljivan rastvarač u laboratoriji i bio je jedan od ranih anestetičkih lekova koji se koriste u hiruriji.

Poznata jedinjenja iz ove grupe su i freoni koji su korišćeni kao rashladna sredstva i u aerosol sprejevima do kasnog XX veka. ***Njihova upotreba je zabranjena i prekinuta nakon što je utvrđeno da freoni štetno utiču na ozonski omotač odnosno da putem lančanih reakcija izazivaju razgradnju molekula ozona i posledično, smanjivanje debljine ozonskog omotača.*** Bromoetan je jednostavan alkil halid koji se često koristi u organskoj sintezi.

Alkoholi su jedinjenja koja sadrže ugljenik jednostruko vezan za hidroksil funkcionalnu grupu (OH). Uz izuzetak metanola, svi alkoholi se mogu klasifikovati kao ***primarni, sekundarni ili tercijarni.*** U primarnom alkoholu, ugljenik vezan za OH grupu je vezan za još samo jedan drugi ugljenik. U sekundarnom i tercijarnom alkoholu, ugljenik je vezan za dva ili tri druga ugljenika, respektivno. ***Kada je hidroksilna grupa direktno vezana za aromatični prsten, rezultujuća grupa se naziva fenol.***

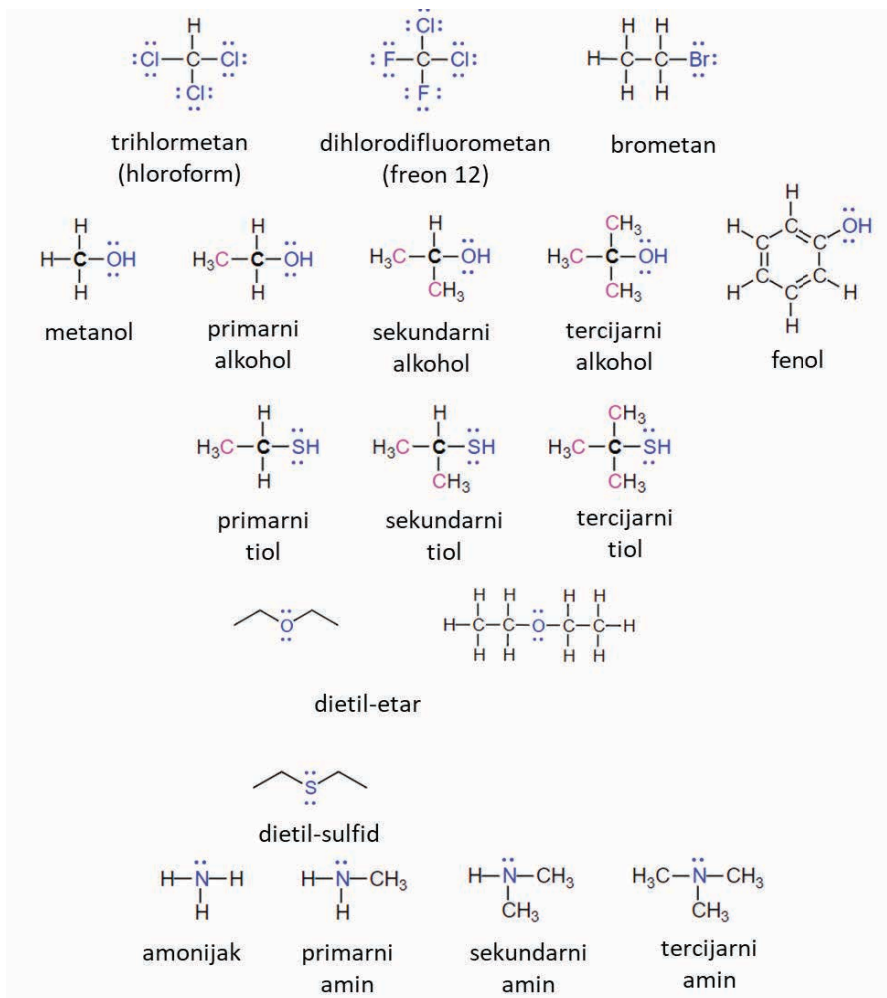
Jedinjenja analogna alkoholima koja sadrže SH grupu (tiol) jednostruko vezanu za ugljenik nazivaju se tiol (merkaptani). Zajedno sa sulfida, tioli se koriste u industrijskoj sintezi hemikalija i važni su kao: katalizatori, aditivi u nafti i prirodnom gasu i pesticidi. Imajući u vidu njihovu upotrebu, često se mogu naći kao zagađujuće supstance u životnoj sredini. Važni predstavnici ovih jedinjenja su: metil-merkaptan, etil-merkaptan, propil-merkaptan, butil-merkaptan, dimetil-disulfid i metiletil-sulfid.

Etri su jedinjenja koja sadrže etarsku funkcionalnu grupu poseduju centralni kiseonik koji je vezan za dva ugljenika. Poznati primer je dietil-etar, koji se uobičajeno koristi kao laboratorijski rastvarača u različitim ekstrakcijama i hromatografskim analizama, a takođe je bio i jedan od prvih agenasa za medicinsku anesteziju. Neki etri, kao etilen-glikol-monoetil-etar se klasifikuju kao toksične zagađujuće supstance u vazduhu.

Jedinjenja koja poseduju struktruru sličnu etrima, ali u kojima je centralni kiseonik zamenjen sumporom, nazivaju se sulfidi (tioetri).

Amine karakteriše prisustvo atoma azota koji je jednostrukim vezama vezan za vodonik i ugljenik. Kao što postoje primarni, sekundarni i tercijarni alkoholi, postoje primarni, sekundarni i tercijarni amini. Amonijak je jedini amin koji ne sadrži atome ugljenika. Amini pokazuju osobine baza i lako formiraju amonijum katjone. ***U slučaju kada azot ima četiri veze sa ugljenikom (što nije uobičajeno u biomolekulima), naziva se kvaternarni amonijum jon.***

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE



Slika 1.55. Lewis-ove strukture nekih predstavnika halogenida, alkohola, tiola i amina.

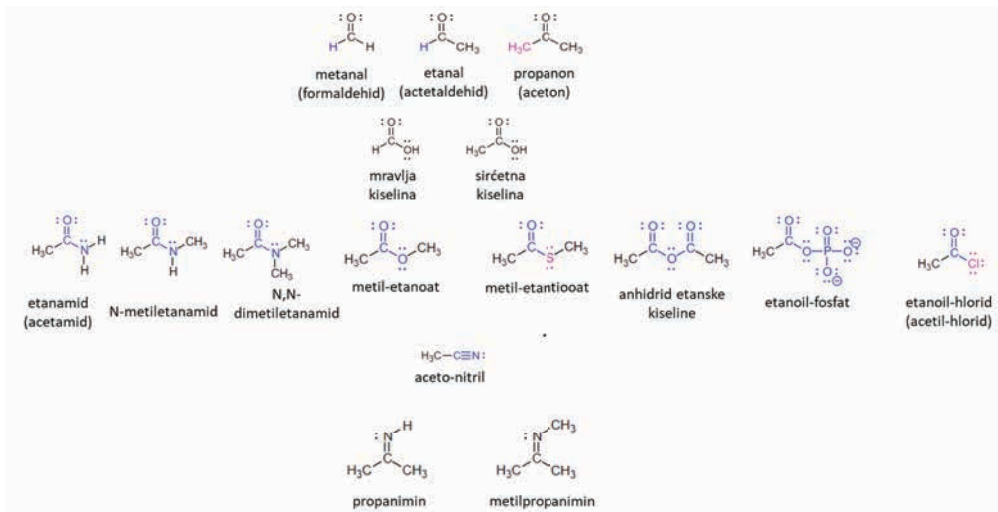
Postoji veliki broj funkcionalnih grupa koje sadrže **dvostruku vezu ugljenik-kiseonik**, koja se obično naziva **karbonil**. **Aldehidi i ketoni** su dve blisko povezane grupe jedinjenja sa sličnim osobinama koja **sadrže karbonilnu funkcionalnu grupu**. U aldehydima, karbonil ugljenik je vezan na jednoj strani za vodonik, a na drugoj strani za ugljenik dok je u ketonima, atom ugljenika karbonila je vezan za dva druga ugljenika.

Izuzetak od ove definicije je formaldehid, u kome karbonil ugljenik ima veze sa dva vodonika. **Tipični predstavnici ovih jedinjenja su prikazani na (Slici 1.56.), a veliki broj njih spada i u grupu isparljivih organskih jedinjenja (volatile organic compounds, VOCs)** čije su osobine diskutovane niže.

U karboksilnim kiselinama, ugljenik karbonila je sa jedne strane vezan za hidroksil (OH) grupu, a sa druge strane za ugljenik ili vodonik. Karboksilne kiseline poseduju kisela svojstva i lako prelaze u konjugovane baze koje se nazivaju karboksilati. Karboksilne kiseline se nalaze svuda u prirodi, neki od predstavnika su mlečna kiselina u mlečnim proizvodima i limunska kiselina u citrusima. Takođe, ova jedinjenja mogu dospeti u vazduh iz različitih prirodnih i antropogenih izvora, i učestvovati u različitim hemijskim reakcijama transformacije i proizvodnje ozona.

Ako je karbonil ugljenik vezan na jednoj strani za ugljenik (ili vodonik), a na drugoj strani za heteroatom (u organskoj hemiji, ovaj termin se generalno odnosi na kiseonik, azot, sumpor ili jedan od halogena), govorimo o **derivatima karboksilne kiseline**. **U amidima, karbonil ugljenik je vezan za azot.** Azot u amidu može biti vezan ili za vodonik, za ugljenik ili za oboje. **U estrima, karbonil ugljenik je vezan za kiseonik koji je i sam vezan za drugi ugljenik, a u anhidridu kiseline, postoje dva karbonilna ugljenika sa kiseonikom između.** Anhidrid kiseline nastaje kombinacijom dve karboksilne kiseline sa gubitkom vode (anhidrid). U acil fosfatu, karbonil ugljenik je vezan za kiseonik fosfata, a u kiselom hloridu, karbonil ugljenik je vezan za hlor (Slika 1.56.).

U nitrilnoj grupi, ugljenik je trostruko vezan za azot. Nitrili se takođe često nazivaju cijano grupama dok se molekuli sa dvostrukim vezama ugljenik-azot nazivaju imini ili Schiff-ove baze (po hemičaru Hugo Schiff).

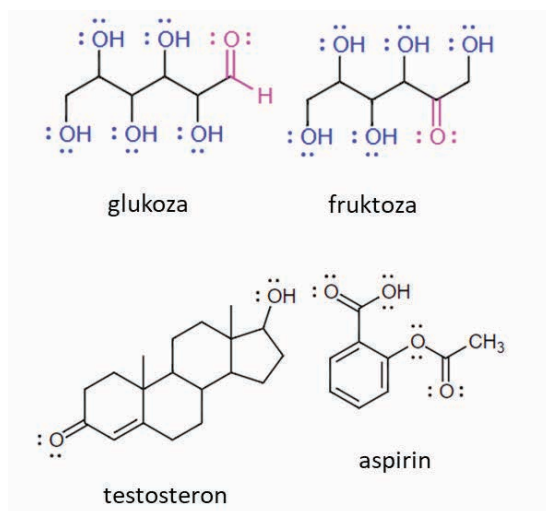


Slika 1.56. Lewis-ove strukture nekih predstavnika karbonilnih jedinjenja

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Molekuli sa više funkcionalnih grupa

Jedno jedinjenje može da sadrži nekoliko različitih funkcionalnih grupa (*Slika 1.57.*). Šestougljenični molekuli šećera glukoza i fruktoza, na primer, sadrže aldehidne i ketonske grupe, kao i pet alkoholnih grupa (jedinjenje sa nekoliko alkoholnih grupa se često naziva „poliol“). Primer molekula sa više funkcionalnih grupa je i muški polni hormon testosteron koji sadrži ketonske, alkenске i sekundarne alkoholne grupe, dok acetilsalicilna kiselina (aspirin) sadrži aromatičnu, karboksilnu kiselinu i estarske grupe.



Slika 1.57. Primeri molekula sa više funkcionalnih grupa.

Organske zagađujuće supstance

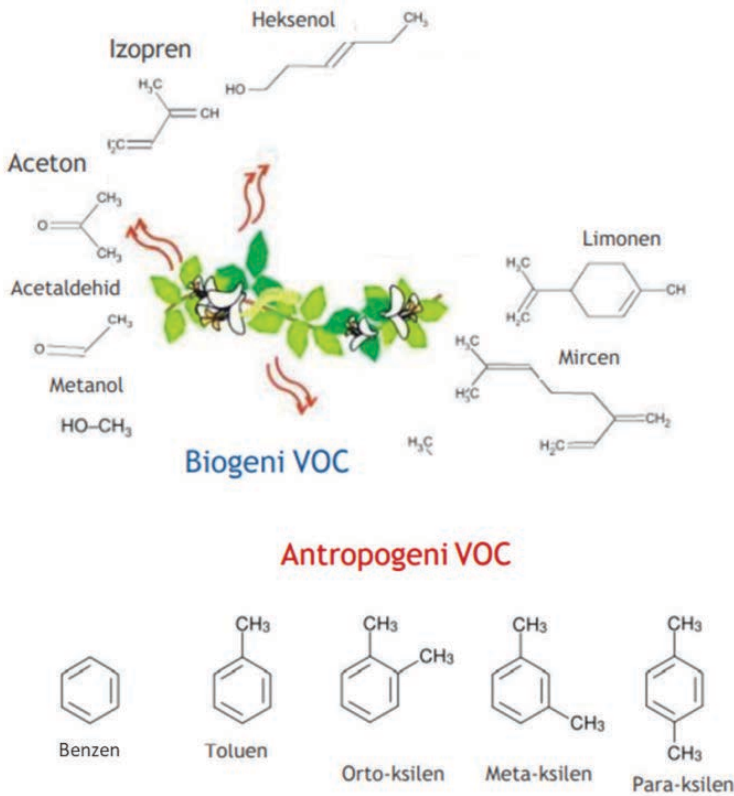
Organska hemija se bavi proučavanjem organskih jedinjenja. Organska jedinjenja obuhvataju veliki broj različitih jedinjenja koja mogu biti prirodnog ili veštačkog (sintetskog) porekla i značajna su za životnu sredinu pogotovo u kontekstu zagađenja. U ovom poglavlju je dat pregled organskih jedinjenja koji se javljaju kao česte zagađujuće supstance u životnoj sredini, dok će biomolekuli, odnosno biomakromolekuli (proteini, lipidi, ugljeni-hidrati i nukelinske kiseline) biti obrađeni u drugom delu knjige.

Isparljiva organska jedinjenja

Isparljiva organska jedinjenja (Volatile Organic Compounds, VOC) su sva ona jedinjenja koja imaju tačku ključanja jednaku ili manju od 250°C na standardnom pritisku od 101,3 kPa, kao i nisku rastvorljivost u vodi. Oni obuhvataju jedinjenja različite strukture, fizičko-hemijskih osobina i poseduju jednu ili više različitih funkcionalnih grupa (*alkoholi, aldehidi, ketoni, karboksilne kiseline, etri, estri*, itd.). Mnoga isparljiva jedinjenja su komponente naftnih goriva, hidrauličnih tečnosti, razređivača boja i sredstava za hemijsko čišćenje, a takođe, se koriste i proizvode u industriji boja, farmaceutskih proizvoda i rashladnih sredstava. Neki predstavnici kao što je trihloretilen su rastvarači često korišćeni u industriji; metil-terc-butil etar (MTBE) se koristi sa povećanje oktanskog broja bezolovnih benzina; hloroform je rasprostranjen rastvarač, ali nastaje i kao nus proizvod hlorisanjem u tretmanu vode.

Isparljiva jedinjenja se emituju kao gasovi iz određenih čvrstih materija ili tečnosti i kao takvi se najčešće javljaju u vazduhu, a u zavisnosti od reaktivnosti i polu-života mogu imati kratkoročne i dugoročne štetne posledice po zdravlje. Veliku pažnju javnosti privlači već pomenuta grupa **VOC (Slika 1.58)** koju čine: benzen, toluen, etilbenzen i ksilen, zbog velikog broja studija koje svedoče o **kancerogenim osobinama benzena**, kao i štetnim efektima koje njegovi homolozi imaju na respiratorni, hematološki i reproduktivni sistem. **U urbanim sredinama, benzen i toluene značajno doprinose formiranju ozona i sekundarnih organskih aerosola, o kojima je bilo reči u prethodnim poglavljima.** Na primer, na urbanim lokacijama antropogeni izvori emisije benzena i toluena igraju značajnu ulogu u fotohemiji ozona, sa ukupnim doprinosom u rasponu od 60 do 70%. Slično tome, procenjuje se da je doprinos formiranju SOA 36% i 30% za benzen i toluen, respektivno.

Koncentracije mnogih VOC su do deset puta veće u zatvorenom prostoru nego na otvorenom, bez obzira da li su kuće locirane u ruralnim ili visoko industrijskim područjima. Osim navedenih VOC, emitovanih iz antropogenih izvora, veliki broj ovih jedinjenja ima biogeno poreklo (*Slika 1.58.*). Primeri su izopren i monoterpeni (α -pinen, β -pinen i limonen) emitovani iz biljaka kao što su različite vrste topole, platana, borova, hrasta i eukaliptusa.



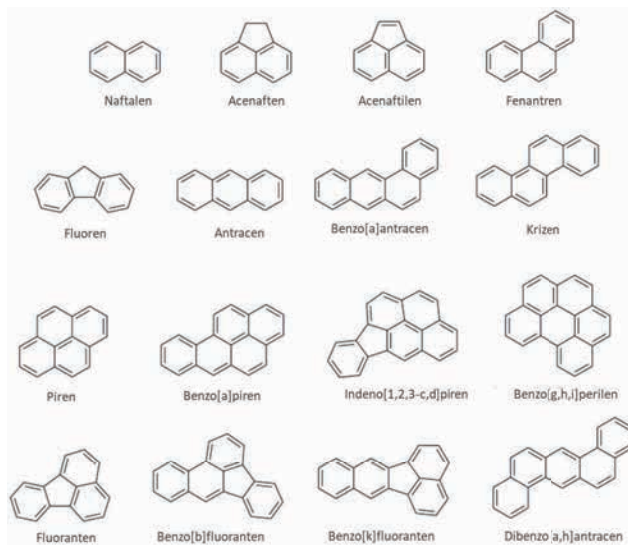
Slika 1.58. Primeri biogenih i antropogenih VOC.

Policiklični aromatični ugljovodonici

Policiklični aromatični ugljovodonici (Polycyclic Aromatic Hydroxcarbons, PAHs) obuhvataju nekoliko stotina jedinjenja koja se sastoje od **2 do 7 kondenzovanih benzenovih prstenova** (postoje i izuzeci koji sadrže i petočlane prstenove) vezanih linearno ili pod određenim uglom. Ova jedinjenja nastaju tokom termalne razgradnje organske supstance kao što je nepotpuno sagorevanje na visokim temperaturama ili spora razgradnja na temperaturama do 300°C. Jedinjenja koja sadrže **2 ili 3 aromatična prstena** se obično klasifikuju kao **nisko molekularni PAHs**, dok se oni sa **4 ili više benzenovih prstenova ubrajaju u visoko-molekularne PAHs**. Molekulska masa utiče na rapodelu PAHs u životnoj sredini; na primer, PAH manje molekulske mase se u vazduhu javljaju u gasovitom obliku, PAH srednje molekulske mase mogu biti prisutni u gasovitom obliku ili se vezati za PM, a PAH velike molekulske mase (5, 6 i 7 benzenovih prstenova) se dominantno vezuju za čestice.

Na osnovu koeficijenta raspodele oktanol–voda ($\log K_{ow} = 2-6,5$) ova jedinjenja su lipofilna i slabo rastvorna u vodi; **sa porastom molekulske mase PAHs njihova lipofilnost raste, a rastvorljivost u vodi opada. Usled aromatične strukture**, ova jedinjenja su stabilna i otporna na hemijsku razgradnju, ali su **podložna apsorpciji zračenja iz ultra-ljubičaste i vidljive oblasti što dovodi do destabilizacije molekula i kidanja veza u benznovim prstenovima**.

U životnu sredinu se emituju kao smeša više PAHs iz različitih prirodnih i antropogenih izvora. Prirodni izvori ovih jedinjenja obuhvataju: šumske požare, vulkanske erupcije, spaljivanje vegetacije. U urbanim i industrijskim sredinama dominantne su antropogene emisije poreklom iz sagorevanja fosilnih goriva za potrebe grejanja, saobraćaja, spaljivanja otpada, odlaganje naftnih derivata itd. Imajući u vidu fizičko-hemijske karakteristike PAHs i njihove moguće štetne efekte na zdravlje ljudi, **Agencija za zaštitu životne sredine Sjedinjenih Država (United States Environmental Protection Agency, US EPA) i Evropska unija odredile su 16 PAH jedinjenja čije je koncentracije obavezno meriti i pratiti u životnoj sredini (Slika 1.59).** Od njih 16, Međunarodna agencija za istraživanje raka (*International Agency for Research on Cancer, IARC*) svrstava **benzo[a]piren u I grupu jedinjenja koja su kancerogena za ljude**, benzo[a]antracen u IIA grupu jedinjenja koja su verovatno kancerogena za ljude, a krizen, benzo[b]fluoranten, benzo[k]fluoranten, dibenzo[a,h]antracen i indeno[1,2,3-cd]piren u IIB grupu jedinjenja koja su potencijalno kancerogena za ljude.



Slika 1.59. Strukture, formule i nazivi 16 prioritarnih PAHs koji su proglašeni prioritarnim od strane US EPA.

Dugotrajne organske zagađujuće supstance

Dugotrajne organske zagađujuće supstance (Persistent Organic Pollutants, POPs) su sve sintetičke hemikalije koje su namerno ili kao nus proizvodi proizvedeni ili ispušteni u životnu sredinu. Stokholmska konvencija je 2001. godine identifikovala 12 POPs („dirty dozen“) koje treba zabraniti ili koristiti samo uz ograničenja, koja su obuhvatala:

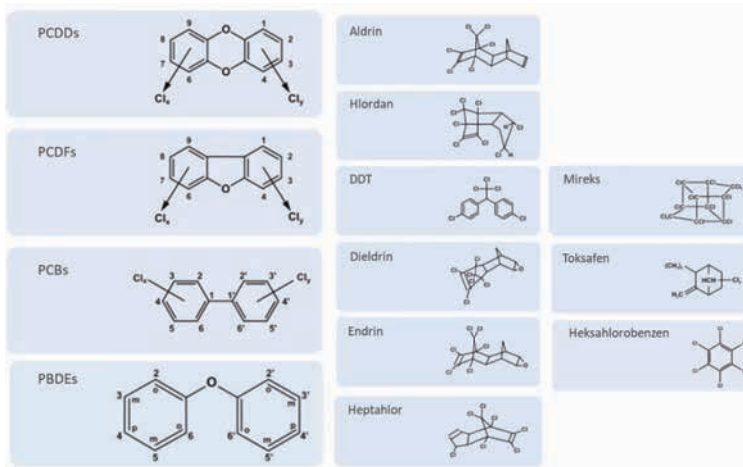
- 1) pesticide: aldrin, hlordan, DDT (*dihlor-difenil-trihloretan*), dieldrin, endrin, heptahlor, heksahlorobenzen, mireks i toksafen;
- 2) industrijski proizvedene hemikalije: polihlorovani bifenili (*polychlorinated biphenyls*, PCBs) i heksahlorobenzen; i
- 3) nus-proizvode: heksahlorobenzen, PCBs i polihlorovani dioksini/furani (*polychlorinated dibenzofurans/dioxins*, PCDF/PCDD), (*Slika 1.60.*).

Potom, 2009. godine, ova lista je proširena i dodata su određena nehlorisana jedinjenja uključujući neke bromovane usporivače gorenja (*brominated flame retardants*, BFRs) i perfluorooktan-sulfonat (*perfluorooctanesulfonate*, PFOS). Ova jedinjenja su najčešće proučavana među perfluorovanim jedinjenjima koja karakteriše hidrofobni alkil lanac različite dužine i hidrofилna krajnja grupa. Klasa BFR uključuje niz jedinjenja sa različitim karakteristikama, a među njima su najviše korišćeni i posledično, otkriveni u uzorcima iz životne sredine, polibromo-difenil-etri (*polybromodiphenylethers*, PBDEs).

Svi POPs poseduju posebnu kombinaciju fizičkih i hemijskih svojstava koje čine da ostaju nepromenjeni u životnoj sredini izuzetno dug vremenski period (više godina). Nekoliko faktora može doprineti postojanosti ovih jedinjenja. Na primer, hemikalije se često razgrađuju pod uticaj ultraljubičaste svetlosti ili reakcijama oksidacije u atmosferi. Dugotrajna jedinjenja se odupiru degradaciji kroz ove prirodne procese i mogu se koncentrisati u sedimentu, vodi ili vazduhu. Jedinjenja manje molekulske mase mogu isparavati u vazduhu ili putovati vodenim strujama kroz proces isparavanja i ponovnog taloženja. Na ovaj način, POPs se transportuju na velike udaljenosti od njihovog izvora. **Jedna od glavnih karakteristika POPs je da se akumuliraju u masnom tkivu živih organizama, uključujući ljude, i mogu se naći u visokim koncentracijama na višim nivoima u lancu ishrane. Zbog toga, iako nivo izloženosti može biti ograničen, POPs mogu na kraju dostići toksikološki relevantne koncentracije,** a postojanost i široka rasprostranjenost u životnoj sredini proširuju mogućnost potencijalnog izlaganja.

Među POPs izdvajaju se PCBs koji predstavljaju grupu hlorovanih aromatičnih ugljovodonika koje karakteriše struktura bifenila (dva prstena fenila (C_6H_5)₂) u kojem je najmanje jedan atom vodonika supstituisan hlorom (Slika 1.60.). Atomi hlora mogu se vezati za bilo koje od deset dostupnih mesta. U teoriji postoji 209 kongenera, ali je svega oko 130 njih zaista do sada korišćeno u hemijskim formulacijama, a 13 pokazuje izuzetnu toksičnost sličnu dioksinu. Ova jedinjenja su bez mirisa, bezbojna do svetlo žute ili žute boje, veoma stabilna i imaju relativno male vrednosti isparljivosti na sobnoj temperaturi. PCB jedinjenja su hidrofobna i stoga imaju vrlo nisku rastvorljivost u vodi. Kongeneri sa nižim stepenom hlorovanja su nestabilniji od onih sa višim stepenom. Kao hidrofobna i veoma stabilna jedinjenja mogu ispariti iz vode uprkos niskom naponu pare. **PCB jedinjenja takođe lako apsorbuju na organske čestice u zemljištu, sedimentu, biološkim ili vodenim sistemima; čestice mogu lako da se prenose na velike razdaljine i to je jedan od razloga što su pronađeni svuda po svetu, uključujući i udaljene oblasti. Rastvorljivi su u ulju i veoma rastvorljivi u većini organskih rastvarača.**

Svetska zdravstvena organizacija (World Health Organisation, WHO) svrstava PCBs u grupu 2B odnosno jedinjenja verovatno kancerogena za ljude sa „slabije ustanovljenim“ naučnim dokazima. Ljudi koji su direktno izloženi direktno visokim koncentracijama PCB-a, bilo putem kože, hrane ili vazduha, iskusili su iritacije nosa i pluća, iritacije kože kao što su teške akne (hlorakne) i osip, i probleme sa očima. Takođe, PCB mogu dovesti do povećanog rizika od kardiovaskularnih bolesti, hipertenzije i dijabetesa. Žene koje su jele hranu kontaminiranu sa PCBs rađaju decu koja postižu niže rezultate na testovima ponašanja odojčadi, i imaju motoričke probleme i smanjenje kratkoročne memorije.

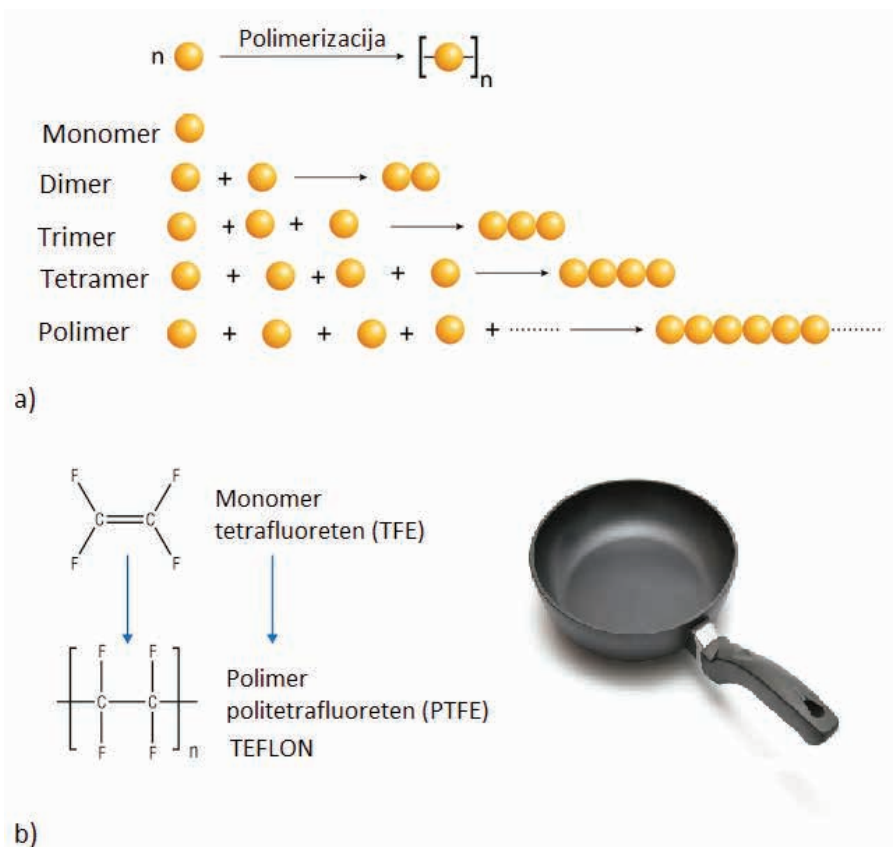


Slika 1.60. Primeri dugotrajnih organskih zagađujućih supstanci.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

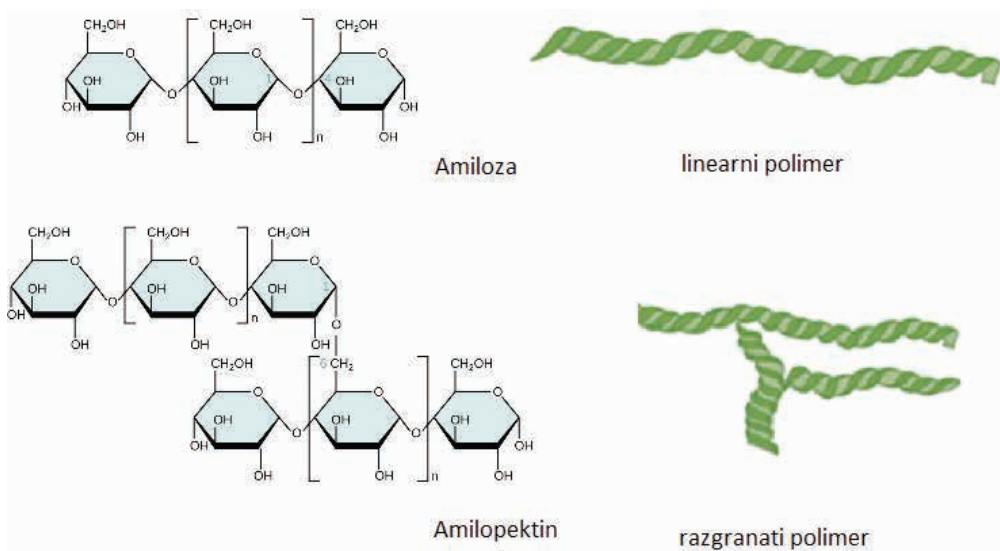
Polimeri

*Organski polimeri su jedinjenja koja se sastoje od velikog broja jedinica koje se ponavljaju i zbog toga spadaju u molekule velike molekulske mase – makromolekule (Slika 1.61. a). Termin polimer je uveo švedski hemičar Jöns J. Berzelius. Hemijske reakcije u kojima nastaju polimeri nazivaju se reakcije polimerizacije. Polimeri mogu biti prirodnog porekla, odnosno stvaraju ih živi sistemi i ulaze u njihov sastav ili veštačkog (sintetskog) porekla, a njihova primena je široka (proizvodnja različitih građevinskih materijala, tekstila, predmeta za svakodnevnu upotrebu, biosenzora, biomedicine - drug delivery sistemi, fiksatori adjuvansi za vaccine, kozmetički preparati, itd), (Slika 1.61.b). Prema izgledu polimernog makromolekula oni mogu biti **linerni ili zauzimati određeni položaj (konformaciju) u prostoru.** (Slika 1.62.)*

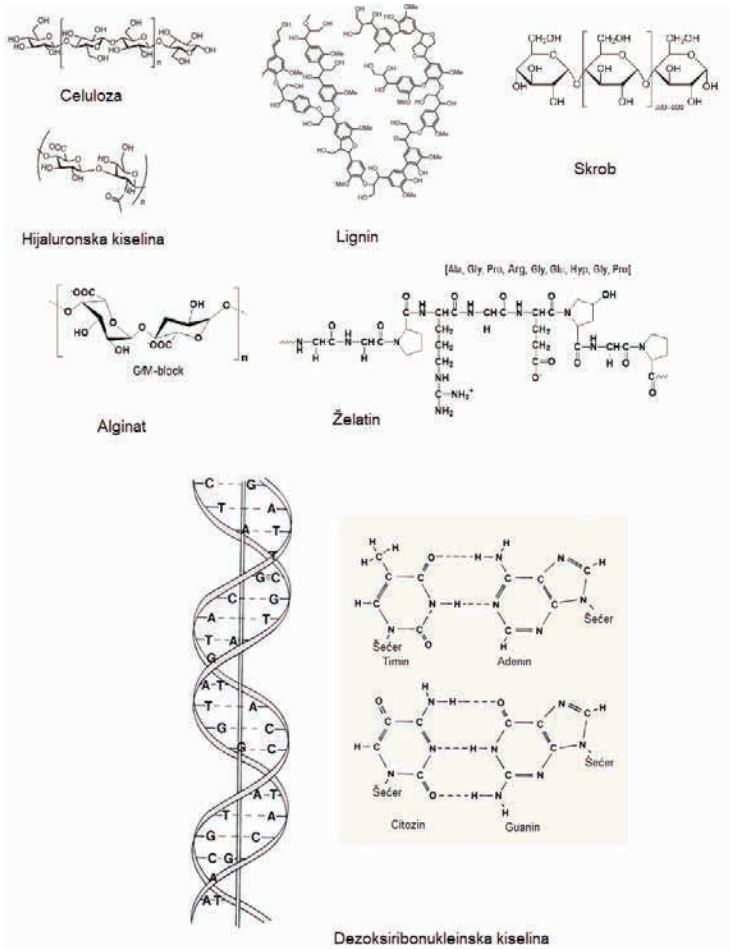


Slika 1.61. a) Uopštena struktura polimera, reakcija polimerizacije; b) struktura TEFLONA.

Prirodni polimeri su po strukturi raznovrsna grupa biomolekula (proteini/peptidi, polisaharidi, nukleinske kiseline) koje sintetišu živi sistemi, a koji imaju različite funkcije za organizam koji ih produkuje kao što su rezervna (skrob, glikogen, polihidroksialkanoati), strukturna (hijaluronska kiselina i kolagen, celuloza, lignin, alginat), učestvovanje u esencijalnim procesima u ćeliji (nukleinske kiseline), itd. (Slika 1.63.) Prirodni polimeri danas imaju sve veću primenu, a neki primeri vezani za životnu sredinu su tretman konatminiranih medijuma (voda, zemljišta), tretman otpada (obnovljivi izvori kao sirovina za proizvodnju bioproizvoda), održiva poljopivredna proizvodnja (komponente biopreparata za tretman useva), proizvodnja bioplastike, itd.



Slika 1.62. Moguća struktura makromolekula polimera na primeru skroba: linerana komponenta amiloza i razgranati amilopektin.



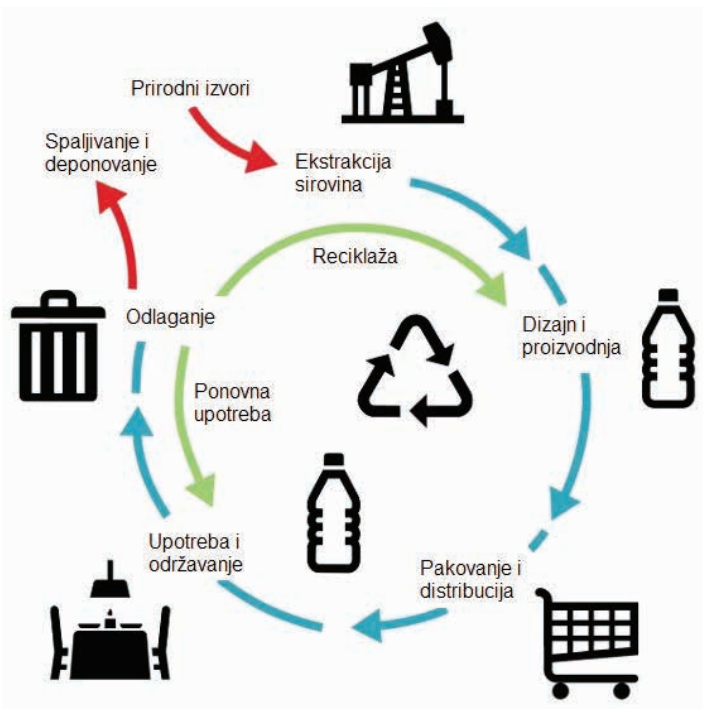
Slika 1.63. Primeri prirodnih (bio)polimera – polisaharidi celuloza, skrob, lignin, hijaluronska kiselina, alginat, proteini – želatin, nukleinske kiseline – dezoksiribonukleinska kiselina.

Plastični polimeri

Grupa sintetskih polimera koja je od posebnog najznačaja za životnu sredinu su **plastični polimeri**. **Kao i veliki broj hemikalija, njihova proizvodnja ide iz nafte, zbog čega značajno doprinose emisiji ugljen-dioksida kroz antropogeno delovanje.** Ono što je bitno istaći je da, iako se problem vezan za plastiku i životnu sredinu vezuje za plastični otpad, plastika ima negativan uticaj na životnu sredinu od samog početka „životnog ciklusa“ (*life cycle*), odnosno od eksploatacije primarnih sirovina, njihovog rafinisanja, formiranja konkretnih proizvoda, kontakta sa potrošačima i na kraju odlaganja (i/ili tretiranja) u životnu sredinu (*Slika 1.64.*).

Problem plastičnog otpada se vezuje i za nizak stepen reciklaže na globalnom nivou. Dodatno, veliki problem vezan za plastični otpad i zemlje u razvoju je i problem nekontrolisanog spaljivanja kada se u vazduh oslobađaju toksične supstance kao što su ranije pominjani *dioksini*, koji *spadaju u grupu kancerogenih supstanci*. Takođe, pandemija COVID19 je dovela do povećanja plastičnog otpada u medicinskom i komunalnom sektoru (jednokratna plastika, maske, rukavice, itd).

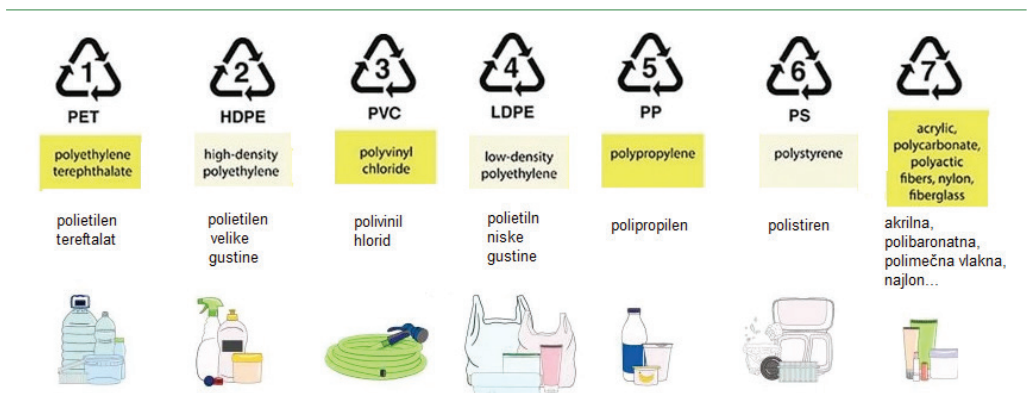
Plastični polimeri se prema sastavu dele u nekoliko kategorija, koje se obeležavaju univerzalnim oznakama. Svaka kategorija polimera ima karakteristike koje definišu njenu upotrebu (Slika 1.65.) Hemijske formule nekih do komercijalnih polimera su prikazane na Slici 1.66. Pored monomera koje izgrađuju plastične polimere u sastav plastike ulaze različiti *aditivi* (na primer *ftalati, pigmenti, usporivači gorenja, antioksidansi*, itd.) čija je funkcija da plastici daju određene karakteristike (čvrstoća, savitljivost, boja itd) koji takođe *imaju negativan uticaj na životnu sredinu i zdravlje ljudi (kancerogeni, ksenoestrogeni – ometaju rad endokrinog sistema, mutageni)*.



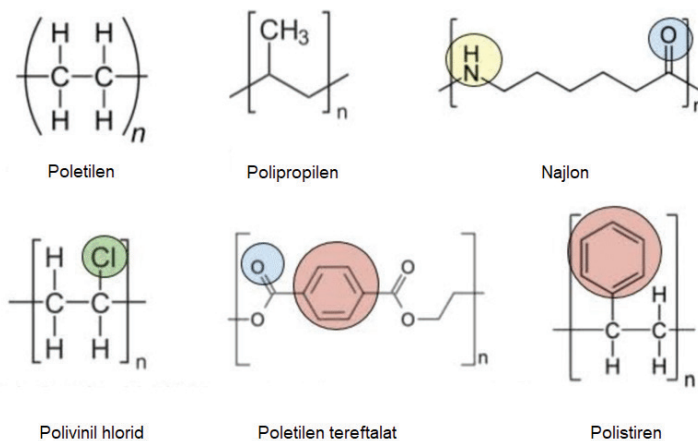
Slika 1.64. „Life cycle“ plastičnih polimera – eksploatacija sirovina, rafinisanje, nastanak proizvoda, distribucija, upotreba, odlaganje / tretiranje plastičnog otpada.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Veliki problem veza za plastični otpad i životnu sredinu je **mikro- odnosno nanoplastika**. **Mikroplastika** predstavlja male komade plastike dimenzija od 0,1 - 5 mm, dok nanoplastika predstavlja čestice plastike dimezija manjih od 0,1 mm. **Mikroplastika može biti primarna (kada kao takva dolazi u ekosistem) i sekundarna (dezintegracija makroplastike pod uticajem faktora okoline), dok nanoplastika nastaje razlaganjem mikroplastike**. Mikro- i nanoplastika predstavljaju veliki problem za akvatične marinske ekosisteme), kada ove veoma sitne čestice ulaze u žive organizme, a zatim putem lanca ishrane dospevaju i do čoveka. Ispitivanje štetnog uticaja mikro- i nanoplastike na akvatične ekosisteme, a posebno na živi svet, kao i uticaj na humani otganizam na molekulskom nivou, je trend u savremenim istraživanjima u ovoj oblasti nauka o životnoj sredini..

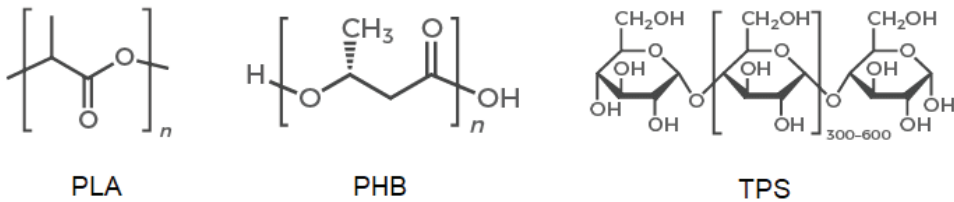


Slika 1.65. Klasifikacija plastike prema monomeru/polimeru od kojih se sastoji i najčešća primena.



Slika 1.66. Primeri hemijske strukture plastičnih polimera.

Pored konvecionalne plastike, kao jedan od načina da se smanji proizvodnja novih količina plastičnih polimera, a samim tim emisija ugljen-dioksida, i generisanje novih količina plastičnog otpada, u komercijalnoj upotrebi se može naći i **bioplastika**. **Bioplastika** sadrži određenu količinu biopolimera koji se mešaju sa petrohemijskom plastikom (kao što je **polipropilen ili polietien**). **Primeri biopolimera koje se koriste su polimlečna kiselina, PLA (polylactic acid, poreklom iz šećerne trske, šćerne repe ili kukuruza), polihidroksi alkanoati, PHA (poly hidroxylalkanoates, mikrobn rezervni metaboliti) i termoplastični skrob, TPS (thermoplastic starch, osnova se dobija iz krompira ili kukuruza)** (Slika 1.67.). Bioplastika se koristi za proizvodnju jedokratne ambalaže za hranu i piće, kao što su čaše (PLA), ampalaže za pakovanje hrane (PLA), pribora za jelo (PLA i TPS), kese za otpad otpad (TPS, PHA). Važno je napomenuti da je pored benefita koji se vezuju za bioplastiku (kao što je smanjene šćetnog uticaja klasićne plastike na zdravlje i ekosistem) upotreba bioplastike u odnosu na petohemijsku još uvek zanemarljiva, da je za njeno razlaganje i reciklažu potrebno ispuniti određene fizićko-hemijske uslove za (bio)degradaciju, kao i da ona svakako sadrži nedegradabilne komponente i da je njena proizvodnja često skuplja od konvecionalne tehnologije.



Slika 1.67. Hemijske formule biopolimera koji se koriste u formulacijama bioplastike (primer za PHA je PHB polihidroksi butirat).

Pitanja za proveru znanja i diskusiju



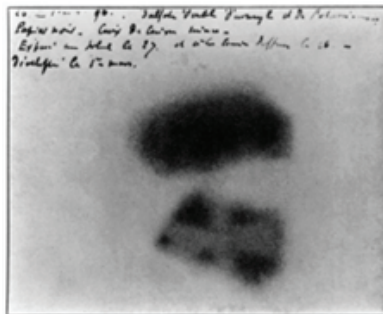
1. Obasnuti na čemu se zasniva podela jedinjenja na neorganska i organska, navesti primere.
2. Izabrati organsko jedinjenje koje ima negativan uticaj na životnu sredinu, istražiti i objasniti njegovu proizvodnju, upotrebu, kontakt sa ekološkim medijumima i štetno dejstvo.
3. Objasniti šta su POPs jedinjenja, istražiti kategorije.
4. Objasniti kategorizaciju plastike i navesti primere upotrebe.
5. Objasniti kako proizvodnja plastike utiče na životnu sredinu.
6. Objasniti razliku u sastavu između petrohemijske i bioplastike.

RADIOAKTIVNOST

Radioaktivnost je prisutna svuda i postoji od formiranja planete Zemlje. *Ona predstavlja svojstvo nekih vrsta atomskih jezgara da se spontano menjaju ili dele pretvarajući se u jezgra drugih atoma. Radioaktivnost nastaje kada nestabilno atomsko jezgro (radionuklid) u cilju postizanja energetski stabilnijeg stanja emituje energiju (čestice i/ili fotoni) u obliku jonizujućeg zračenja. Jonizujuće zračenje predstavlja zračenje koje je sposobno da izvrši jonizaciju medijuma kroz koji prolazi. Jonizacija je proces u kojem atom u interakciji sa zračenjem gubi barem jedan elektron i na taj način postaje hemijski aktivan.*

Jezgra koja su nestabilna (radioaktivna) nazivaju se radionuklidi, a emitovane čestice i elektromagnetni talasi nazivaju se radioaktivno zračenje. Radioaktivnost je fenomen vezan isključivo za jezgro atoma. Ovakvo zračenje čovek svojim čulima ne može da registruje, te je ova pojava zato otkrivena relativno kasno, tek poslednjih godina XIX veka.

Francuski fizičar *Antoine Henri Becquerel* je 1896. godine, proučavajući rad *Wilhelm C. Röntgen*-a vezanih za rendgenske zrake (X zrake), slučajno otkrio pojavu radioaktivnosti (*Slika 1.68.*). Proučavajući pojavu fosforescencije uranijumovih ruda pri izlaganju Sunčevoj svetlosti, na fotografsku ploču umotanu crnim papirom stavio je uranijumsku so čekajući sunčani dan za eksperiment. Nakon tri dana, pre nego što je započeo eksperiment, shvatio je da je fotografska ploča već bila zatamnjena i da to mora da ima veze sa fosforescentnim mineralom koji je hteo da koristi u eksperimentu. Nakon ponovljenih eksperimenata, zaključio je da kristali soli ne emituju svetlost usled fosforoscencije izazvane Sunčevom svetlošću već da spontano oslobađaju neke prodiruće zrake bez uticaja spoljašnjeg izvora energije. Utvrdio je da je ovaj fenomen zajednički za sve proučavane soli uranijuma i da predstavlja svojstvo atoma uranijuma.



Slika 1.68. Fotoploča iz eksperimenta Antoine Henri Becquerel-a iz 1896. godine pokazuje efekte radioaktivnog zračenja. Metalni malteški krst, postavljen između fotoploče i radioaktivne soli uranijuma ostavio je jasno vidljivu senku na fotoploči.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Marie Skłodowska-Curie i *Pierre Curie* nastavili su proučavanje ovakvog zračenja drugih uranijumovih (U) minerala. Utvrdili su da je zračenje mnogo jače i da nije proporcionalno količini uranijuma, te su pretpostavili da ispitivana ruda sadrži i malu količinu nekog drugog elementa koji više zrači. Godine 1898. hemijskim metodama su dokazali da se radi o polonijumu (Po) i radijumu (Ra), dva elementa bez stabilnih izotopa. *Marie Curie* je ovo "Becquerel-ovo isijavanje" nazvala radioaktivnost. U početku je priroda ovog zračenja bila nepoznata. Kasnije je utvrđeno da ovi zraci potiču iz jezgara radioaktivnih elemenata i nastaju usled njihovog raspadanja. Reakcije u kojima učestvuju jezgra atoma nazvane su nuklearnim reakcijama. *Antoine Henri Becquerel* zajedno sa *Pierre-om* i *Marie-om Curie* dobio je Nobelovu nagradu za fiziku za otkriće spontane radioaktivnosti 1903. godine.

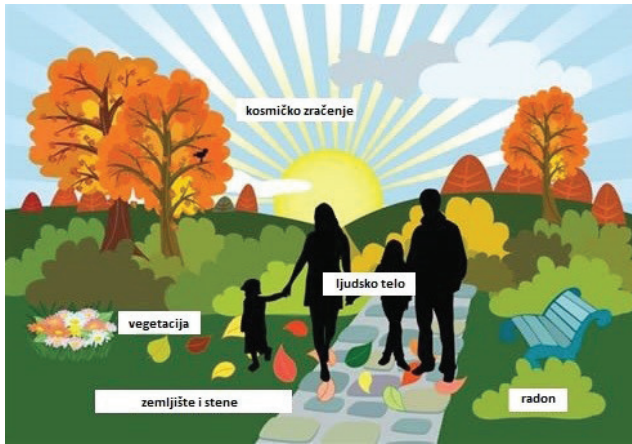
Radioaktivnost u životnoj sredini potiče iz prirodnih i antropogenih (veštačkih) izvora. Prirodna radioaktivnost je uglavnom ravnomerno raspoređena na kopnu, kao i u vodi i vazduhu. Međutim, veštačka radioaktivnost raspoređena je mnogo neravnomernije, pri čemu je severna hemisfera Zemlje više pogođena usled većeg antropogenog uticaja.

Prirodna radioaktivnost

Prirodna radioaktivnost predstavlja zračenje koje nastaje raspadom radionuklida koji se nalaze u prirodi, kao i kosmičko zračenje. Sama planeta Zemlja je izvor zemaljskog (terestijalnog) zračenja. Kosmičko zračenje predstavlja zračenje koje ulazi u Zemljinu atmosferu iz svemira, a potiče od Sunca (Sunčevi kosmički zraci koji primarno nastaju prilikom eksplozija na Suncu) i od drugih izvora iz naše i udaljenih galaksija (galaktički kosmički zraci).

Prirodni fon ili pozadinsko ("background") zračenje predstavlja osnovni nivo prirodnog radioaktivnog zračenja. Pozadinsko zračenje poreklom iz terrestijalnih, kosmičkih i kosmogenih izvora, uvek je prisutno u životnoj sredini (*Slika 1.69.*). Prirodnoj radioaktivnosti, odnosno prirodnom fonu izložena su sva živa bića na Zemlji. Pored prirodnog zračenja iz spoljašnjih izvora, živa bića su izložena i unutrašnjem zračenju radionuklida ugrađenih ili unetih u telo. Većina pozadinskog zračenja je prirodnog porekla, ali mali deo dolazi i iz antropogenih radioaktivnih izvora i smatra se delom fona u regulatorne svrhe. Primer je prisustvo visokih koncentracija veštačkog radioaktivnog izotopa cezijuma-137 u prirodi nakon nesreće u nuklearnoj elektrani u Černobilju.

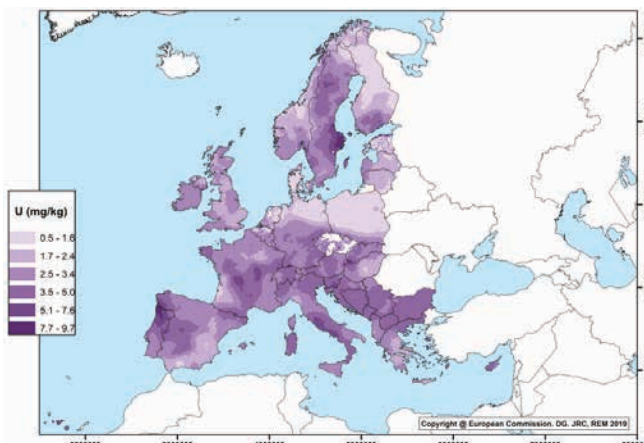
Prirodni radionuklidi obuhvataju primordijalne (primarne ili terrestijalne) radioaktivne elemente u Zemljinoj kori, njihove proizvode radioaktivnog raspada i radionuklide nastale interakcijama kosmičkog zračenja (kosmogeni radionuklidi).



Slika 1.69. Prirodno zračenje (fon).

Primordijalni radionuklidi stvoreni su tzv. nukleosintezom, odnosno sintezom atomskih jezgara u procesima u svemiru i u isto vreme kada i sva supstanca Sunčevog sistema. To su elementi koji su u svom sadašnjem obliku nađeni na Zemlji, a formirali su se još pre Zemljinog nastanka prema teoriji Velikog praska. Prema ovoj teoriji, smatra se da su elementi vodonik, helijum, litijum i berilijum, kao lakši elementi, nastali u nukleosintezi Velikog praska, dok su teži elementi nastali nukleosintezom u zvezdama.

Najznačajniji terestijalni radionuklidi su kalijum-40 i radionuklidi uranijumove (Slika 1.70.) i torijumove serije (niza), kao i njihov dugoživeći produkt raspada radijum-226 i njegov potomak radon-222.



Slika 1.70. Koncentracija uranijuma u zemljištu na području Evrope.

Svi minerali i sirovine sadrže u svom sastavu radionuklide prirodnog porekla. **Prirodni radioaktivni materijal** (engl. *Naturally Occurring Radioactive Materials, NORM*) definiše se kao materijal koji može da sadrži bilo koji od primordijalnih radionuklida ili radioaktivnih elemenata koji se javljaju u prirodi (npr. uranijum, torijum i kalijum i proizvodi njihovih radioaktivnih raspada, kao što su radijum i radon), koji su neometani ljudskim aktivnostima. Radionuklidi prirodnog porekla sadržani u raznim materijalima ili oslobođeni iz procesnih materijala mogu da predstavljaju rizik po zdravlje ili životnu sredinu. Prema legislativi u Republici Srbiji, prirodni radioaktivni materijal jeste radioaktivni materijal koji ne sadrži značajne količine radionuklida osim onih koji su prirodnog porekla (Zakon o radijacionoj i nuklearnoj sigurnosti i bezbednosti, Sl. glasnik RS, br. 95/2018 i 10/2019).

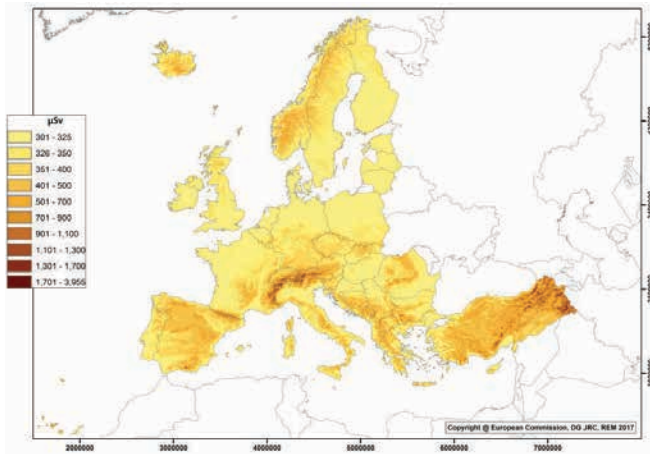
Eksploatacija minerala iz Zemljine kore i njihova dalja obrada, često dovodi do neravnomerne raspoređenosti prirodnih radionuklida između različitih materijala koji nastaju nekim procesom. S obzirom da se nalaze u raznim sirovinama, oni su dispergovani kroz životnu sredinu, na primer, upotrebom fosilnih goriva, eksploatacijom i preradom ruda, korišćenjem građevinskog materijala ili veštačkih đubriva. Ovakve ljudske aktivnosti mogu značajno da povećaju koncentraciju NORM radionuklida u nekoj sredini. Izloženost ovakvim prirodnim, ali usled ljudske delatnosti izmenjenim izvorima radionuklida, uslovljena je tehnološkim poboljšanjima (engl. *Technologically Enhanced Naturally Occurring Radioactive Materials, TENORM*), slično kao što je i pri putovanju avionom veća izloženost kosmogenim radionuklidima. **TENORM se definišu kao "prirodni radioaktivni materijali koji su koncentrisani i/ili izloženi pristupačnoj sredini kao rezultat ljudskih aktivnosti, na primer proizvodnja, ekstrakcija minerala ili prerada vode"**. Termin „Tehnološki poboljšani“ znači da su radiološke, fizičke i hemijske osobine radioaktivnog materijala koncentrisane ili dalje izmenjene tako što su obrađene, obogaćene ili poremećene na način koji povećava potencijal za izlaganje ljudi i životne sredine. Međutim, NORM i TENORM su fizički isti.

Nivo izloženosti ovim radionuklima i produktima njihovog raspada koji su prisutni u mineralima i sirovinama nije veći od nivoa izloženosti prirodnoj radioaktivnosti i stoga ne zahteva posebnu zaštitu od zračenja. Međutim, neke ljudske aktivnosti, kao što su npr. eksploatacija rude ili istraživanje ugljovodonika (nafte i gasa) mogu značajno da povećaju uticaj jonizujućeg zračenja prirodnog porekla na stanovništvo i zaposlene, jer dovode do proizvodnje prirodno obogaćenih radioaktivnih materijala, što zahteva stavljanje ovih vrsta aktivnosti pod određenu regulatornu kontrolu. Pod stanovništvom u ovom slučaju se podrazumevaju osobe koje žive u blizini mesta na kojem nastaje NORM, a pod pojmom zaposleni u ovom slučaju se podrazumevaju osobe koje mogu biti izložene NORM-u usled radnih aktivnosti i oni se svrstavaju u kategoriju profesionalno izloženih lica, zavisno od izlaganja.

Procesi koji se najčešće povezuju sa preradom NORM-a sa povišenim koncentracijama radioaktivnih materijala obuhvataju eksploataciju i mlevenje metalnih i nemetalnih ruda, proizvodnju uglja, nafte i gasa, ekstrakciju i prečišćavanje vode, proizvodnju geotermalne energije i proizvodnju industrijskih minerala, uključujući fosfate, glinu i građevinske materijale. Vrsta i količina radioaktivnih materijala značajno varira od jednog industrijskog procesa do drugog. Na primer, ugalj sadrži primordijalne radionuklide ^{40}K , ^{238}U i ^{232}Th , kao i njihove potomke. Kada se posmatra oslobađanje radionuklida iz uglja, mora se uzeti u obzir ceo proces. Ciklus počine iskopavanjem uglja u rudnicima, gde se ventilacijom oslobađaju radon i drugi gasoviti potomci iz tri radioaktivna niza. Tokom sagorevanja u termoelektranama na temperaturama od 1700°C ugalj se pretvara u pepeo, dok se nesagorene organske materije kao šljaka nakupljaju u kotlovima. Sagorevanjem organskih komponenti u uglju, zapremina uglja se smanjuje na pepeo i šljaku što neminovno dovodi do koncentrisanja radionuklida u njima. Zbog toga su koncentracije prirodnih radionuklida u pepelu i šljaci iz termoelektrana značajno veće od njihovih koncentracija u Zemljinoj kori. Velike količine pepela i šljake ostaju nakon sagorevanja fosilnih goriva u termoelektranama, jedan deo se koristi za proizvodnju cementa i betona, izgradnju puteva ili upotrebu u poljoprivredi kao đubrivo. Pri upotrebi veštačkih đubriva povećava se sadržaj ^{238}U u zemljištu, a kao posledica i u biljkama i drugim delovima lanca ishrane.

Kosmogeni radionuklidi su proizvodi interakcije kosmičkih zraka sa atomima u atmosferi. Oni se kontinuirano proizvode bombardovanjem stabilnih nuklida galaktičkim kosmičkim zracima pošto Sunčevi kosmički zraci imaju preisku energiju da bi značajno doprineli njihovoj ukupnoj stopi proizvodnje.

Galaktički kosmički zraci se sastoje pretežno od protona (91%) i jezgara helijuma (8%), a vrlo malo od težih jezgara (1%). Dolazeći iz svemira, kosmički zraci prvo stupaju u interakciju sa molekulima i atomima u atmosferi, prvenstveno se sudaraju sa azotom, kiseonikom i argonom, pri čemu nastaju različite sekundarne čestice, uglavnom neutroni i protoni, koji u interakciji sa atmosferskim jezgrima dalje proizvode kosmogene nuklide koji su nestabilni i za vrlo kratko vreme se raspadaju u stabilne nuklide.



Slika 1.71. Izloženost kosmičkim zracima na području Evrope.

Od svih kosmogennih radionuklida najvažniji su tricijum, berilijum-7, ugljenik-14 i natrijum-22. Ovi radionuklidi se trajno proizvode u stratosferi i višim slojevima troposfere. Kosmogenni radionuklidi imaju kraći period poluraspada od primordijalnih radionuklida. Nakon stvaranja, formiraju molekule ili se vezuju za aerosole i potom se akumuliraju u zemljištu i vodenim površinama, dalje ulazeći u biosferu.

Kosmičko zračenje varira sa nadmorskom visinom i geografskom širinom – veće je na većoj visini nego na nivou mora i veće je na polovima nego na ekvatoru (Slika 1.71.).

Radioaktivnost antropogenog porekla

Antropogeni radionuklidi nastaju kao rezultat ljudskih aktivnosti pri čemu se otpuštaju u životnu sredinu. Primeri su nuklearne probe, proizvodnja nuklearnog oružja, rad nuklearnih reaktora, korišćenje radioaktivnih izvora u medicini i industriji, kao i generisanje radioaktivnog otpada.

Veštački izvori radioaktivnog zračenja dovode do povećanja količine ovog zračenja i radionuklida u životnoj sredini, odnosno dovode do **radioaktivnog zagađenja životne sredine. Radioaktivne supstance se akumuliraju u vodi, vazduhu i zemljištu i putem lanca ishrane dospevaju do čoveka. Antropogeni izvori radioaktivnosti značajno su povećali ukupne doze zračenja koje prima svaki pojedinac.**

S obzirom da je ovakva veštačka radioaktivnost stvorena u kontrolisanom okruženju, smatra se da je geografski ograničena i lokalizovana uglavnom na zatvorena područja, kao što su na primer reaktorske zgrade, skladišta radioaktivnog otpada i laboratorije. Navedeno svakako ne važi za nuklearne accidente.

Nuklearni accidente su posledica oslobađanja radioaktivnosti u nekontrolisanim uslovima, pri čemu dolazi do radioaktivne kontaminacije životne sredine. U slučajevima oslobađanja radioaktivnosti u nekontrolisanim sredinama, kao što su nuklearni vazdušni udari ili velike nuklearne nesreće, nastali radionuklidi su ispušteni u životnu sredinu, a usled visokih temperatura i u gornje slojeve atmosfere, odakle su vazдушnim strujama nošeni širom planete kontaminirajući niže nivoe atmosfere, vodu i tlo.

Tokom testiranja nuklearnih bombi od 1945. godine do 1970-ih, atmosferska količina nekih radionuklida je znatno povećana. Od kraja 1940-ih do ranih 1960-ih, sprovedeno je oko 350 testova atmosferskih atomskih bombi na različitim poligonima na severnoj hemisferi. Ovi testovi su izbacili u atmosferu velike količine veštačkih radionuklida.

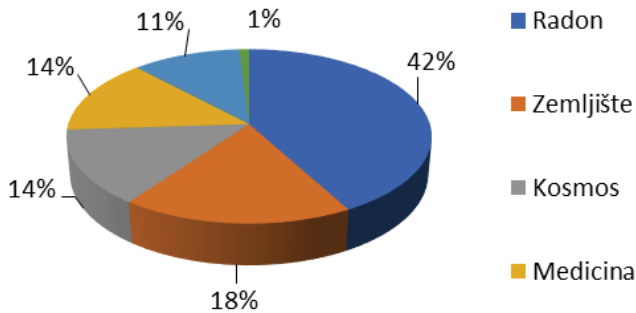
Nuklearni reaktori u nuklearnim elektranama obično koriste gorivo od čvrstih keramičkih peleta obogaćenog uranijuma, zatvorenim u metalnim cevima. Inače, obogaćeni uranijum ima povećani sadržaj izotopa uranijuma-235. U prirodi uranijumovi minerali predstavljaju smesu izotopa uranijuma-238 (99,27%), uranijuma-235 (0,72%) i veoma male količine uranijuma-234 (maksimalno 0,01%). Iako su uranijumski peleti veličine nokta, svaki oslobađa količinu energije ekvivalentnu oko jednoj toni uglja. Nakon nekoliko godina korišćenja u reaktoru, uranijumski peleti više nisu efikasni za proizvodnju električne energije, te se uklanjaju iz reaktora, a ovo istrošeno nuklearno gorivo predstavlja visokoradioaktivan otpad.



Slika 1.72. Uranijumski peleti.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Slika 1.73. pokazuje udele različitih vrsta radioaktivnog zračenja kojima su ljudi na Zemlji dnevno izloženi (prirodnog i veštačkog porekla). Kako se vidi, većina ukupnog zračenja koje prima svetsko stanovništvo ipak dolazi iz prirodnih izvora, a najviše potiče od radioaktivnog gasa radona, odnosno njegovog izotopa Rn-222.

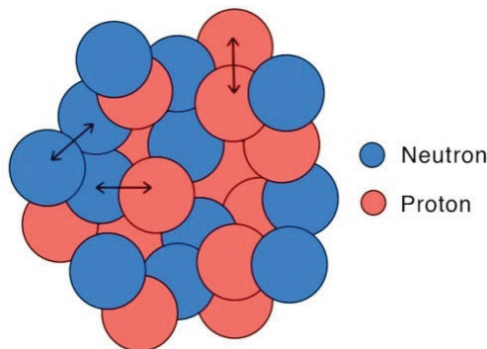


Slika 1.73. Najčešći izvori izloženosti radioaktivnom zračenju.

Stabilnost atomskog jezgra

U jezgru pored odbojne elektrostatičke sile između pozitivno naelektrisanih protona, deluje jaka nuklearna sila koja drži sve nukleone (protone i neutrone) na okupu (Slika 1.74). Ova sila je odgovorna za stabilnost jezgara.

Jaka nuklearna interakcija predstavlja silu kratkog dometa koja brzo opada sa udaljenošću nukleona i ne zavisi od naelektrisanja, odnosno približno je jednaka između dva protona, dva neutrona ili protona i neutrona.



Slika 1.74. Jaka nuklearna interakcija.

Suprotno, elektrostatička sila ima relativno veliki domet i polako se povećava kako se udaljenost dva protona smanjuje. S obzirom da proton u jezgru deluje odbojnom elektrostatičkom silom na sve druge protone, a privlačne jake nuklearne sile deluju samo između najbližih suseda, sa porastom broja protona u jezgru raste i broj neutrona kako bi jezgro ostalo stabilno. Usled toga, kod teških jezgara broj neutrona raste brže od broja protona, dok laka stabilna jezgra obično imaju približno isti broj protona i neutrona. Najstabilnija jezgra imaju jednak broj protona i neutrona.

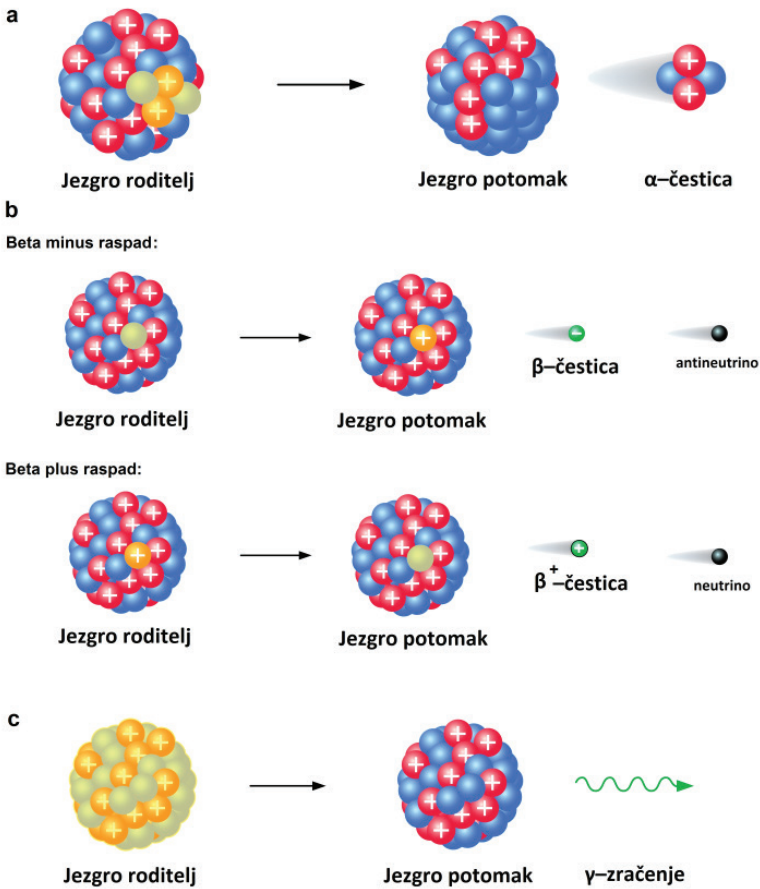
Nakon broja protona većeg od olova ($Z > 82$), dalje povećanje broja neutrona više ne može da održi stabilnost i takva nestabilna jezgra se spontano raspadaju. Prateća pojava ovakvog raspada je spontana emisija nevidljivog zračenja, odnosno radioaktivnost, a raspadi se nazivaju radioaktivni raspadi.

Radioaktivni raspadi

Radioaktivni raspadi predstavljaju spontane procese putem kojih nestabilna jezgra prelaze u stabilno ili stabilnije stanje uz emisiju čestice ili elektromagnetnog zračenja (Slika 1.75). Postoji ograničen broj tipova radioaktivnog raspada bez obzira na tip jezgra.

Marie Curie je uočila da je radioaktivnost uranijumovih i torijumovih jedinjenja vezana za njihove atome. Potom je uočeno da su atomi polonijuma i radijuma aktivni i da „ispuštaju nevidljive zrake“. Među prvim fizičarima koje je zanimalo delovanje ovih zraka bio je Ernest Rutherford koji je zaključio da uranijumovi zraci nisu istovrsni, već da u njima postoje najmanje dve vrste različitih zraka. Prve, koji se lako apsorbuju, nazvao je alfa (α -) zracima ili česticama, a druge, koje imaju veću prodornost, nazvao je beta (β -) zracima ili česticama. Francuski fizičar Paul Ulrich Villard je 1900. godine otkrio i treću vrstu zračenja koje je bilo vrlo prodorno. Zraci koje je otkrio nazvani su gama (γ -) zraci. Ubrzo se pokazalo kako se ovi zraci međusobom ne razlikuju samo po prodornosti već i po ponašanju u homogenom električnom ili magnetnom polju. Posledice dejstva ovih zračenja na materiju podrazumevaju promene u elektronskom omotaču atoma i molekula sredine kroz koju zračenje prolazi. Tada dolazi do procesa pobuđivanja (eksitacije) i jonizacije atoma i molekula, pa ovo zračenje spada u kategoriju jonizujućeg zračenja.

Alfa i beta zračenje zapravo predstavljaju čestice, a gama zračenje je elektromagnetni talas (foton) visoke energije, odn. male talasne dužine. Ustanovljeno je da su alfa zraci jezgra helijumovih atoma, dok su beta zraci elektroni. Zbog toga se ovakvo beta zračenje naziva i „beta minus“ zračenje.



Slika 1.75. Radioaktivni raspad a) Alfa raspad, b) Beta minus i beta plus raspad i c) Gama raspad.

Kako α -raspadom nastaju jezgra helijumovih atoma, bilo je jasno da se ove radioaktivne transformacije dešavaju u jezgru atoma. Pri β -raspadu, iako se emituje elektron, na osnovu njegove energije bilo je jasno da se ne radi o elektronu iz elektronskog omotača s obzirom da elektroni nastali β -raspadom imaju kontinuirano područje energije. Kontinuirano područje energije znači da ovi elektroni imaju energije od najmanje do najveće vrednosti za dati slučaj. Naime, energiju β -raspada dele elektron i fundamentalna čestica antineutrino, ali ne uvek u istom odnosu, što spektar zračenja čini kontinualnim. U slučaju elektrona izbačenog iz omotača (npr. uz pomoć rendgenskog zračenja) dati elektron ima energiju određenu energijom korišćenog zračenja, odnosno svojim položajem u elektronskom omotaču. Pored beta čestice emituje se i jedna fundamentalna čestica koja se zove antineutrino ($\bar{\nu}$), koja veoma slabo ineraguje sa materijom.

Nestabilno jezgro može da emituje i tzv. pozitron, odnosno „beta plus“ česticu, koja nastaje transformacijom protona u neutron, pri čemu se osim pozitrona kreira i fundamentalna čestica koja se zove neutrino (ν), opozitnu česticu anti-neutrina. Pozitron je antičestica elektrona. Sve osobine su im identične, osim naelektrisanja, koja su suprotna. Kada se spoje elektron i pozitron dolazi do njihovog poništavanja, tzv. anihilacije. Kao rezultat ove interakcije nastaju dva gama fotona, koji se emituju pod uglom od 180 stepeni.

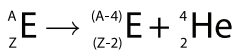
Pri α - i β -raspadima dolazi do stvaranja izotopa drugog elementa, odnosno menja se broj protona u jezgru, a broj elektrona u atomu se ovome odmah prilagođava. S druge strane, γ -raspad je praćen emisijom fotona i ne predstavlja pravi raspad pošto u njemu jezgro ne trpi nikakvu promenu osim energetske promene. Gama zraci su vrlo slični rendgenskim zracima koje se dobijaju rendgenskim aparatima.

Prirodni radioaktivni izotopi se spontano raspadaju. Ovi raspadi direktno ili uzastopnim nizom raspada vode uvek do onog broja protona i neutrona koji odgovara nekom stabilnom izotopu. Vreme poluraspada većine prirodnih radioizotopa je veoma veliko, preko 10^9 godina, što je i razlog njihove prisutnosti na Zemlji.

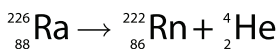
Zakon radioaktivnog pomaka

Za sve tipove radioaktivnih raspada važi jedinstveni kinetički zakon, odnosno **Zakon radioaktivnog pomaka**.

Ukoliko neko atomsko jezgro emituje α -česticu, odnosno helijumovo jezgro masenog broja 4 i atomskog broja 2 (${}^4_2\text{He}$), nastaje novo atomsko jezgro (potomak) koje ima maseni broj za 4 i atomski broj za 2 manji od prvobitnog jezgra (roditelja). Dakle, α -raspadom nastaje novo atomsko jezgro elementa koji u periodnom sistemu stoji za 2 mesta ispred prvobitnog elementa, što može da se prikaže sledećom jednačinom:

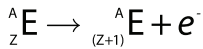


Na primer, raspadom metala radijuma s masenim brojem 226 i atomskim brojem 88 nastaje plemeniti gas radon s masenim brojem 222 i atomskim brojem 86 uz oslobađanje α -čestice:

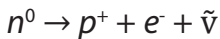


HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

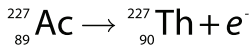
Ukoliko neko atomsko jezgro emituje β^- -česticu, odnosno elektron koji nastaje raspadom neutrona u jezgru na proton i elektron, ne dolazi do promene masenog broja dok se atomski broj povećava za jedan. Dakle, β^- -raspadom nastaje novo atomsko jezgro elementa koji u periodnom sistemu stoji za jedno mesto iza prvobitnog elementa (ali s njim ima istu atomsku masu), što može da se prikaže sledećom jednačinom:



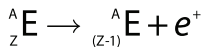
Raspad neutrona može da se prikaže sledećim izrazom:



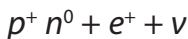
Na primer, raspadom aktinijuma koji ima maseni broj 227 i atomski broj 89 nastaje torijum s masenim brojem 227 i atomskim brojem 90 uz oslobađanje β^- -čestice:



Ukoliko neko atomsko jezgro emituje β^+ -česticu, odnosno pozitron koji nastaje raspadom protona u jezgru na neutron i pozitron, ne dolazi do promene masenog broja dok se atomski broj smanjuje za jedan. Dakle, β^+ -raspadom nastaje novo atomsko jezgro elementa koji u periodnom sistemu stoji za jedno mesto ispred prvobitnog elementa (ali s njim ima istu atomsku masu), što može da se prikaže sledećom jednačinom:



Raspad protona može da se prikaže sledećim izrazom:



Na primer, PET skeneri (*Positron Emission Tomography*) koriste emisiju pozitrona u dijagnostici.

Ovakva zakonitost se zove **Soddy-Fajansov** (*Frederick Soddy i Kazimierz Fajans*) **Zakon radioaktivnog pomaka** i glasi: α -zračenjem nastaje novi element koji u periodnom sistemu stoji dva mesta nalevo (iza), a β^- -zračenjem nastaje novi element koji u periodnom sistemu stoji jedno mesto nadesno (posle) prvobitnog elementa, odnosno elementa roditelja, dok beta plus raspadom nastaje novi element koji u periodnom sistemu stoji jedno mesto nalevo (pre) prvobitnog elementa.

Brzina radioaktivnog raspada i vreme poluraspada

Brzina radioaktivnog raspada ne zavisi od fizičkih i hemijskih uslova, pa je karakteristična za atom elementa koji podleže radioaktivnom raspadu. Što je veća brzina radioaktivnog raspada, to je jače emitovano zračenje pošto je tada veći broj emitovanih čestica u jedinici vremena. Broj emitovanih čestica u jedinici vremena predstavlja intenzitet zračenja.

Broj radioaktivnih jezgara (N) koja se raspadnu u vremenu t jednak je:

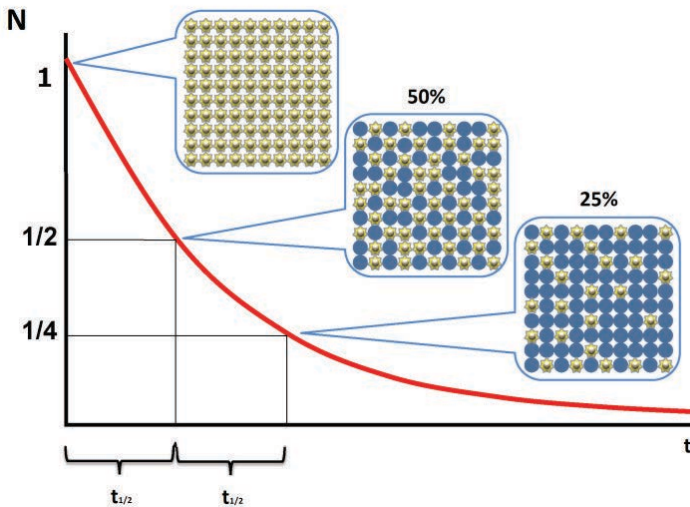
$$N = N_0 e^{-\lambda t},$$

gde je N_0 broj radioaktivnih atoma u početnom trenutku, a λ je konstanta raspada koja govori koliki se deo jezgara raspada u jedinici vremena. Gornja jednačina predstavlja **Zakon radioaktivnog raspada** napisan u eksponencijalnom obliku i, kako se vidi, broj jezgara koja se raspadaju u jedinici vremena eksponencijalno opada.

Brzina radioaktivnog raspada nekog radionuklida karakteriše se, kao i svaka brzina reakcije, konstantom brzine reakcije, međutim, uobičajeno je da se brzina radioaktivnog raspada iskazuje **vremenom poluraspada** ili **vremenom poluživota radionuklida** ($t_{1/2}$), što omogućava lakše poređenje stabilnosti radioizotopa:

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{\lambda}$$

Vreme poluraspada predstavlja vreme koje je potrebno da se raspadne polovina početnog broja nestabilnih atomskih jezgara u radioaktivnom uzorku. Što je brzina radioaktivnog raspada veća, veća je i konstanta raspada, a vreme poluraspada je manje. Vreme poluraspada ne zavisi od količine uzorka i ne određuje trenutak raspada određenog jezgra. Proces raspadanja jezgara je slučajan proces i zakonitosti koje se na njega odnose imaju smisla samo ukoliko se posmatra veliki broj jezgara na koji mogu da se primene zakoni statistike. Iako je potpuno neizvesno kada će se neko radioaktivno jezgro raspasti, od ogromnog broja jezgara uvek se raspadne isti udeo (procenat) u jedinici vremena.



Slika 1.76. Kriva radioaktivnog raspada.

Na Slici 1.76. prikazuje broj prisutnih radioaktivnih jezgara u funkciji vremena. Posle jednog vremena poluživota ($t_{1/2}$), polovina uzorka je raspala, odnosno 50%. Posle drugog vremena poluživota, jedna polovina preostalih jezgara se raspala, pa je ostalo samo 25% od prvobitnog broja. Posle trećeg poluraspada, polovina preostalih jezgara se raspada i tada ostaje 12,5% itd.

Kod radioaktivnih elemenata u prirodi vreme poluraspada se kreće od samo 10^{-7} sekundi ($^{212}_{84}\text{Po}$) do preko 4 milijarde godina. Na primer, $^{238}_{92}\text{U}$ ima poluvreme raspada $4,4 \times 10^9$ godina. Inače, primordijalni radionuklidi imaju vreme poluraspada uporedivo sa starošću Zemlje. U primordijalne radionuklide spadaju svi radioizotopi koji imaju poluživot uporediv sa starošću Zemlje, odnosno oko $4,5 \times 10^9$ godina ili duže.

Radioaktivni nizovi

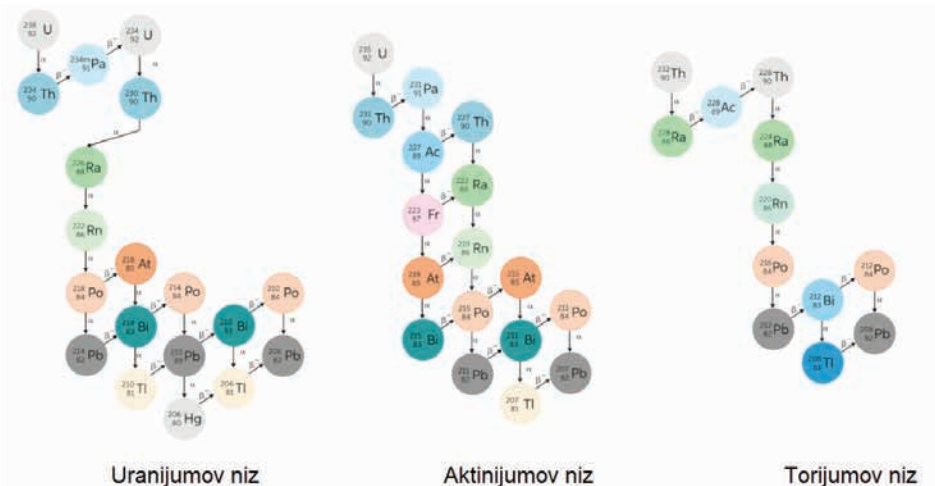
Prirodnih radioizotopa ima 58 i mogu da se podele u tri grupe:

1. članovi tri prirodna radioaktivna niza (45 izotopa);
2. dugoživeći izotopi elemenata lakših od olova (11 izotopa), a najrasprostranjeni je K-40;
3. izotopi koji se kontinuirano stvaraju na Zemlji usled dejstva kosmičkog zračenja (tricijum i ugljenik-14).

Radioaktivnim raspadom najčešće nastaju elementi koji su i sami radioaktivni, pa se pretvaranje nastavlja i tako nastaje čitav *radioaktivni niz*. **Radioaktivni niz je serija nuklida koja se formira uzastopnim radioaktivnim raspadima dok se ne formira stabilan proizvod raspada.** Elementi (članovi) niza su povezani svojim poreklom pošto nastaju jedan od drugog i imaju zajedničkog roditelja koji ima najduži period poluraspada i najveću masu. Svaki radioaktivni niz karakteriše tzv. grananje niza koje nastaje usled toga što neki radionuklidi u nizu imaju dvostruku mogućnost raspada (α -raspad ili β -raspad) sa odgovarajućom verovatnoćom, pri čemu nastaju različiti potomci.

Kod prirodne radioaktivnosti, većina prirodnih radionuklida koji postoje na Zemlji (rednog broja $Z > 82$, odnosno većeg atomskog broja od olova) čine tri radioaktivna niza. To su uranijumov, aktinijumov i torijumov niz (*Slika 1.77.*):

- Radioaktivni niz uranijuma počinje sa radioizotopom $^{238}_{92}\text{U}$ i završava se sa stabilnim izotopom olova $^{206}_{82}\text{Pb}$;
- Radioaktivni niz aktinijuma počinje sa radioizotopom $^{235}_{92}\text{U}$ i završava se sa stabilnim izotopom olova $^{207}_{82}\text{Pb}$;
- Radioaktivni niz torijuma počinje sa radioizotopom $^{232}_{90}\text{Th}$ i završava se sa stabilnim izotopom olova $^{208}_{82}\text{Pb}$.



Slika 1.77. Radioaktivni nizovi.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Krajnji članovi sva tri niza, izotopi olova ^{206}Pb , ^{207}Pb i ^{208}Pb najteži su poznati stabilni atomi, što olovo čini najtežim stabilnim elementom periodnog sistema. Već sledeći element u Periodnom sistemu, bizmut, nema stabilne izotope, mada ima jedan veoma dugoživeći izotop ^{209}Bi . Iako je danas poznato da je bizmut-209 radioaktivan, često se smatra da je stabilan pošto ima vreme poluraspada od približno $2,0 \times 10^{19}$ godina, što je oko milijardu puta više od starosti svemira (13,8 milijardi godina). Usled ove činjenice, nastalo je relativno mnogo olova, te se u Zemljinoj kori olovo sadrži u daleko većim količinama u odnosu na druge teške metale (npr. živu i zlato). Ovi radioizotopi imaju izuzetno dugo vreme poluraspada i spadaju u kategoriju primordijalnih radionuklida. Kratkoživeći izotopi ova tri radioaktivna niza se takođe ubrajaju u navedenu kategoriju. Tokom radioaktivnog raspada elemenata niza, što je element stabilniji to je veća njegova količina u radioaktivnom uzorku (uspostavlja se radioaktivna ravnoteža, odnosno odnos različitih radioizotopa niza je tačno određen). Rodonačelni izotopi ova tri niza su dugoživeći radionuklidi sa vremenima poluraspada reda veličine starosti Zemlje od oko 4,5 milijardi godina. Kao elementi koji su nastali sa postankom Zemlje, da se ne raspadaju izuzetno sporo, ne bi ni postojali u prirodi, te njihova prvobitno stvorena količina još nije iscrpljena. Pošto drugi članovi nizova imaju značajno kraća vremena poluživota, ovi elementi ne bi ni postojali na Zemlji kada ne bi bili obnavljani iz rodonačelnika niza sa kojim su u ravnoteži.

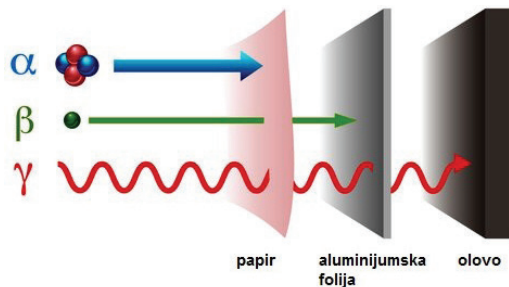
Interakcija zračenja sa materijom

Prolaskom kroz materiju jonizujuće zračenje interaguje sa atomima i molekulima sredine predajući im energiju. Posledica ovih interakcija su promene i zračenja i materije. Energija zračenja se smanjuje, a sredina se menja fizički i hemijski, a u slučaju žive materije dolazi i do bioloških promena. Alfa, beta i gama zračenje (zajedno sa X zračenjem) imaju sposobnost da izazovu jonizaciju atoma sredine kroz koju prolaze. Poznavanje dometa i energija ovih zračenja veoma je važno zbog korišćenja adekvatnih mera zaštite, ali i njihove primene.

Pri prolasku naelektrisanih alfa i beta čestica kroz neku sredinu dolazi do sudaranja sa elektronima atoma i molekula date supstance, pri čemu ove čestice postepeno gube svoju energiju na jonizacije i ekscitacije atoma sredine i njihovo jonizujuće dejstvo se smanjuje. Što je veća energija čestica veći je i njihov domet. Na kraju, alfa čestica zahvata dva elektrona i prelazi u atom helijuma. Dometi alfa čestica iznose nekoliko centimetara u vazduhu ili delova milimetra u čvrstim materijalima.

Izvori alfa zračenja nisu opasni kao spoljašnji izvor zračenja upravo zbog malih dometa, ali su veoma opasni ukoliko dospeju na kožu ili se unesu u organizam. Zaustavlja ih list papira. **Beta čestice se kreću brže, imaju manji broj interakcija sa sredinom i predaju manje energije po jedinici dužine puta od alfa čestica.** Na kraju pređenog puta negativno naelektrisane beta čestice najčešće ostaju u slobodnom stanju. Dometi su im veći, nekoliko metara u vazduhu i nekoliko centimetara u tkivu, a zaustavlja ih npr. aluminijumska folija. **Gama zraci se kreću brzinom svetlosti kao svako elektromagnetno zračenje. S obzirom da nisu naelektrisani, slobodni put kroz neku sredinu im je značajno duži od puta koji pređu alfa i beta čestica.** Predaju relativno malo energije po jedinici dužine pređenog puta, ali zato mogu da pređu velika rastojanja. Gama zrake može da apsorbuje sloj betona ili sloj olova čija se potrebna debljina određuje proračunima u zavisnosti od tipa izvora, njegove aktivnosti i intenziteta.

Jonizaciona sposobnost alfa čestica je najveća, zatim slede beta čestice, a najmanja je kod gama zraka (10.000:100:1). Alfa i beta čestice kao naelektrisane čestice vrše direktnu jonizaciju medijuma, dok su X i gama zračenje fotoni koji nisu naelektrisani, te vrše indirektnu jonizaciju medijuma. Gama zračenje (kao i X zračenje) prvo interaguje sa elektronima (putem fotoefekta ili rasejanja), pri čemu nastaju slobodni brzi elektroni koji zatim vrše dalju jonizaciju medijuma, potpuno isto kao i beta čestice.



Slika 1.78. Prodornost zračenja.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Nuklearne reakcije

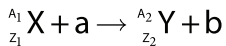
Nuklearna reakcija predstavlja proces u kom dolazi do interakcije između jezgra i neke elementarne čestice ili drugog jezgra pri čemu se to jezgro transformiše, odnosno menja se njegova struktura. Raspad stabilnih atomskih jezgara moguće je indukovati i veštačkim putem i to interakcijom sa drugim jezgrima, slobodnim neutronima ili fotonima dovoljne energije, pri čemu se jezgro transformiše u drugo jezgro ili više jezgara emitujući čestice ili elektromagnetno zračenje. **Energija reakcije (E) je razlika ukupne energije mirovanja čestica koje stupaju u reakciju i ukupne energije mirovanja čestica koje nastaju u reakciji.** U slučaju nekih nuklearnih reakcija dolazi do oslobađanja energije, dok je kod nekih nuklearnih reakcija potrebno uložiti energiju da bi se ona dogodila.

Oslobodena energija naziva se **nuklearnom energijom**. U slučaju kada se sudare dva atomska jezgra gde nastaju promene u njihovoj građi i dolazi do smanjenja mase, oslobađa se energija. Deo mase (m) pretvara se u energiju (E) prema **Einstein-ovoj (Albert Einstein) jednačini**:

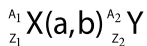
$$E = m \cdot c^2$$

gde je c - brzina svetlosti u vakuumu. Što je veća oslobodena energija, odnosno što je veći gubitak mase, to je novonastalo jezgro stabilnije.

Nuklearne reakcije se prikazuju opštom jednačinom:

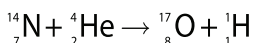


ili

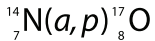


pri čemu jezgro ${}_{Z_1}^{A_1}X$ predstavlja jezgro metu (roditelja) sa masenim brojem A_1 i atomskim brojem Z_1 , dok je jezgro ${}_{Z_2}^{A_2}Y$ potomak sa masenim brojem A_2 i atomskim brojem Z_2 . Oznaka a predstavlja projektil (upadnu česticu) kojim se jezgro meta bombarduje, a oznaka b predstavlja izlaznu česticu ili jezgro.

Ernest Rutherford je 1919. godine pokazao da dolazi do nuklearne reakcije kada se atom azota izloži uticaju radijuma. Takođe, ustanovljeno je da brza alfa čestica prolaskom kroz gas azot može da izazove nuklearnu reakciju pri čemu nastaje izotop kiseonika -17 i jedan proton (${}^1_1\text{H}$ ili p). Ova prva veštački izazvana nuklearna reakcija prikazuje se sledećom jednačinom:



ili



Energija upadne čestice mora da bude dovoljno velika kako bi se svladale odbojne sile između dva pozitivno naelektrisana jezgra. Energetska barijera se povećava sa atomskim brojem, odnosno brojem protona u jezgrima koja međusobno deluju. Kako pozitivno naelektrisano helijumovo jezgro teško prodire u neko drugo pozitivno naelektrisano jezgro, posebno u slučaju teških atoma gde je pozitivno naelektrisanje veliko, jasno je da su za nuklearnu reakciju potrebne ili alfa čestice mnogo veće energije ili sa česticama manjeg pozitivnog naelektrisanja, kao što su protoni (${}^1_1\text{H}$) ili deuteroni (${}^2_1\text{H}$). Nuklearne reakcije najlakše se izazivaju neutralnim česticama, odnosno neutronima (${}^1_0\text{n}$ ili n). Zbog električne neutralnosti neutroni nemaju elektrostatičku barijeru, pa relativno malim brzinama i energijama ulaze u jezgro inicirajući nuklearnu reakciju.

Nuklearnim reakcijama moguće je dobiti veštačke radionuklide, odnosno one radioaktivne izotope koji ne postoje u prirodi (zato što su nestabilni i radioaktivnim raspadom prelaze u stabilne izotope). Svi radionuklidi za praktičnu primenu veštački se dobijaju nuklearnim transformacijama koje se odigravaju u nuklearnim reaktorima ili akceleratorima. Primena veštačkih radionuklida danas je veoma široka u industriji, poljoprivredi, medicini i istraživanjima (medicinska dijagnostika i terapija, radiografija, upotreba tzv. *tracer*-a u mnogim procesima, čuvanje i sterilizacija hrane, iskorenjivanje insekata i štetočina itd.).

Nuklearna fisija i fuzija

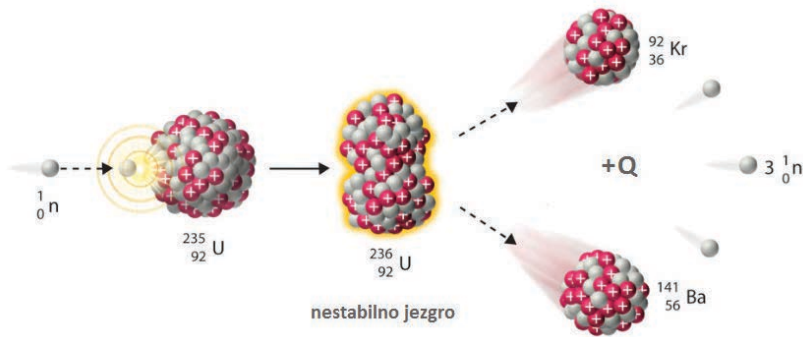
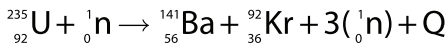
Nuklearna fisija predstavlja nuklearnu reakciju u kojoj dolazi do cepanja atomskih jezgara, dok **nuklearna fuzija** predstavlja spajanje jezgara.

Nuklearna fisija (*lat. fissio* – cepanje, deljenje) je vrsta nuklearne reakcije kojom se jezgro atoma cepa na dva fisiona proizvoda uz emisiju jednog ili više neutrona (*Slika 1.79.*). Tokom procesa fisije dolazi do oslobađanja energije pošto je manje energije potrebno za formiranje dva lakša jezgra nego jednog težeg jezgra. Kao i svaku nuklearnu reakciju, fisiju mogu da izazovu neutroni (tzv. primarni neutroni, dok sekundarni neutroni nastaju u samom procesu fisije), protoni, deuteroni i alfa čestice ukoliko su dovoljno ubrzani u akceleratoru, odnosno ukoliko su postigli dovoljno velike energije. Pored čestica, fisiju mogu da izazovu gama zračenje i laserski snop, a fisija teških elemenata može da bude i spontana.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Relativno mali broj jezgara podleže nuklearnoj fisiji. Na primer, fisija sporim neutronima odvija se na prirodnom izotopu uranijuma-235 i na veštačkom izotopu plutonijuma-239. Fisiji podležu i svi transuranski elementi (elementi sa rednim brojem većim od 92).

Do cepanja jezgra uranijuma-235 dolazi nakon apsorpcije neutrona, pri čemu se oslobađaju energija (Q) i dva do tri nova neutrona:

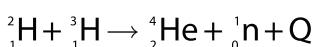


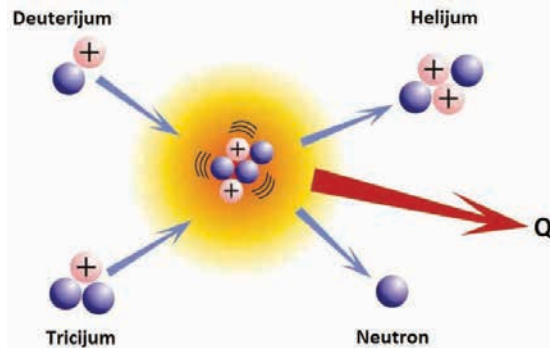
Slika 1.79. Nuklearna fisija uranijuma-235.

Nastali neutroni mogu dalje da izazovu novo cepanje jezgra uranijuma-235 i na taj način se pokreće **nuklearna lančana reakcija**. Ukoliko se nuklearna lančana reakcija odigrava u nuklearnom reaktoru, odvija se u kontrolisanim uslovima pošto, u proseku, samo jedan od oslobođenih neutrona nastavlja dalji proces fisije uranijuma-235. S druge strane, kod primene u atomskoj bombi (A-bomba) uslovi nisu kontrolisani. U A-bombi nekontrolisano se oslobađa ekstremno velika energija dobijena nuklearnom fisijom.

Nuklearna fuzija (lat. *fusio* – stapati, sjedinjavati) je nuklearna reakcija u kojoj se dva ili više atomskih jezgara spajaju u jedno (ili više) teže jezgro (Slika 1.80.). Razlika u ukupnoj masi između reaktanata i ukupnoj masi proizvoda manifestuje se kao oslobađanje ili apsorpcija energije. Razlika u masi nastaje zbog razlike u energiji nuklearnog vezivanja između atomskih jezgara pre i posle reakcije.

Nuklearna fuzija lakših atomskih jezgara je egzotermna reakcija s obzirom da nastaju jezgra relativno male mase i relativno velike energije vezivanja po nukleonu. Masa rezultujućeg jezgra manja je od ukupne mase polaznih jezgara, odnosno ostatak mase se transformiše u energiju, pa ovakav proces oslobađa energiju. Primer je fuzija deuterijuma i tricijuma:





Slika 1.80. Nuklearna fuzija.

Međutim, nuklearna fuzija težih jezgara je endotermna reakcija, pošto dolazi do apsorpcije energije koju zadržavaju nukleoni proizvoda.

Inicijalni problem nuklearne fuzije je kako jezgrima koja učestvuju u reakciji obezbediti dovoljno kinetičke energije da prevladaju odbojne elektrostatičke sile prilikom približavanja pozitivno naelektrisanih jezgara. Na primer, vodonična (hidrogenska) bomba ili H-bomba zasnovana je na principu nuklearne fuzije. Međutim, energija koja je potrebna za pokretanje fuzije obezbeđuje se nuklearnom fisijom, što zapravo znači da je atomska bomba "detonator" hidrogenske bombe. Upravo zbog ovih energetske ograničenja, velika energija fuzije za sada još uvek ne može da se upotrebi za generisanje energije koja bi se koristila u mirnodobske svrhe. Neophodna temperatura od 20 miliona stepeni Celzijusa može da se postigne samo u eksploziji atomske bombe i to na jedan milioniti deo sekunde, pa je kontrolisana reakcija nemoguća. Takođe, u zvezdama se konstantno odvija ovaj proces zahvaljujući visokim temperaturama u njihovoj unutrašnjosti, pa je i kinetička energija na ovim temperaturama dovoljna da se prevladaju odbojne elektrostatičke sile. Na ovaj način, fuzija je izvor energije u zvezdama.

Nuklearni reaktori koji se danas koriste su isključivo fisijski, dok se reaktori u kojima bi se odvijala nuklearna fuzija još uvek razvijaju. Nuklearni reaktori koriste se najviše u nuklearnim elektranama za proizvodnju električne energije, a imaju primenu u raznim istraživanjima ili na primer kao pogon nuklearnih podmornica.

Nuklearni akcidenti


Nakon upotrebe prve dve atomske bombe na kraju Drugog svetskog rata (Hirošima i Nagasaki u augustu 1945. godine) nuklearna tehnika doživela je nagli procvat. Uz razvoj nuklearnog oružja dolazi i do razvoja i upotrebe radioaktivnog materijala i nuklearne energije u industriji, energetici, medicini i istraživanjima. Danas je poznato da skoro da nije bilo dana u proteklom periodu da nije bilo nekog nuklearnog akcidenta, međutim većina nije imala značajniji uticaj na životnu sredinu i zdravlje ljudi.

Nuklearni accident se definiše kao iznenadno, nepredvidivo i nekontrolisano oslobađanje i delovanje radioaktivnog materijala, odnosno jonizujućeg zračenja što za posledicu ima ili bi moglo da ima oštećenje ljudskog zdravlja. U cilju brzog i tačnog informisanja o težini nuklearnog akcidenta (***International Atomic Energy Agency, IAEA***) je formulisala sedam bezbednosnih nivoa, poznatih kao (***International Nuclear Event Scale, INES***), gde nivo 7 predstavlja veliki uticaj na spoljašnju sredinu izvan zone rada sa široko rasprostranjenim posledicama po zdravlje stanovništva i životnu sredinu.

Prvi veliki svetski akcident u civilnoj nuklearnoj elektrani, bila je nesreća na Ostrvu tri milje u Pensilvaniji, SAD, 1979. godine. Ova nesreća je odigrala značajnu ulogu u efektivnom zaustavljanju širenja nuklearne energije u SAD, ali u globalnom razvoju nuklearne energije iako nije izazvala značajne efekte radijacije na pojedince koji su živeli u blizini reaktora. Druge dve ozbiljne nesreće u nuklearnim elektranama uključuju nuklearnu katastrofu 1986. godine u Černobilju, bivši SSSR (sadašnja Ukrajina) i 2011. godine u Fukušimi, u Japanu.

Međutim, najznačajnija po globalnim posledicama je nesreća u Černobilju gde je relativno malom eksplozijom izazvanom ljudskim faktorom došlo do havarije bloka IV nuklearnog kompleksa odakle je ispuštena velika količina radioaktivne prašine. Na ovaj način je radioaktivnost iz jezgra reaktora došla u kontakt s atmosferom. Veštački radionuklid ^{137}Cs (vreme poluraspada 30 godina) iz černobilskog oblaka proširio se čak i na udaljenosti od 2000 km pošto je vetar odneo lakši kontaminirani materijal preko cele Evrope. Ipak, nesreća u Černobilju je i dalje jedina nesreća u kojoj je izgubljena kontrola nad nuklearnom fisijom (nivo 7 na Internacionalnoj skali nuklearnih događaja).

Pitanja za proveru znanja i diskusiju

- 
1. Šta je jonizujuće zračenje?
 2. Šta je radioaktivnost?
 3. Šta je prirodna radioaktivnost?
 4. Šta je prirodni fon zračenja?
 5. Navesti terestijalne radionuklide.
 6. Navesti i opisati radioaktivne raspade.
 7. Objasniti *Zakon radioaktivnog pomaka*.
 8. Šta je vreme poluraspada?
 9. Navesti prirodne radioaktivne nizove.
 10. Kako radioaktivno zračenje interaguje sa materijom?



OSNOVE BIOHEMIJE



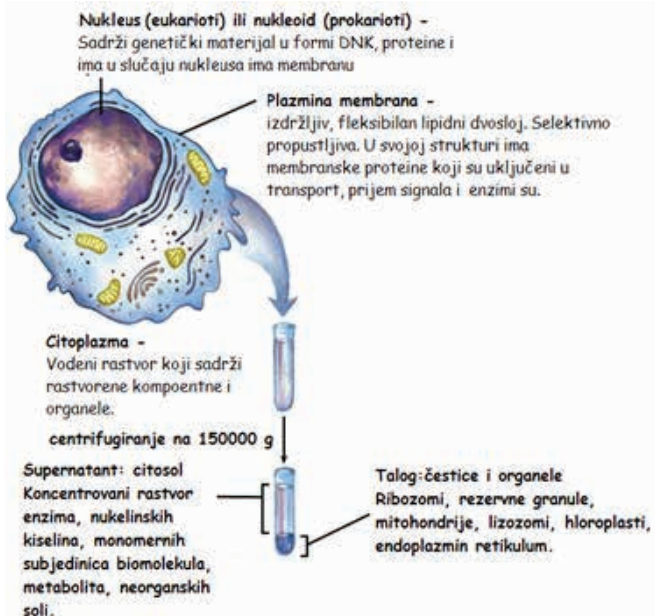
OSNOVE BIOHEMIJE

Smatra se da je život na Zemlji nastao pre više od četiri biliona godina, i da su prvi organizmi bili organotrofni ili fototrofni mikroorganizmi koji su bili sposobni da stvaraju kompleksne molekule iz hemijskih elemenata i prostih jedinjenja u svom okruženju. ***Živi sistemi, bez obzira da li govorimo o jednostavnim ili složenim organizmima, su dinamični i tokom evolucije su se prilagodili (adaptirali) uslovima životne sredine i razvili biohemijske putanje koje su im omogućile da opstaju i preživljavaju promene u okruženju.*** Kako bismo razumeli uticaj faktora životne sredine i kako različiti hemijski procesi utiču na funkcionisanje organizama, od odgovora koji opažamo na makro nivou, do celularnog, odnosno molekulskog nivoa interakcija, neophodno je savladavanje znanja iz biohemije. U narednim poglavljima biće objašnjena struktura ćelije, ćelijske membrane i ćelijski transport, date opšte karakteristike biomakromolekula koji grade žive sisteme, sa posebnim osvrtom na proteine i njihovu biokatalitičku funkciju (enzimi) kao posebnu grupa bioloških molekula koji pored nukleinskih kiselina imaju esencijalnu ulogu za funkcionisanje i opstanak ćelije. ***Proteini (a posebno oni koji imaju enzimsku funkciju), zajedno sa nukleinskim kiselinama, su česti targeti različitih štetnih faktora životne sredine, pa je stoga za razumevanje mehanizama njihovog dejstva neophodno usvojiti znanja iz ove oblasti.***

GRAĐA ČELIJE

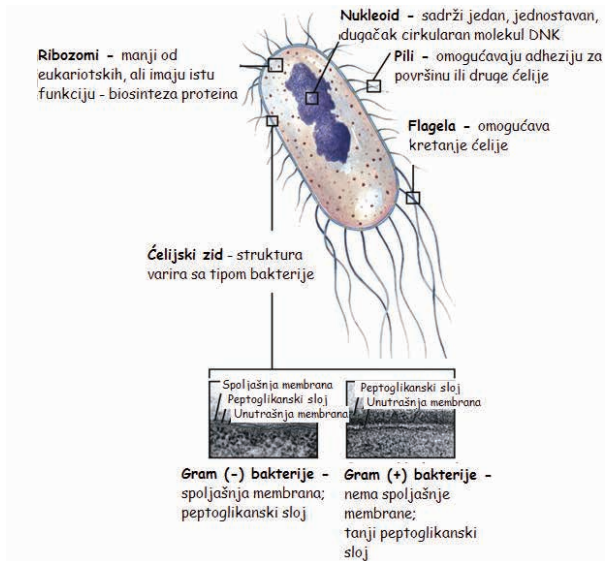
Ćelija predstavlja osnovnu strukturnu i funkcionalnu jedinicu građe svih živih bića. Termin ćelija vodi poreko od reči *cella* (monaška soba). Teoriju ćelije uspostavili su *Theodor Schwann* i *Matthias Jakob Schleiden* davne 1839. godine. Prema broju ćelija razlikujemo **jednoćelijske i višećelijske organizme**. Sve ćelije poseduju neke zajedničke karakteristike: **rast, reprodukcija, obezbeđivaje energije za procese i sposobnost adaptacije (prilagođavanja)**. Grana biologije koja proučava ćeliju je **citologija**. Organizam čoveka sadrži oko 200 različitih ćelija, a ceo organizam čini preko 37 triliona ćelija.

Ćelija je od okoline odvojena ćelijskom membranom (plazmalemom), dok unutrašnost ispunjava citoplazma, koja predstavlja vodeni rastvor (**citosol**) u kome su rastvorene različite hemijske vrste, među kojima su enzimi, nukleinske kiseline (ribonukleinska kiselina, RNK), različiti celularni metaboliti i međuprodukti biohemijskih reakcija, koenzimi, joni, ribozomi (Slika 2.1.). **Glavne karakteristike prokariotske ćelije je odsustvo funkcionalnih ćelijskih kompartmenata (organela) sa izuzetkom ribozoma, kao i nasledni materijal koji nema svoju opnu (nukleoid), za razliku od eukariota kod kojih se on nalazi u organeli jedro (nukleus).** Takođe, **prokariotska ćelija ima pored ćelijske membrane i ćelijski zid.** Na Slici 2.2. i 2.3. su prikazane uopštena građa prokariotske i eukariotske ćelije, respektivno.

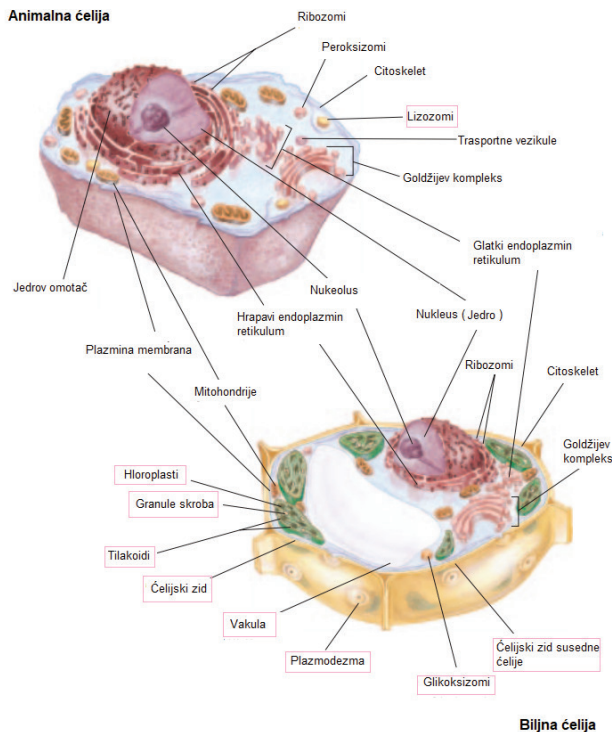


Slika 2.1. Ćelija građa – zajedničke strukturne osobine.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

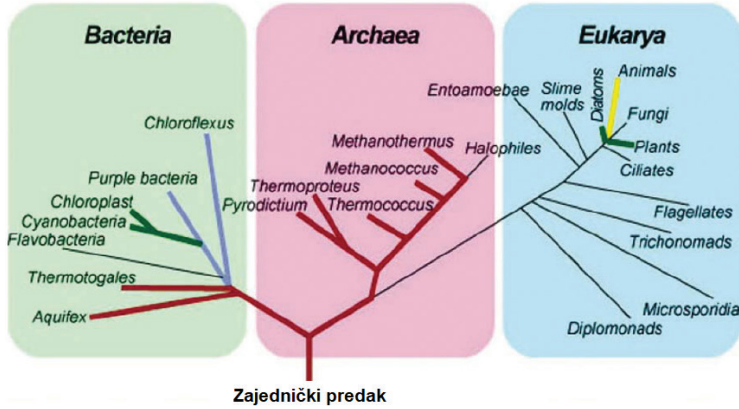


Slika 2.2. Građa prokariotske ćelije.



Slika 2.3. Građa eukariotske ćelije (biljna i animalna). Roze bojom su uokvirene organele koje nisu prisutne kod animalne, odnosno biljne ćelije.

Na osnovu građe ćelije razlikujemo dve grupe organizama **prokariote** i **eukariote**. Biolog *Carl Whouse* je podelio organizme na dva velika kraljevstva **Prokaria** i **Eukaria**. Prokariote čine bakterije i arhee, dok čovek pripada eukariotama, a u okviru njih životinjama (Slika 2.4.).



Slika 2.4. Filogenetsko drvo života, tri domena života.

Vezano za uslove životne sredine važno je istaći da su neke bakterije kao što su na primer bakterije roda *Cyanobacteria* primer **eurivalnetnih organizama** (organizama koji tolerišu i opstaju u širokom opsegu fizičko-hemijskih parametara). Takođe, mnoge vrste koje pripadaju arheama, ali i neke vrste bakterija, se smatraju **ekstremofilnim organizmima (ekstremofilima)** koji podnose ekstremne uslove sredine kao što su visok nivo radijacije, visoka koncentracija soli, visoka/niska temperatura, visok/nizak pritisak itd. Takođe, u okviru bakterija i arhea postoje grupe organizama koje opstaju isključivo uz prisustvo kiseonika (**obligatni aerobi**), oni koji mogu da prežive u uslovima smanjene koncentracije kiseonika (**fakultativni anaerobi**) i oni koji žive isključivo u uslovima bez prisustva kiseonika (**obligatni anaerobi**)

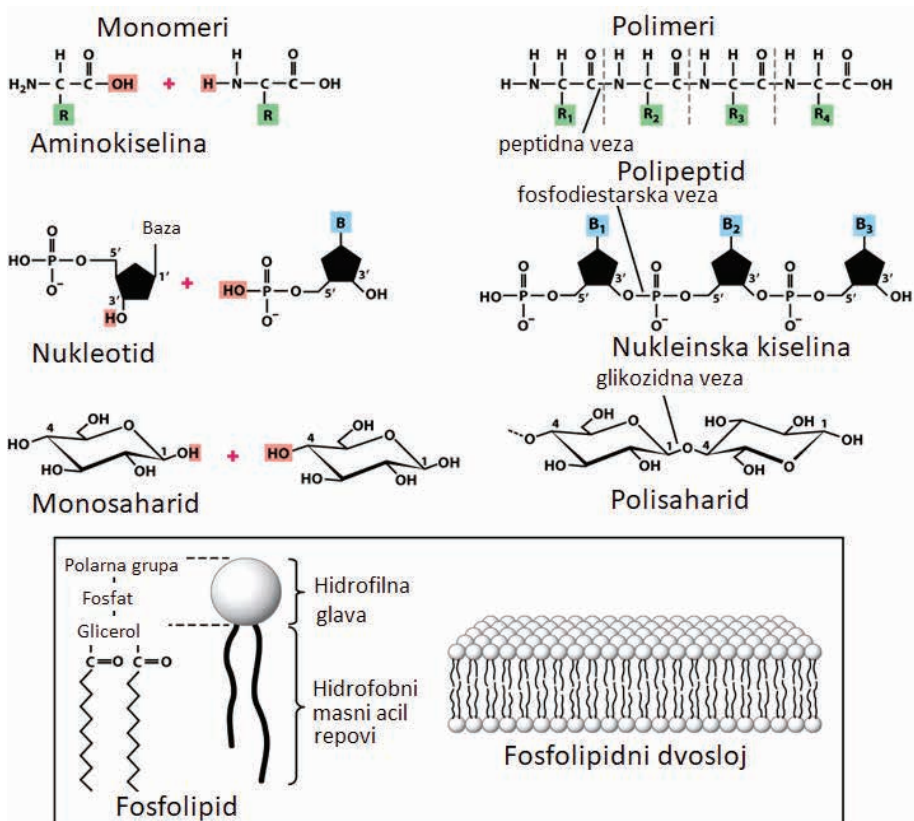
Organizmi se mogu podeliti prema načinu kako generišu energiju i dobijaju ugljenik kao glavni biogeni element. Prema energiji koju koriste organizmi se mogu podeliti na **fototrofe** koji koriste sunčevu svetlost i **hemotrofe** koji koriste energiju koja se generiše u procesima oksidacije. Organizmi koji su hemotrofi ne mogu fiksirati ugljen-dioksid, pa im je stoga neophodan izvor organskog ugljenika. Hemotrofi se mogu podeliti dalje na one koji oksiduju neorganske supstance da bi dobili energiju (**litotrofi**) i one koji oksiduju organske supstance da bi dobili energiju (**organotrofi**). **Fototrofi** se sa druge strane mogu podeliti

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

na *autotrofe* (koji mogu fiksirati ugljen-dioksid) i heterotrofe koji zahtevaju organski izvor ugljenika. Ako sada ovu klasifikaciju primenimo na prokariote, cijanobakterije su fotoautotrofi (jer su sposobne da vrše fotosintezu), kao i zelene biljke, a *Escherichia coli* je hemoorganoheterotrof, kao i čovek.

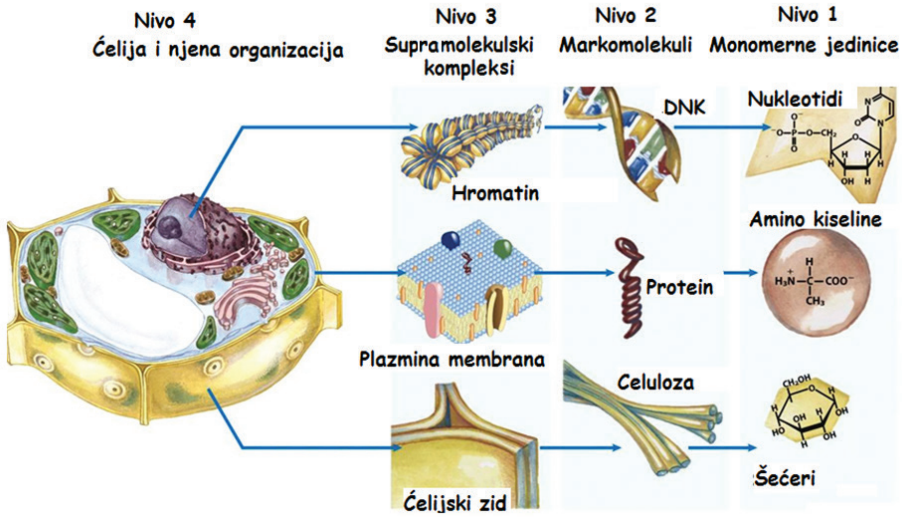
Biomakromolekuli

Biomakromolekuli su molekuli velike molekulske mase koji izgrađuju ćeliju, odnosno žive sisteme. U biomakromolekule ubrajamo: proteine (belančevine), nukleinske kiseline, ugljenohidrate i lipide (Slika 2.5.). Proteini i nukleinske kiseline zbog svoje funkcije predstavljaju *esencijalne molekule* za ćeliju: *proteini kao enzimi katalizuju biohemijske procese, dok nukleinske kiseline prenose naslednu informaciju. Ugljeni hidrati i lipidi imaju pre svega gradivnu funkciju.*



Slika 2.5. Biomakromolekuli od monomera do dimera.

Ovi biomolekuli se u daljoj hijerarhiji molekularne organizacije ćelije udružuju u **supramolekulske komplekse** (Slika 2.6.). Dodatno, biološki nivoi organizacije u prirodi se obično definišu kao odnos dela prema celini pri čemu su viši nivoi sastavljeni od nižih. **Uobičajeni poredak nivoa organizacije je: atomski, molekulski, ćelularni, tkiva, organi, sistemi organa i organizam.**



Slika 2.6. Strukturna hijerarhija u molekularnoj organizaciji ćelije.

Hemijske veze koje su prisutne u biomakromolekulima su kovalente (jednostruka, dvostruka i trostruka) (Tabela 2.1.). U supramolekulskim kompleksima oni su stabilizovani nekovalentnim interakcijama kao što su vodonične veze, jonske interakcije, hidrofobne interakcije, i van der Waals-ove interakcije. Ove slabije interakcije su esencijalne za organizaciju i funkcionisanje supramolekulskih struktura.

Građa biomakromolekula se zasniva na C, H, N, O i P. Ugljenik čini polovinu suve mase prosečne ćelije, a hemijske karakteristike ugljenika su omogućile njegovu zastupljenost tokom evolucije (sposobnost da gradi jednostruku kovalentnu vezu sa H, dvostruke veze sa N i O, i sve tipove kovalentnih veza između svojih atoma). **Povezivanjem kovalentnim vezama ugljenik stvara biomolekule koji mogu imati linernu, razgranatu ili cikličnu strukturu.** Na ovu osnovu se zatim dodaju funkcionalne grupe koje daju specifične karakteristike i funkcije biomolekulima. Neke od funkcionalnih grupa su koje se mogu naći su: **alkil grupe (metil i etil grupa), hidroksilna grupa, fenolna, grupa, karboksilna, karbonilna (keto i aldehidna), sulfhidrilna, estarska, disulfidna, tioestarska, etarska, fosforil,** itd.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

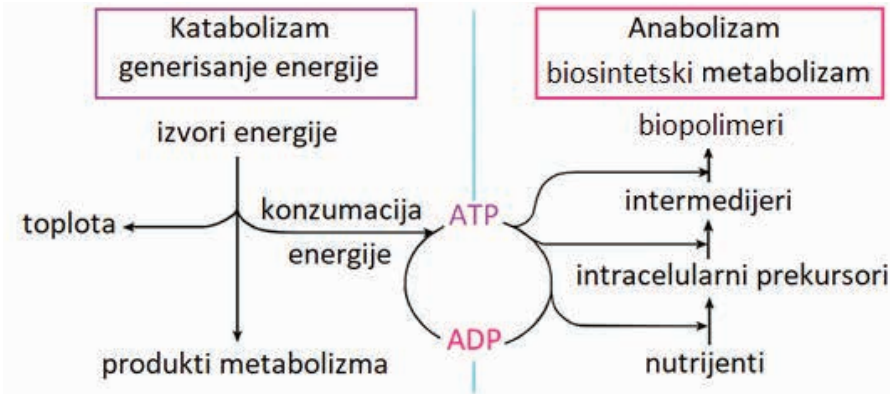
Tabela 2.1. Tipovi kovalentne veze koji su zastupljeni u biomakromolekulima

| Tip kovalantne veze | Potrebna energija za disocijaciju veze, kJ/mol |
|---------------------|--|
| O-H | 470 |
| H-H | 435 |
| P-O | 419 |
| C-H | 414 |
| N-H | 389 |
| C-O | 352 |
| C-C | 348 |
| S-H | 339 |
| C-N | 293 |
| C-S | 260 |
| N-O | 222 |
| S-S | 214 |
| C=O | 712 |
| C=N | 615 |
| C=C | 611 |
| P=O | 502 |
| C≡C | 816 |
| N≡N | 930 |

OSNOVE ĆELIJSKOG METABOLIZMA

Metabolizam predstavlja skup svih reakcija koje se dešavaju u ćeliji, odnosno organizmu kada posmatramo složene žive sisteme. Reč metabolizam vodi poreklo od grčke reči *metabolos* što znači promena. Produkti metabolizma se nazivaju *metaboliti*, koji mogu biti *međuprodukti (intermedijeri)* ili *konačni produkti*. *Metabolički procesi u ćeliji su mreža hemijskih reakcija.*

Metabolizam ima dve glavne komponente katabolizam – procese razlaganja i anabolizam – sintetske procese. Proces katabolizma obezbeđuju energiju koja je potrebna za biosintezu različitih kompleksnih molekula (Slika 2.7.).



Slika 2.7. Metabolizam, dve glavne grane metaboličkih procesa, ATP kao glavna energetska valuta ćelije.

Svaka ćelija sadrži univerzalni broj malih molekula (molekulska masa do 500 Da) koji se nalaze u citosolu i predstavljaju **primarne metabolite, odnosno biohemijske putanje i njihove produkte koji su očuvani (konzervirani) tokom evolucije**. Primeri primarnih metabolita su monomeri koji grade biopolimere i njihovi derivati, koji su distribuirani unutar citoplazme (u samom citosolu i/ili organelama) u definisanim koncentracijama. Pored primarnih metabolita svaka vrsta ćelija (i/ili organizam) poseduje set biomolekula koji su specifični za nju, koje nazivamo **sekundarni metaboliti**. Primarni i sekundarni metabolizam se može opisati i u kontekstu adaptacije na primeru mikroorganizama. Tako na primer, bakterije uključuju proizvodnju sekundarnih metabolita u određenim uslovima životne sredine (dostupnim izvorima i odnosom C, N i P, aerobnim/ anaerobnim uslovima, itd), primer je botulinum toksin koji *Clostridium botulinum* proizvodi u uslovima smanjene koncentracije kiseonika.

Svi mali molekuli zajedno, bilo da su primarni i sekundarni, čine ćelijski metabolom. Poznavanje ukupnog metaboloma, kao i **genoma (ukupni genski set jedne ćelije)** su danas fokus različitih istraživanja u oblasti nauke o životnoj sredini (na razumevanje toksičnog dejstva hemikalija na žive sisteme na molekularnom nivou, mehanizmi mikrobne degradacije otpada, bioremedijaciju, odnosno upotrebu mikroorganizama za prečišćavanje zemljišta i/ili voda, itd).

Energetski procesi u ćeliji

Različiti procesi u ćelji zahtevaju energiju (anabolizam, kretanje, reprodukcija, organizacija naslednog materijala, procesi prenošenja nasledne informacije, itd). *Kao i za metaboličke putanje, tako je i za energetske procese ćelija tokom evolucije razvila mehanizme koji joj obezbeđuju adekvatne količine energije (klasifikacija na fototrofe i hemitrofe). Ćelija, odnosno živi organizam, je konstantno u dinamičkim stanju (procesima) koje se zasniva na komunikaciji sa okruženjem.* Primeri su različite koncentracije hemijskih vrsta unutar i izvan ćelije, metaboličke reakcije, ćelijsko disanje, prenošenje signala, itd, koji su svi zavisni od energije. *Energetski procesi u ćeliji se zasnivaju na reakcijama oksidacije i redukcije (transferu elektrona), odnosno na primeru fotosinteze: ugljenik iz ugljen-dioksida se redukuje uz prisustvo sunčeve svetlosti (konzumacija energije), i dobija se glukoza, koju zatim koriste hemitrofi i oksiduju (generisanje energije).*

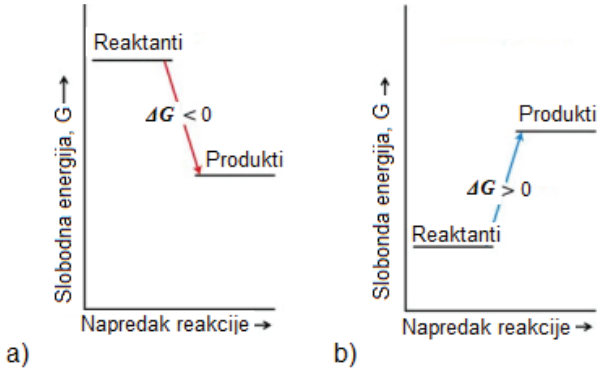
Ćeliju možemo da definišemo kao *otvoreni sistem*, odnosno sistem koji razmenjuje energiju i materiju sa okolinom. Bitno je istaći da se na energetske procese u živim sistemima se može primeniti *I zakon termodinamike*, odnosno da bez obzira što se forme enegije mogu menjati, *pri svakoj promeni ukupna energija u Univerzumu ostaje konstanta*. Ovo se dalje može objasniti na sledeći način: potencijalna energija koja se nalazi u okruženju (bilo kao sadržana u nutrijentima ili sunčevoj svetlosti) se transformiše u rad kroz osnovne biohemijske procese u ćeliji, pri čemu se jedan deo se vraća u okruženje kao toplota, jedan deo doprinosi povećanju *entropije (S)* okruženja (oslobađanje produkata katabolizma u okruženje) i smanjenje S unutar ćelije (sinteza biomakromolekula).

Kao što je rečeno za anabolične procese je potrebna energija, a razlog za to leži u *II zakonu temodinamike koji kaže da Univerzum teži povećanju entropije*, pa se samim tim manji molekuli neće sponatno udruživati u kompleksnije strukture. *Promena uređenosti sistema se obeležava sa ΔS* , pri čemu ako se neuređenost povećava vrednost je pozitivna, a ukoliko se smanjuje vrednost je negativan broj. *J. Willard Gibbs* je razvio teoriju promene energije tokom hemijskih reakcija u zatvorenom sistemu (sistem koji ne razmenjuje energiju i materiju sa okruženjem) koja se može opisati preko jednačine:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S,$$

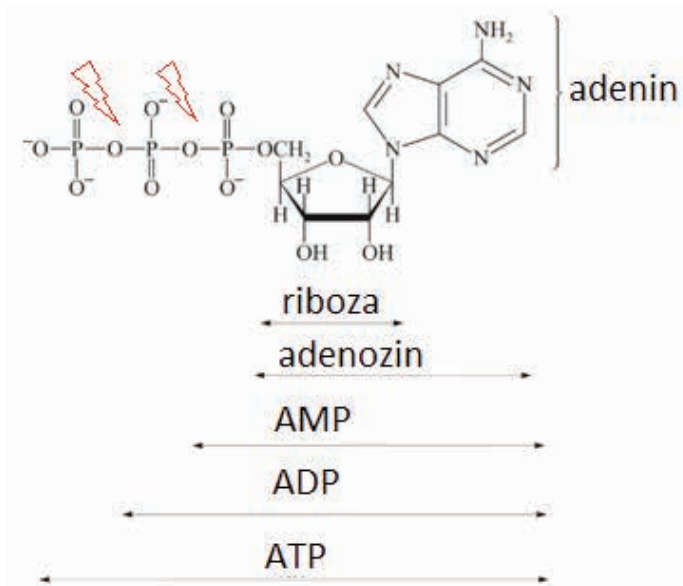
gde je ΔG *promena slobodne energije (Gibs-ova energija)*, ΔH *promena entalpije (odnosno broj raskinutih ili formiranih hemijskih veza)*, T *temperatura u K* i ΔS *promena entropije*.

Neki hemijski procesi će dešavati spontano samo ukoliko je promena slobodne energije negativna, odnosno kada bi formiranje velikih molekula bilo sa ishodom njene negativne promene, što nije slučaj. Kako bi ovo prevazišla ćelija **kupluje (sabira)** hemijske reakcije koje oslobađaju energiju (**egzergone**) u odnosu na obe koje kozumiraju (**endergone**), kako bi rezultanta bila negativan promena G (Slika 2.8.).



Slika 2.8. Podela reakcija prema promeni *Gibs-ove* energije na a) Egzergone, b) Endergone reakcije.

Glavni energetski molekul koji ćelija koristi za kuplovanje energije je **adenozin tri fosfat (ATP)**, (Slika 2.9.). **ATP se sastoji od azotne baze adenina, šećera riboze i tri fosfatne grupe. Adenin i riboza su povezane glikozidnom vezom, dok je fosfatna gupa vezana fosfoestarskom vezom. Veze bogate energijom su one između fosfatnih grupa**, pri čemu je odvajanje **terminalne fosfatne grupe visoko egzergona reakcija** (standardni uslovi $-37,4$ KJ/mol, ali varira zavisno od organizma i fizioloških uslova). Iz ovoga je jasno zbog čega je ATP i njegov metabolizam važan za homeostazu, a takođe često glavno mesto preko koga štetno dejstvo ispoljavaju razni faktori životne sredine ide upravo preko ometanja energetskih procesa u ćeliji.



Slika 2.9. Adenozin tri fosfat struktura, ATP (AMP – adenozin mono fosfat, ADP- adenozin di fosfat).

Pitanja za proveru znanja i diskusiju



1. Objasniti značaj biohemije i njenu poziciju kao nauke vezano za istraživanja u oblasti životne sredine.
2. Prodiskutovati sa evolutivnog aspekta razlike prokariota i eukariota.
3. Kako bi u istraživanjima vezanim za životnu sredinu mogli da se posmatraju eurivalentni i ekstremofilni organizmi?
4. Objasniti šta su primarni, a šta sekundarni metaboliti kako bi oni mogli da budu upotrebljeni za istraživanja u oblasti nauka o životnoj sredini.
5. Objasniti razliku između egzogenih i endogenih procesa u ćeliji.
6. Objasniti zbog čega je ATP važan za metaboličke procese i koji je potencijalni uticaj faktora okruženja na žive sisteme ukoliko se naruši homeostaza energetskih procesa?

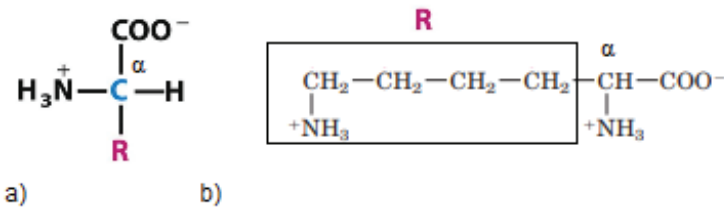
PROTEINI

U odeljku *Biomakromolekuli* objašnjena je hijerarhija u molekularnoj organizaciji ćelije. Tada je naglašeno sa su proteini zajedno sa nukleinskim kiselinama esencijalni biomakromolekuli (razlog je njihova enzimska, odnosno biokatalitička funkcija). U narednim poglavljima biće objašnjena struktura proteina i glavne karakteristike ovih molekula. Zatim će biti objašnjene funkcije proteina, sa posebnim osvrtom na katalitičku funkciju.

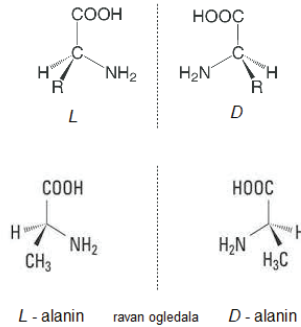
Struktura i karakteristike proteina

Aminokiseline

Proteini (belančevine) predstavljaju biopolimere izgrađene od aminokiselina. Aminokiseline su molekuli koji sadrže *amino i karboksilnu grupu*. Opšta formula aminokiselina je prikazana na *Slici 2.10.a*. U svakom molekulu aminokiseline razlikujemo amino i karboksilnu grupu koje su vezane za isti C atom (označava se kao α ugljenik). Za α ugljenik je zakačen deo molekula označen sa *R koji predstavlja aminokiselinski ostatak (Slika 2.10.b), od koga zavise karakteristike molekula i koji se koristi za klasifikaciju aminokiselina*. One aminokiseline koje ulaze u građu protein živih organizama se nazivaju *proteinske i sve su L enantiomeri (Slika 2.11.)*.



Slika 2.10. a) Opšta formula aminokiseline, b) R ostatak na primeru aminokiseline lizin.



Slika 2.11. Stereoizomeri aminokiselina na primeru alanina.

U građu proteina ulazi **20 aminokiselina** koje osim punog ima imaju troslovni i jednoslovni simbol (Tabela 2.2.) **Biljke su sposobne da sintetizuju sve aminokiseline koje su im potrebne. Čovek i životinje neke aminokiseline mogu sami proizvoditi dok ostale moraju uneti putem hrane.** Aminokiseline, ako i druge molekule koje moramo unesti ishranom, se svrstavaju u **esencijalne molekule** (Tabela 2.2.).

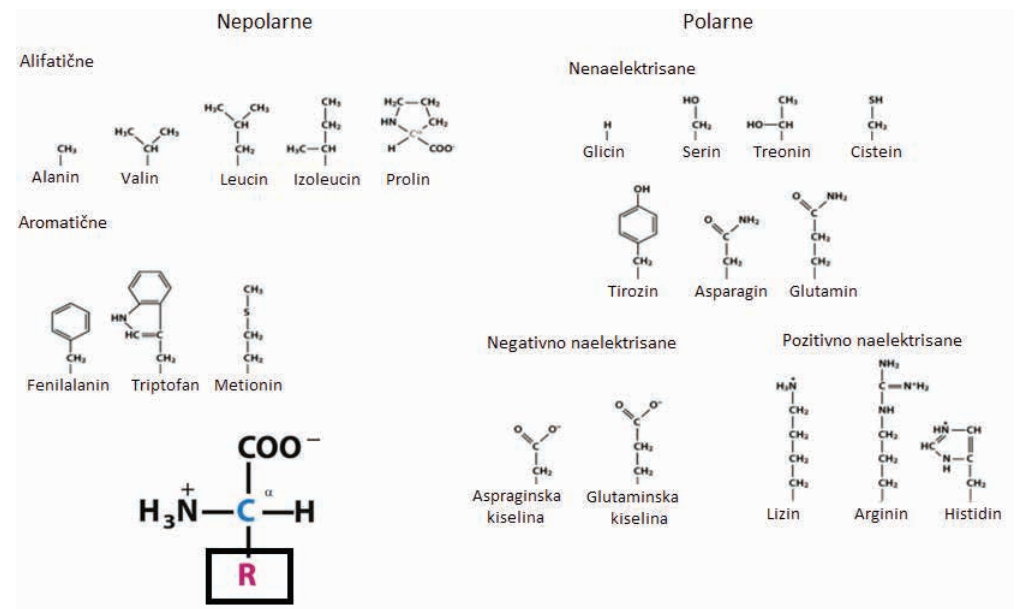
Na osnovu ostatka R aminokiseline se dele na **nepolarne i polarne. Polarne aminokiseline** se dalje dele na **polarne nenaelektrisane i polarne naelektrisane.** (Slika 2.12.)

Tabela 2.2. Lista proteinskih amiokisleina sa punim nazivom i skraćenicama

| Puno ime | Troslovna skraćunica | Jednoslovni simbol |
|-----------------------|----------------------|--------------------|
| Alanin | Ala | A |
| Arginin | Arg | R |
| Asparagin | Asn | N |
| Asparaginska kiselina | Asp | D |
| Cistein | Cys | C |
| Glutamin | Gln | Q |
| Glutaminska kiselina | Glu | E |
| Glicin | Gly | G |
| Histidin* | His | H |
| Izoleucin* | Ile | I |
| Leucin* | Leu | L |
| Lizin* | Lys | K |
| Metionin* | Met | M |
| Fenilalanin* | Phe | F |
| Prolin | Pro | P |
| Serin | Ser | S |
| Treonin* | Thr | Y |
| Triptofan* | Trp | W |
| Tirozin | Try | T |
| Valin* | Val | V |

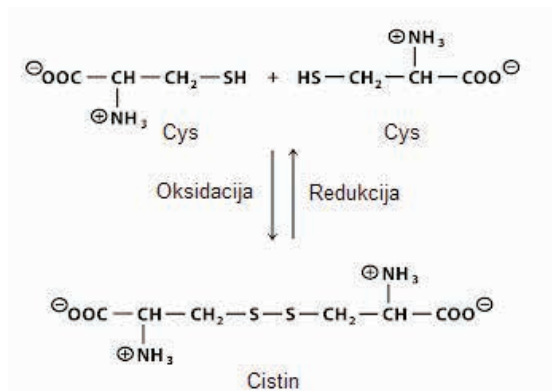
*esencijalne za čoveka i životinje

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE



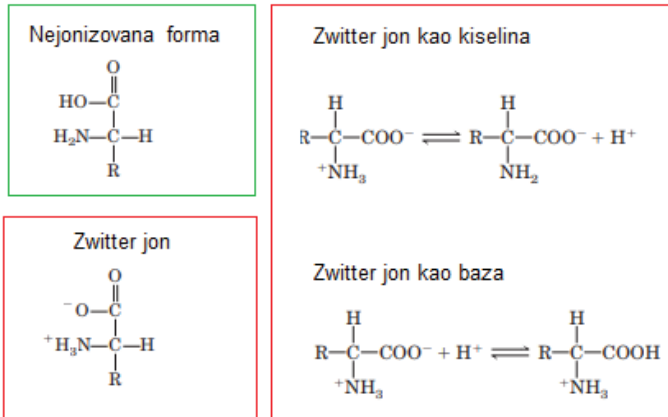
Slika 2.12. Podela aminokiselina pema aminokiselinskom ostatku R.

Iz grupe polarnih naelektrisanih aminokiselina je bitno izdvojiti cistein koji ima sposobnost da gradi disulfidne veze (mostove), a spajanjem dva cisteina (oksidacijom) se dobija cistin, pri čemu je reakcija povratna kada se redukcijom iz cistina dobijaju dva molekula cisteina (Slika 2.13.). Videćemo kasnije kako su ove interakcije bitne za stabilizaciju strukture proteina. *Pored toga cistein (odnosno sulfhidrilne grupe) imaju ulogu i u različitim procesima kao što su izlaganje živih sistema teškim metalima.*

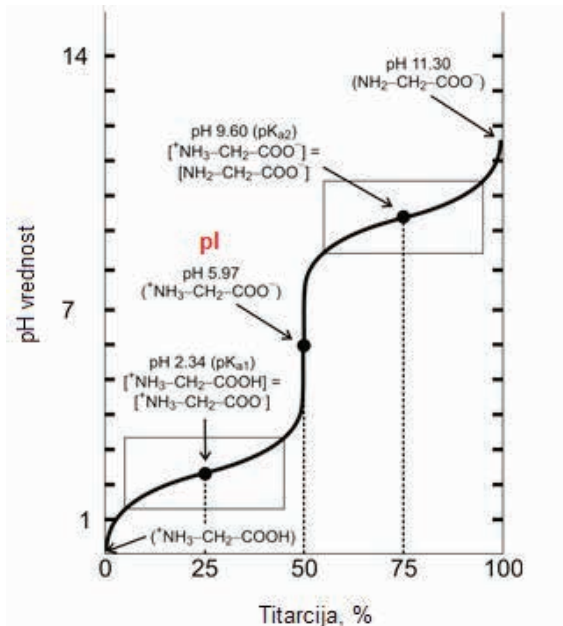


Slika 2.13. Formiranje disulfidnih mostova između dva cistiena.

Kada se aminokiselina nađe u vodenom rastvoru (pH=7) ona postoji kao hibridni jon odnosno Zwitter jon, koji može da se ponaša kao baza (akceptor protona) ili kao kiselina (donor protona). Nejonizovana forma aminokiseline je slabo zastupljena u vodenom rastvoru (Slika 2.14.). Kada neka hemijska vrsta ima dvostruke karakteristike ona se naziva **amforterni molekul**, odnosno amfolit.



Slika 2.14. Aminokiselina – nejonizovana forma i hibridni jon kao baza i kao kiselina.



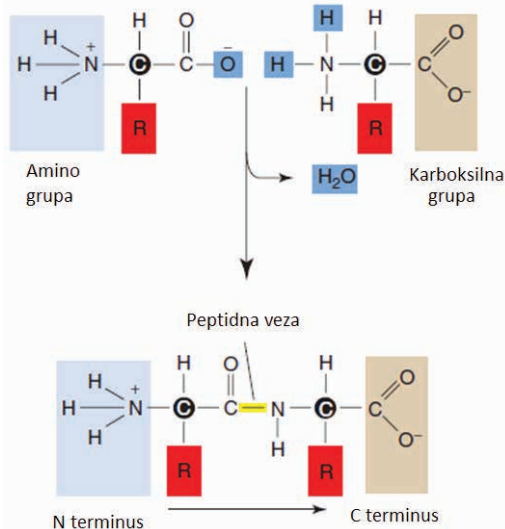
Slika 2.15. Titraciona kriva glicina.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Aminokiseline imaju specifične titracione krive koje se mogu objasniti na primeru titracije glicina. Na *Slici 2.15.* se mogu uočiti dva nivoa koja odgovaraju gubitku protona sa karboksilne, odnosno amino grupe, koji se mogu svaki za sebe tumačiti kao titracija monoprotične kiseline. Na niskoj pH vrednosti glicin je potpuno protonovana hemijska struktura koja ima identične koncentracije donora i akceptora protona. Na sredini prvog nivoa karboksilna grupa započinje deprotonovanje ($pH=2,34$ koje odgovara njenoj pKa_1). Druga bitna tačka je sredina titracione krive na $pH=5,97$, gde se završava uklanjanje prvog protona, a počinje uklanjanje protona iz protonovane amino grupe. **Na ovom pH je glicin u formi hibridnog jona.** Drugi nivo titracione krive predstavlja uklanjanje protona iz protonovane amino grupe, koja na $pH=9,60$ ima svoje pKa_2 . Ukupna titracija se završava oko $pH=12$ (*Slika 2.15.*). **Vrednost pH na kome se je ukupno naelektrisanje aminokiseline (odnosno amofolita) 0 se naziva izoelektrična tačka odnosno pI .** Ova vrednost pH je važna kada se menjaju parametri u rastvoru za očuvanje funkcionalnosti proteina koja zavisi od forme u kojoj su naelektrisane grupe u peptidnom lancu.

Peptidna veza

Peptidna veza je kovalentna veza koja nastaje između amino grupe jedne i karboksilne grupe druge aminokiseline, prilikom čega dolazi do izdvajanja molekula vode (*Slika 2.16.*).

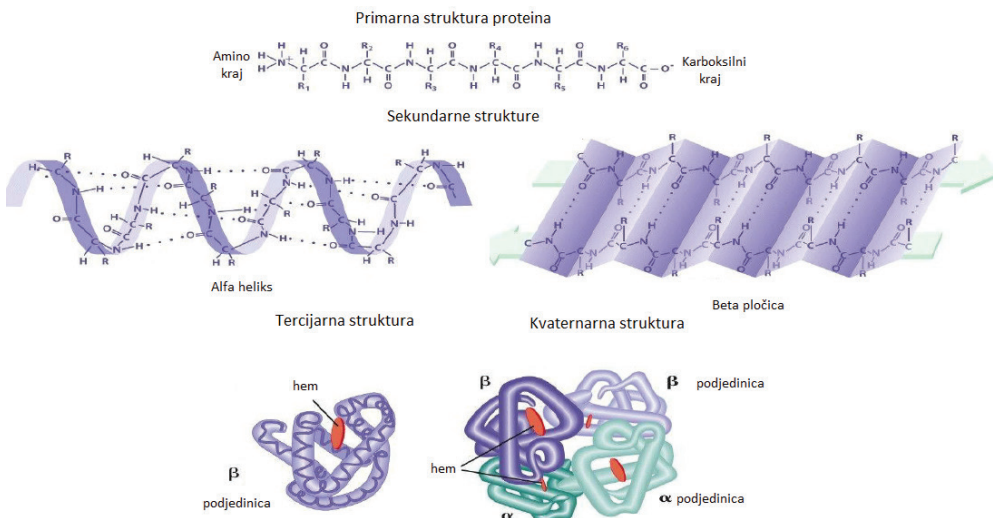


Slika 2.16. Peptidna veza, N i C terminus u peptidnom nizu.

Povezivanjem *dve aminokiseline* nastaje *dipeptid, tripeptid, i tako do devet (nonapeptid)*. Kada se *peptidnim vezama poveže 10 do 20 aminokiselina* nastaju *oligopeptidi*. Povezivanjem više od dvadeset aminokiselina nastaju *polipeptidi*, a *polipeptid sa definisanom strukturom je protein*. Na svakom polipeptidnom nizu razlikujemo *N i C terminus*, odnosno slobodnu amino i karboksilnu grupu (Slika 2.17.) Sve amino i karboksilne grupe koje su zakačene na α ugljenik su iskorišćene za stvaranje peptidnih veza, odnosno kičmu peptidnog polimera. Ostale grupe koje mogu jonizovati, a nalaze se u aminokiselinskom ostatku R (kao što su polarne naelektrisane aminokiseline) daju specifične karakteristike molekulu i mogu da služe da predviđanje ponašanja (definisanje viših nivoa organizacije peptidnog niza, pozicija, pl vrednost, itd) zaviso od uslova (pH rastvora, prisustvo jona, itd). Dodatno, određivanje pl vrednosti peptida (kada on ima ukupno nulto naelektrisanje) se koristi u preparativnoj hemiji za razdvajanje u tehnikama kao što je precipitacija u rastvoru i elektroforeza.

Nivoi organizacije proteina – primarna, sekundarna, tercijarna i kvaternarna i kvaternarna struktura

U strukturi proteina razlikujemo nekoliko nivoa organizacije: *primarnu, sekundarnu i tercijarnu*. *Ukoliko se protein sastoji od više od jedne subjedinice* govorimo i o *kvaternarnoj strukturi* (Slika 2.17.)

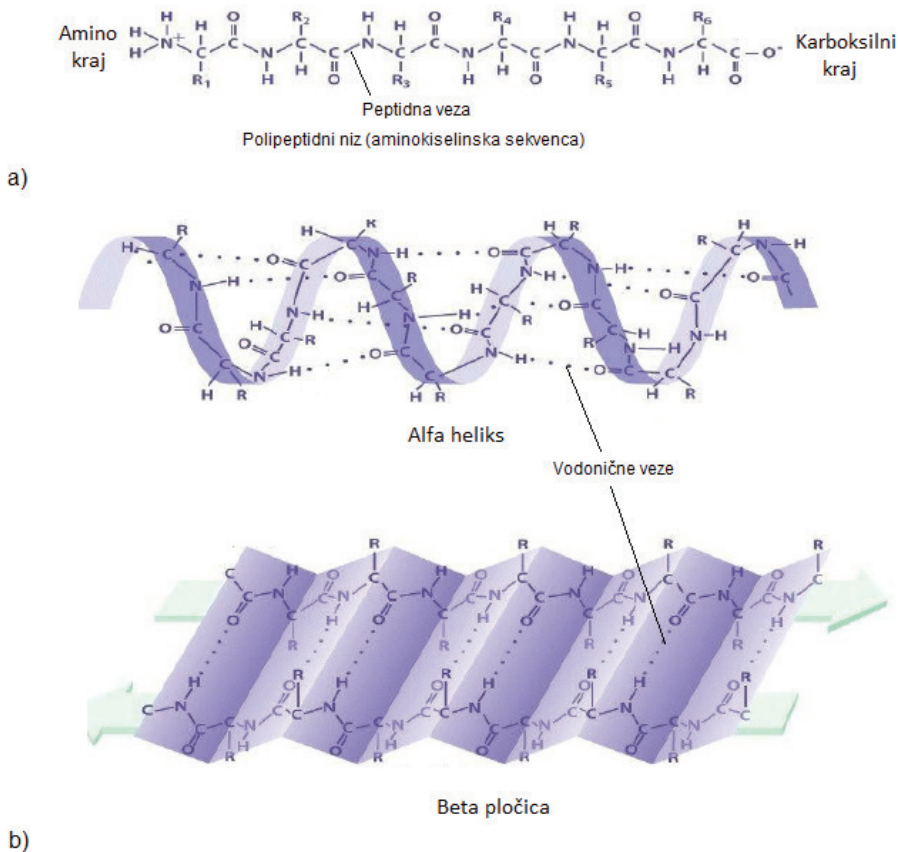


Slika 2.17. Sumarni prikaz nivoa organizacije proteina od primarne do kvaternarne na primeru hemoglobina.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Pre objašnjenja nivoa organizacije proteina za kasniju priču o enzimima i ćelijskoj membrani bitno je istaći da postoje proteini koji pored baze koju čine amino-kiseline sadrže i druge hemijske komponente koje im daju specifične funkcije u živim sistemima. Komponente proteina koje su povezane sa njima se nazivaju **prostetične grupe**, a takvi protein se zovu **konjugovani proteini**. Primeri prostetičnih grupa su **hem u hemoglobinu i mioglobinu** (transport kiseonika i ugljen-dioksida), **ugljeni hidrati u glikoproteinima** (primeri su antitela i neki od proteini ćelijske membrane), **lipidi u lipoproteinima** (komponente transporta lipida u krvi), **metalni joni u metaloproteinima** (u raznim enzimima, feritinu koji je uključen u metabolizam Fe, kalmodulinu koji je uključen metabolizam onakalcijuma, itd.)

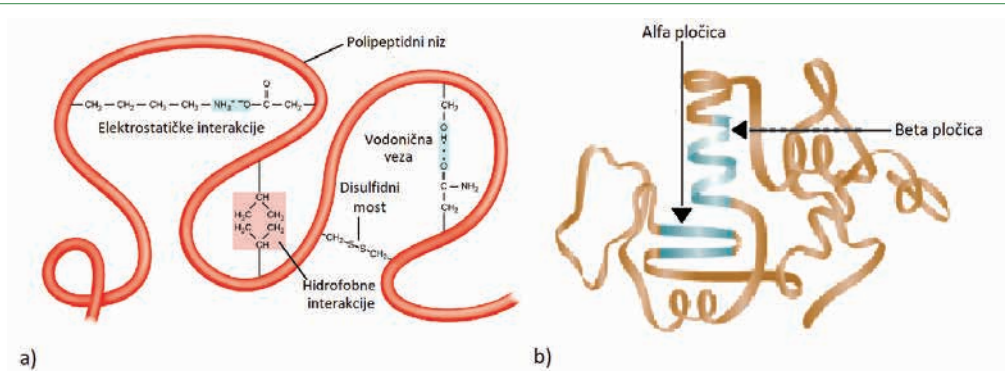
Primarna struktura proteina predstavlja aminokiselinski niz (aminokiselinsku sekvencu) (Slika 2.17.) Primarna struktura nam daje informacije koje aminokiseline ulaze u sastav polipetida.



Slika 2.18. a) Primarna struktura proteina, b) Sekundarne strukture proteina.

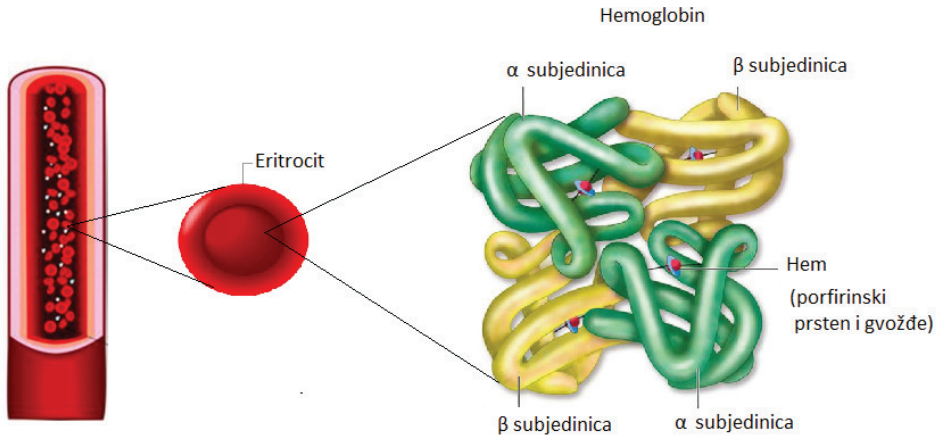
Polipeptidni niz je linearan u prostoru i određeni delovi niza formiraju **sekundarnu strukturu proteina** koja može biti u formi **α -heliksa** (Slika 2.18.a) i **β -pločice** (Slika 2.18.b). Ove dve forme sekundarne strukture stabilizovane su **vodoničnim vezama** (Slika 2.18.).

Tercijarna struktura proteina obuhvata prostornu konformaciju celog peptidnog niza. Tercijarna struktura proteina važna je sa aspekta funkcionalnosti, jer se pod **proteinom podrazumeva peptidni niz sa definisanom tercijarnom strukturom**. Veze koje stabilizuju tercijarnu strukturu proteina su: **vodonične, hidrofobne, di-sulfidne (sulfidini mostovi) i Van der Waals-ove interakcije** (Slika 2.19.a). U okviru tercijarne strukture se uočavaju sekundarne strukture i nedefinisani delovi polipeptidnog niza (Slika 2.19.b).



Slika 2.19. Tercijarna struktura proteina: a) Veze koje stabilizuju tercijarnu strukturu, b) Sekundarne strukture proteina u okviru tercijarne strukture proteina.

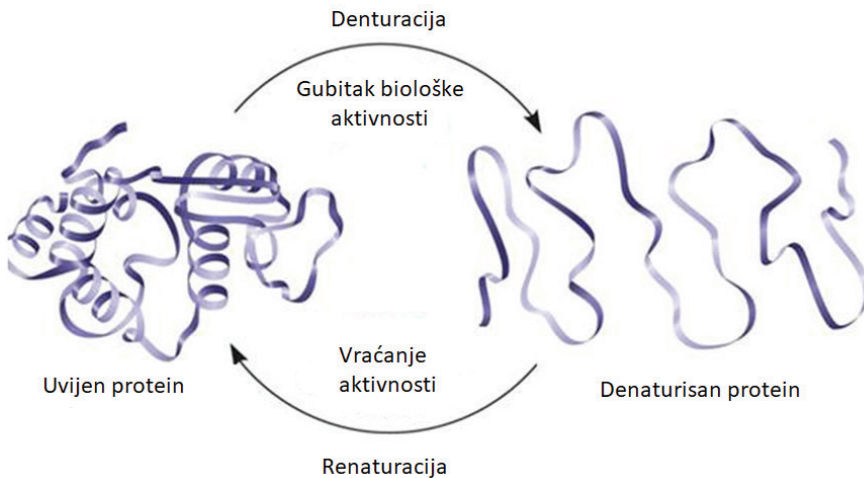
Proteini koji imaju više od jedne subjedinice formiraju i **kvaternarnu strukturu**. Primer takvog proteina je **hemoglobin** (protein koji ima funkciju u transportu kiseonika iz pluća do tkiva/organa, i ugljen-dioksida iz tkiva/organa do pluća). Hemoglobin je **tetramer**, koji se sastoji od po dve identične subjedinice (2 α i 2 β), (Slika 2.20.). Svaka jedinica ima jednu hem grupu. Hem grupa se sastoji od porfirinskog prstena i gvožđa, koja ima funkciju u vezivanju kiseonika/ugljen-dioksida u zavisnosti u kom pravcu se odvija transport. Gvožđe (Fe) koje se nalazi u hemu može biti oksidacionog stanja +2 ili +3.



Slika 2.20. Kvaternarna struktura proteina na primeru hemoglobina.

Denaturacija i renaturacija proteina

Proces denaturacije proteina podrazumeva narušavanje njegove tercijarne strukture, čime se narušava i njegova funkcija. Faktori koji mogu dovesti do denaturacije proteina mogu biti na primer temperatura i pH medijuma. Proces denaturacije može biti **reverzibilan (povratan)**, kada protein može povratiti svoju strukturu i **ireverzibilan (nepovratan, trajan)** kada molekul potpuno gubi funkciju (Slika 2.21.).



Slika 2.21. Denaturacija i renaturacija proteina.

Proces denaturacije proteina, kao i faktori koji dovode do njega, je bitan za nauke o životnoj sredini zato što nam ukazuje na mehanizme štetnog dejstva toksičnih agenasa na funkcionisanje ćelije, odnosno organizma. Takođe, u kontekstu bioloških mehanizama koji štite ćeliju od oštećenja i/ili narušavanja homeostaze, kao što je između ostalog i denaturacija proteina, važna je grupa **HSP (Heat Shock Proteins, proteini toplotnog šoka)**. HSP predstavlja **konzerviranu (očuvanu na genetskom nivou)** familiju proteina koji su prisutni u svim ćelijama. Njihova funkcija u ćeliji da repariraju oštećene proteine i na taj način obezbede očuvanje ćelijske homeostaze, ali pored svoje osnovne funkcije povezani su i sa biohemijskim odgovorom ćelije (odnosno organizama) na prisustvo toksičnih supstanci u okruženju.

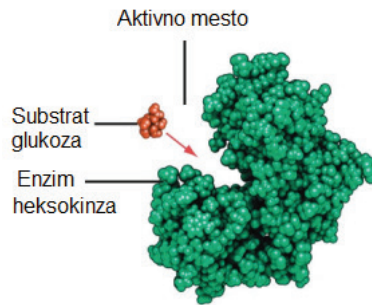
Funkcije proteina

Proteom, slično pojmu genom i metabolom, **predstavlja skup svih proteina u jednoj ćeliji (odnosno organizmu)**. **Proteomika je interdisciplinarna nauka koja se bavi proteinima, njihovom strukturom i funkcijom**. Defekti u strukturi proteina se vezuju za razna patogena stanja.

Kao što je već naglašeno proteini i nukleinske kiseline predstavljaju esencijalne biomakromolekule. Za razliku od njih ugljeni-hidrati i lipidi imaju pre svega gradivnu i ulogu u skladištenju izvora hrane/energije u ćeliji, odnosno živim sistemima. **Glavne funkcije proteina za žive sisteme mogu da se podele na: regulativnu** (hormoni, insulin npr), **signalnu transdukciju** (prenošenje signala, proteini kao receptori u ćelijskoj membrani), **kretanje** (flagelin u građu bakterijske flagele za kretanje), **kataliza** (enzimska u različitim metaboličim reakcijama), skladištenje (feritin uključen u rezerve Fe), **strukturna** (kolagen, elementi citoskeleta), transportna (hemoglobin, mioglobin) i **protektivna** (antitela) u nastavku će biti detaljnije objašnjena funkcija proteina kao enzima i njihov značaj za opstanak ćelije, odnosno živih sistema.

Enzimi

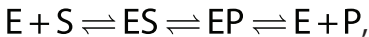
Enzimi su biološki katalizatori koji ubrzavaju hemijske reakcije u ćeliji, odnosno živim sistemima, pri čemu se sami ne menjaju. **Funkcija enzima je esencijalna za opstanak ćelije, a razlog je što bi karakteristike živih sistema (vodeni rastvori, uglavnom neutralno do blago alkalno pH, umerene vrednosti temperature, kompartmentalizacija ćelijskih odeljaka) davale spore biohemijske reakcije, čija brzina ne bi bila dovoljna za održavanje homeostaze, a takođe mnoge reakcije se ne bi uopšte spontano desile**. Kada se govori o enzimima misli se na proteine, ali je bitno istaći i ribosome koji predstavljaju katalitičke RNK koje se nalaze u ribozomima.



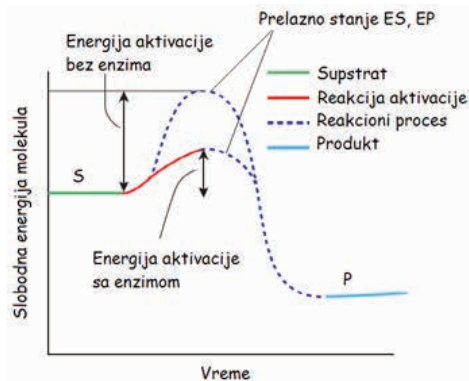
Slika 2.22. Aktivno mesto enzima na primeru heksokinaze čiji je supstrat glukoza, a katalizuje nastanak glukoza-6-fosfata.

Enzini omogućavaju ubrzano dešavanje hemijskih procesa u ćeliji tako što kreiraju uslove u kojima se neka reakcija može desiti, zahvaljujući svojoj strukturi. Naime, svaki enzim ima **aktivno mesto koje predstavlja deo proteina gde se vezuje molekul(i) koji se transformišu koji se naziva supstrat** (Slika 2.22.). U okviru aktivnog mesta se razlikuju **vezujuće i katalitičko mesto**. Struktura koja nastaje vezivanjem supstrata za aktivno mesto se naziva **enzim-supstrat kompleks**.

Reakcija koja je katalizovana enzimima se može uprošćeno predstaviti:

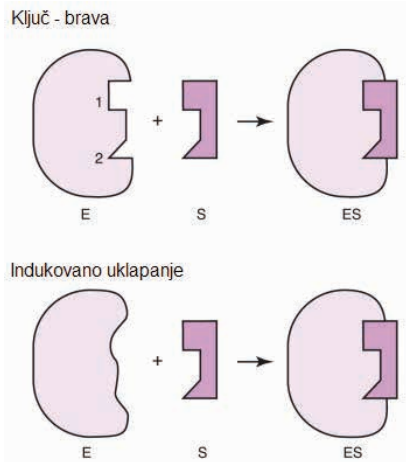


gde je E enzim, S supstrat, ES enzim-supstrat i EP enzim-proizvod kompleksi, P – proizvod. Važno je napomenuti da **enzimi utiču isključivo na brzinu hemijske reakcije (ne na hemijsku ravnotežu) i to tako što snižavaju energiju aktivacije** (slobodnu energiju), koja se definiše kao razlika energija osnovnog stanja (kada su prisutni samo S ili P) i prelaznog stanja (kada postoje ES ili EP), (Slika 2.23.).



Slika 2.23. Princip katalitičkog dejstva enzima – Snižavanje energije aktivacije, S – supstrat, P- proizvod, ES, enzim-supstrat i EP enzim-proizvod kompleks.

Supstrat i enzim se vezuju putem nekovalentnih interakcija između amino-kiselinskih ostataka u aktivnom mestu i hemijskih grupa supstrata. Postoje dve teorije kako se ove interakcije dešavaju, a to su princip **ključ-brava** i **model indukovano uklapanje** (Slika 2.24.). Princip ključ-brava podrazumeva da je aktivno mesto enzima rigidno, dok drugi princip podrazumeva mogućnost konformacione promene enzima, koja obezbeđuje adekvatnu interakciju sa supstratom. Drugi model se smatra pogodnijim za opisivanje ovih procesa. Konformaciona promena može biti često indukovana dodatkom ili uklanjanjem fosfatne grupe (fosforilacija/defosforilacija).

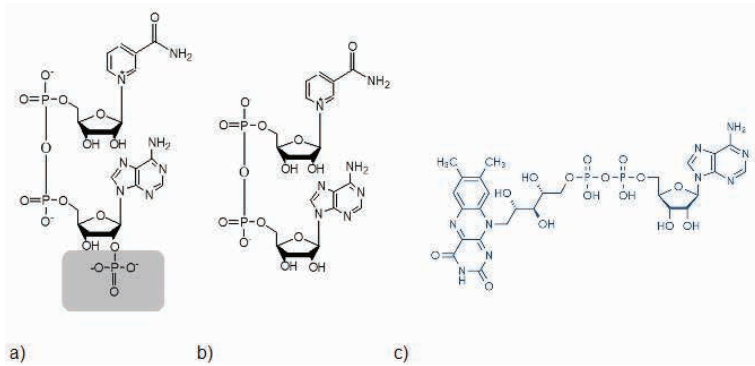


Slika 2.24. Mogući principi interakcije enzima i supstrata (S – supstrat, E – enzim, ES – kompleks enzim – supstrat).

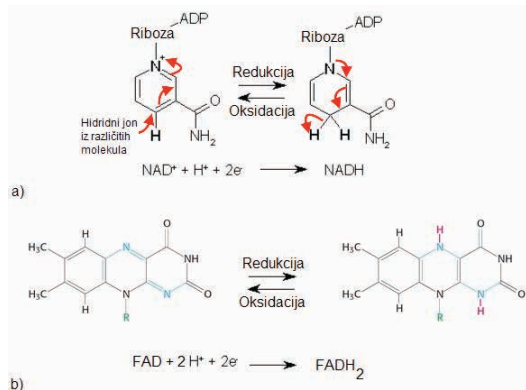
Različiti faktori mogu da utiču brzinu enzima katalizovanih reakcija kao što su: temperatura, pH, koncentracija enzima i koncentracija supstrata. Svaki enzim ima svoj **pH i temperaturni optimum** (što je za biološke sisteme veoma bitno), što je važno za procese denaturacije proteina, kao i za priču o eurivalentnim i ekstremofilnim organizmima, čiji enzimi mogu da katalizuju hemijske reakcije na visokim i/ili niskim temperaturama, kao i alkalnim i kiselim pH vrednostima medijuma. Ovakve karakteristike enzima su našle primenu u formulaciji proizvoda kao što su na primer detergentski za pranje veša, koji mogu da funkcionišu u širem temperaturnom opsegu (na primer 30–60°C).

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Enzimi su specifični i po svojim prostetičnim grupama, odnosno reaktivnim grupama (kofaktorima) koje su uključene u katalitičku funkciju. Primeri kofaktora su razni joni biogenih metala (Zn, Mn, Cu, Fe, itd). Pored metalnih jona, prostetične grupe mogu biti i organski molekuli, koji se nazivaju koenzimi. Primer koenzima su biotin, vitamini B6, FAD (flavin adenin dinukleotid), NADP (nikotinamid adenin dinukleotid fosfat) i NAD (nikotinamid adenin dinukleotid), itd. Poslednja tri FAD, NADP i NAD (Slika 2.25.) su koenzimi enzima koji su bitni za neke od esencijalnih metaboličkih procesa u eukariotskoj ćeliji kao što su oksidativna fosforilacija (elektron transportni lanac u membrani mitohondrija), uklanjanje reaktivnih vrsta (oksidativni stres), anabolički procesi (biosinteza lipida i nukleinskih kiselina), Kalvinov ciklus (fotosinteza), itd. Navedeni koenzimi su vrste koje mogu biti u oksidovanoj ili redukovanoj formi (FAD/FADH₂, NAD/NADH, NADP/NADPH). Na Slici 2.26. su prikazane oksidovane i redukovane forme NAD i FAD koji učestvuju u oksidativnoj fosforilaciji.



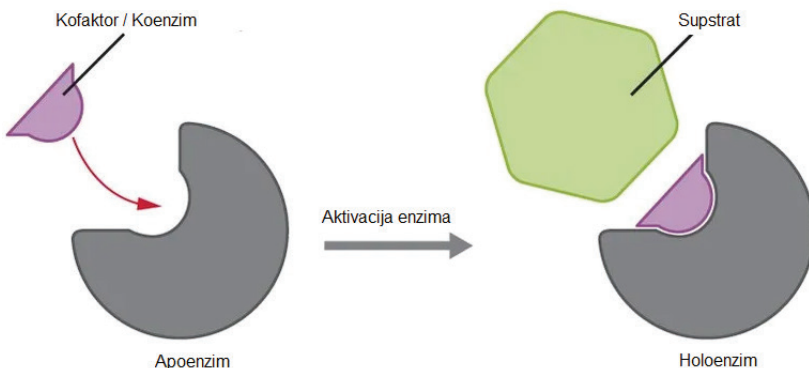
Slika 2.25. Formule koenzima a) NADP, b) NAD i c) FAD.



Slika 2.26. Oksidovana i redukovana forma koenzima a) NAD/NADH, b) FAD/FADH₂.

Bitno je istaći da nije nužno da svaki enzim ima u svojoj strukturi kofaktor, odnosno koenzim. Ukoliko oni čine deo enzima onda se struktura bez prisutne reaktivne grupe naziva **apoenzim** (neaktivna forma), a struktura kojoj je pridružena grupa naziva **holoenzim** (aktivna forma), (Slika 2.27.). **Mnoge toksične supstance (na primer joni teških metala) koje se mogu naći u životnoj sredini svoj mehanizam dejstva zasnivaju upravo na izmeni bioloških kofaktora i na taj način utiču na biohemijske procese u ćeliji.**

Pored navedenih fizičko-hemijskih faktora koji mogu da utiču na enzimsku aktivnost, još jedan način **regulacije enzimске aktivnosti su mehanizmi aktivacije/inhibicije enzima. Regulacija enzima je deo esencijalnih procesa u ćeliji koji omogućavaju regulaciju metabolizma.** Neki od načini alternacije enzimске aktivnosti u ćeliji su: reverzibilne kovalentne modifikacije (fosforilacija/defosforilacija), „*proteolitičko kidanje*“ (*proteolytic cleavage*) dela polipeptidnog niza pomoću regulatornog enzima (proteaze), alosterna modifikacija (promena pozicije peptidnog niza pomoću vezivanja molekula koji se naziva alosterni faktor). Međutim, **regulacija enzimске aktivnosti može biti target (mesto ispoljavanja delovanja) za razne toksične supstance u životnoj sredini koje ulaskom u ćeliju utiču na aktivnost enzima, a time i na funkciju i opstanak ćelije, odnosno živih sistema.** Jedna od primera je prethodno navedena izmena kofaktora, zatim inhibicija nekog od navedenih celularnih mehanizama, imitiranje supstrata (homolozi) itd. Pored navedenih, viši nivo regulacije aktivnosti enzima je pokretanje/inhibicija njegove ekspresije.



Slika 2.27. Uprošćeno objašnjenje razlike između apoenzima i holoenzima.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

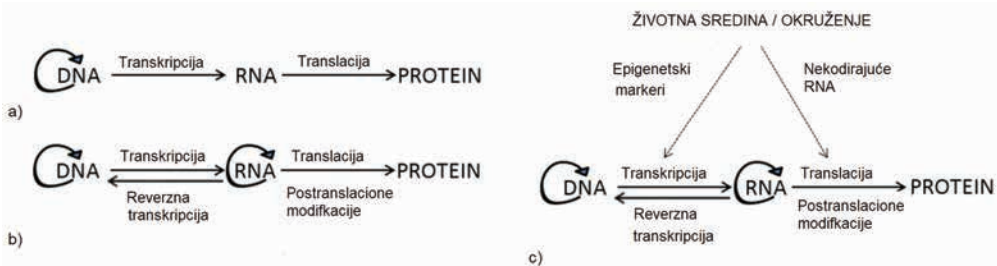
Prema savremenoj nomenklaturi enzimi se nazivaju tako što se na ime njihovog supstrata (amilaza koja razlaže skrob) ili reakciji koju katalizuju (hidrolaza, oksidoreduktaza) dodaje sufiks -aza. Pored toga neki enzimi imaju i trivijalna imena kao što su na primer digestivne proteaze tripsin i pepsin. Prema hemijskim reakcijama koje katalizuju enzimi se dele u šest kategorija: oksidoreduktaze, transferaze, hidrolaze, liaze, izomeraze i ligaze (Tabela 2.3.). Međunarodna unija biohemije i molekularne biologije (The International Union Biochemistry and Molecular Biology, IUBMB), odnosno njihova komisija (Enzyme Commission, EC) svakom enzimu daje ime i broj kako bi ih identifikovala, a prema njima do sada je identifikovano više od 3000 enzima. Prema EC svaki enzim ima broj koji sadrži četiri cifre, a kategorizacija i numeracija enzima se može objasniti na primeru oksidoreduktaza. Ova klasa enzima na drugom mestu imaju brojeve od 1 do 6 prema tome šta je elektron donor alkohol, aldehid ili keton, -CH-CH-, primarni amin, sekundarni amin, NADH/NADPH, respektivno. Treća cifra u kategorizaciji ide od 1 do 4 i predstavlja šta je elektron akceptor, odnosno $\text{NAD}^+/\text{NADP}^+$, Fe^{3+} , O_2 ili neki druga hemija vrsta, respektivno. Četvrta cifra predstavlja redni broj enzima, odnosno koji je po redu konkretan enzim bio u kategorizaciji.

Tabela 2.3. Klasifikacija enzima prema reakcijama koje katalizuju

| EC broj prva cifra | Klasa enzima | Tip reakcije koju katalizuje |
|--------------------|-----------------|---|
| 1 | Oksidoreduktaze | Transfer elektrona, odnosno reakcije oksidacije i redukcije |
| 2 | Transferaze | Prenos funkcionalnih grupa sa jednog na drugi molekul |
| 3 | Hidrolaze | Hidrolizu, odnosno razlaganje molekula uz prisustvo molekula vode |
| 4 | Liaze | Uklanjanje grupa, odnosno razlaganje molekula bez prisustva vode ili procesa oksidacije |
| 5 | Izomeraze | Izomerizaciju molekula, odnosno preuređenje veza u molekulu |
| 6 | Ligaze | Spajanje molekula kovalentnim vezama, koju prati hidroliza ATP-a |

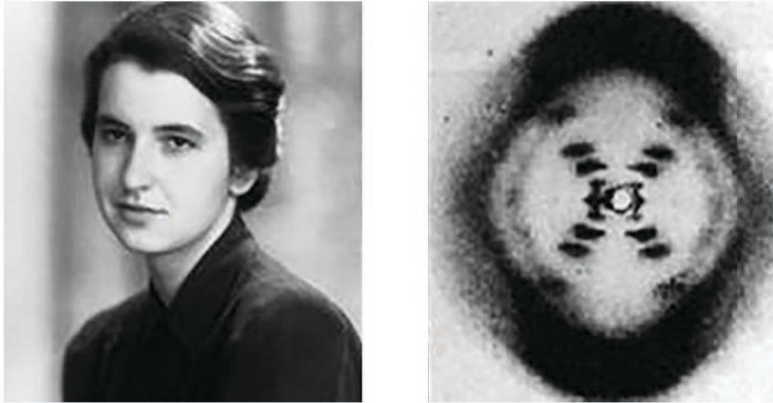
ESENCIJALNI BIOMAKROMOLEKULI – PRENOŠENJE NASLEDNE INFORMACIJE

Centralnu dogmu molekularne biologije formulisao je Francis Crick 1957. godine koja kaže da nasledna informacija teče od DNA ka RNK (transkripcija) do proteina (translacija), (Slika 2.28a). Sa daljim razvojem molekularne biologije, genetike i biologije uvidelo se da ovaj proces jednostavan i da postoje i drugi bitni procesi (kao što je posttranslaciona modifikacija proteina, mehanizmi reparacije, ali i reverzna transkripcija, sa otkrićem RNA retrovirusa), pa je prvobitna ideja modifikovana 1970. godine (Slika 2.28.b).



Slika 2.28. Centralna dogma molekularne biologije: a) Osnovna, b) Dopuna osnovne ideje, i c) Interakcije raznih faktora.

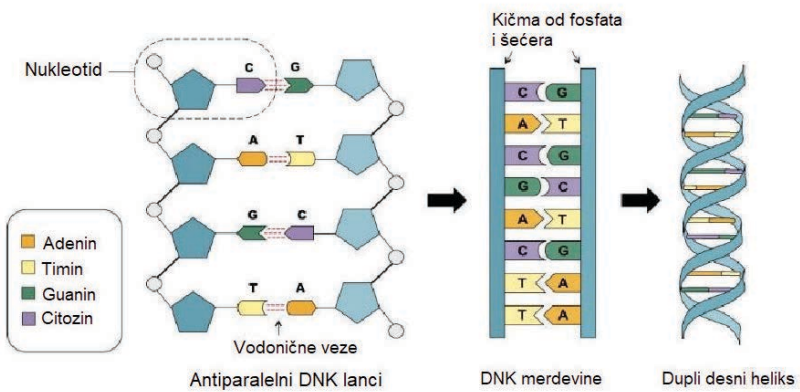
Crick i James Watson zajedno sa sa jedne strane, a Crick, Rosalind Franklin i Maurice Wilkins sa druge strane su u isto vreme na različitim naučnim institucijama (Cambridge i Kings College, respektivno) istraživali strukturu DNK. Naime, Franklin je 1952. godine napravila snimak DNK (**čuvana fotografija 51**) pomoću **difrakcije X zraka** (Slika 2.29. a), na osnovu koje su kasnije njene kolege razumele i opisale strukturu DNK, jer se to tada znalo šta ulazi u strukturu DNK, ali ne i kako DNK izgleda u prostoru. Rosalind Franklin je preminula od kancera u svojoj 37. godini 1958. godine (tada se nije znalo o štetnom dejstvu X zraka i uzrokovanje kancerogeneze), a njene kolege su 1962. godine dobile Nobelovu nagradu za otkriće strukture DNK (Slika 2.29. b,c).



a)



b)



c)

Slika 2.29. Otkriće strukture DNK: a) *Rosalind Franklin* i slika 51 nastala difrakcijom X zraka b) *Tim* naučnika koji je 1962. godine dobio Nobelovu nagradu za svoj rad vezan

za DNK strukturu *James Watson, Francis Crick i Maurice Wilkins*, c) Struktura DNK kao dupli desni heliks.

Replikacija DNK, centralna dogma molekularne biologije, enzimska regulacija ovih procesa (kao i celokupnog celularnog metabolizma) objašnjava značaj proteina i nukleinskih kiselina kao esencijalnih biomolekula za funkcionisanje ćelije. Upravo zbog toga mnoge toksične supstance iz životne sredine deluju na njih kao glavne targete i na taj nači dovode do oštećenja ćelije odnosno živih sistema. Razni faktori životne sredine mogu uticati na sam proces replikacije, transkripcije ili translacije tako što inhibiraju aktivnost regulatornih enzima. Štetni faktori mogu uticati na različitom nivou: promene u strukturi DNK (mutacije) čime nastaju nefunkcionalni proteini, inhibirati ekspresiju gena tokom samog procesa transkripcije/translacije (i na taj način biosintezu RNK i/ili proteina), dovesti do aktivacije gena i *overprodukcije* određenih metabolita, inhibirati modifikovanje proteina u citoplazmi koje je neophodno za njihovu strukturu/funkciju, itd.

Pitanja za proveru znanja i diskusiju



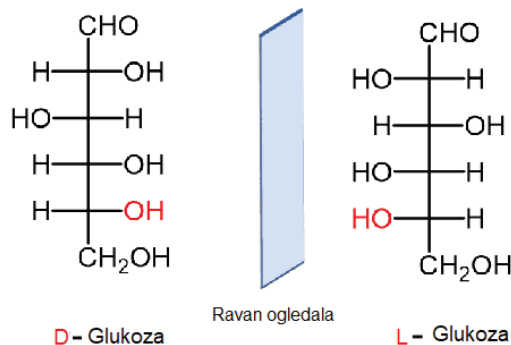
1. Objasniti šta su amfoterni molekuli na primeru izabrane aminokiseline.
2. Objasniti različite uloge proteina na primeru izabranog molekula.
3. Objasniti vezu tercijarne strukture proteina i njegove funkcije.
4. Objasniti zbog čega su proteini i nukleinske kiseline esencijalni bioma-kromolekuli.
5. Objasniti pojam kofaktora i koenzima na primerima.
6. Objasniti kako štetni faktori mogu delovati na nivou enzimske aktivnosti na žive sisteme.
7. Objasniti uticaj štetnih faktora okruženja na žive sisteme na nivou preno-šenja nasledne informacije.

UGLJENI HIDRATI

Ugljeni hidrati, odnosno šećeri (na grčkom *sakcharon* znači šećer) su najzastupljeniji biomolekuli na Zemlji. Prisustvo velikih količina šećera u prirodi se zasniva pre svega na **procesu fotosinteze** koji transformiše **neorganski ugljenik u formi ugljen-dioksida u organski molekul glukozu**, koja se zatim dalje koristi za sintezu polimera (biljni metaboliti kao što su skrob, celuloza, itd). **Ugljeni hidrati imaju pre svega gradivnu funkciju** (ulaze u sastav plazmaleme, kao komponenta konjugovanih glikoproteina i glikolipida, nukleotida kao riboza odnosno dezoksiriboza) **i primarni su izvor energije koja se generiše u procesu glikolize**. Pored toga ugljeni hidrati su bitni za **proces komunikacije ćelije sa okolinom** kao što su međućelijski kontakt, prepoznavanje patogena odnosno stranih struktura, zaštitne barijere ćelija koje poseduju ćelijski zid, formiranje mikrobnog biofilma, itd.

Opšta formula šećera je $(CH_2O)_n$, a mogu se definisati kao organska jedinjenja koja su po strukturi polihidroksil aldehidi i ketoni. Pored C, H i O postoje šećeri koji u svom sastavu imaju i druge hemijske elemente kao što su P, N i S, koji su prisutni u formi različitih grupa (N-acetil, fosfatna, sulfatna), koje im daju dodatne hemijske karakteristike (npr. naelektrisanje) i specifičnu funkciju. Na osnovu građe i veličine molekula ugljeni hidrati se dele na: **monosaharide, disaharide i polisaharide**.

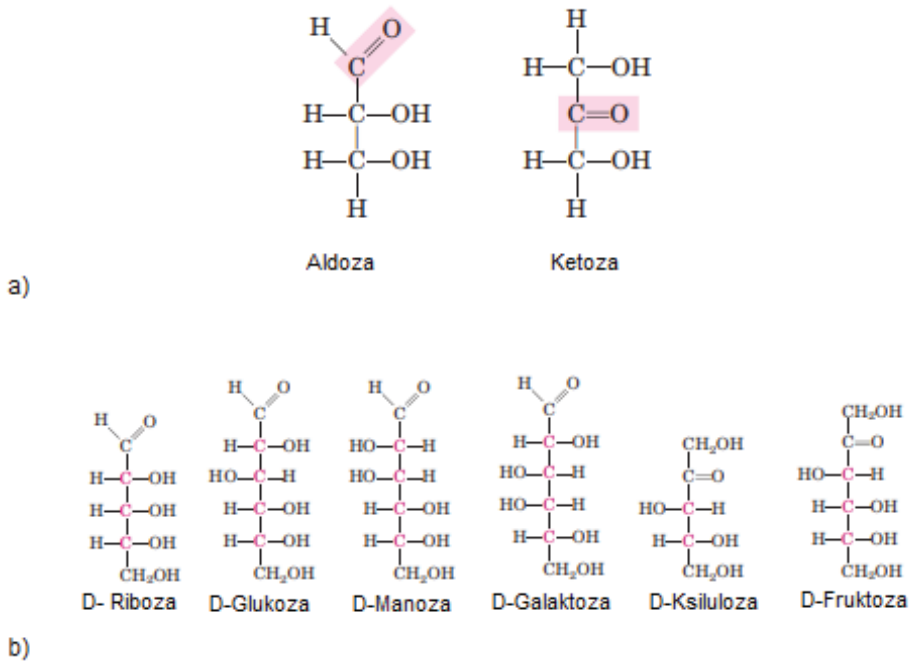
Monosaharidi se nazivaju još i prosti šećeri, a najzastupljenija je glukoza čija je formula $C_6H_{12}O_6$, pri čemu je u prirodi prisutna kao D izomer, za razliku od aminokiselina koje su prisutne kao L izomeri (Slika 2.30.)



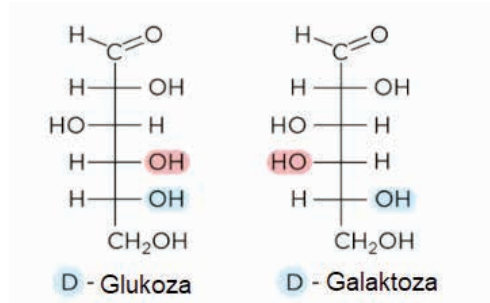
Slika 2.30. Enantiomeri glukoze.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

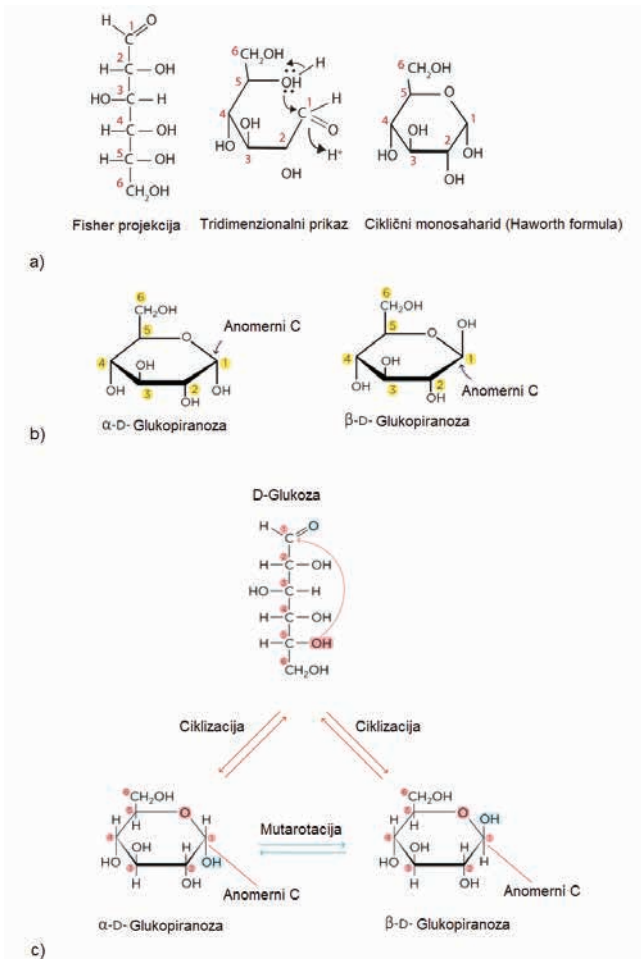
Kao što je ranije rečeno, šećeri sadrže aldehidne ili keto grupe i prema tome možemo razlikovati **aldoze i ketoze** (Slika 2.31.a). **Prema broju C atoma monosaharidi mogu biti: trioze (3C), tetraze (4C), pentoze (5C), heksoze (6C) i heptoze (7C).** Primeri čestih monosaharida pored glukoze su: galaktoza i manoza (aldoze sa 6C atoma), riboza (aldoza sa 5 C atoma), fruktoza (ketoza sa 6 C atoma), ksiluloza (ketoza sa 5 C atoma), (Slika 2.31.b). Formule šećera u otvorenoj (razvijenoj) formi gde se mogu videti pozicije grupa na **hiralnim C atomima** (atomima na koji su zakačene četiri različite grupe) se nazivaju **Fisher-ove projekcije**. Monosaharidi koji imaju identičnu formulu, ali se razlikuju po rasporedu grupa na hiralnim C atomima se nazivaju **epimeri**. Primer su D-glukoza i D-galaktoza (Slika 2.32.). D-fruktoza i D-glukoza su primer **funkcionalnih izomera** o kojima je bilo reči ranije (odeljak *Molekulske formule*).



Slika 2.31. Monosaharidi: a) Aldoze i ketoze (na primeru gliceraldehida i dihidroksiacetona), b) Primeri monosaharida.



Slika. 2.32. Primeri epimera glukoza i galaktoza.



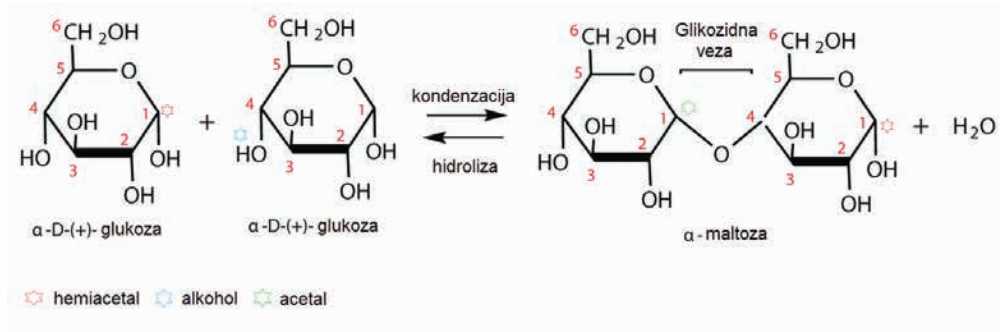
Slika 2.33. Formiranje hemiacetala na primeru glukoze a) Različite forme prikaza ugljenih hidrata, b) Anomeri c) Ciklizacija i mutarotacija.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

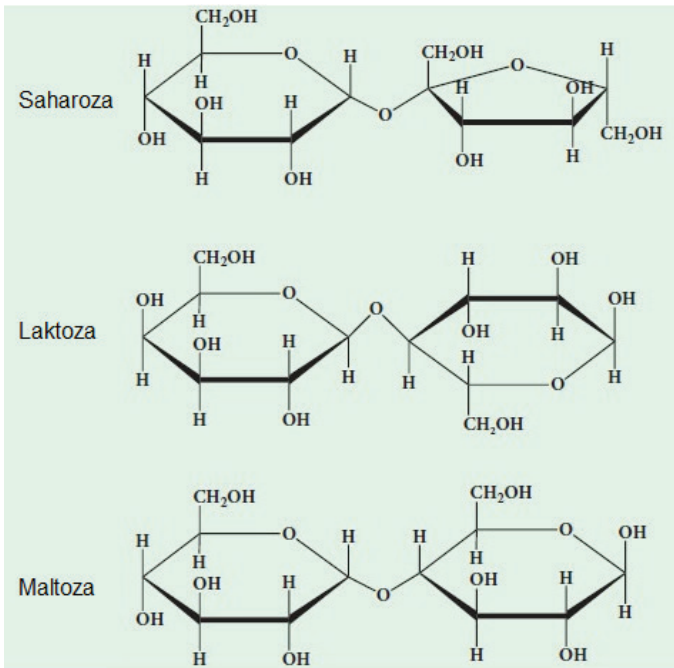
*Molekuli prostih šećera teže da naprave ciklične strukture, čije se formiranje zasniva na nastanku intramolekulskog hemiacetala odnosno hemiketala između aldehidne odnosno keto grupe i alkoholne grupe (Slika 2.33.). Nastanak cikličnih struktura (ciklizacija) je prikazan na primeru glukoze. Formule cikličnih formi kojima se prikazuju šećeri se nazivaju **Haworth-ove** (Norman Haworth) formule (Slika 2.33. a). U zavisnosti od pozicije hidroksilne grupe na epimernom C atomu nastale strukture se obeležavaju kao α (-OH grupa ispod prstena) i β (-OH grupa iznad prstena), (Slika 2.33.b). Ukoliko u procesu zatvaranja prstena nastane šestougao onda govorimo o **piranozi** (kao što je slučaj sa glukozom), a ukoliko nastane petougao o **furanozi**. U vodenom rastvoru dolazi do mutarotacije (Slika 2.33.c) odnosno interkonverzije cikličnih formi kroz otvoreni lanac molekula, koje se dešava usled promene optičke rotacije (+112,2° do +54°). U trenutku postizanja ravnoteže rastvor sadrži 36% α i 64% β anomera D-glukopiranoze, dok je % razvijene forme zameraljiv (0,01%). U ćeliji postoji enzim koji katalizuje ovaj proces (mutarotaza).*

*Oligosaharidi nastaju povezivanjem prostih šećera (koji su u kontekstu polimera monomerne jedinice) **kovalentnim vezama koje se nazivaju glikozidne veze** (Slika 2.34.). Nastanak glikozidne veze je u osnovi hemijska reakcija keto ili aldehidne grupe (hemiacetal ili hemiketal, respektivno) jednog molekula monosaharida sa alkoholnom (hidroksilnom) grupom drugog molekula monosaharida i na taj način nastaju acetal ili ketal (Slika 2.34.). Neki od primera disaharida su: **saharoza, laktoza i maltoza** (Slika 2.35.). **Saharoza je α -D-glukopiranozil β -D-fruktofuranoza i predstavlja najpoznatiji ugljeni hidrat u komercijalnoj upotrebi.** U svakodnevnom govoru kada se kaže šećer uvek se misli na saharozu. Biljni je metabolit, a najčešći izvori za komercijalnu proizvodnju su šećerna trska i šećerna repa. **Laktoza je disaharid koji se sastoji od galaktoze i glukoze koje su povezane β 1-4 glikozidnom vezom.** Ovaj disaharid se nalazi u mleku, a metabolički problem kod ljudi koji se vezuje za njega je **intolerancija na laktozu**, koje nastaje kada u intestinumu nema ili postoji niska aktivnost enzima **laktaze**. **Maltoza je disaharid koji se sastoji od dve molekula glukoze povezana β 1-4 glikozidnom vezom, a nastaje razlaganjem skroba (enzim amilaza).***

Oligosaharidi su kao komponente konjugovanih molekula (glikolipida i glikoproteina) zastupljeni u građi plazmaleme, a o njihovoj funkciji biće više reči u odeljku *Ćelijska membrana*.



Slika 2.34. Formiranje glikozidne veze na primeru disaharida maltoze.

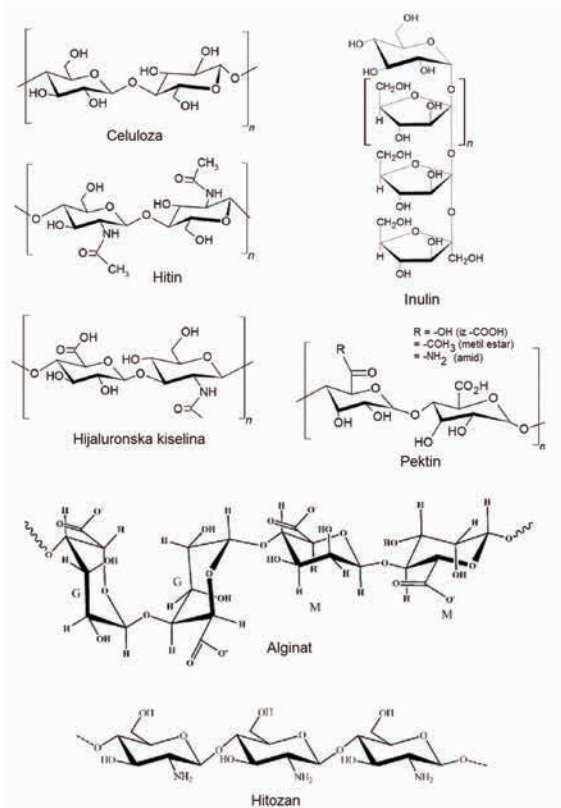


Slika 2.35. Primeri oligosaharida.

Kada je glikozidnim vezama povezano 20 i više monomera onda je reč o polisaharidima. Ukoliko u građi polisaharida učestvuju identične monosaharidne jedinice radi se o **homopolisaharidima** (*skrob, glikogen*), a ukoliko se nalazi više različitih o heteropolisaharidima (hijaluronska kiselina). U zavisnosti od izgleda molekula u prostoru polisaharidi mogu biti **linerni** (*amiloza iz skroba, celuloza*) ili **razgranati** (*glikogen*). Funkcije polisaharida u biološkim sistemima

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

se vezuju za: rezerve energije (skrob, glikogen), gradivnu (celuloza u ćelijskom biljne ćelije i algi, peptoglikani u građi ćelijskog zida bakterija, glikozamioglikani kao komponente ekstracelularnog matriksa u animalnim tkivima), ali i specifične funkcije kao što su formiranje biofilma kod prokariota i interakcija sa jonima metala (alginati kao ekstracelularni mikrobnj polimeri), itd. Pored svoje biološke uloge, u poglavlju *Polimeri* videli smo da polisaharidi imaju primenu u proizvodnji bioplastike (termoplastični skrob) i tekstila (acetat, modal). Još jedan primer polisaharida koji ima komercijalnu primenu je inulin koje je biljni polisaharid, a njegova funkcija kao prebiotika ima primenu u farmakologiji (kao supstanca koja deluje pozitivno na mikrobnju floru digestivnog trakta). Takođe, pektin se koristi u prehrambenoj industriji kao gelirajući agens (sredstvo), kao stabilizator, emulgator, itd. ***U oblasti zaštite životne sredine mikrobnj polisaharidi (npr. alginati) su našli svoju primenu u biotehnologiji koja se koristi u bioremedijaciji, poljoprivrednoj industriji, nanotehnologijama, itd.*** Primeri polisaharida su prikazani na Slici 2.36.



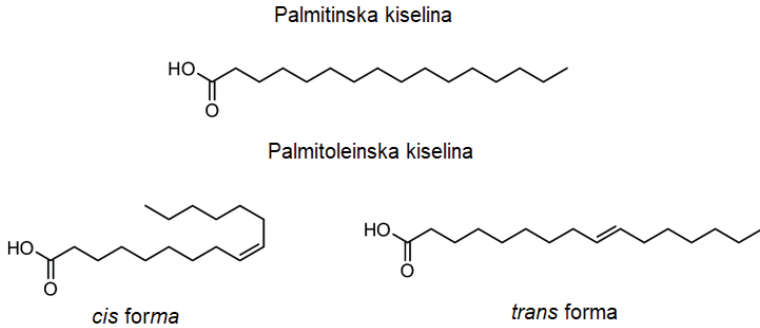
Slika 2.36. Primeri polisaharida koji se sreću u prirodi.

LIPIDI

Lipidi kao biomolekuli su po hemijskoj strukturi raznovrsna grupa jedinjenja. Raznolikost struktura lipida im omogućava različite funkcije, pri čemu je zajednička karakteristika **nerastvoljivost u vodi**, odnosno **hidrofobnost**. **Neke od funkcija lipida koje su bitne za organizme su: rezerve energije, gradivna funkcija, signalni molekuli, kofaktori enzima, pigmenti, emulgujuća sredstva, prekursori vitamina i hormona, itd.** U nastavku će biti objašnjena struktura i funkcija odabranih grupa lipidnih biomolekula.

Masti i ulja su za žive sisteme rezerve energije, a u hemijskom smislu predstavljaju masne kiseline i njihove derivate. Razlog je što je oksidacija masnih kiselina do ugljen-dioksida i vode visoko **egzerogoni proces** (oslobađanje energije). **Masne kiseline su po hemijskoj strukturi karboksilne kiseline sa ugljovodničnim lancima koji imaju od 4 do 36 C atoma.** Ugljeni lanci mogu da sadrže samo **jednostruke veze (zasićene) i da budu linerane**, ili da sadrže **jednu ili više dvostrukih veza (nezasićene, odnosno polinezasićene), kao i da imaju grananja.** Označavanje prisustva dvostrukih veza prikazano je na primeru C16 zasićene masne kiseline (uobičajen naziv palmitinska, prema palminom ulju) koja ima oznaku 16:0; inače, palmitinska kiselina ima naziv *n*-heksadekanska kiselina gde *n* znači da je lanac lineran, a heksadekanska znači da ima 16 C atoma. Palmitoleinska koja ima jednu dvostruku vezu ima oznaku 16:1 (Δ 9), gde oznaka u zagradi pokazuje na kom C atomu je dvostruka veza. Takođe, sistemski naziv kod palmitoleinske kiseline može biti *cis*-9-heksadecenska kiselina, gde se *cis* oznaka odnosi na ranije pominjane geometrijske izomere (*Slika 2.37.*). Prisustvo nezasićenih masnih kiselina u mastima odnosno uljima određuje njihove fizičko-hemijske karakteristike (kao što je na primer tačka topljenja i rastvorljivost u različitim medijumima). **U prirodi su zastupljene *cis* forme ovih molekula, dok *trans* oblici nastaju obično u procesovanju biljnih ulja (hidrogenacija).** *Trans* masti se vezuju za lošu ishranu i povezuju sa raznim bolestima kao negativan uticaj na metabolizam lipida, kardiovaskularna oboljenja, arteroskleroza, itd. U tabeli su prikazane neke od masnih kiselina koje se sreću u prirodi (*Tabela 2.4.*). Kao i neke od aminokiseline, postoje masne kiseline koje ne možemo sintetisati i koje su zbog toga za čoveka esencijalni molekuli (moramo ih unositi hranom) kao što su **ω masne kiseline**. Oznaka ω se odnosi na poziciju dvostruke veze u odnosu na metil ugljenik koji je najdalji od karboksilne kiseline. Primeri su eikozapentaeinska (EPA) i dokosaheksaenska (DHA), koje pripadaju ω -3 i eikozatetraeinska (arahidonska), koja pripada ω -6 masnim kiselinama (*Slika 2.38.*). Arahidonska kiselina, koja je polinezasićena esencijalna masna kiselina je interesantna kao prekursor medijatora bola (prostaglandina), o kojima će biti reči kasnije.

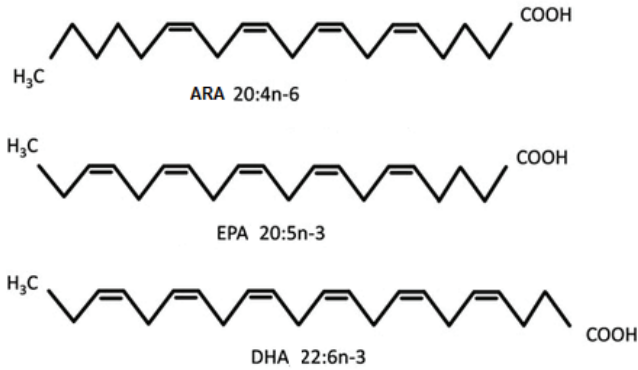
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE



Slika 2.37. Zasićena (palmitinska) i mononezasićena cis i trans (palmitoleinska) masna kiselina.

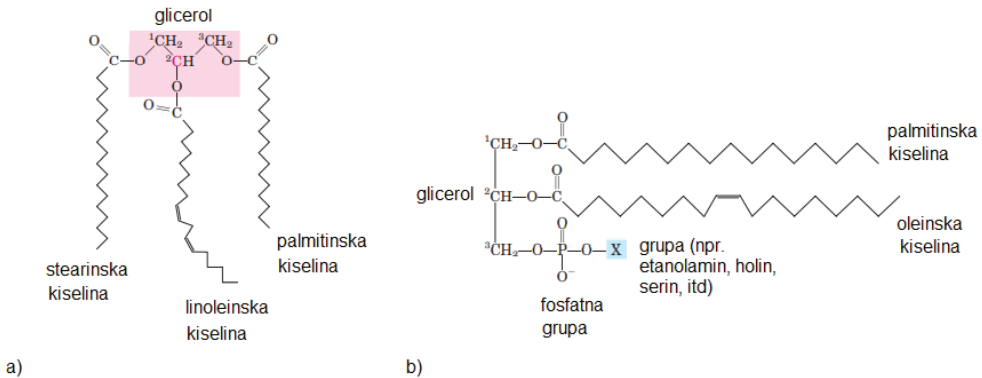
Tabela 2.4. Neke od prirodno prisutne masnih kiselina

| Uobičajeno ime | Broj C atoma / prisustvo dvostrukih veza | Formula | Nomeklatura |
|----------------|--|--|---|
| Laurinska | C12:0 | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COOH}$ | <i>n</i> -dodekanska kiselina |
| Miristinska | C14:0 | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{COOH}$ | <i>n</i> -tetradekanska kiselina |
| Palmitinska | C16:0 | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$ | <i>n</i> -heksadekanska kiselina |
| Starinska | C18:0 | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$ | <i>n</i> -okradekanska kiselina |
| Palmitoleinska | C16:1 | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$ | <i>cis</i> -9-heksadecenska kiselina |
| Olienska | C18:1 | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$ | <i>cis</i> -9-oktadecenska kiselina |
| Linoleinska | C18:2 | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$ | <i>cis</i> -, <i>cis</i> -9,12-oktadece-dienska kiselina |
| Arahidonska | C20:4 | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_3\text{COOH}$ | <i>cis</i> -, <i>cis</i> -, <i>cis</i> -, <i>cis</i> -5,8,11,14-ikozatetraenoinska kiselina |



Slika 2.38. Polinezasićene masne kiseline: eikozapentaenska (EPA), dokosaheksaenska (DHA) i eikozatetraeoinška (arahidonska, ARA) kiselina.

Najjednostavniji lipidni molekuli koji se nalaze u živim sistemima su **triacilgliceroli** odnosno **trigliceridi**. Trigliceridi se sastoje od glicerola za koji su estarskim vezama zakačene masne kiseline (Slika 2.39.a). Ovi molekuli su hidrofobni, a predstavljaju rezerve energije za eukariote. Enzimi koji su sposobni da razlažu triglicerise su **lipaze**. Trigliceridi se nalaze u različitim namirnicama biljnog i životinjskog porekla, ali se u zavisnosti od izvora razlikuje zastupljenost masnih kiselina.

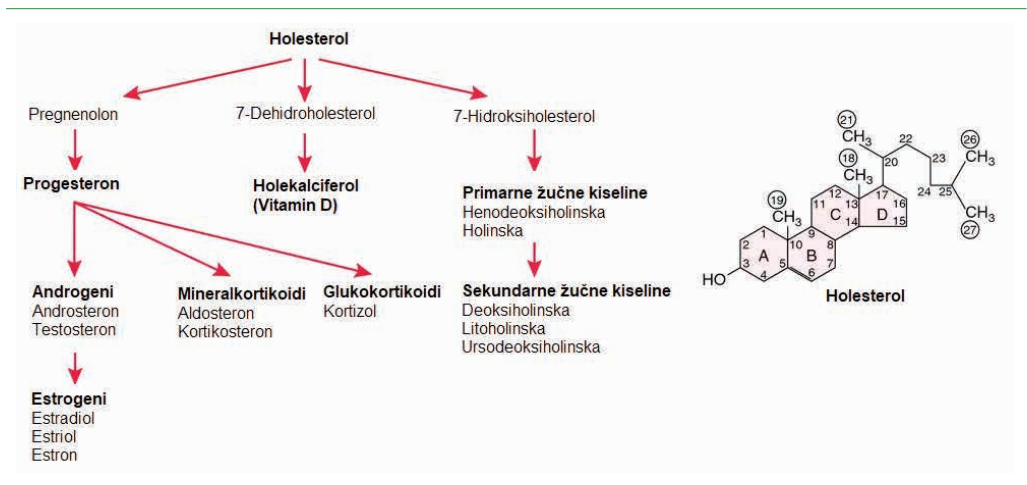


Slika 2.39. Prikaz strukture a) Triglicerida, b) Fosfolipida.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Druga grupa lipidnih molekula su **fosfolipidi**, čija je glavna funkcija izgradnja ćelijskih membrana o kojima će biti detaljno reči u odeljku *Ćelijska membrana*. Strukturu fosfolipida čini glicerol sa jednom fosfatnom grupom i dve masne kiseline (Slika 2.39 b). Za razliku of triglicerida koji su hidrofobni, na ovim molekulima razlikujemo polarni (hidrofilni) i nepolarni (hidrofobni) deo, zbog čega imaju dvojni prirodu, o čemu će takođe biti reči u odeljku vezanom će ćelijsku membranu. Enzimi koji razlažu glikofosfolipide su **fosfolipaze**.

Steroli su lipidni molekuli koji osim gradivne funkcije imaju ulogu i kao prekursor različitih jedinjenja koja su važna za funkcionisanje organizma. Holesterol kod animalnih ćelija, a njegovi derivati (ergosterol, stigmasterol, itd) kod biljnih ćelija, ulaze u sastav ćelijske membrane. Holesterol je startni molekul koji je uključen u biosintezu vitamina D, hormona nanbubrežne žlezde i polnih hormona kao i žučnih kiselina (Slika 2.40.).



Slika 2.40. Holesterol kao prekursor biološki aktivnih molekula.

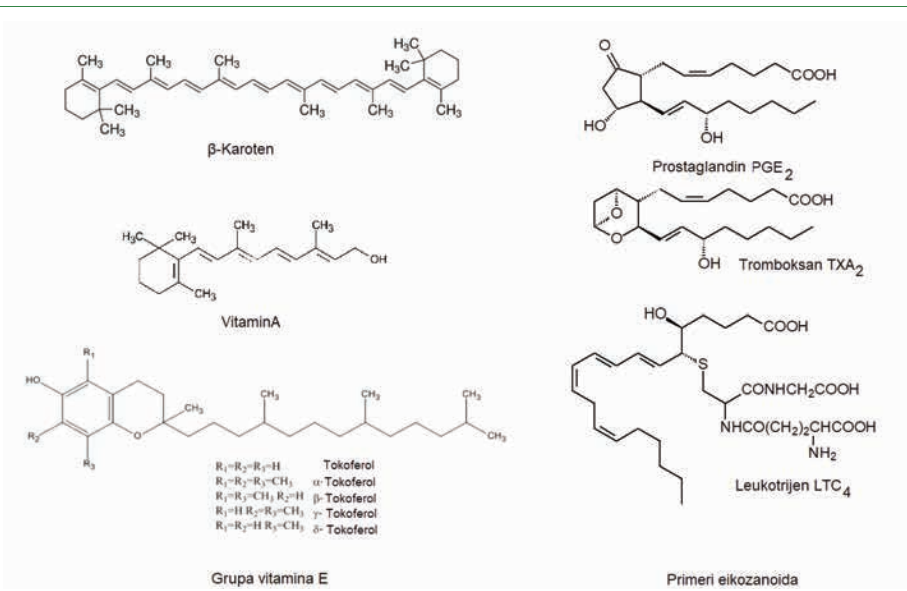
Vitamin D (holekalciferol) nastaje od 7-dehidroholesterola u koži u fotohemijskoj reakciji, delovanjem UV zraka. Ova forma vitamina se označava kao **vitamin D3 i predstavlja neaktivnu formu**, koja se transformiše dejstvom enzima u jetri i bubrežima u **aktivni 1,25-dihidroksiholakalciferol**. Vitamin D je esencijalan za usvajanje kalcijuma i njegov sadržaj u kostima i bubrežima, a oboljenja koja se vezuju za nedostatak kalcijuma u mladim organizmima je rahitis.

Lipidni molekuli mogu biti i pigmenti kao i signalni molekuli. Primer za pigmente je **β -karoten**, jedinjenje narandžasto do crvenkaste boje, koje se nalazi u biljnim izvorima (šargarepa, paradajz, batat). **Enzimskim reakcijama β -karoten se može prevesti u vitamin A** (Slika 2.41.). Vitamin A je važan za funkcionisanje

mukoznih membrana, strukturu kože, vid, itd. Pored vitamina A, lipidna jedinjenja koja se zovu tokoferoli, predstavljaju grupu **vitamina E, koji su biološki antioksidansi** (Slika 2.41.). Pored vitamina D, A, E još jedan **liposolubljeni vitamin je vitamin K** koji je uključen u procese kolagulacije krvi.

Primeri intracelularnih signalnih molekula koji su lipidna jedinjenja po strukturi su fosfatidil-inozitol i sfingozin, koji su deo membranskih fosfolipida, a delovanjem enzima se oslobađaju i ostvaruju svoju funkciju. Komponente fosfatidil-inozitola u prenošenju signala su važne za strukturu ćelije (lokalizacija elemenata citoskeleta uz unutrašnju stranu ćelijske membrane) i metabolizam kalcijuma, procese ćelijskog transporta (egzocitoza). Komponente sfingolipida su bitne za regulaciju ćelijske deobe, procesa apoptoze, itd.

Primeri ekstracelularnih signalnih molekula su eikozanoidi koji su derivati već pominjane polinezasićene **arahidonske kiseline**, a prema strukturi dele se na tri grupe jedinjenja **prostaglandine, tromboksane i leukotriene** (Slika 2.41.). Funkcije prostaglandina su vezane za sintezu glavnih signalnih molekula (ciklični adenozin mono fosfat, cAMP), kontrakcije glatkih mišića materice, procese buđenja i spavanja, takođe, poznati su kao medijatori bola, faktori koji podižu telesnu temperaturu. Tromboksane proizvode trombociti (krve pločice) i učestvuju u formiranju krvnog ugruška. Leukotrieni su uključeni u procese mišićne kontrakcije u disajnim putevima, i u procese alergijskih reakcija zbog čega su target za lekove za astmu, u terapiji alergijske reakcije na penicilin, ubod insekta i sl.



Slika 2.41. Primeri lipidnih pigmenata, vitamina i signalnih molekula.

Pitanja za proveru znanja i diskusiju



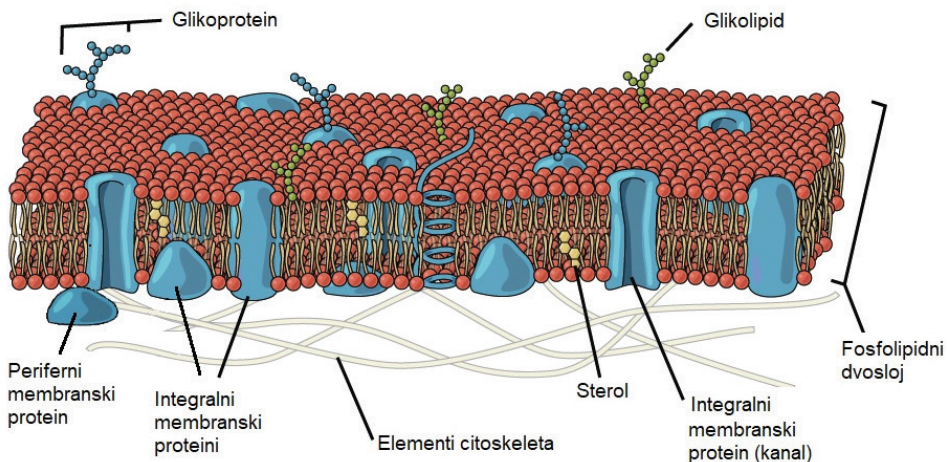
1. Koji se izomeri mogu sresti kod ugljenih hidrata, navesti na konkretnim primerima?
2. Objasniti proces ciklizacije i mutarotacije na primeru konkretnog monosahrida.
3. Objasniti uloge ugljenih hidrata u živim sistemima.
4. Istražiti moguće primene ugljenih hidrata u oblasti zaštite životne sredine.
5. Objasniti uloge lipidnih molekula u živim sistemima.
6. Šta su esencijalne masne kiseline i zbog čega su važne za žive sisteme?

ĆELIJSKA MEMBRANA

Ćelijska membrana (plazmina membrana, plazmalema) je struktura koje ćeliju deli od njene okoline. Model membrane koje je danas prihvaćen predložili su 1972. godine *Garth L. Nicolson* i *Seymour J. Singer*, koji su membranu definisali kao **fluidnu, mozaičnu i asimetričnu**. Uz ove karakteristike bitna osobina membrane je njena **selektivnost odnosno polupropustljivost (semipermeabilnost)**. **Fluidnost** membrane znači da ona nije rigidna struktura, te da njene komponente imaju svoju dinamiku koja joj obezbeđuje funkcionalnost. **Selektivnost** znači da kroz membranu mogu prolaziti samo neki molekuli, čime ona ispunjava svoju funkciju očuvanja intracelularnog (unutarćelijskog) integriteta. **Mozaičnost i asimetričnost** su karakteriske membrane vezane za njen sastav, odnosno, ukoliko se membrana posmatra odozgo ona će izgledati kao mozaik dok se asimetričnost ogleda u tome što se **neke komponente mebrane (šećeri) nalaze samo sa spoljašnje strane**.

Struktura ćelijske membrane

Ćelijska membrana je fosfolipidni dvosloj u koji se nalaze ostale njene komponente koje su ili integrisane u sam lipidni dvosloj ili su u interakciji sa njim sa spoljne ili unutrašnje strane membrane, (Slika 2.42.).

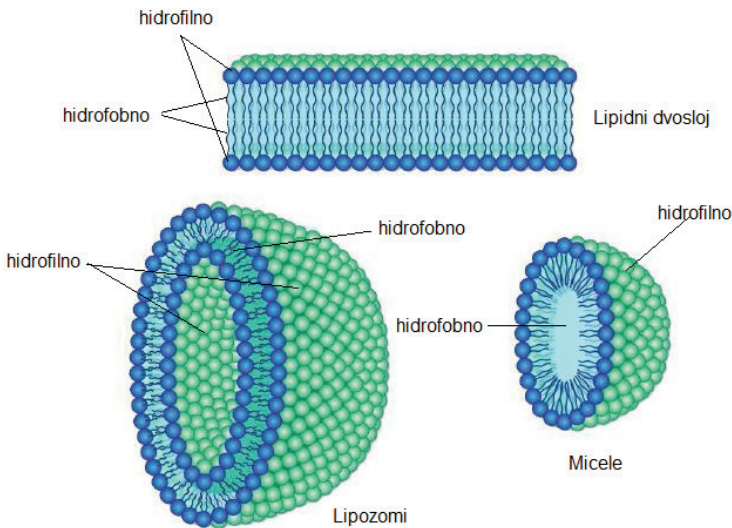


Slika 2.42. Struktura ćelijske membrane.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Lipide ćelijske membrane čini nekoliko tipova hemijskih struktura **fosfolipidi**, **steroli** i **glikolipidi**. Svaka grupa od ovih molekula ima svoju funkciju koja obezbeđuje integritet ćelijske membrane i daje joj neophodna svojstva koja omogućavaju funkcionisanje i komunikaciju ćelije sa okolinom.

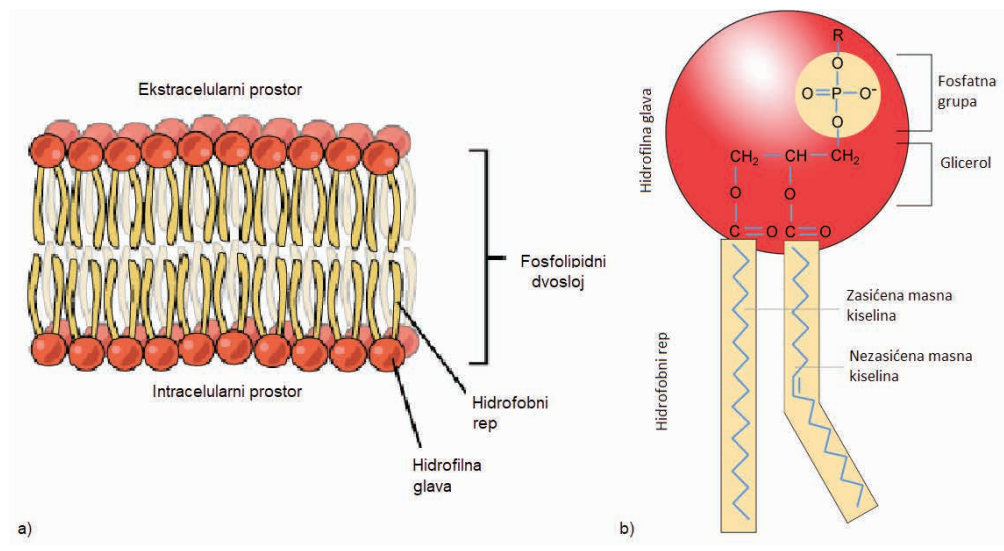
Fosfolipid čine potku ćelijske membrane. Ovi molekuli sadrže **polarne i nepolarne delove**, što znači da će se u vodenom rastvoru orijentisati tako da se **polarni (hidrofilni)** delovi okrenu ka vodi dok će se **nepolarni (hidrofobni)** delovi okrenuti jedni ka drugima. Ovakav tip molekula se naziva **amfipatični molekul**. Ovakve karakteristike molekula obezbeđuju im da u vodenoj sredini formiraju različite strukture koje osim značaja za biološke sisteme i imaju primenu u (nano)tehnologiji, na primer u farmakologiji za „drug delivery“ sisteme za lakše usvajanje lekova (Slika 2.43.).



Slika 2.43. Lipidne strukture koje mogu formirati fosfolipidi u vodenoj sredini.

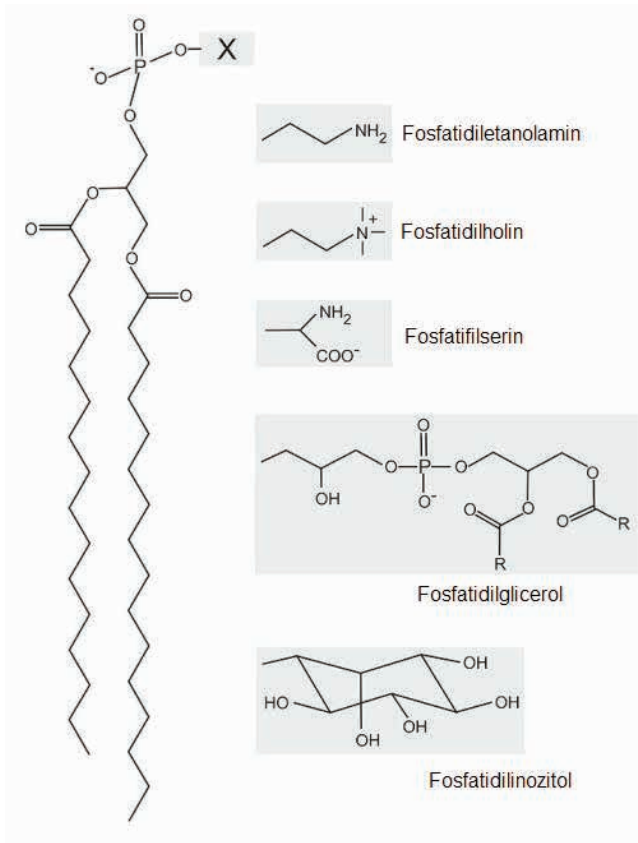
Hidrofilni deo molekula fosfolipida čini glicerol koji ima jednu fosfatnu grupu, dok hidrofobni deo čine masne kiseline (Slika 2.44.a). Masne kiseline mogu biti **zasićene ili nezasićene** (*cis* izomeri), a za glicerol su vezane estarskim vezama (Slika 2.44.b). Masne kiseline koje su zastupljene u strukturi ćelijske membrane u najvećem procentu imaju od 16 do 20 C atoma. Bitno je istaći da su u ćelijskim membranama zastupljene polinezasićene i pominjane ω masne kiseline koje su za nas esencijalni molekuli.

Glavni fosfolipidi ćelije membrane su prikazani na *Slici 2.45*. Fosfatidilholin i fosfatidiletanolamin su glavni fosfolipidi u membranama eukariotskih ćelija, a zajedno sa fosfatidilinozitolom, fosfatidilserinom i sfinogomijelinom su zastupljeni u ćelijskim membrana sisara. Fosfatidilglicerol je prisutan u ćelijskoj membrani bakterija. Fosfolipidi čine potku plazmaleme u koju su uronjene ostale komponente, a dvosloj koji oni formiraju čini fizičku barijeru koja ćeliju odvaja od okoline. Različita distribucija zasićeni i nezasićeni masnih kiselina u membrani omogućava da njeni delovi budu rigidniji (zasićene masne kiseline) odnosno pokretljiviji (nezasićene masne kiseline), što je vezano za specifične funkcije membrane (receptori, lipidni splavovi, signalizacija itd.)



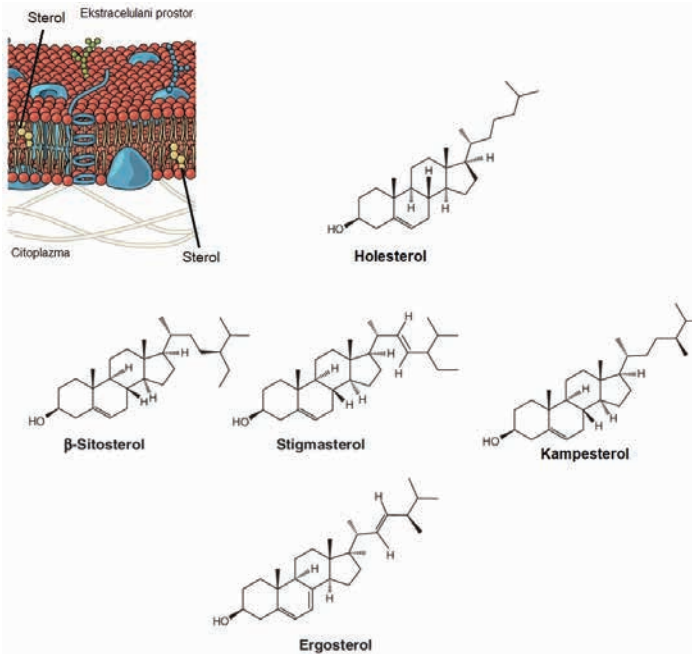
Slika 2.44. Fosfolipidni dvosloj a) Organizacija dvosloja, b) Struktura fosfolipida.

Steroli su sledeća grupa lipidnih molekula koji su prisutni u ćelijskoj membrani eukariota. ***U strukturi animalnih ćelijskih membrana prisutan je holesterol, dok kod biljaka: sitosterol, stigmasterol, kampesterol, a kod kvasaca i gljiva ergosterol; prokarioti nemaju sterole kao standardnu komponentu plazmaleme. Steroli su zastupljeni u obe strane fosfolipidnog dvojslojalipidni splavovi (Slika 2.46).*** Steroli imaju ulogu u regulisanju membranske fluidnosti i permeabilnosti, takođe su uljučeni su u procese endocitoze (vid ćelijskog transporta, od kome će biti kasnije reči).

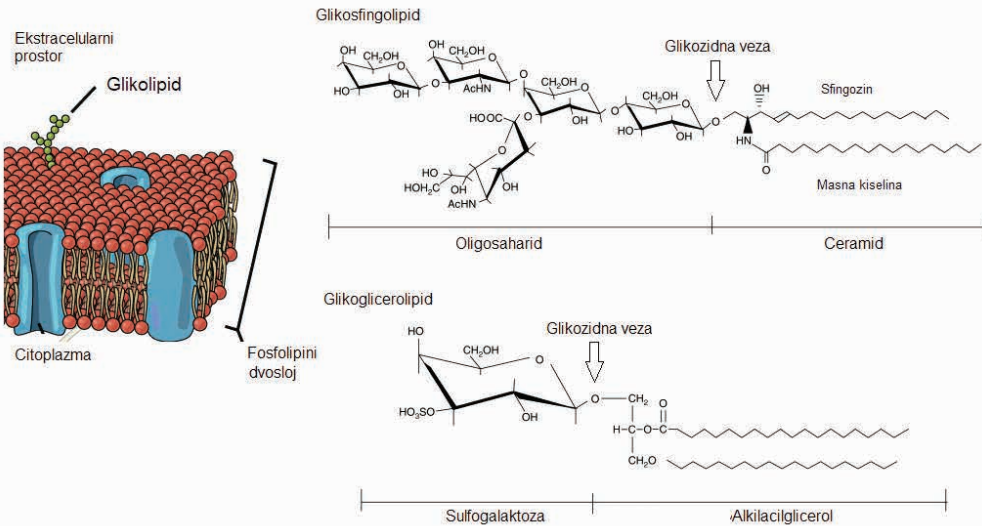


Slika 2.45. Neki od najzastupljenijih fosfolipida u strukturi ćelijske membrane (masne kiseline u strukturi su palmitinska i stearinska).

Glikolipidi su poslednja kategorija lipida koji se zastupljeni u ćelijskoj membrani. **Ovi molekuli se sastoje od šećera koji je kovalentnom (glikozidnom vezom) zakačen za lipidnu komponentu. Glikolipidi se nalaze isključivo na spoljašnjoj strani fosfolipidnog dvosloja**, a zaduženi su za stabilnost membrane, međućelijske („cell to cell“) interakcije, kao i za procese prepoznavanja koji su bitni za funkcionisanje imunog sistema (prepoznavanje stranih patogena, odnosno antigena). Glikolipidi su zastupljeni u ćelijskoj membrani eukariota i nekih bakterija, dok su glikoglicerolipidi zastupljeni kod biljaka i prokariota (Slika 2.47.).



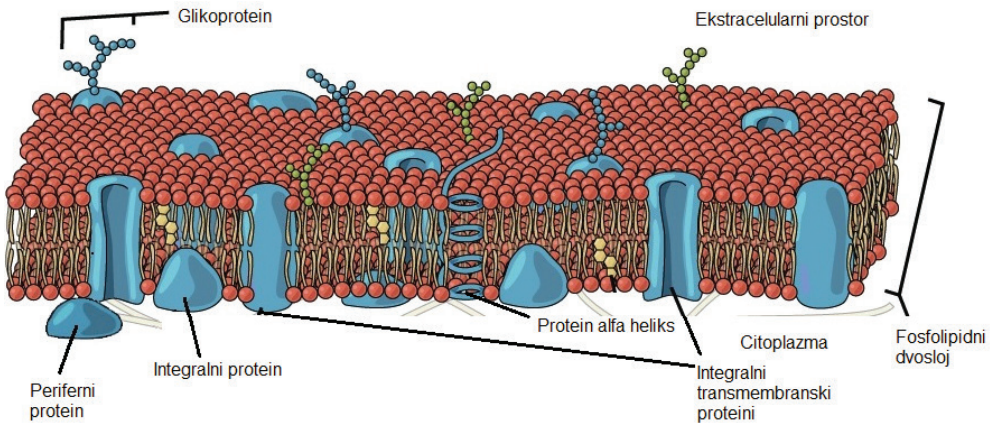
Slika 2.46. Steroli zastupljeni u strukturi ćelijskih membrana eukariota i prokariota.



Slika. 2.47. Struktura glikolipida.

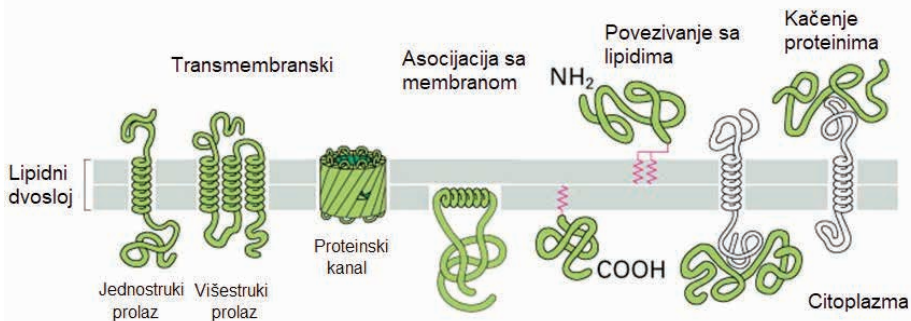
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Proteini ćelijske membrane se, prema načinu interakcije sa lipidnim dvoslojem, mogu podeliti na integralne, koji mogu biti u jednom sloju ili prolaziti kroz ceo lipidni dvosloj (transmembranski), i periferne kada su nakačeni sa intra- ili ekstracelularne strane plazmaleme preko interakcije sa integralnim proteinima ili lipidima iz dvosloja (Slika 2.48). Takođe, što se tiče strukture proteina u membrani se mogu naći i konjugovani molekuli glikoproteini o kojima je bilo ranije reči, a koji se kao i glikolipidi nalaze isključivo sa ekstracelularne strane membrane.



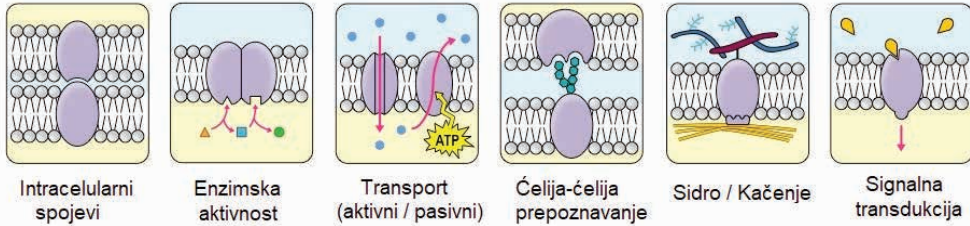
Slika 2.48. Proteini prema poziciji u ćelijskoj membrani.

Proteini su povezani sa lipidnim dvoslojem na više načina, a načini interakcije proteina sa potkom ćelijske membrane su prikazani na Slici 2.49. **Priroda ovih međumolekulskih kontakata zavisi od pozicije proteina**, tako na primer integralni proteini kroz lipidni dvosloj ostvaruju hidrofobne interakcije, dok periferni proteini mogu interagovati elektrostatičkim ili jonskim interakcijama.



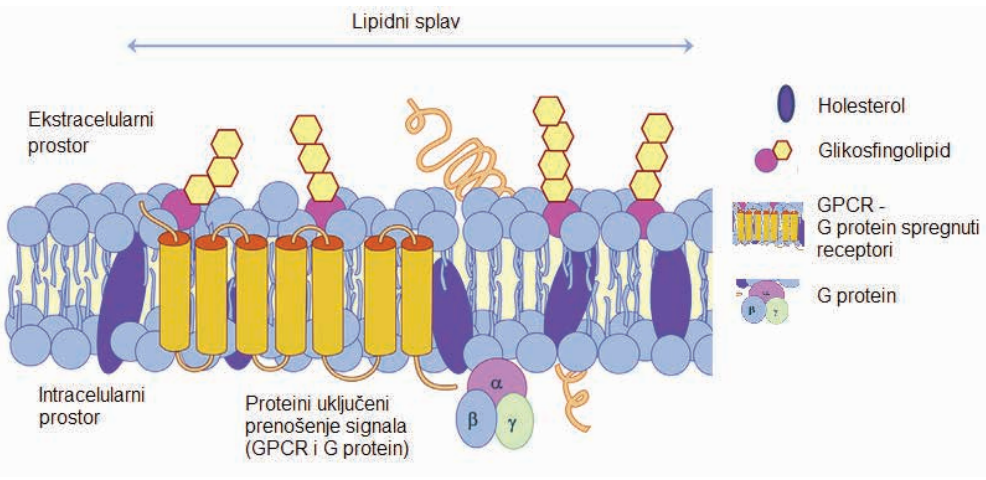
Slika 2.49. Načini interakcije proteina u plazminoj membrani.

Proteini imaju niz funkcija koje su esencijalne za funkcionisanje ćelije, a uključuju prenošenje signala, interakciju ćelija i međućelijske spojeve, membranski transport (regulaciju membranskog potencijala, koncentraciju nutrijenata, itd), prenošenje signala (kao receptori, aktivatori kaskadnih reakcija, itd), (Slika 2.50.). Takođe, bitno je napomenuti da tip krvne grupe zavisi od glikoproteina na membrani eritrocita.



Slika 2.50. Funkcije proteina ćelijske membrane.

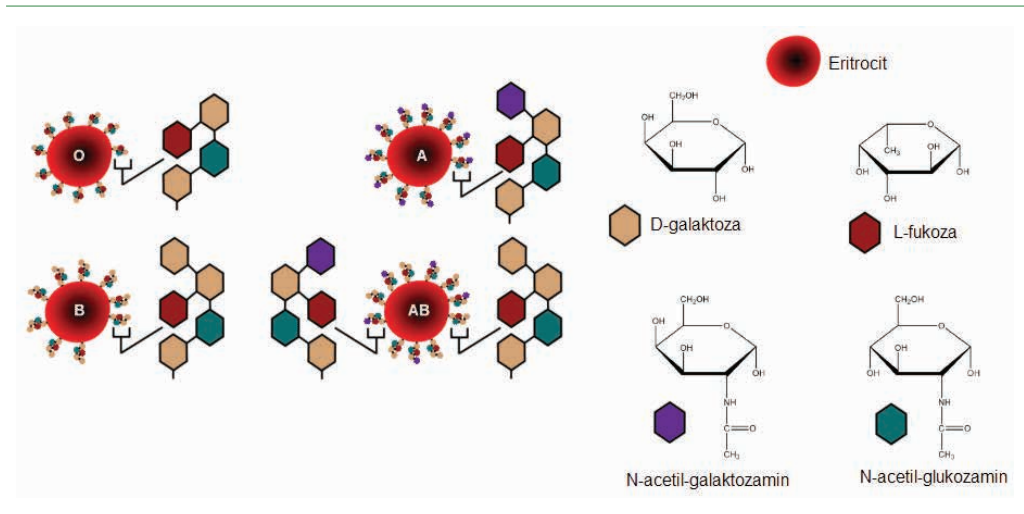
Plazmina membrana animalnih ćelija je tipičana po tome što sadrži lipidne splavove (lipid rafts), u čijoj su zastupljeni sfingolipidi (fosfolipid) i holesterol. Zasićene masne kiseline i holesterol ovezbeđuju stabilne delove membrane u kojoj su raspoređeni i organizovani proteini. Na ovaj način se obezbeđuje realizacija kompleksnih procesa ćelijskih kao što su transport vezikulama ili prenosenje signala (Slika 2.51.).



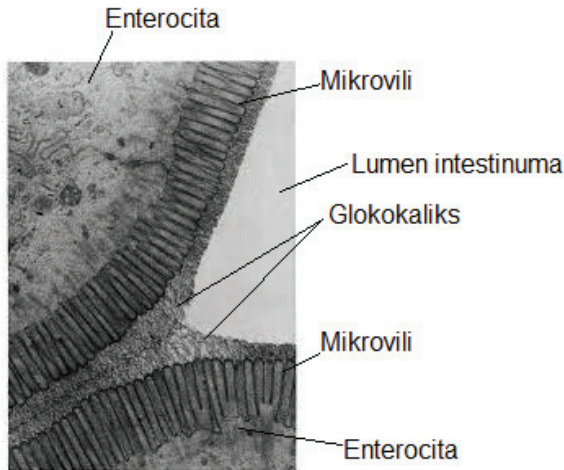
Slika 2.51. Struktura lipidnog splava vezanog za signalnu transdukciju.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Šećeri ćelijske membrane nisu zastupljeni kao samostalne strukture već su prisutni kao deo konjugovanih molekula glikoproteina i glikolipida. U strukturi glikolipida i glikoproteina učestvuje dvadesetak prostih šećera od koji su glavni: glukoza, manozna, galaktoza, N-acetilglukozamin, N-acetilgalaktozamin, N-acetilneuraminska kiselina, itd. Spoljašnja strana plazmaleme se razlikuje od intracelularne upravo zbog šećera, koji zajedno čine **glikokaliks („slatki omotač“)**, koji je integralni deo membrane debljine od 2 do 20 nm koji čine šećeri koji ulaze u sastav konjugovanih molekula. Sastav glikokaliksa zavisi od tipa ćelije, kao i funkcije koju ima za konkretnu ćeliju, kao što je uloga u imunom odgovoru i određivanju tipa krvne grupe. Pomenute karakteristike glikokaliksa daju bitnu ulogu procesima transplantacije tkiva i/ili organa (Slika 2.52.). Druge funkcije glikokaliksa su na primer kod ćelija digestivnog trakta, enterocita (epitel intestinuma), koje su tipične po mikrovilima (mikroresice) koje povećavaju apsorpcionu površinu creva, a u kome se nalaze i enzimi koji su uključeni u varenje (Slika 2.53.). Takođe, glikokaliks ima funkciju u fizičko-hemijskim procesima koji su bitni za intergitet tkiva (kao barijera i prenošenje površinskog napona tečnosti).



Slika 2.52. Krvne grupe prema glikoproteinima (oligosaharidnoj komponenti) u membrani eritrocita.



Slika 2.53. Glikokaliks na primeru enterocita *Felis catus* (mačka).

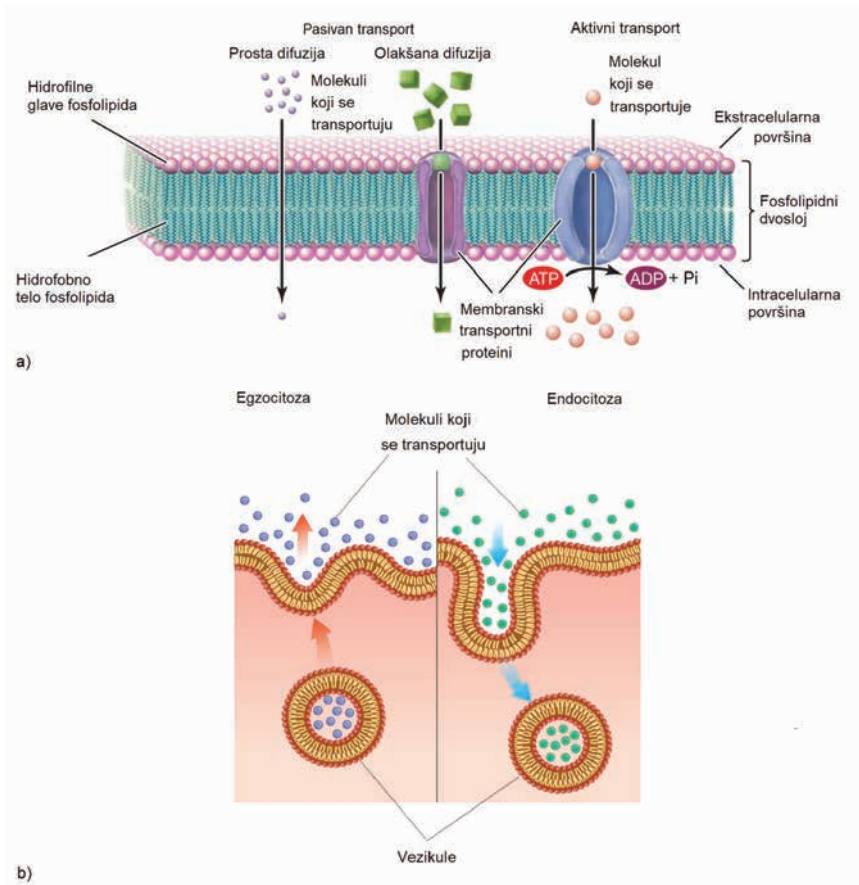
Transport kroz ćelijsku membranu

Transport kroz ćelijsku membranu predstavlja procese kretanja različitih hemijskih struktura kroz plazmalemu koji omogućavaju razmenu sa okruženjem, a bitni procesi koji se na ovaj način regulišu su intracelularno pH (7,1-7,2), održavanje transmembranskog potencijala (u citosolu više K^+ i H^+ , a spolja više Na^+ , Cl^- , Mg^{2+} i Ca^{2+}), unos potrebnih nutrijenata, kao i sekretovanje sekundarnih metabolita (na primer digestivni enzimi), prenošenje signala. Na početku odeljka *Ćelijska membrana* je rečeno da je ona **selektivno permeabilna struktura (semipermeabilna)**, a koje hemijske vrste i na koji način prolaze kroz plazmalemu zavisi *od njihove veličine (relativne molekulske mase), polarnosti i naelektrisanja*.

Transport kroz ćelijsku membranu na osnovu toga da li je za njega neophodna energija može da se podeli na pasivni i aktivni (Slika 2.54.). U pasivan (energetski nezavisan) ubrajamo: osmozu, prostu difuziju i olakšanu difuziju (proteinski kanali i nosači), (Slika 2.54.a), dok u aktivan (energetski zavistan) ubrajamo proteinske pumpe i transport vezikulama (egzo- i endocitozu), (Slika 2.54.b).

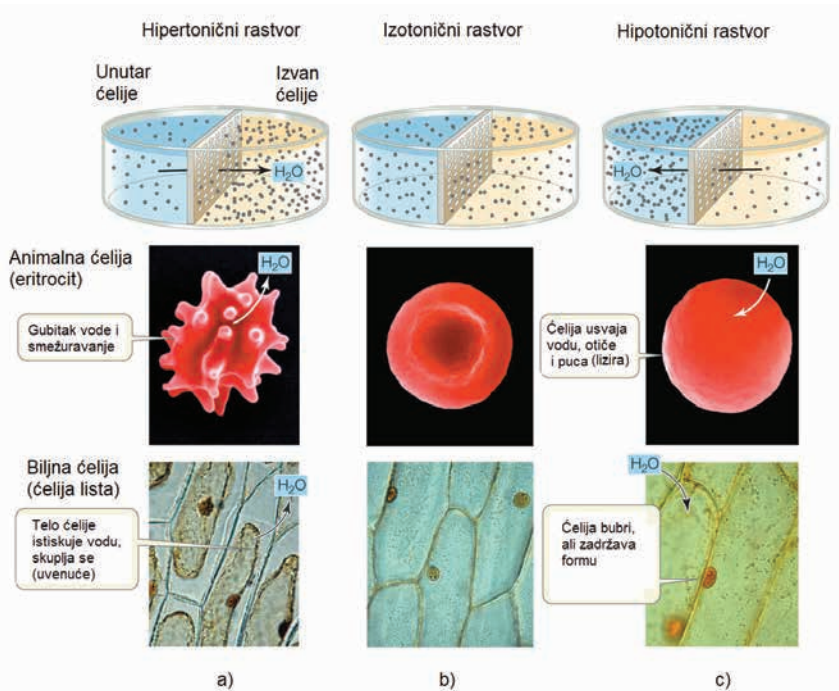
Kada se dva odeljka (kompartmenta) u kojima se nalaze različite koncentracije rastvorka odvoje barijerom (membranom) rastvorak će prostom difuzijom prolaziti iz rastvora sa većom u rastvor sa manjom koncentracijom, dok se ne postigne jednaka količina sa obe strane (hemijski gradijent). **Prosta difuzija predstavlja pasivni transport spontano kretanje molekula iz oblasti veće u oblast manje koncentracije**. Primeri molekula koji na ovaj način mogu prolaziti kroz ćelijsku membranu su gasovi, kiseonik i ugljen-dioksid, i mali liposolubilni molekuli (< 100 Da).

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE



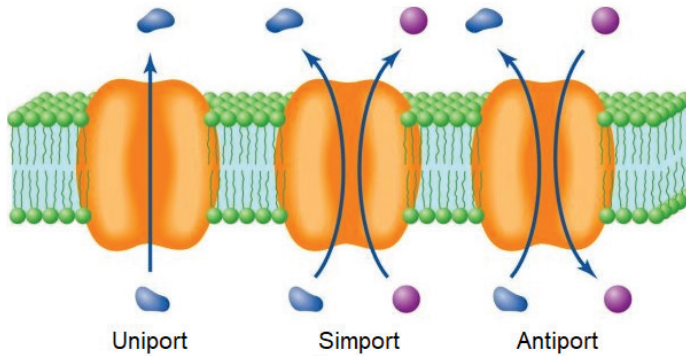
Slika 2.54. Tipovi ćelijskog transporta a) Pasivni i aktivni putem proteina nosača/transportera b) Aktivni: endocitoza i egzocitoza.

Osmoza predstavlja kretanje rastvarača (vode) kroz semipermeabilnu membranu. Ukoliko se ćelija nađe u **hipertoničnom rastvoru** (ima veću koncentraciju u odnosu na citosol) voda će izlaziti iz ćelije (Slika 2.55a). Ukoliko se ćelija nalazi u izotoničnom rastvoru (ima identičnu koncentraciju kao unutrašnjost ćelije), voda će ravnomerno ulaziti u i izlaziti iz ćelije (Slika 2.55b), a ukoliko se ćelija nalazi u hipotoničnom rastvoru (rastvoru koji ima manju koncentraciju nego citosol) voda će ulaziti u ćeliju (Slika 2.55c). Animalne ćelije (eritrociti na slici) u hipertoničnom i hipotoničnom okruženju nemaju biološke mehanizme da se odupru promenama, ćelija će ili da se smežura ili da lizira, respektivno (Slika 2.55. a i c). Za razliku od animalne, biljne ćelije imaju vakuolu zid koja im omogućava regulisanje osmotskog pritiska i opstanak u određenom opsegu uslova sredine.



Slika 2.55. Ponašanje animalne i biljne ćelije u zavisnosti od rastvora u kome se nalazi: a) Hipertonični rastvor, b) Izotonični rastvor, c) Hipotonični rastvor.

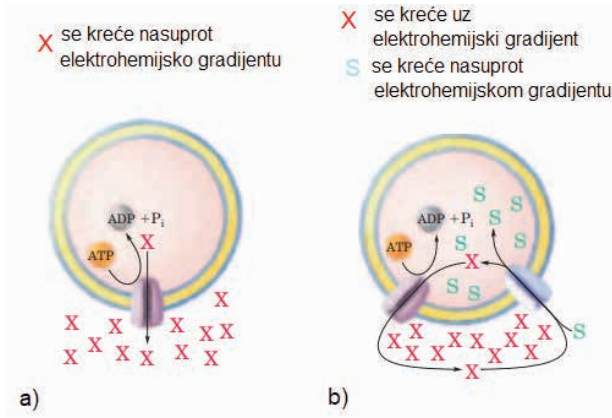
Kada se joni različitog naelektrisanja razdvoje membranom dobija se **električni gradijent (membranski potencijal)**, koji takođe utiče na kretanje jona suprotnog naelektrisanja. **Hemijski gradijent i električni potencijal zajedno čine elektrohemijski gradijent odnosno elektrohemijski potencijal.** Kao i kod formiranja biomolekula i u slučaju ćelijske membrane važi težnja sistema za povećanjem entropije i snižavanjem energije (II zakon termodinamike), s tim što je u ovom slučaju prepreka dehidratacija polarnih molekula (desolvatacija) i prolazak kroz fosfolipidni dvosloj. U ovim procesima ulogu imaju **membranski proteini transporteri ili permeaze** i omogućavaju prolazak polarnih jedinjenja i jona niz elektrohemijski gradijent. Na ovaj način u ćeliju ulaze **mali molekuli nerastvorni u lipidima, kao što su aminokiseline i glukoza, kao i molekuli vode.** **Kanali koji omogućavaju ulazak molekula vode se nazivaju akvaporini.** Prema smeru prenošenja transport može da se podeli na **jednosmerno (koje može biti uniport ili simport) i dvosmerno prenošenje (antiport)**, (Slika 2.56.). Simport i antiport predstavljaju **kotransport**. Primer za uniport je transport glukoze, za simport transport glukoze i Na^+ , a za antiport neutralna razmena $\text{Cl}^-/\text{HCO}_3^-$ i razmena $\text{Na}^+/\text{Ca}_2^+$ (ulazak 3 jona Na^+ , a izlazak jednog jona Ca^{2+}).



Slika 2.56. Olakšna difuzija načini kretanja kroz proteinske kanale/nosače.

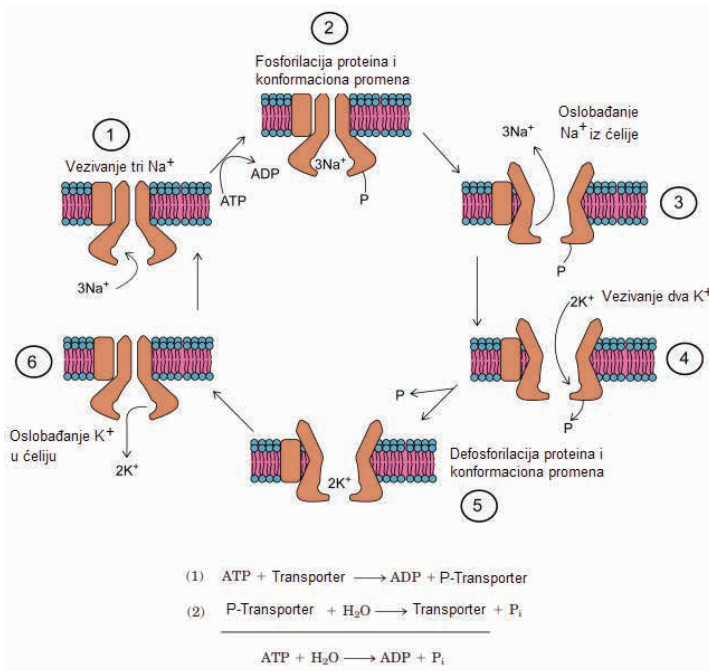
Aktivan transport podrazumeva kretanje supstance nasuprot elektrohemijskog gradijenta i zahteva energiju. Ovaj vid transporta za ishod ima akumulaciju supstance iznad ravnotežne vrednosti, zaheva kuplovanje sa egzogenim procesima (hemijske reakcija oksidacije ili hidroliza ATP-a sunčeva svetlost). Aktivan transport može biti **primaran** (direktano kuplovanje akumulacije supstance koja transportuje i hidrolize ATP-a, itd) i **sekundaran** (kada pored primarnog jedne supstance zajedno se dešava i endogeni transport druge substance u suprotnom pravcu), (Slika 2.57.). Kako je aktivan transport kompleksan ćelijski mehanizam i ima više tipova, u nastavku će biti objašnjen na primeru transportnog sistema koji je zadužen za transport jona natrijuma i kalijuma koji su glavni za održavanje transmembranskog električnog potencijala.

P-tip ATPaza su porodica proteina koji su uključeni u transport katjona i koriste ATP za svoj transportni ciklus. ATP ima ulogu u procesu fosforilacije proteina kada se on konformaciono menja što omogućava kretanje katjona preko membrane. **Važno je još jednom istaći da je u animalnim ćelijama koncentracija Na^+ niža u ćeliji nego u ekstracelularnom prostoru, a da je koncentracija K^+ uvek veća unutar ćelije.** U svakom ciklusu ovaj proteinski sistem koji se sastoji iz dve subjedinice (kvaternarna struktura) transportuje dva jona kalijuma u citosol, a tri jona natrijuma izvan ćelije. **Princip rada je da fosforilovana forma ima visok afinitet (sklonost) ka jonima kalijuma, a nizak prema natrijuma, dok je kod defosforilovane obrnuto** (Slika 2.58.).



Slika 2.57. Aktivni transport: a) Primarni, b) Sekundarni.

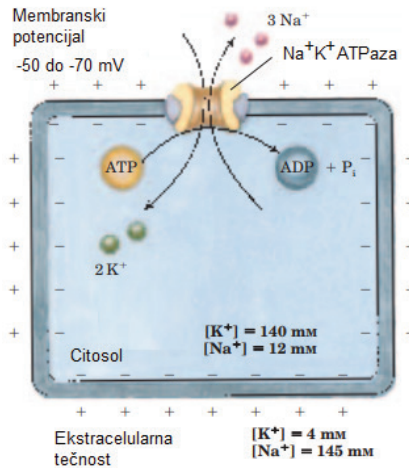
P-tipa ATP-aza je P-tip Ca^{2+} koji se nalaze u palzmaledi, ali i membrane endoplazminog retikuluma. Pored ovih sistema postoje kompleksniji kao što je F-tip ATP-aza koji je uključen u proces oksidativne fosforilacije u membrani mitohondrija, gde obezbeđuje transport proteina, o kome će biti reči kasnije.



Slika 2.58. Princip rada P-ATPaze koja je zadužena za Na^+/K^+ transport.

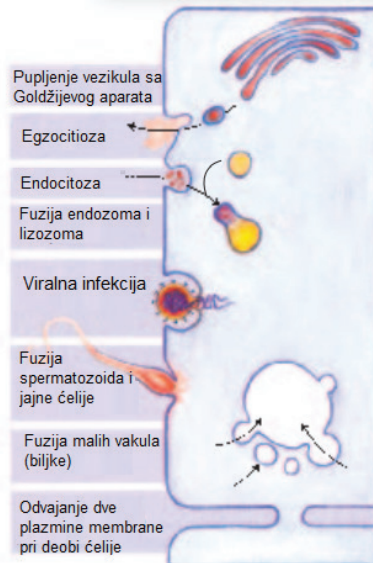
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Kako se kontinualno izbacuju tri jona natrijuma, a ulaze dva jona kalijuma dolazi do razdvajanja naelektrisanja, što rezultuje membranskim potencijalom od -50 do -70 mV (Slika 2.59.). Značaj ovih biohemijskih reakcija se može opisati činjenicom da kod čoveka u stanju mirovanja ovi procesi čine 25% ukupne energije.



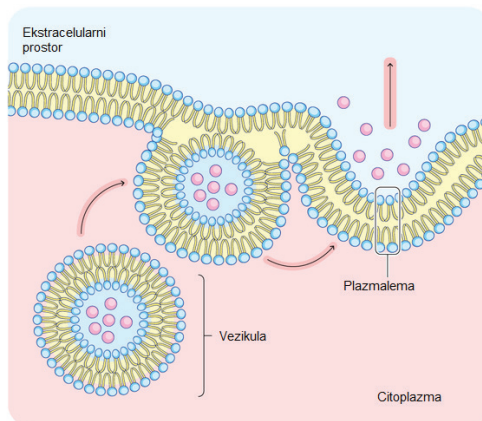
Slika 2.59. Membranski potencijal koji je obezbeđen pomoću aktivnog transporta jona natrijuma i kalijuma.

Pored aktivnog transporta koji se zasniva na gore opisanim proteinskim sisitemima, postoji i aktivni transport putem vezikula (Slika 2.60.). Transport vezikulama predstavlja bitnu funkcju ćelijske membrane, a vezan je za njenu sposobnost fuzionisanja. Ovo se ne odnosi samo na plazmalemu, već i na membrane ćelijskih kompartneta (organela, o kojima je bilo reči ranije). **Transport vezikulama služi za (makro)molekule i/ili partikule (čestice) koje su suviše velike da bi bile transportovane preko kanala/nosača. Postoje dve forme ovog transporta, a to su egzocitoza i endocitoza.**



Slika 2.60. Proces koji su vezani za fuzionisanje plazmaleme i membrana organela i formiranje vezikula.

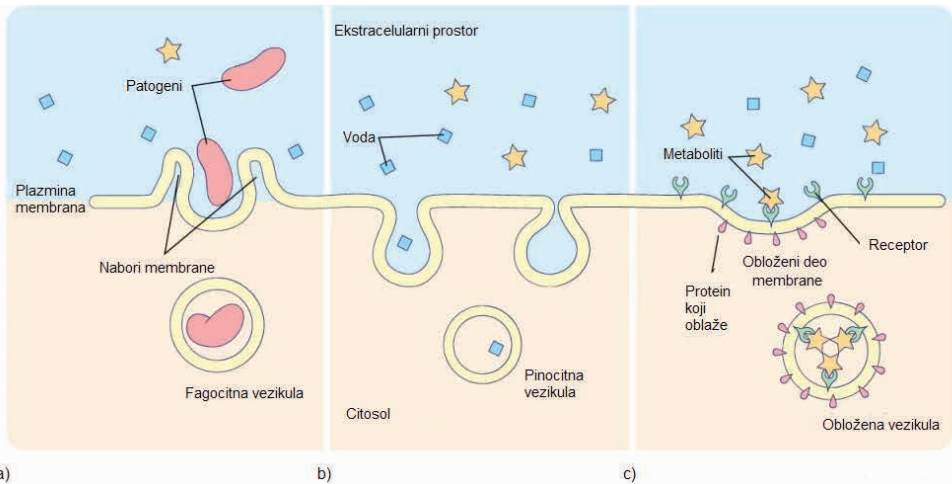
Egzocitoza predstavlja proces u kome se vezikule fuzionišu (spajaju) sa plazmalemom i izbaciju svoj sadržaj u ekstracelularni prostor. Primeri egzocitoze su sekretovanje primarnih (naprimer proteina i lipida koji ulaze u sastav plazmaleme) i sekundarnih metabolita (na primer ekstracelularni enzimi, neurotransmiteri u sinapsama), ali i izlučivanje toksina ili otpadnih produkata celularnog metabolizama (Slika 2.61).



Slika 2.61. Uprošćeni prikaz egzocitoze.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Endocitoza je proces zarobljavanja molekula i/ili čestica iz spoljašnje sredine, okruživanjem membranom („gutanjem“). Membrana se nabira preko targeta, koji postaje potpuno okružen i nastaje vezikula koja se sa celularne strane otkida i pomera u citosol. Ukoliko su u proces formiranja vezikule uključeni i proteinski receptori na površini membrane onda se ovaj proces naziva **endocitoza posredovana receptorom**. Razlikujemo **fagocitozu odnosno „ćelijsko jedenje“** kada ćelija guta čvrste strukture i formira fagocitne vezikule i **pinocitozu („ćelijsko pijenje“)** kada se membrana nabira prema unutra i formira džep oblika suze u kojima su rastvorne supstance, i po zatvaranju kanala nastaje pinocitna vezikula (Slika 2.62). Primer fagocitoze je delovanje ćelija imunog sistema koji na ovaj način eliminišu patogene. Primer pinocitoze je usvajanje nutrijenata od strane ćelija u tankog creva. Nakon formiranja endocitne vezikule u ćelijama eukariota ona se spaja sa **lizozomima** (celularnim digestivnim sistemom) gde se dešava razlaganje.



Slika 2.62. Uprošćeni prikaz tipova endocitoze: a) Fagocitoza, b) Pinocitoza, c) Endocitoza posredovana receptorom.

KOMPARTMENTALIZACIJA EUKARIOTSKE ĆELIJE – FUNKCIJE ORGANELA

Eukariotske ćelije u citoplazmi poseduju odeljke (kompartmente) koji se nazivaju organele. Ovakva organizacija omogućava prostornu razdvojenost procesa u ćeliji čime se omogućava održavanje svih bioloških procesa i optimalno funkcionisanje živih sistema. U nastavku će biti u kratkim crtama objašnjena uloga organela u animalnoj, odnosno biljnoj ćeliji.

Nukleus odnosno **jedro** sadrži nasledni materijal odnosno DNK, koji se u ćeliji kada nije u procesu ćelijske deobe nalazi u formi hromatina, a tokom deobe u formi hromozoma. U organizaciji naslednog materijala učestvuju i proteini histoni, koji omogućavaju da se dugačak molekul DNK spakuje u kondenzovanu formu. **Jedro ima omotač na kome se nalaze pore koje omogućavaju selektivno kretanje i nukleolus (jedarce).** Ćelije mogu imati *i više jedara* (ćelije glatkih mišića), a mogu biti *i bez jedra* (zreli eritrociti).

Nukleolus nema membranu, a ima funkciju u biosintezi ribozoma. U jedru može biti više jedaraca, a građeni su od RNK i proteina koji ulaze u sastav ribozoma.

Endoplazmin retikulum (ER) predstavlja mrežu membrana koje se protežu od jedrovog omotača u citoplazmu. Membrane su slične strukture kao plazmalema. **Razlikuju se dve forme ER: hrapavi** (na čijoj se površini nalaze zakačeni ribozomi) i **glatki ER** (bez ribozoma). Glatki ER ima funkciju u biosintezi lipidnih jedinjenja, skladištenju jona kalcijuma koji učestvuju u mišićnoj kontakciji itd., dok hrapavi ER učestvuju u biositezi i posttranslacionim modifikacijama proteina.

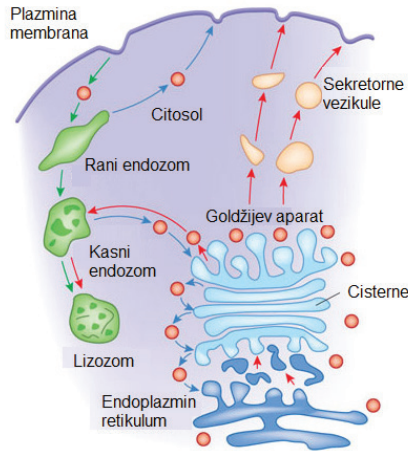
Ribozomi su mesto sinteze proteina, a sastoje se iz male i velike subjedinice, a grđeni su od ribozomske RNK i proteina. Jedine su oganele koje se nalaze i eukaritoskim i u prokariotskim ćelijama, a razlikuju se na osnovu molekulske mase i ribozmalnih RNK.

Mitochondrije su centar aerobnog metabolizma za ćeliju, odnosno generisanja ATP-a. Ćelije metabolički aktivnih tkiva imaju puno mitochondrija. Mitochondrije karakteriše i dvostruka membrana. **Unutrašnja membrana pravi pregrade (kriste), a na ovoj membrane se nalazi proteinsko enzimski sistem ukljčen u proces oksidativne-fosforilacije** o kome će kasnije biti reči. Unutrašnjost je ispunjana matriksom, u kome se nalaze **mitochondrijska DNK i ribozomi.**

Goldžijev aparat (GA ili Goldzijev kompleks) je organela koja se sastoji od niza membranskih struktura različitog oblika (cisterni, vakuola i vezikula) koji je smešten u blizini ER i nukelusa. GA je uključen u procese modifikacije proteina i lipida, metabolizma glikolipida i nekih fosfolipida, kao i u procese transporta unutar ćelije kao i transmembranskog vezikularnog transporta (*Slika 2.63.*).

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

U okviru vezikularnog transporta mogu se pomenuti još i **endozomi** koji su membranske heterogene strukture koje imaju ulogu intermedijera u transportu koji se odvija između sadržaja unetog endocitozom i lizozoma, kao i između GA i plazmine membrane.

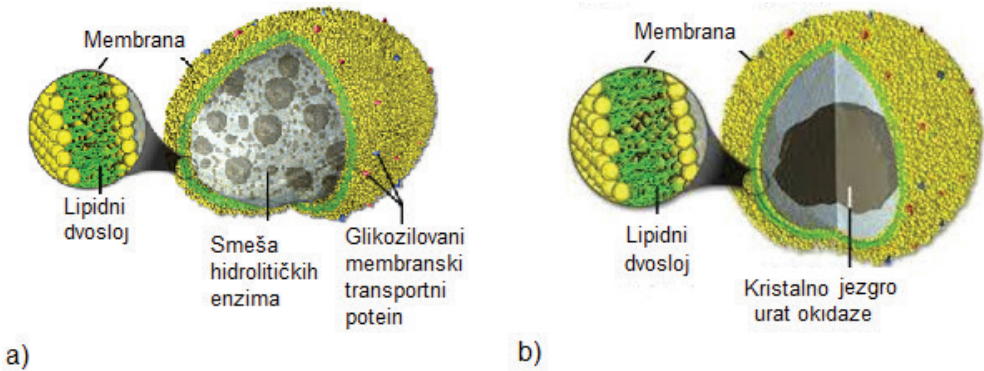


Slika 2.63. Intercelularni i transmembranski vezikularni transport kao funkcija Goldžijevog aparata.

Citoskelet je fleksibilna mreža proteina (filamenata) koji ćeliji daju oblik, potporu i strukturu. Prema dimenzijama (dijametru) se razlikuje tri tipa filamenata: **mikrofilamenti, intermedijerni i mikrotubule.** Mikrofilamenti imaju najmanji prečnik, obezbeđuju potporu i pokrete (primer je aktin). **Intermedijarni filamenti su po veličini između mikrofilamenata i mikrotubula;** primeri su miozin (kontrakcija mišića ćelije) i dezim (lociranje i usidranje ćelijskih organla). **Mikrotubule imaju najveći prečnik i učestvuju u kretanju organla i hronozoma tokom ćelijske deobe, i formiraju oblik ćelije.**

Lizozomi su vezikularne organele, koje se nalaze u animalnim ćelijama, koje nastaju u Goldžijevom aparatu. **Na površini imaju lipidnu membranu, a u unutrašnjosti se nalaze digestivni enzimi.** Ove organele su zadužene za uklanjanje oštećenih molekula i struktura, eliminisanje patogena, kao i procese programiranog ćelijskog umiranja (apoptoze), (Slika 2.64.a).

Peroksizomi su drugi tip vezikularnih organla, nastaju ili autoreplikacijom ili od glatkog ER, a **uključeni su u procese detoksifikacije (uklanjanje reaktivnih kiseoničnih vrsta), ali i metabolizmu signalnih molekula.** Poseduju lipidnu membranu, a u unutrašnjosti se nalaze enzimi oksidaze (Slika 2.64.b).

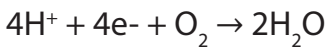


Slika 2.64. Vezikularne organele a) Lizozomi, b) Peroksizomi.

Biljne ćelije poseduju vakuolu i hloroplaste, a pored toga i **ćelijski zid**. Vakuola je uključena u procese regulacije osmotskog pritiska, skladištenja vode i nutrijenata, a hloroplasti u proces fotosinteze.

ELEKTRON-TRANSPORTNI LANAC – PRIMER OKSIDO-REDUKCIJE U BIOLOŠKIM SISTEMIMA

U organizmu eukariota, postoje dva načina katabolizma glukoze, glikoliza i ciklus limunske kiseline u kojima se stvaraju ATP i NADH i FADH₂ čija molekulska struktura je detaljno opisana u odeljku *Energetski procesi u ćeliji i Enzimi*. Međutim, većina ATPa koji se stvara tokom aerobnog katabolizma glukoze ne nastaje direktno iz ovih puteva već iz procesa oksido-redukcije koji se odvijaju prenosom elektrona kroz multiproteinski respiratorni lanac (**lanac transporta elektrona ili elektron-transportni lanac**) koji je smešten u unutrašnjoj membrani mitohondrija. U lancu transporta elektrona dolazi do katalize redukcije O₂ u H₂O prema reakcijama:



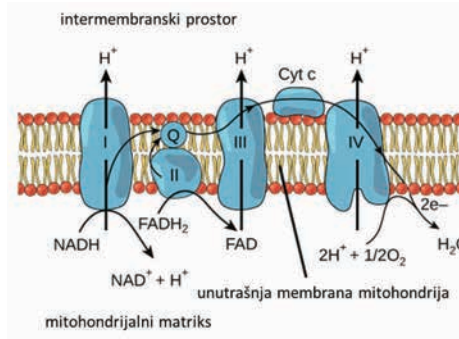
ili ekvivalentno:



Istovremeno sa transportom elektrona i redukcijom kiseonika, proteinski kompleksi (obeleženi sa I, III i IV na *Slici 2.65.*) pumpaju protone (joni vodonika, H⁺) iz matriksa u intermembranski prostor. Na taj način se uspostavlja i održava gradijent vodonikovih jona između dva ćelijska dela koja su odvojena unutrašnjom

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

mitochondrijalnom membranom. Joni vodonika se akumuliraju u međumembranskom prostoru i formira se gradijent koncentracije. Energiju akumuliranu ovim gradijentom koristi enzim ATP sintaza za sintezu ATPa. Dok joni vodonika difunduju nazad u matriks prolazeći kroz ATP sintazu, fluks vodonikovih jona pokreće katalitičko dejstvo ATP sintaze, koja fosforiliše ADP, proizvodeći ATP. Ovaj mehanizam se naziva **hemiosmoza**.



Slika 2.65. Lanac transporta elektrona.

U lancu transporta elektrona odvija se serija redoks reakcija koje liče na trku štafeta u kojoj se elektroni brzo prenose sa jedne komponente na drugu, do krajnje tačke lanca gde elektroni smanjuju molekularni kiseonik, proizvodeći vodu. Postoje **četiri proteinska kompleksa sastavljena** koja zajedno sa nosačima elektrona učestvuju u ovim štafetnim reakcijama.

Kompleks I: ovaj kompleks se sastoji od flavin-mononukleotida (FMN), koji je jedna od nekoliko protetskih grupa ili ko-faktora u lancu transporta elektrona, i proteina koji sadrži gvožđe-sumpor (Fe-S). Protetske grupe su neproteinski organski ili neorganski, nepeptidni molekuli potrebni za aktivnost i funkcionisanje proteina. Koenzimi su protetske grupe enzima. U kompleksu I enzim je NADH dehidrogenaza i veoma je veliki protein, koji sadrži 45 lanaca aminokiselina. Za početak, dva elektrona se prenose do prvog kompleksa na NADH. Kompleks I može da pumpa četiri jona vodonika preko membrane iz matriksa u intermembranski prostor, i na taj način se uspostavlja i održava gradijent vodoničnih jona između dva odeljka odvojena unutrašnjom mitohondrijalnom membranom.

Kompleks II: direktno prima FADH₂, koji ne prolazi kroz kompleks I. Jedinjenje koje povezuje kompleks I i kompleks II sa kompleksom III je ubihinon (Q). Ubihinon je rastvorljiv u lipidima i slobodno se kreće kroz hidrofobno jezgro membrane, a prilikom njegove redukcije (oblik QH₂), dolazi do prenosa elektrona sa ubihinona do sledećeg kompleksa u lancu transporta elektrona. Ubihinon prima

elektrone otpuštene sa NADH iz kompleksa I i elektrone otpuštene sa FADH_2 iz kompleksa II, uključujući sukcinat-dehidrogenazu. Ovaj enzim i FADH_2 formiraju mali kompleks koji isporučuje elektrone direktno u lanac transporta elektrona, bez učešća kompleksa I. Elektroni koji učestvuju u ovoj reakciji ne pokreću energiju protonske pumpe u kompleksu I, manje molekula ATP se pravi od elektrona sa FADH_2 . Broj konačno dobijenih molekula ATP-a je direktno proporcionalan broju protona koji se pumpaju kroz unutrašnju mitohondrijalnu membranu.

Kompleks III: ovaj kompleks se takođe naziva citohrom-oksido-reduktaza i sastoji se od: citohroma b, drugog Fe-S proteina, centra $2\text{Fe}-2\text{S}$ i proteina citohroma c. Citohrom proteini imaju protetsku grupu hema, koji je sličan hemu u hemoglobinu, ali nosi elektrone, a ne O_2 . Jon gvožđa u njegovom jezgru se redukuje i oksiduje, prelazeći između različitih oksidacionih stanja: Fe^{2+} (redukovano) i Fe^{3+} (oksidovano). Molekuli hema u citohromima imaju neznatno različite karakteristike zbog efekata različitih proteina koji ih vezuju, dajući malo drugačije karakteristike svakom kompleksu. Kompleks III pumpa protone kroz membranu i prenosi svoje elektrone do citohroma c za transport do kompleksa IV. Citohrom c je akceptor elektrona iz ubihinona ali za razliku od ubihinona koji prenosi parove elektrona, citohrom c može da prihvati samo jedan elektron.

Kompleks IV: sastoji se od proteina citokroma c, a i a_3 . Ovaj kompleks sadrži dve hem grupe (po jednu u svakom od dva citohroma, a i a_3) i tri jona Cu (par Cu_A i jedan Cu_B u citohromu a_3). Citohromi drže molekul kiseonika veoma čvrsto između jona Fe i Cu dok se O_2 potpuno ne redukuje. Redukovani O_2 zatim prihvati dva vodonikova jona iz okolnog medijuma da bi se proizvela voda. Uklanjanje vodonikovih jona iz sistema doprinosi gradijentu jona koji se koristi u procesu hemiosmoze.

Pitanja za proveru znanja i diskusiju



1. Navesti funkcije ćelijske membrane.
2. Navesti biomakromolekule koji ulaze u sastav ćelijske membrane.
3. Opisati proces aktivnog ćelijskog transporta.
4. Opisati proces pasivnog ćelijskog transporta.
5. Objasniti kako nastaje elektrohemijski potencijal membrane i princip aktivnog transporta na kome se zasniva.
6. Istražiti i objasniti na konkretnom primeru kako supstanca iz okruženja ulazi u ćeliju.
7. Povezati organele sa metabolizmom u ćeliji i analizirati koja su potencijalna mesta gde svoje delovanje mogu ispoljiti faktori okruženja u smislu štetnog uticaja na homeostazu.
8. Objasniti značaj elektron transportnog lanca za opstanak ćelije.
9. Na kom tipu hemijskih reakcija se zasniva elektron transportni lanac?

HEMIJSKI PROCESI U ŽIVOTNOJ SREDINI I ŽIVI SISTEMI

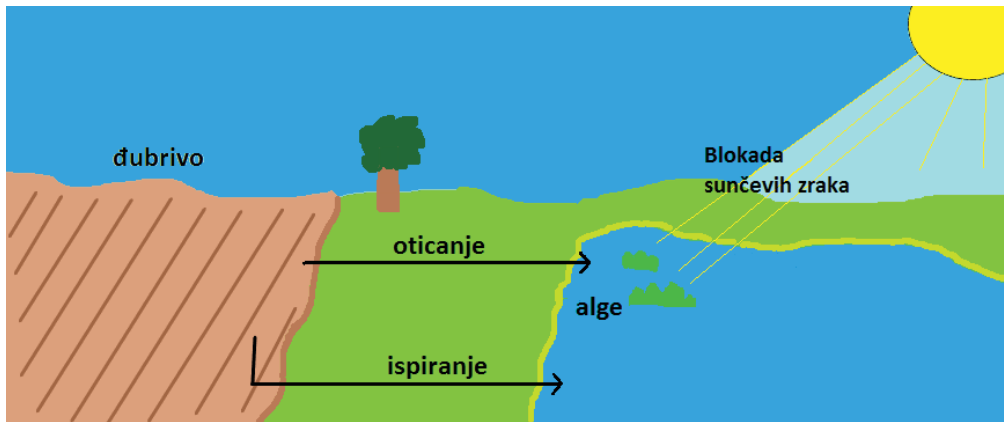
Eutrofikacija

Eutrofikacija (grč. dobro hranjenje) *predstavlja povećanje primarne proizvodnje organskih supstanci u vodenim ekosistemima usled konstantnog spoljašnjeg priliva izvora fosfora i azota i vezuje se za stajaće odnosno sporotekuće (lentičke ekosisteme).* Eutrofikacija se definiše kao proces povećanog prihranjivanja nekog vodenog ekosistema. *Posledica eutrofikacije vode je tzv. cvetanje vode, kada dolazi do povećanja proizvodnje biomase, odnosno prenaseljenosti nižih akvatičnih vrsta (algi i cijanobakterija), što dalje uzrokuje negativne posledice po druge prisutne vrste.*

Eutrofikacija može da bude prirodnog ili antropogenog karaktera. Prirodna eutrofikacija je mehanizam za odžavanje homeostaze ekosistema usled povećavanja bioloških resursa, obično bez negativnih posledica, dok uticaj čoveka može da naruši ekološku ravnotežu uz vrlo štetne posledice. Antropogeno izazvana eutrofikacija nastaje usled prekomernog ispuštanja otpadnih voda bogatih nutrijentima, odnosno ispiranja poljoprivrednog zemljišta a uz masovnu upotrebu veštačkih đubriva.

Eutrofikacija obično počinje spiranjem đubriva sa poljoprivrednog zemljišta i oticanjem u vodu (*Slika 2.66.*). Đubriva bogata fosfatima i nitratima pospešuju rast akvatičnih vrsta kao što su alge. Pored đubriva poreklom iz agroekosistema, eutrofikaciju uzrokuju i otpadne vode iz prehrambene industrije ili komunalne vode, kao i sve druge otpadne vode bogate mineralnim i organskim materijama. *Prekomernom proizvodnjom biomase algi i cijanobakterija, znatno se povećava potrošnja rastvorenog kiseonika u vodi, dok se transparentnost vode redukuje.* Do nestašice kiseonika posebno dolazi u letnjem periodu. Opadanjem koncentracija kiseonika u vodi dolazi do masovnog pomora vodenih aerobnih organizama.

U uslovima smanjene koncentracije kiseonika ili anaerobnim uslovima (kada kiseonika nema), razlaganje nije potpuno, pa se stvaraju produkti razlaganja koji vodi daju neprijatan miris i loš ukus, odnosno loš kvalitet. Takva voda ne sme da se koristi za piće i/ili rekreativane aktivnosti, a u slučaju overprodukcije cijanobakterija i njihovih cijanotoksina može da izazove ozbiljne zdravstvene probleme i letalne ishode. Dodatno, eutrofikacija dovodi do promene boje vode u žuto-zelenu ili crvenkasto-narandžastu boju (zavisno od prisutnih vrsta algi i njihovih pigmenata), što dalje uzrokuje da sunčeva svetlost ne prodire u donje slojeve vode. Na taj način onemogućena je fotosinteza, što dovodi do uginuća biljnog sveta i povećanja doprinosa organskih supstanci.



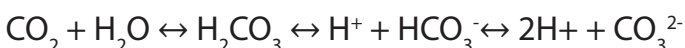
Slika 2.66. Ubrzana eutrofikacija pod antropogenim delovanjem.

U drugoj polovini prošlog veka ispuštanje otpadnih voda sa iskorišćenim detergentima bogatih fosfatima u industrijske i komunalne otpadne vode, pored spiranja đubriva, predstavljao je veliki problem. Sa postepenim ukidanjem detergenata koji sadrže fosfate industrijske i komunalne otpadne vode i poljoprivreda postali su dominantni faktori koji doprinose antropogenoj eutrofikaciji. ***Poslednjih decenija, na globalnom nivou, eutrofikacija je jedan od najozbiljnijih problema koji utiče na kvalitet vode jezera i akumulacija.***

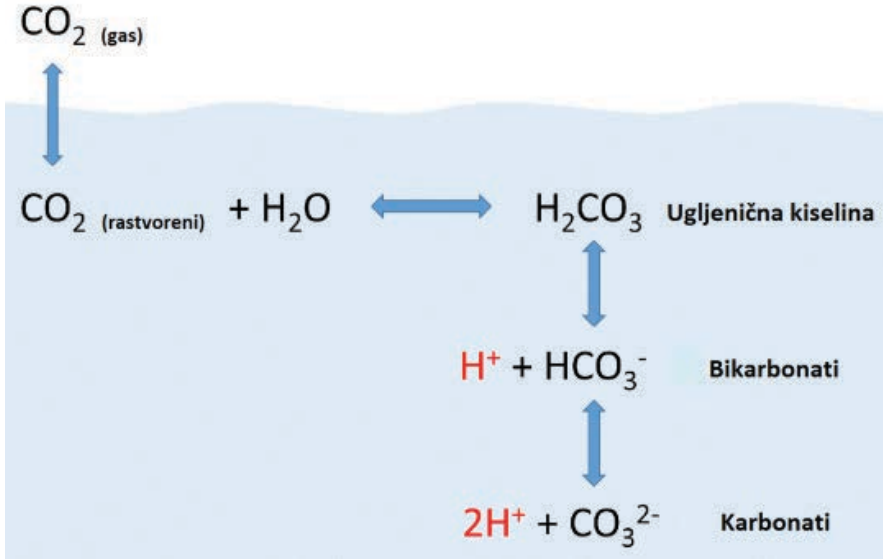
Acidifikacija okeana i uticaj na žive sisteme

Kao što je ranije rečeno okeani pokrivaju preko 70% površine Zemlje i predstavljaju stanište za ogroman broj organizama (odjeljak *Hidrosfera*). ***Povećana koncentracija ugljen-dioksida u atmosferi usled sagorevanja fosilnih goriva dovodi do rastvaranja većih količina ovog gasa u vodi i promene kiselosti (acidifikacije) okeana. Acidifikacija okeana predstavlja zakišeljavanje (smanjenje pH vrednosti) vode u okeanima i morima rastvaranjem ugljen-dioksida iz atmosfere u vodi.*** Mora i okeani apsorbuju oko jedne trećine ukupnog ugljen-dioksida koji se emituje u atmosferu ljudskim aktivnostima. S obzirom da je ugljen-dioksid jedan od gasova staklene bašte, okeani pomažu da se umani efekat staklene bašte, smanjujući njegovu koncentraciju u atmosferi.

Prilikom rastvaranja CO_2 gasa u okeanskoj vodi, dolazi do interakcije sa vodom pri čemu nastaje više različitih jonskih vrsta prema reakciji:

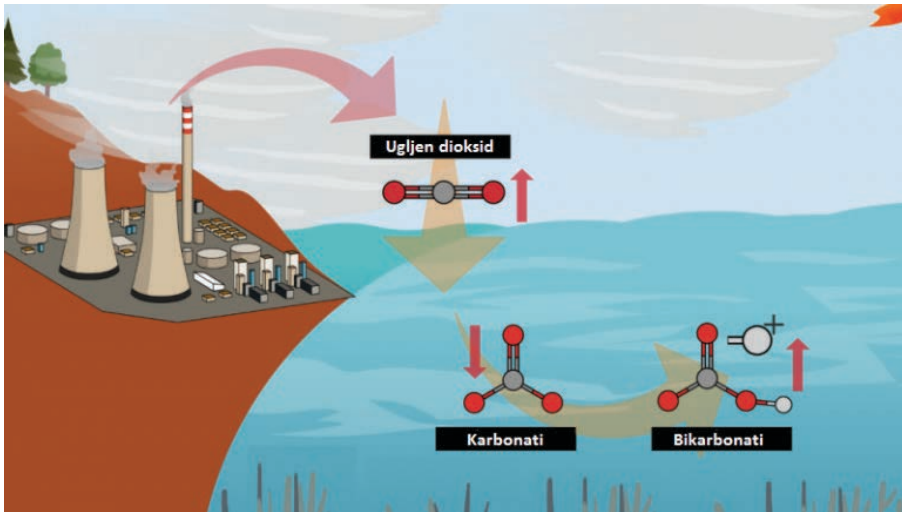


Ugljen-dioksid reaguje sa vodom pri čemu se dobija ugljenična kiselina (H_2CO_3), koja zatim disosuje u bikarbonat (HCO_3^-) i vodonični jon (H^+). Bikarbonatni joni mogu dalje da disosuju u karbonat (CO_3^{2-}) i dodatni vodonični jon, ali većina ugljenika ostaje u obliku bikarbonata (Slika 2.67.).



Slika 2.67. Rastvaranje CO_2 gasa u okeanskoj vodi.

Navedeni joni igraju važnu ulogu u puferovanju pH okeana. *Za globalni okean prosečna pH vrednost je oko 8,1, što znači da je morska voda blago bazna. Većina neorganskog ugljenika rastvorenog u okeanskoj vodi postoji u obliku bikarbonata, a bikarbonat može da reaguje na poremećaje pH tako što oslobađa ili vezuje vodonične jone. Ako pH vrednost poraste, koncentracija vodoničnih jona je smanjena, pa bikarbonat može da se disocira u karbonat i oslobodi više H^+ jona, čime se snižava pH vrednost. Suprotno tome, ako pH vrednost opadne, koncentracija H^+ jona je povećana, bikarbonat i karbonat mogu da vežu deo H^+ jona proizvodeći ugljeničnu kiselinu (ili CO_2) i bikarbonat, kako bi se uklonio deo H^+ jone i podigla pH vrednost. Na ovaj način, pH vrednost u okeanu se reguliše i uslovi ostaju povoljni za život (Slika 2.68).*



Slika 2.68. Zakišeljavanje okeana – ilustracija.

Različite studije i analize pokazale su da u poslednjih 50 godina proces acidifikacije okeana intenziviran. Kako su se antropogeni izvori atmosferskog CO₂ povećavali od industrijske revolucije, okeani i mora su i apsorbovali sve veće količine CO₂. Postoje podaci o padu pH vrednosti okeana sa oko 8,2 na oko 8,1 u prošlom veku. Iako ovo može da ne izgleda kao velika promena, pošto je pH vrednost logaritamski zavisna od koncentracije vodoničnih jona, ovaj pad predstavlja povećanje kiselosti za 25 - 30%. Činjenica je da pri pH od 8,1 okean zapravo nije kiseo, ali se termin "zakišeljavanje" odnosi na činjenicu da pH vrednost postaje niža, odnosno da okeanska voda poprima sve kiselijske uslove. Ukoliko ugljen-dioksid nastavi da se ispušta u atmosferu ovim tempom, naučnici smatraju da bi pH vrednost okeana mogla da se smanji za 0,5 jedinica u narednih 100 godina.

Pad pH vrednosti može da utiče na mnoge biološke sisteme. Posebno zabrinjavaju organizmi koji imaju ljuštore ili skelete od kalcijum karbonata, kao što su koralni grebeni i školjke, ali i planktonski organizmi. Na nižim nivoima pH, kalcijum karbonat se rastvara, erodirajući školjke i skelete ovih organizama. Pored toga, smanjuje se količina slobodnih karbonatnih jona u vodi. Kako pH opada, količina karbonata takođe opada, pa ih je manje dostupno organizmima koji ih koriste kao građu za ljuštore i skelete. Dakle, zakišeljavanje okeana rastvara postojeće ljuštore i otežava njihovo stvaranje. Kako koralni grebeni staništa mnogih biljnih i životinjskih vrsta, izumiranje prethodi njima. Ovaj pH poremećaj uzrokuje i reproduktivne poremećaje kod nekih vrsta riba.

Još jedan aspekt acidifikacije okeana je i uticaj na fitoplankton koji vrši fotosintezu i pokreće lanac ishrane marinskih ekosistema. Činjenica je da što je veći nivo ugljen-dioksida, to je planktonima teže da obavljaju fotosintezu. Planktonski procesi, kao što je fiksiranje azota, otežani su povišenom kiselošću morske vode. To imala veliki uticaj i na mnoge druge vrste zato što su fitoplanktoni osnovna komponenta lanca ishrane u ovim ekosistemima.

Pored navedenog, podjednako je zabrinjavajuća i činjenica da se daljom apsorpcijom ugljen-dioksida u okeane smanjuje kapacitet njegove buduće apsorpcije, što znači da će se daleko više antropogeno nastalog ugljen -dioksida zadržavati u atmosferi, a što će dalje imati negativan učinak na globalne klimatske promene. Takođe, nedostatak hrane usled mogućeg smanjenja okeanskog i morskog života u budućnosti još jedan je od efekata zakiseljavanja okeana.

Uticaj radioaktivnog zračenja na žive sisteme

Radioaktivno zagađenje je povećana količina radioaktivnih materijala i zračenja u životnoj sredini. Povećana količina radioaktivnog zračenja u prirodi, odnosno radioaktivno zagađenje životne sredine najviše potiče od nuklearnih proba, nuklearnih akcidenata i radioaktivnog otpada (RAO).

Prilikom prolaska jonizujućeg zračenja kroz supstancu, dolazi do interakcije sa atomima i molekulima sredine. Posledica su promene i zračenja i sredine. Energija zračenja se smanjuje, a ozračena sredina menja se fizički i hemijski, a kada je u pitanju živa materija i biološki. Interakcija zračenja sa sredinom različita je za različita jonizujuća zračenja, a u okviru iste vrste zračenja zavisi od energije i prirode sredine kroz koju prolazi. Bezopasna doza radioaktivnog zračenja ne postoji. Međutim, veća energija predata po jedinici mase tkiva u jedinici vremena dovodi do većeg broja jonizacija i ekscitacija, a time i do težih oštećenja.

Biološki efekti radioaktivnog zračenja potiču od apsorpcije energije ovih zraka u tkivima i organima, a uzrokovani su jonizacijom molekula ili atoma, odnosno ćelija. Zračenje može da ima direktan i indirektan efekat. U prvom slučaju neki biološki aktivan molekul direktno prima energiju zračenja i jonizuje se (ili ekscituje). Međutim, pošto je voda najobilniji sastojak organizma, najveća verovatnoća je da zračenje prvenstveno jonizuje molekule vode. Tom prilikom dolazi do radiolize vode, molekuli se razlažu i dolazi do stvaranja vrlo reaktivnih slobodnih radikala. Oni dalje reaguju sa organskim molekulima, prenose im energiju i menjaju ih. Posledica toga je smanjenje ili gubitak biološke funkcije ovih molekula. Na ovaj način se narušavaju biohemijski procesi u ćelijama, što dalje može da dovede do raznih poremećaja u njihovom funkcionisanju i deljenju, odnosno može da dovede do nastanka ozbiljnih bolesti (katarakta,

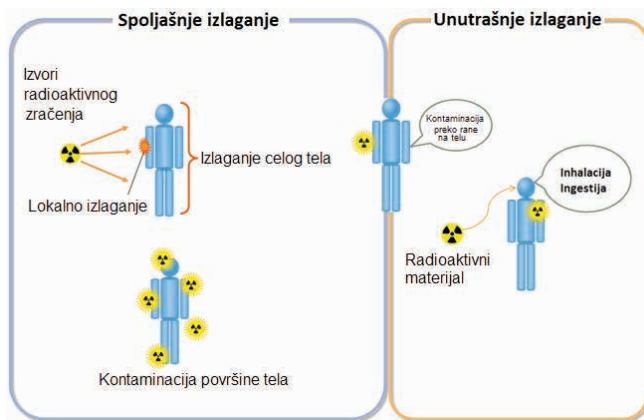
HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

opekotine, rak kože i drugih organa, leukemija, mutacije genetičkog materijala, neplodnost i smrt). Organizam ima mogućnost saniranja posledica (reparacije) štetnog dejstva zračenja u slučaju manjih doza i tokom određenog vremenskog perioda. Dejstvo zračenja na čovekov organizam svodi se u osnovi na oštećenja pojedinačnih ćelija. Isto zračenje ne uzrokuje isto dejstvo na sve ćelije. Zato se razlikuje osetljivost pojedinih vrsta ćelija na zračenje, kao i individualna osetljivost pojedinih ćelija. Usled razlike u osetljivosti ćelija velika je razlika u posledicama ozračivanja različitih tkiva, organa i organizama. Manje su osetljiva tkiva koja se sporo dele. Najosetljivije su ćelije koje se intenzivno dele, na primer ćelije koštane srži. Na primer, zračenje se koristi u terapiji kancera upravo zato što ubija maligne ćelije koje se brzo i nekontrolisano dele.

Izloženost jačim dozama radioaktivnosti dovodi do **radijacione bolesti**, odnosno odumiranja ćelija koštane srži i otkazivanja rada unutrašnjih organa. Zavisno od stepena izloženosti i intenziteta radioaktivnog zračenja, bolest se stepenuje prema statistici preživljavanja. Ova bolest, koja se takođe naziva akutni radijacioni sindrom ili trovanje radijacijom, predstavlja oštećenje organizma uzrokovano velikom dozom zračenja kojoj je osoba bila izložena tokom kratkog vremenskog perioda. Količina apsorbovane radijacije u telu određuje stepen obolevanja pacijenta. Uobičajena izloženost niskim dozama zračenja, poput X-zraka ili tokom pregleda CT skenerom, ne dovodi do pojave radijacijske bolesti. Iako je radijacijska bolest teška i često fatalna, njena pojava je retka.

Izlaganje radioaktivnom zračenju

Izlaganje radioaktivnom zračenju može da bude spoljašnje i unutrašnje.



Slika 2.69. Načini izlaganja radioaktivnom zračenju.

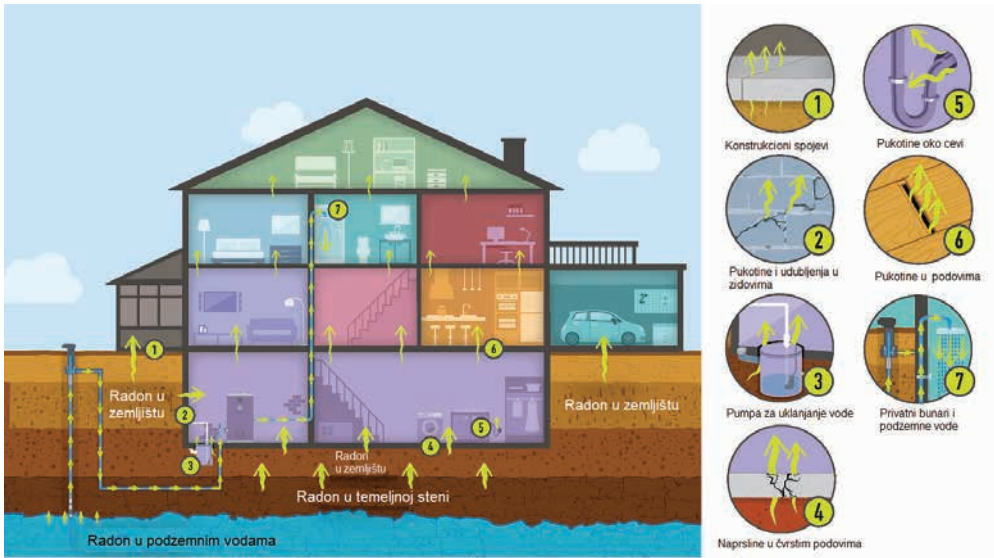
Spoljašnje izlaganje podrazumeva izlaganje koje nastaje usled dejstva izvora radioaktivnog zračenja koji se nalazi izvan organizma čoveka. Spoljašnje izlaganje podrazumeva izlaganje na otvorenom i u zatvorenom prostoru. Spoljašnje izlaganje može da bude u formi ozračivanja (izloženosti zračenju) ili kontaminacije površine tela. Spoljašnja kontaminacija nastaje kada radioaktivni materijal, u obliku prašine, praha ili tečnosti, dođe u kontakt sa kožom, kosom ili odećom osobe (Slika 2.69).

Terestrijalni radionuklidi (^{40}K , ^{238}U , ^{226}Ra i ^{232}Th) su najznačajniji izvor jonizujućeg zračenja u životnoj sredini, kako u pogledu ukupnog ozračivanja stanovništva tako i u pogledu visokih doza zračenja. Zemljište kao jedna od najvažnijih komponenti životne sredine predstavlja trajan rezervoar terestrijalnih radionuklida i osim spoljašnjeg ozračivanja ima znatan udeo i u unutrašnjem ozračivanju čoveka (putem dugog lanca ishrane). Glavni doprinos spoljašnjem izlaganju potiče od gama emitujućih radionuklida potomaka ^{232}Th , ^{238}U i ^{40}K . Od primordijalnih radionuklida, kalijum-40 je najrasprostranjeniji u Zemljinoj kori i njegova masena zastupljenost u zemljištu i stenama je oko 10 puta veća od uranijuma i torijuma.

Unutrašnje izlaganje je izlaganje koje nastaje usled dejstva izvora radioaktivnog zračenja koji se nalazi u organizmu čoveka. Unutrašnje izlaganje potiče od terestrijalnih radionuklida koji se unose u organizam. Glavni putevi unošenja radionuklida su konzumiranje vode i hrane (ingestija) i udisanje (inhalacija).

Posebna kategorija izloženosti unutrašnjem zračenju, u kojoj je bronhijalni epitel ozračen alfa česticama iz kratkotrajnog potomstva radona, čini glavni deo izloženosti iz prirodnih izvora. Izrazito najveću dozu (55% ukupne doze) opšta populacija primi od udisanja radona i njegovih potomaka, što ima direktno dejstvo na respiratorni sistem. Globalna opasnost po zdravlje stanovništva i visok učinak ovog inertnog gasa su osnovni razlozi zašto je radon u poslednje vreme veoma aktuelan u svetu.

Radijum je predak radona i najveća količina radona upravo potiče od radijuma u zemljištu. Radon se u prirodi nalazi u formi inertnog gasa i prisutan je u vazduhu, vodi i zemljištu, kao i u građevinskim materijalima. U organizam dospeva inhalacijom ili ingestijom. Štetnost radona-222 ogleda se u tome što se raspada na kratkoživeće alfa emitere, koji, kada se unesu, predaju svu svoju energiju unutrašnjim organima čime mogu da ugroze DNK strukturu i time izazovu kancerogena oboljenja.



Slika 2.70. Penetracija radona u zatvoreni prostor.

Radon kao gas odlazi u atmosferu, ipak, pod određenim uslovima može da se koncentriše u životnoj i radnoj sredini. Koncentracija radona na otvorenom je mala, ali može da se nagomila u zatvorenim prostorima. U slabo ventilisanim podzemnim prostorijama, prostorijama od granita i rudnicima, sadržaj radona može daleko da prevaziđe dozvoljeni nivo (Slika 2.70). Međutim, dobrim provetranjem, ventilacijom i stalnom kontrolom sadržaja radona gde je potrebno, nema mogućnosti za nakupljanje veće koncentracije radona.

Pitanja za proveru znanja i diskusiju



1. Objasniti kako acidifikacija okeana utiče na biodiverzitet marinskih ekosistema.
2. Objasniti proces eutofikacije.
3. Istražiti kako odnos izvora N i P utiče na proces eutrofikacije.
4. Šta je radioaktivno zagađenje?
5. Šta se dešava prilikom prolaska jonizujućeg zračenja kroz supstancu i živu materiju?
6. Od čega potiču biološki efekti radioaktivnog zračenja?
7. Na šta se svodi dejstvo zračenja na ljudski organizam?
8. Vrste izlaganja radioaktivnom zračenju.
9. Objasniti štetnost radona.



PRAKTIČNI DEO



OSNOVE RADA U HEMIJSKOJ LABORATORIJI

Pravila rada u hemijskoj laboratoriji

1. U hemijskoj laboratoriji student ne sme biti bez nadzora profesora ili asistenta. Zabranjeno je izvoditi eksperimente koje nije odobrio predmetni profesor ili asistent, ili predviđene eksperimente sa hemikalijama u količinama koje su različite od onih koje su zadate vežbom.
2. U hemijskoj laboratoriji ne smeju se konzumirati hrana, piće, žvakaće gume i cigarete.
3. Prilikom rada, obavezno je nositi zaštitni (beli) mantil odgovarajuće veličine, a po potrebi i zaštitne naočare. Duga kosa mora biti vezana! Obavezna je i zatvorena obuća!
4. Pre izvođenja laboratorijske vežbe/ogleda, potrebno je prethodno pročitati odgovarajući nastavni materijal i postupak vežbe, kao i pripremiti potreban pribor i hemikalije.
5. Pre početka ogleda, student mora biti upoznat sa osobinama hemikalija sa kojima radi (njihova reaktivnost, toksičnost, eksplozivnost, zapaljivost i sl.) i proveriti da li je aparatura (ukoliko se koristi) dobro sastavljena za predstojeći rad.
6. Pri radu sa nepoznatim supstancama treba konsultovati profesora ili asistenta i upotrebljavati vrlo male količine. Čvrste supstance se uzimaju špatulama ili kašičicama, a za svaku supstancu koristi se posebna kašičica da ne bi došlo do onečišćenja (kontaminacije). Tečnost se pažljivo odliva odgovarajućim laboratorijskim sudovima. Ne treba dozvoliti da supstanca dođe u dodir sa kožom i odelom, i zbog toga je potrebno nositi beli mantil, rukavice, naočare i drugu zaštitnu opremu.
7. Oglede nikada ne treba ostavljati bez nadzora! Najstrože je zabranjeno ostavljanje upaljenog plamenika, grejalica, električnih uređaja i vakuum pumpi bez nadzora. Prilikom zagrevanja se ne treba nadnositi nad otvor epruvete niti usmeravati otvor epruvete ka sebi ili drugima. Zagrejano posuđe se ne sme stavljati direktno na sto, već na metalnu mrežicu ili drvenu dasku. Posle završetka ogleda plamenik se mora ugasiti!
8. Hemikalije se ne smeju namerno udisati i treba izbegavati fizički dodir sa njima. Da bi se ispitao miris supstance, potrebno je mahnuti rukom iznad otvora posude i usmeriti paru supstance ka nosu (otvor suda se nikad ne prinosi nosu!). Pipetiranje korozivnih, lako isparljivih i otrovnih tečnosti ustima je zabranjeno.

9. Svi ogledi u kojima se koriste otrovne supstance (npr. kalijum-cijanid, fosfor, halogeni elementi, dimetil-sulfat) i ogledi pri kojima nastaju otrovni gasoviti proizvodi moraju da se izvode u kapeli (digestoru). Van digestora ne smeju se razvijati gasovi, isparavati rastvori, presipati pušljive kiseline i slično.
10. Ukoliko se desi da reakcija koja se izvodi na radnom mestu (ne u digestoru/kapeli) postane suviše burna, neophodno je odmah prekinuti zagrevanje i ako dolazi do oslobađanja gasovitih supstanci, sud sa reakcionom smešom treba što brže preneti u kapelu.
11. Vrlo je opasno mešati vrelе rastvore kiselina sa bazama, jer pri tome dolazi do naglog ključanja i prskanja tečnosti zbog jako egzotermnih reakcija. Ne preporučuje se sipanje vode u koncentrovanu kiselinu, osim ako se to izričito ne zahteva. Velika količina toplote koja se oslobađa pri dodiru vode sa koncentrovanom kiselinom (posebno sumpornom!) trenutno pretvara vodu u paru pri čemu dolazi do ključanja i izletanja kapljica kiseline iz posuda. Uvek sipati koncentrovanu kiselinu u vodu polako, tankim mlazem pomoću staklenog štapića sa stalnim mešanjem.
12. Ogledi sa lako zapaljivim i eksplozivnim supstancama se moraju realizovati dalje od otvorenog plamena. Zagrevanje organskih supstanci koje su veoma zapaljive se nikada ne vrši otvorenim plamenom, već električnim grejačima, uz pomoć vodenog ili uljanog kupatila.
13. Ukoliko do njih dođe, male požare u laboratoriji treba gasiti vlažnim krpama ili zasipanjem peskom, a velike požare aparatima za gašenje požara koji najčešće pri upotrebi razvijaju ugljen-dioksid. Gašenja električnih instrumenata može se vršiti tek pošto se isključi dovod struje. Voda nije pogodna za gašenje požara u hemijskim laboratorijama.
14. Neophodno je da se supstance čuvaju u posudama koje su pravilno obeležene i skladištene na adekvatan način. Prilikom izvođenja oglеda treba obratiti pažnju na piktograme koji se nalaze na posudama u kojima se čuvaju hemikalije i upućuju ne mere opreza kojih se treba pridržavati (otrovno, eksplozivno, lako zapaljivo, nagrizaјуće).
15. Naročitu pažnju je potrebno obratiti na uništavanje otpada. Na primer, natrijum i kalijum treba uništiti metil-alkoholom, mrlje od kiselina odstraniti tamponima ili krpama natopljenim amonijakom, a baze sirćetnom kiselinom. Rastvore kalijum-cijanida bacati u slivnik s velikom količinom tekuće vode, a živine soli skupljati u posebnim sudovima i sl.
16. Po završetku rada radno mesto treba srediti, očistiti, a posuđe oprati prema adekvatnoj proceduri, osušiti i složiti.

17. Po završetku eksperimentalnog rada i neposredno pred napuštanje laboratorije obavezno je pranje ruku. Takođe, treba proveriti da li su isključeni električni uređaji i dobro zatvorene česme.
18. U svakoj laboratoriji mora postojati ormarić za prvu pomoć u kome se nalazi materijal za ukazivanje prve pomoći.

Prva pomoć

1. Usled nastanka posekotina, izvaditi komadiće stakla ako su prisutni pincetom koja je prethodno očišćena akloholom i sterilisana provlačenjem kroz plamen. Nakon toga ranu isprati velikom zapreminom vode i dezinfikovati i previti zavojem (flasterom). Poželjno je posekotinu isprati i 0,1% rastvorom kalijum-permanganata i namazati kožu odnom tinkturom. Veće rane se ne smeju ispirati vodom, jer to pojačava krvarenje, već se samo čvrsto previju zavojem. U slučaju povrede arterije krvarenje se zaustavlja podvezivanjem dela tela između rane i srca. Ako su rane ozbiljnije od navedenog, tretman je neophodno prepustiti lekaru.
2. Prilikom nastanka opekotina, na ranu treba staviti hladne obloge (ispiranje vodom ili obloge od leda). Opekotine se kvase više puta 0,1 % rastvorom kalijum-permanganata, a zatim se premažu mašću za opekotine. Veće opekotine se pokriju sterilnom gazom i odmah se traži pomoć lekara.
3. Ako koža dođe u kontakt sa koncentrovanom bazom, mesto se ispira vodom, a zatim 2% rastvorom sirćetne kiseline i ponovo vodom. Ako koža dođe u kontakt sa koncentrovanom kiselinom, mesto se ispira vodom, a zatim 2% rastvorom natrijum-hidrogen karbonata i ponovo vodom. Delove kože na koje padne brom treba isprati razblaženim rastvorom natrijum-tiosulfata, a u slučaju kontakta sa belim fosforom za ispiranje se koristi razblažen rastvor bakar-sulfata.
4. Ukoliko dođe do trovanja gasovitim supstancama, izloženu osobu izvesti na svež vazduh i pozvati lekara. U sličaju da dođe do gubitka svesti, osobu treba položiti na bok, i provetriti prostoriju.
5. Ukoliko rastvor neke supstance prsne u oko, primenjuje se isti postupak kao kod nastalih oštećenja na koži. Međutim, i nakon malih oštećenja, obavezan je odlazak lekaru.

6. U slučaju da hemikalija dospe u usta, neophodno je usta detaljno isprati vodom, a ukoliko hemikalija dospe u sistem organa za varenje (želudac), poželjno je izazvati povraćanje. U slučaju trovanja kiselinama treba popiti 2% suspenziju magnezijum-oksida.
7. Pri rukovanju priborom koji sadrži živu, treba biti veoma pažljiv, jer se pri lomljenju živa rasprskava u veliki broj sitnih kapi, koje nije moguće pokupiti. Takve kapi relativno brzo isparavaju i kroz organe za disanje živa dospeva u organizam, gde deluje kao kumulativni otrov. Prosuta živa se skuplja usisivačem, a kesa od usisivača obavezno baca u za to predviđene kontejnere. Mesto gde je pala živa treba posuti elementarnim sumporom vodeći računa da se kapi najviše zadržavaju u pukotinama.

Uputstvo za pisanje „bele sveske“ (laboratorijskog dnevnika)

„Bele sveske“ predstavljaju laboratorijski dnevnik tj. lični dokument svakog studenta o tome šta je urađeno tokom izvođenja laboratorijskih vežbi. Laboratorijski dnevnik mora da bude uredan i čitko napisan i da sadrži tačne podatke o radu u laboratoriji, a slučaju da postoje odstupanja od predviđene procedure, to treba naglasiti. Sva izračunavanja i (pomoćna) merenja se zapisuju na levoj strani u svesci. Opis vežbe se zapisuje na desnoj strani u svesci i treba da sadrži delove opisane ispod.

Pre početka vežbe, neophodno je da studenti prouče nastavni materijal za dati termin, kao i da zapišu u sveske uvod i plan eksperimenta. *Uvod sadrži naslov vežbe, datum rada, cilj, predmet i značaj vežbi* koje će se na datom terminu raditi na osnovu informacija u materijalu predloženom za pripremu vežbe. *Plan eksperimenta treba da sadrži spisak supstanci (i količinu), i opremu (i prateće podatke o opremi) koja će se koristiti, kao i hronološki postupak rada.* Pre pristupanja radu na vežbama profesor/asisten treba sa studentima da proveri da li su upoznati sa sadržajem vežbi. Na ovaj način se pored razjašnjavanja praktičnog dela gradiva, obezbeđuje i adekvatna priprema za rad.

Rezultati, diskusija i zaključci se unose tokom razgovora na kraju vežbi, a studenti mogu ovaj deo i da dopune do narednog termina kod kuće. Sve sirove podatke i zapažanja je važno odmah uneti u dnevnik, jer se sve što nije zapisano lako zaboravi! Ukoliko je moguće rezultate prikazati tabelarno i grafički; ukoliko su prilikom obrade rezultata dobijeni spektri, hromatogrami, dijagrame, itd. potrebno ih je zalepiti u svesku. Na kraju, potrebno je interpretirati i prokomentarisati dobijene podatke, uneti pitanja, teme za diskusiju i sugestije za dalji rad. Nakon realizovanih vežbi student izlažu svoja zapažanja profesoru/asistentu što predstavlja deo aktivnosti na prekatičom delu.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Nakon realizovane praktične nastave neophodno je da bela sveska bude kompletna i da sadrži opise svih vežbi predviđenih planom i programom. Profesor ili asistent svojim potpisom potvrđuje da je student uspešno završio praktičan deo predmeta, što je najčešće obavezan uslov za izlazak na ispit.

LABORATORIJSKE VEŽBE

Vežba br. 1. Merenje mase i zapremine

Laboratorijsko posuđe i pribor

Stakleno posuđe

Stakleno posuđe koje se koristi u laboratoriji može imati različit sastav, oblik i veličinu što zavisi od njegove namene. Postoje različite vrste stakla. U laboratoriji je retko zastupljena upotreba običnog („natrijumovog“) stakla jer ono loše provodi toplotu i pri zagrevanju može doći do pucanja. Najčešće se koristi posuđe od borosilikatnog stakla koje ima povećanu tvrdoću i otpornost na hemikalije. Može se koristiti i kvarcno staklo koje sadrži visok procenat silicijum(IV)-oksida i može da izdrži temperaturu preko 1000°C, kao i naglo zagrevanje i hlađenje.

Za mešanje malih količina čvrstih i tečnih supstanci koristi se epruveta (*Slika 3.1.a*). Takođe, epruvete se koriste za izvođenje hemijskih reakcija; ukoliko se reakcija izvodi uz zagrevanje, potrebno je tokom eksperimenta epruvetu ili plamenik stalno pomerati. Za mešanje većih količina supstanci i zagrevanje tečnosti koristi se laboratorijska čaša (*Slika 3.1.b*). Erlenmajer je posuda sa uskim, širokim ili šlifovanim grlom (*Slika 3.1.c*) i koristi se najčešće prilikom titracija i za zagrevanje tečnosti.

Za ceđenje (filtriranje) i presipanje tečnosti iz jednog suda u drugi koristi se levak (*Slika 3.1.d*) koriste se. Levak sa poroznom pločom (*Slika 3.1.e*) i Bihnerov levak se koriste za ceđenje pod sniženim pritiskom i postavljaju se na vakuum bocu/guč bocu (*Slika 3.1.f*). Stakleni štapić (*Slika 3.1.g*) služi za mešanje rastvora i suspenzija, kao i pažljivo dekantovanje ili sipanje kiseline u vodu.

Baloni sa ravnim ili okruglim dnom (*Slika 3.1.h*) služe za zagrevanje i čuvanje tečnosti i sklapanje različitih aparatura (destilacija, vacuum uparavanje). Različiti kondenzatori (*Slika 3.1.i*) se koriste za hlađenje tj. kondenzovanje pare u različitim laboratorijskim aparaturama.

Špric boca (*Slika 3.1.j*) se koristi za čuvanje destilovane vode i drugih tečnosti (alkohol, aceton), a u reagens bocama (*Slika 3.1.k*) se čuvaju čvrste i tečne supstance. Obično su bezbojne, a ukoliko se koriste za čuvanje supstanci osetljivih na svetlost prave se od tamnog stakla. U bočicama sa kapalicom (*Slika 3.1.l*) se čuvaju rastvori indikatora ili rastvori koje je potrebno dozirati u kapima.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Sahatno staklo (Slika 3.1.m) služi kao poklopac ili kao podmetač za odmeravanje različitih supstanci na vagi, a slučaju da supstanca koja se meri ne sme da dođe u duži kontakt sa atmosferom, koristi se vegeglas (Slika 3.1.n). Eksikator (Slika 3.1.p) se koristi za sušenje supstanci ili hlađenje prethodno žarenih predmeta, kojima treba izmeriti stalnu masu. Izžareni predmeti se stavljaju u eksikator kada se malo ohlade, a eksikator se ne zatvara potpuno kako širenje zagrejanog vazduha ne bi odbacilo poklopac.



Slika 3.1. Najčešće korišćeno stakleno posuđe u laboratoriji za hemiju.

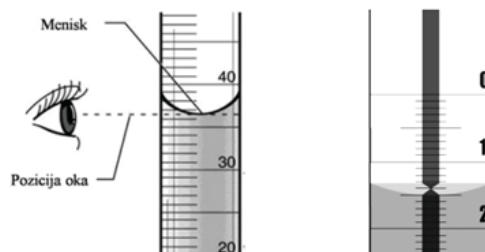
Pribor za merenje zapremine. Graduisani sudovi

Za merenje zapremine tečnosti najčešće se upotrebljavaju graduisani sudovi: menzura, pipeta, bireta i normalni sud. Za grubo odmeravanje zapremine koristi se menzura (*Slika 3.1.r*). Za merenje određene zapremine uvek izaberi prvu „veću“ menzuru (zapreminu od 45 cm³ treba izmeriti menzutom od 50 cm³, a ne od 100 cm³ ili dva puta manjom menzutom, npr od 25 cm³). Prilikom očitavanja zapremine uvek se posmatra donji menisk tečnosti (*Slika 3.2*).

Pipeta (*Slika 3.1.s*) se koristi uz propipetu za prenošenje i ukapavanje tečnosti i preciznije odmeravanje tečnosti u odnosu na menzuru. Vrednosti na skali kod pipeta mogu ići odozdo naviše ili obrnuto. Propipeta se sastoji od gumene loptice i tri ventila. Pomoću ventila A (*Air*) istiskuje se vazduh iz loptice nakon čega se pipeta uroni u rastvor. Pomoću ventila S (*Suction*) usisa se rastvor u pipetu, a potom se ventilom E (*Empty*) sadržaj iz pipete ispusti u pripremljenu posudu bez skidanja propipete sa pipete. Nikad se ne sme dozvoliti da rastvor uđe u propipetu! Tokom ispuštanja tečnosti vrh pipete treba da dodiruje zid suda.

Bireta (*Slika 3.1.u*) se koristi za najpreciznije merenje zapremine tečnosti i najčešće prilikom volumetrijske analize i titracija. Šelbahova (Schelbach) bireta ima zadnji zid obojen u belo sa plavom crtom na sredini, a umesto donjeg meniska posmatra se deo gde je crta presečena (*Slika 3.2*). Brzina kojom se ispušta tečnost iz birete ne sme da bude velika kako ne bi nastala greška u merenju zapremine usled zaostale tečnosti koja se nije slila niz njene zidove. Slavina na bireti mora biti čista i podmazana.

Za pravljenje rastvora određenih koncentracija (*Slika 3.1.v*) koriste se normalni sudovi adekvatne zapremine. Prilikom rastvaranja čvrstih supstanci, one se prvo rastvore u čaši, pa se rastvor pomoću levka i staklenog štapića prelije u sud, a čaša se više puta ispere upotrebljenim rastvaračem i takođe prelije u merni sud. Normalni sudovi moraju biti čisti i suvi. Mokre sudove je poželjno je isprati malim zapreminama rastvora koji se odmerava.



Slika 3.2. Pravilan način očitavanja zapremine tečnosti.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Pribor od porcelana, metala i drveta

Za zagrevanje supstanci i uparavanje tečnosti koristi se porcelanska šolja (Slika 3.3.a), a porcelanski lončić/tigl (Slika 3.3.b) služi za žarenje čvrstih supstanci na visokim temperaturama, iznad 1000°C. Avan sa tučkom (Slika 3.3.c) služi za usitnjavanje čvrstih supstanci.

Pribor od metala i drveta se koristi za pridržavanje drugog pribora ili učvršćivanje pojedinih delova pri sastavljanju aparature. Za odlaganje i pridržavanje epruveta koriste se stalak za epruvete (Slika 3.3.e) i drvene štikaljke. Mufovi, kleme i prese-tenovi služe kao različiti držači i pričvršćuju se na stativ. (Slika 3.3.f)

Tronožac, metalna mrežica, trougao za žarenje i mašice se koriste za držanje sudova prilikom zagrevanja ili žarenja (Slika 3.3.g). U pomoćni pribor spadaju razne vrste pinceta, kašičice izrađene od metala ili plastične mase, špatule, četkice za pranje, gumeni i plutani čepovi. (Slika 3.3.h)



Slika 3.3. Pribor od porcelana, metala i drveta.

Pribor za merenje mase

Masa se, pored zapremine, ubraja u ekstenzivna svojstva supstance, koja zavise od količine supstance. Za merenje mase koriste se automatske tehničke ili analitičke u zavinsoti od potrebne preciznosti. Za gruba merenja, koriste se tehničke vage sa tačnošću od $\pm 0,01$ g. Analitičke vage sa tačnošću od $\pm 0,0001$ g se koriste za preciznija merenja.

Bez obzira na preciznost i tačnost vage, pri merenju se moraju poštovati sledeći uslovi:

- pre početka merenja vaga dovesti u horizontalan položaj pomoću libele i zavrtanjem nožica vage;
- pre merenja vaga treba da pokazuje vrednost od 0,00 g odnosno 0,0000 g, a ukoliko ovo nije slučaj vagu je potrebno nulirati;
- predmeti se mere hladni, suvi i čisti;
- supstance se nikada ne stavljaju direktno na tas vage, već se odmeravaju u adekvatnom laboratorijskom posuđu ili podmetačima;
- ukoliko tokom merenja dođe do prosipanja supstanci na tas vage, merenje se prekida i nastavlja nakon što se vaga očisti;
- svaka vaga ima određeni kapacitet koji se ne sme prekoračiti tokom merenja;
- ako se u okviru jednog ogleda vrši više merenja, uvek se koristi ista vaga za sva merenja.

Prilikom korišćenja automatske vage proveriti kapacitet vage. Za uključivanje/isključivanje vage koristiti „on/off“ dugme i nakon uključivanja sačekati nekoliko sekunda ili minuta. Ukoliko vaga ne pokazuje vrednost 0,00 g, pritisnuti dugme za tariranje ($\rightarrow 0/T \leftarrow$). Merenje se vrši pažljivim spuštanjem predmeta na tas i posle kraćeg vremena se može očitati masa predmeta.

Pribor za zagrevanje

Zagrevanje se najčešće vrši različitim tipovima plamenika, a Bunzenov plamenik je standardni izvor toplote u laboratoriji. Sastoji se od postolja i metalne cevi kroz koju se usmerava mlaz gasa. Vazduh prolazi kroz otvore na dnu cevi prekrivene prstenom kojim se reguliše protok vazduha. Kada prsten potpuno prekriva otvore, plamenik gori žutim sigurnosnim plamenom (redukциони plamen), a kad sagorevanje nije potpuno, na predmetu koji je u kontaktu sa plamenom dolazi do izdvajanja elementarnog ugljenika. Uz potpuno slobodne otvore, u cevi je dovoljno vazduha i gas gori bledoplavim plamenom (oksidacioni plamen). Zagrevanje se može vršiti direktnim plamenom ili posredno preko azbestne mrežice i/ili vodenog kupatila. Oksidacioni plamen se sastoji od nekoliko zona u kojima se temperature znatno razlikuju. Pre puštanja plamenika u rad otvore za dovod vazduha treba potpuno zatvoriti. Zatim otvoriti ventil na boci, sačekati par sekundi i plamen upaliti šibicom ili upaljačem. Posle toga se reguliše dovod vazduha, a otvaranjem ili zatvaranjem ventila podešava veličina plamena.

Za zagrevanje se mogu koristiti rešoi ili grejači specijalne konstrukcije u koje se sipa voda, ulje ili pesak („vodeno“, „uljano“ i „peščano kupatilo“). Vodeno kupatilo se može improvizovati ako se na električni grejač stavi odgovarajući sud napunjen vodom.

Postupak vežbe**Zadatak vežbe:**

1. Izmeriti masu laboratorijske čaše.
2. Izmeriti masu sahatnog stakla.
3. Izmeriti masu vegeglasa.
4. Izmeriti masu laboratorijske čaše i sahatnog stakla.
5. Izmeriti masu laboratorijske čaše, sahatnog stakla i vegeglasa.

Postupak pri radu:

Za merenje mase koristi se automatska vaga. Pre početka merenja proveriti kapacitet vage. Uključiti vagu i sačekati da vaga pokaže vrednost 0,00 g, ukoliko vaga ne pokazuje nulu pritisnuti dugme za tariranje. Merenje se vrši pažljivim spuštanjem predmeta na tas i posle kraćeg vremena može da se očita masa i zabeležiti je.

Pribor i materijal:

1. Automatska tehnička vaga
2. Laboratorijska čaša
3. Sahatno staklo
4. Vegeglas

Rezultati merenja:

Korišćena vaga:

Kapacitet vage:

Preciznost očitavanja:

Masa laboratorijske čaše: $m_{LC} = (\quad \pm \quad) \text{ g}$

Masa sahatnog stakla: $m_{SS} = (\quad \pm \quad) \text{ g}$

Masa vegeglasa: $m_V = (\quad \pm \quad) \text{ g}$

Masa laboratorijske čaše i sahatnog stakla: $m = (\quad \pm \quad) \text{ g}$

Masa laboratorijske čaše, sahatnog stakla i vegeglasa: $m = (\quad \pm \quad) \text{ g}$

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Zadatak vežbe:

1. Izmeriti zapreminu tečnosti normalnim sudom.
2. Izmeriti zapreminu tečnosti menzurom.
3. Izmeriti zapreminu tečnosti pipetom.
4. Izmeriti zapreminu tečnosti biretom.

Postupak pri radu:

Vrednosti zapremina koje treba da se odmere biće date u toku izvođenja vežbi.

Merenje zapremine tečnosti normalnim sudom: normalni sud zadate zapremine napuniti destilovanom vodom. Zabeležiti podatke koji se nalaze na normalnom sudu.

Merenje zapremine tečnosti menzurom: za zadatu vrednost zapremine destilovane vode koju je potrebno odmeriti, izabrati odgovarajuću menzuru. Zabeležiti podatke koji se nalaze na menzuri.

Merenje zapremine tečnosti pipetom: u staklenu čašu sipati dovoljno destilovane vode, da može da se odmeriti zadata zapremina. Pri pipetiranju koristiti propipetu (kao u upustvu za korišćenje propipete), podesiti nivo vode u pipeti, i izliti zapreminu destilovane vode u praznu suhu čašu. Zabeležiti podatke koji se nalaze na pipeti.

Merenje zapremine tečnosti biretom: napuniti biretu destilovanom vodom i podesiti nivo tečnosti da bude na nuli. Studenti dobijaju zadate zapremine za odmeravanje destilovane vode. Pažljivo ispuštati tečnost, otvaranjem slavine, u suhu i praznu čašu postavljenu ispod slavine birete (poslednjih $0,5 \text{ cm}^3$ ispuštati kap po kap. Zabeležiti podatke koji se nalaze na bireti.

Pribor i materijal:

1. Normalan sud
2. Destilovana voda
3. Špric boca
4. Menzura
5. Pipeta
6. Propipeta

7. Laboratorijska čaša
8. Bireta
9. Stalak
10. Klema
11. Levak

Rezultati merenja:

Merenje zapremine tečnosti normalnim sudom

Supstanca koja se meri:

Zapremina rastvora koju treba odmeriti:

Podaci o normalnom sudu:

Odmerena zapremina: $V = (\pm) \text{ mL}$

Merenje zapremine tečnosti menzutom

Supstanca koja se meri:

Zapremina rastvora koju treba odmeriti:

Podaci o menzuri:

Odmerena zapremina: $V = (\pm) \text{ mL}$

Merenje zapremine tečnosti pipetom

Supstanca koja se meri:

Zapremina rastvora koju treba odmeriti:

Podaci o pipeti:

Odmerena zapremina: $V = (\pm) \text{ mL}$

Merenje zapremine tečnosti biretom

Supstanca koja se meri:

Zapremina rastvora koju treba odmeriti:

Podaci o bireti:

Odmerena zapremina: $V = (\pm) \text{ mL}$

Vežba br. 2. Merenje. Osnovni pojmovi centralnih vrednosti

Svaki eksperimentalni rad podrazumeva merenje neke fizičke veličine odnosno merenoj veličini se pridružuje brojna vrednost koja se naziva **rezultat merenja**. Prilikom merenja rezultatu merenja je potrebno pridružiti vrednost greške sa kojom je rezultat merenja dobijen. Kompletan prikaz merenja uvek predstavlja interval vrednosti:

$$(\text{rezultat} \pm \text{greška})[\text{merna jedinica}]$$

ili

$$x = x_m \pm \Delta x,$$

gde je x_m vrednost merenja prikazana preko jedne od mera centralnih vrednosti, a Δx greška merenja određena standardnom devijacijom merenja ili polovinom vrednosti najmanjeg podeoka na instrumentu ili tačnošću instrumenta.

Da bi se zanemarile razlike između podataka u skupu merenja i istakla ona vrednost koja je za sve njih reprezentativna, pojedinačni rezultati nekog seta merenja prikazuju se preko jedne **centralne vrednosti**. Ova vrednost može da služi i kao sredstvo za upoređivanje sa podacima iz različitih skupova podataka. Najčešće korišćene mere centralnih vrednosti su srednja vrednost i medijana.

Aritmetička sredina (srednja vrednost) predstavlja vrednost koja se dobija deljenjem sume eksperimentalno dobijenih vrednosti sa brojem merenja:

$$x_{sr} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i}{n} = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n},$$

gde je n broj merenja, a x_1, x_2, \dots, x_n vrednosti izmerenih veličina.

Medijana je prosečna vrednost centralnog para seta rezultata i zavisi da li u setu imamo paran ili neparan broj podataka. Medijana se uvek upotrebljava kada niz dobijenih podataka sadrži vrednost koja značajno odstupa od niza. Ova vrednost može da ima veliki uticaj na srednju vrednost, a da pritom uopšte ne utiče na medijanu.

Greške pri merenju

Prilikom merenja neke veličine nikad se ne može dobiti njena „prava“ vrednost. **Razlika između rezultata merenja i srednje vrednosti, kojom zamenjujemo pravu vrednost merene veličine, naziva se greška merenja.** Faktori koji utiču na merenje mogu da budu objektivne i subjektivne prirode, pa se razlikuju tri vrste grešaka.

Slučajne (subjektivne) **greške** su posledica mnogobrojnih različitih i promenljivih uzroka, koji se ne mogu kontrolisati. Između uzroka slučajnih grešaka ne postoji zavisnost, a greške se javljaju pri svakom merenju. Slučajne greške ne mogu biti potpuno otklonjene, a najčešće su glavni izvor nesigurnosti datog merenja. Međutim, slučajne greške podležu statističkim zakonima raspodele, odnosno pokazuju manje ili više simetričnu raspodelu rezultata oko srednje vrednosti, pa se pri velikom broju merenja mogu odrediti granice unutar kojih se nalazi prava vrednost merene veličine. Uticaj slučajnih grešaka se smanjuje ponavljanjem jednog istog merenja više puta, a pretpostavlja se da srednja vrednost velikog broja rezultata predstavlja vrednost merene veličine koja je najpribližnija „pravoj“ vrednosti.

Sistematske (objektivne, određene) **greške** ostaju konstantne pri ponovljenim merenjima ili se može uočiti zakonitost po kojoj se menjaju. Ove greške uzrokuju veliku razliku srednje vrednosti seta podataka od stvarne vrednosti. Pošto ove greške uvek utiču na to da rezultat odstupa u istom „smeru“, uvođenjem određene korekcije one se mogu otkloniti. Međutim, povećanje broja merenja neće smanjiti sistematsku grešku. Sistematske greške se najopštije mogu podeliti na:

- greške instrumenta–uslovljene neispravnim instrumentima, pogrešnom kalibracijom ili korišćenjem instrumenta u neprilagođenim uslovima. Mogu se korigovati kalibracijom instrumenta;
- greške metode–uslovljene neidealnim hemijskim ili fizičkim ponašanjem analitičkog sistema. Najteže ih je detektovati i eliminisati. Neki od načina za njihovu detekciju su analiza standardnog referentnog materijala, paralelna analiza sa drugom nezavisnom i pouzdanom metodom, korišćenje slepe probe; i
- lične greške–uslovljene nepažnjom ili nestručnošću eksperimentatora.

Grube greške dovode do pojave ekstremnih vrednosti odnosno rezultata koji značajno odstupaju („*outliers*“) od ostalih rezultata odnosno srednje vrednosti. Grube greške u rezultatima analiza mogu biti otkrivene statističkim metodama i potom eliminisane.

Preciznost i tačnost

Preciznost opisuje reproduktivnost merenja, odnosno koliko je određeni rezultat blizak drugim rezultatima dobijenim na potpuno isti način. Preciznost se određuje ponavljanjem merenja. Može se izraziti pomoću tri veličine koje predstavljaju meru odstupanja pojedinačnih rezultata od srednje vrednosti i to su: standardna devijacija, varijansa i koeficijent varijacije (relativna standardna devijacija).

Standardna devijacija je mera odstupanja pojedinačne vrednosti merenja od aritmetičke sredine seta podataka:

$$s = \sqrt{\frac{\sum (x_{sr} - x_i)^2}{n-1}}$$

Varijansa je prosečno kvadratno odstupanje od srednje vrednosti:

$$s^2 = \frac{\sum (x_{sr} - x_i)^2}{n-1}$$

Koeficijent varijacije (relativna standardna devijacija) je odnos standardne devijacije i srednje vrednosti izražen u procentima:

$$v = \frac{s}{x_{sr}} 100$$

Interval pouzdanosti daje informaciju kolika je bliskost izračunate srednje vrednosti sa populacionom srednjom vrednošću μ , a izražava se kao verovatnoća:

$$(1 - \alpha)\%$$

gde je α verovatnoća da μ **nije** unutar tog intervala, μ populaciona srednja vrednost. Tipične vrednosti verovatnoće za koje se izračunava interval pouzdanosti su 99%, 95% ili 90%.

Tačnost ukazuje na bliskost određenog rezultata sa stvarnom ili prihvatljivom vrednošću i izražava se preko apsolutne i relativne greške. **Apsolutna greška** (Δx) predstavlja razliku između eksperimentalnog rezultata (x) i prave vrednosti (μ), i ima dimenzije merene veličine:

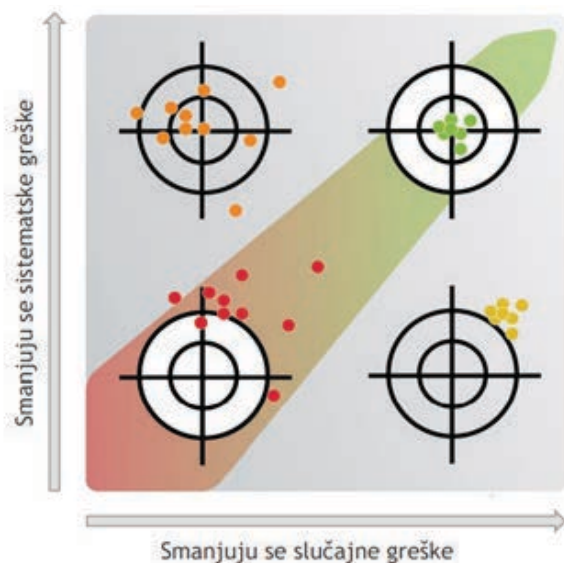
$$\Delta x = |\mu - x|$$

Relativna greška (δ) je količnik apsolutne greške (Δx) i stvarne vrednosti (μ):

$$\delta = \frac{\Delta x}{\mu}$$

Relativna greška je bezdimenzionalna veličina i izražava se u procentima ili promilima kako se ne bi izazvala zabuna ukoliko se rezultat merenja izražava u procentima.

Tačnost nikada ne možemo sigurno da odredimo jer nikada ne možemo da znamo stvarnu vrednost merenja. Ilustracija tačnosti i preciznosti seta podataka data je na *Slici 3.4*.



Slika 3.4. Prikaz tačnosti i preciznosti: narandžasti skup – tačni i neprecizni rezultati, crveni skup – netačni i neprecizni rezultati, žuti skup – netačni i precizni rezultati, i zeleni skup – tačni i precizni rezultati.

Značajne cifre i zaokruživanje

Brojevi koje smo u mogućnosti da pri merenju očitamo nazivaju se **značajne cifre**. One obuhvataju sve sigurne cifre i jednu dodatnu cifru, nesigurnu ili sumnjivu cifru koja se procenjuje na podpodeli skale mernog instrumenta. **Broj značajnih cifara u merenju može da se odredi na osnovu sledećih pravila:**

- Prva značajna cifra u merenju je prva cifra različita od nule, računato s leva na desno. Na primer, u broju 17,58 prva značajna cifra je je 1, a ima ih ukupno 4.
- Nule koje se nalaze sa leve strane prve cifre različite od nule nisu značajne. U rezultatu merenja 0,1758 nule levo od cifre 1 nisu značajne cifre, odnosno merenje u ovom slučaju ima pet značajnih cifara.
- Nule koje se nalaze između dve značajne cifre predstavljaju značajne cifre, jer su deo merene veličine. Ako je rezultat merenja 30,0107 g, nule su značajne cifre, a u merenju ima šest značajnih cifara.
- Krajnje nule u merenjima koje sadrže decimalne razlomke su značajne cifre jer pokazuju preciznost merenja. Ako je rezultat merenja 0,17580, krajnja nula je značajna cifra jer označava da je merenje precizno do jednog deset hiljaditog dela
- Krajnje nule u merenjima, kod celih brojeva mogu, ali ne moraju da budu značajne cifre. Kod merenja koje je kao rezultat dalo 1200 m s^{-1} ne zna se da li su nule značajne cifre ili ne. Međutim ako se navedeni rezultat napiše kao odgovarajući stepen broja 10 ($1,2 \times 10^3 \text{ m s}^{-1}$) znači da su značajne samo dve cifre.
- Broj značajnih cifara ne zavisi od sistema jedinica. Na primer, merenje koje je dalo rezultat od 1758 mm, može da se zapiše i kao 1,758 m = 175,8 cm = 0,001758 km jer je u svakom zapisu broj značajnih cifara četiri.

Prilikom prikaza rezultata merenja potrebno je izvršiti **zaokruživanje** značajnih cifara prema sledećim pravilima:

- Ako je prva cifra iza poslednje značajne cifre manja od 5 prethodna cifra ostaje nepromenjena.
- Kada je odbačena cifra veća od 5, prethodna se povećava za 1.
- U slučaju kada odbačena cifra ima vrednost 5, prethodna ostaje nepromenjena ako je paran broj, dok se povećava za 1 ako je neparan broj.

U slučaju sabiranja ili oduzimanja dva merenja različite preciznosti, treba ih najpre zaokružiti na preciznost manje preciznog merenja, pa tek onda sabirati, odnosno oduzimati. Prilikom množenja i deljenja potrebno je najpre izvršiti traženu računsku operaciju, a zatim u rezultatu odvojiti onoliko značajnih cifara koliko ima merenje sa manjim brojem značajnih cifara. **Rezultat merenja mora imati onoliko cifara koliko ima greška.** Greška može imati najviše jednu ili dve (ukoliko je prva značajna cifra 1) cifre različite od nule. Rezultat merenja se zaokružuje u skladu sa greškom, a greška se uvek zaokružuje na veći broj.

Osnovne fizičke veličine u SI sistemu (*Le Système International d'Unités*) jedinica

Razlikujemo osnovne, izvedene i pomoćne jedinice. **Osnovne jedinice** (Tabela 3.1.) su:

- 1 metar [m] je rastojanje koje pređe u vakuumu ravan elektromagnetni talas za $1/299792458$ delova sekunde (ova definicija je uvedena 1975 g.);
- 1 sekunda [s] je jednaka $9,192631770 \times 10^9$ perioda zračenja koje odgovara prelazu između dva hiperfina energijska nivoa ($F=4, mF=0$ i $F=3, mF=0$) osnovnog stanja $2S_{1/2}$ atoma ^{133}Cs (1967 g.);
- 1 kilogram [kg] je prototip u obliku cilindra od legure platine (90%) i iridijuma (10%) dijametra 39 mm i iste visine a čuva se u Međunarodnom birou za mere u Sevrn pored Pariza (1889 g.);
- 1 mol [mol] je količina supstance (gradiva) u sistemu koji sadrži onoliko elementarnih čestica (gradivnih elemenata) koliko ima atoma u 0,012 kg ugljenika ^{12}C (1971 g.). Kada se koristi jedinica mol mora da bude specificirana vrsta čestica, a to mogu da budu atomi, molekuli, joni, elektroni, druge čestice ili određene grupe takvih čestica.;
- 1 kelvin [K] je jedinica termodinamičke temperature i predstavlja $1/273,16$ deo termodinamičke temperature trojne tačke vode (1967 g.);
- 1 amper [A] je jačina one jednosmerne struje koja kada protiče kroz dva pravolinijska provodnika beskonačne dužine i zanemarljivog poprečnog preseka, na međusobnom rastojanju od 1 m u vakuumu, dovodi do pojave sile između provodnika intenziteta (1948 g.); i
- 1 kandela [cd] je svetlosna jačina, u datom pravcu, iz izvora koji emituje monohromatsko zračenje frekvencije $\nu=540 \times 10^{12}$ [Hz] (ili talasne dužine $\lambda=555$ nm) a ima u tom pravcu intenzitet zračenja od $1/683$ [W/sr] (1979 g.).

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Tabela 3.1. Osnovne fizičke veličine i njihove jedinice.

| Fizička veličina | Osnovna jedinica | |
|----------------------------|------------------|--------|
| | Naziv | Oznaka |
| Dužina | metar | m |
| Masa | kilogram | kg |
| Vreme | sekunda | s |
| Jačina električne struje | amper | A |
| Termodinamička temperatura | kelvin | K |
| Količina supstance | mol | mol |
| Jačina svetlosti | kandela | cd |

Prefiksi jedinica

Kada je vrednost merene veličine puno veća ili puno manja od osnovne jedinice, koriste se prefiksi jedinica koji se stavljaju ispred jedinice. Prefiksi su dati na *Slici 3.5*.

| | | | | |
|-------|----|----------------------|-------------------|-----------------------------------|
| yotta | Y | 1000 ⁸ | 10 ²⁴ | 1 000 000 000 000 000 000 000 000 |
| zetta | Z | 1000 ⁷ | 10 ²¹ | 1 000 000 000 000 000 000 000 |
| exa | E | 1000 ⁶ | 10 ¹⁸ | 1 000 000 000 000 000 000 |
| peta | P | 1000 ⁵ | 10 ¹⁵ | 1 000 000 000 000 000 |
| tera | T | 1000 ⁴ | 10 ¹² | 1 000 000 000 000 |
| giga | G | 1000 ³ | 10 ⁹ | 1 000 000 000 |
| mega | M | 1000 ² | 10 ⁶ | 1 000 000 |
| kilo | k | 1000 ¹ | 10 ³ | 1 000 |
| hecto | h | 1000 ^{2/3} | 10 ² | 100 |
| deca | da | 1000 ^{1/3} | 10 ¹ | 10 |
| deci | d | 1000 ^{-1/3} | 10 ⁻¹ | 0.1 |
| centi | c | 1000 ^{-2/3} | 10 ⁻² | 0.01 |
| milli | m | 1000 ⁻¹ | 10 ⁻³ | 0.001 |
| micro | μ | 1000 ⁻² | 10 ⁻⁶ | 0.000 001 |
| nano | n | 1000 ⁻³ | 10 ⁻⁹ | 0.000 000 001 |
| pico | p | 1000 ⁻⁴ | 10 ⁻¹² | 0.000 000 000 001 |
| femto | f | 1000 ⁻⁵ | 10 ⁻¹⁵ | 0.000 000 000 000 001 |
| atto | a | 1000 ⁻⁶ | 10 ⁻¹⁸ | 0.000 000 000 000 000 001 |
| zepto | z | 1000 ⁻⁷ | 10 ⁻²¹ | 0.000 000 000 000 000 000 001 |
| yocto | y | 1000 ⁻⁸ | 10 ⁻²⁴ | 0.000 000 000 000 000 000 000 001 |

Slika 3.5. Prefiksi jedinica, njihove oznake i njihove vrednosti izražene brojem.

Vežba br. 3. Priprema rastvora

Zadatak vežbe:

1. Pripremiti vodeni rastvor NaCl određene procentne koncentracije.
2. U odgovarajućem normalnom sudu pripremiti rastvor NaCl-a zadate molarne koncentracije.
3. U odgovarajućem normalnom sudu pripremiti rastvor saharoze koncentracije ($C=0,05\text{ mol dm}^{-3}$).
4. Pripremiti razblaženi rastvor NaCl, razblažujući koncentrovani rastvor.
5. Pripremiti određenu masu rastvora (procentne koncentracije) $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$.

Postupak pri radu:

- Izračunati masu supstance koju treba rastvarati i masu vode koju treba dodati u laboratorijsku čašu da bi dobili rastvor zadate koncentracije. Izmeriti masu prazne čaše, tarirati vagu i odmeriti izračunatu masu supstance, potom dopuniti destilovanom vodom do zadate mase. Staklenim štapićem promešati dobijeni rastvor.
- Izračunati masu supstance koju treba odmeriti za pripremanje rastvora (molarne koncentracije). Izmeriti potrebnu masu supstance, rastvoriti je u čaši i kvantitativno preneti u odgovarajući normalni sud. Destilovanom vodom dopuniti normalni sud do crte, zatvoriti šlifom i promućkati.
- Izračunati masu saharoze koja je potrebna za pripremanje rastvora zadate koncentracije. Masu izmeriti na automatskoj vagi, rastvoriti u čaši i kvantitativno preneti u normalan sud. Dopuniti destilovanom vodom do crte, zatvoriti šlifom i promućkati.
- Izračunati zapreminu koju treba odmeriti odgovarajućom pipetom. Odmeriti pipetom određenu zapreminu i izliti je u odgovarajući normalan sud. U normalan sud uliti destilovanu vodu do crte, zatvoriti ga šlifom i promućkati.

Izračunati masu bezvodnog CuSO_4 za pripremu rastvora zadate koncentracije, i preračunati na masu $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$. Odmeriti masu $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ u laboratorijskoj čaši i uliti destilovanu vodu izračunate mase.

Pribor i materijal:

1. Automatska tehnička vaga
2. Laboratorijska čaše
3. Stakleni štapić
4. Špric boca
5. Normalni sudovi
6. NaCl
7. Saharoza
8. Pipete
9. Propipete
10. $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$

Rezultati merenja:

1.

Masa supstance:

$$m_s = (\pm) \text{g}$$

Masa destilovane vode:

$$m_{DV} = (\pm) \text{g}$$

Masa rastvora:

$$m_R = m_s + m_{DV} = (\pm) \text{g}$$

Koncentracija rastvora:

2.

Masa supstance:

$$m_s = (\pm) \text{g}$$

Zapremina normalnog suda:

$$V = (\pm) \text{mL}$$

Koncentracija rastvora:

3.

Masa supstance:

$$m_s = (\pm) \text{g}$$

Zapremina normalnog suda:

$$V = (\pm) \text{mL}$$

Koncentracija rastvora:

4.

Zapremina pipete:

$$V = (\pm) \text{ mL}$$

Zapremina normalnog suda:

$$V = (\pm) \text{ mL}$$

Koncentracija rastvora:

5.

Masa supstance (anhidrovane):

$$m_{SA} = (\pm) \text{ g}$$

Masa supstance (hidratisane):

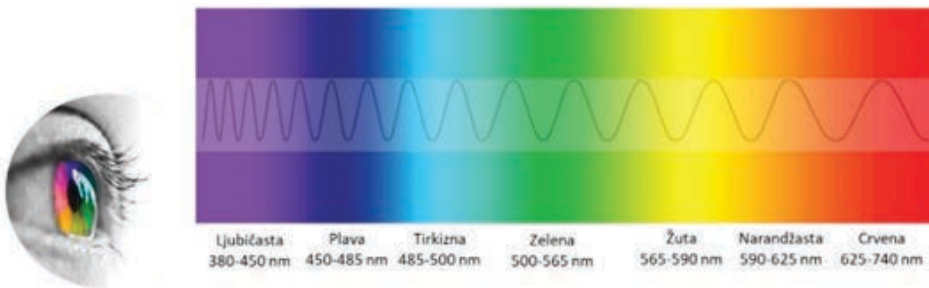
$$m_{SH} = (\pm) \text{ g}$$

Koncentracija rastvora

Vežba br. 4. Određivanje nepoznate koncentracije rastvora spektrofotometrijski

Lamber-Beerov zakon

Boje koje vidimo gledajući različite objekte su posledica sposobnosti jedinjenja da apsorbiraju elektromagnetno zračenje različitih talasnih dužina. Vrsta atoma i način na koji su povezani utiču na to kakvo zračenje (različite energije i talasne dužine) će elektroni u atomima odnosno jedinjenjima apsorbovati. Spektralna oblast obuhvata široko područje, ljudsko oko reaguje na fotone talasnih dužina od 380 do 740 nm. U spektru nisu sadržane sve boje koje ljudsko oko i mozak mogu razlikovati. Primer su nezasićene boje kao što je ružičasta, ili nijanse ljubičaste, jer one nastaju iz mešavine više talasnih dužina. Ako boja sadrži samo jednu talasnu dužinu naziva se spektralnom bojom. Talasne dužine boja date su na *Slici 3.6*.



Slika 3.6. Vidljivi deo elektromagnetnog spektra.

Boje koje opažamo su komplementarne onim koje su apsorbovane (*Slika 3.7*).

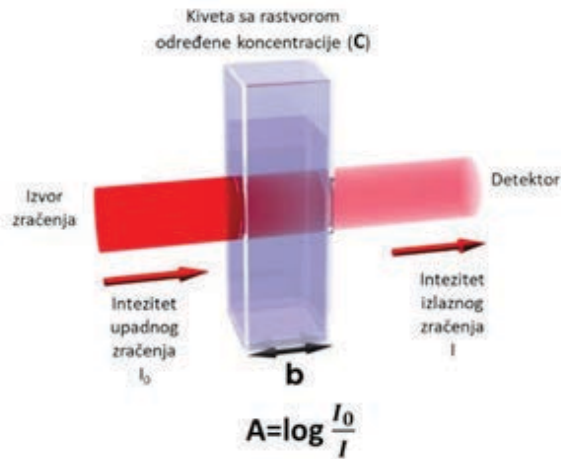
| Apsorbovana boja | Apsorbovana talasna dužina [nm] | Komplementarna boja |
|--|---------------------------------|--|
|  ljubičasta | 380 – 435 |  žuto-zelena |
|  plava | 435 – 480 |  žuta |
|  zeleno-plava | 480 – 490 |  narandžasta |
|  zeleno | 490 – 560 |  crvena |
|  žuto-zelena | 560 – 595 |  purpurna |
|  narandžasta | 595 – 650 |  zeleno-plava |
|  narandžasto-crvena | 650 – 780 |  plavo-zelena |

Slika 3.7. Apsorbovane i komplementarne boje u spektru.

Zakon koji opisuje apsorpciju monohromatske svetlosti u obojenim rastvorima naziva se **Lambert-Beer-ov zakon**. **Prema ovom zakonu apsorbovana količina svetlosti zavisi od: debljine sloja kroz koji je prošla, frekvencije upadnog zračenja i od koncentracije rastvorene obojene supstance (Slika 3.8).** Kada se jedinjenje nalazi u obliku rastvora, tada će količina apsorbovanog zračenja biti eksponencijalno proporcionalna koncentraciji tog jedinjenja. Povećanje koncentracije podrazumeva više elektrona koji mogu da apsorbuju zračenje na specifičnoj talasnoj dužini. Ova veza se najbolje uočava ukoliko se posmatra na talasnoj dužini vidljive svetlosti, na kojoj se se beleži maksimalna apsorbanca.

Ukoliko su poznati dužina optičkog puta (b) odnosno debljina sloja kroz koji zrak prolazi, molarni apsorpcioni koeficijent (a) i apsorbanca (A), prema **Lambert-Beer-ovom zakonu**, moguće je odrediti nepoznatu koncentraciju jedinjenja u rastvoru:

$$A = abc$$



Slika 3.8. Šematski prikaz merenja koristeći **Lambert-Beer-ov**.

Postupak vežbe

Zadatak vežbe

Određivanje nepoznate koncentracije rastvora bakar(II)-sulfata i kalijum-permanganata spektrofotometrijski.

Postupak pri radu

1. Pripremiti 0,5 M rastvor bakar(II)-sulfata (CuSO_4) u normalnom sudu od 50 mL.
2. Snimiti na spektrofotometru apsorpcioni spektar u spektralnoj oblasti od 380 do 740 nm.
3. Odrediti talasnu dužinu λ_{max} , na kojoj je apsorbanca A najveća.
4. Pripremiti od osnovnog rastvora bakar(II)-sulfata razblažene rastvore: $C_1=0,0$ M; $C_2=0,10$ M; $C_3=0,15$ M; $C_4=0,20$ M i $C_5=0,25$ M, u normalnim sudovima od 25 mL.
5. Na određenoj talasnoj dužini λ izmeriti apsorbance svih pet rastvora.
6. Rezultate prikazati tabelarno i nacrtati grafik apsorbance u funkciji od koncentracije, $A=f(C)$.
7. Na istoj talasnoj dužini izmeriti apsorbanču A_x rastvora nepoznate koncentracije C_x .
8. Na dati grafik naneti apsorbanču A_x i sa grafika očitati vrednost nepoznate koncentracije C_x .
9. Isti postupak ponoviti za 0,01 M rastvor kalijum-permanganata (KMnO_4). Rastvor napraviti u normalnom sudu od 100 mL. Od osnovnog rastvora KMnO_4 , pripremiti razblažene rastvore: $C_1=0,002$ M; $C_2=0,004$ M; $C_3=0,006$ M; $C_4=0,008$ M, u normalnim sudovima od 10 mL.

Pribor i materijal

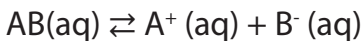
1. Analitička vaga
2. Laboratorijska čaša od 25 mL
3. Pipete (odgovarajuće zapremine)
4. Propipeta
5. Normalni sud od 50 mL
6. Normalni sudovi od 25 mL
7. Destilovana voda
8. Bakar(II)-sulfat
9. Spektrofotometar

Vežba br. 5. Merenje električne provodljivosti elektrolita

Elektroliti

Prilikom rastvaranja nekih supstanci u vodi, one podležu fizičkim ili hemijskim promenama u toku kojih se oslobađaju joni u rastvoru. Supstance koje poseduju ovu osobinu nazivaju se elektroliti. Suprotno, supstance koje ne daju jone kada se rastvaraju u vodi se nazivaju neelektroliti. Ako je fizički ili hemijski proces koji se odvija u rastvoru 100% efikasan tj. svo rastvoreno jedinjenje daje jone, onda je supstanca poznata kao jak elektrolit. Ako samo relativno mali deo rastvorene supstance proizvodi jone, takve supstance se nazivaju slabim elektrolitom.

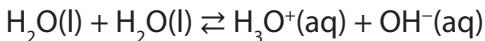
Proces spontanog razlaganja molekula elektrolita (kiselina, baza i soli) u vodenom rastvoru na jone naziva se elektrolitička disocijacija. Proces elektrolitičke disocijacije slabih elektrolita može se prikazati sledećom jednačinom:



Ova reakcija je *reverzibilna*, pa se u jednom momentu uspostavlja *dinamička ravnoteža*. Broj molekula koji u jedinici vremena disosuju na jone se izjednačava sa brojem neutralnih molekula koji nastaju iz jona. Jačine elektrolita se može opisati preko *konstante disocijacije* (ravnotežna konstanta reakcije navedene iznad) i stepena disocijacije, koji se opisuje odnosom broja disosovanih (N) molekula i ukupnog broja molekula unetih u rasvor (N_0):

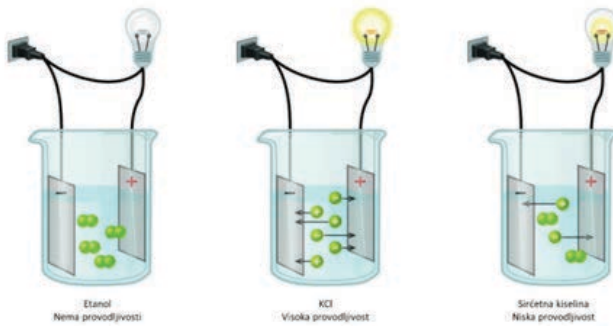
$$\alpha = N/N_0 \times 100\%$$

Čista voda je izuzetno loš provodnik električne energije, jer je vrlo malo jonizovana – samo oko dva od svake milijarde molekula jonizuju na 25°C. Voda jonizuje kada jedan molekul vode preda proton drugom molekulu vode, stvarajući hidronijum i hidroksidne jone:



U nekim slučajevima, rastvori pripremljeni od kovalentnih jedinjenja provode električnu energiju, jer molekuli rastvorene supstance hemijski reaguju sa rastvaračem i proizvode jone. Na primer, čisti hlorovodonik je gas koji se sastoji od kovalentnih molekula HCl. Ovaj gas ne sadrži jone. Međutim, kada rastvorimo hlorovodonik u vodi, rastvor je veoma dobar provodnik. Molekuli vode igraju suštinsku ulogu u formiranju jona: rastvori hlorovodonika u mnogim drugim rastvaračima, kao što je benzen, ne provode električnu energiju i ne sadrže jone.

U jake elektrolite spadaju jake kiseline i baze (HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 , NaOH , KOH), i neorganske soli koje se rastvaraju u vodi. Slabi elektroliti obuhvataju slabe kiseline i baze (H_2S , H_2SO_3 , HNO_2 , CH_3COOH , HF , NH_4OH , HCN , H_2CO_3 , H_3BO_3), i neke soli. Supstance se mogu identifikovati kao jaki i slabi elektroliti ili neelektroliti merenjem električne provodljivosti vodenog rastvora koji sadrži supstancu. Da bi provodila električnu energiju, supstanca mora da sadrži slobodno pokretne, naelektrisane vrste. Rastvori, ako sadrže rastvorene jone, provode električnu energiju, pri čemu se provodljivost raste sa povećanjem koncentracije jona. Primena napona na elektrode uronjene u rastvor omogućava procenu relativne koncentracije rastvorenih jona, bilo kvantitativno, merenjem protoka električne struje, ili kvalitativno, posmatranjem osvetljenosti sijalice uključene u kolo.



Slika 3.9. Primeri provodljivosti rastvora neelektrolita, slabih i jakih elektrolita.

Kod razblaženih rastvora električna provodljivost je proporcionalna koncentraciji elektrolita. U slučaju kada su koncentracije elektrolita velike, električna provodljivost dostiže zasićenje i definišemo ga kao graničnu električnu provodljivost jona.

Kretanje jona u razblaženim rastvorima elektrolita su nezavisna, pa električna provodljivost raste sa koncentracijom elektrolita. Kada povećavamo koncentraciju supstance u rastvoru, srednje rastojanje između anjona i katjona se smanjuje pri čemu se javlja intenzivna međujonska interakcija, koja prouzrokuje saturaciju a potom i smanjenje električne provodljivosti. Sa povećanjem temperature joni imaju veću kinetičku energiju i kreću se kroz elektrolit većim brzinama, što dovodi do povećanja električne provodljivosti.

Merenje električne provodljivosti

Električna otpornost je data sledećim jednačinom:

$$R = \rho l/S,$$

gde ρ predstavlja specifičnu električnu otpornost, l je dužina provodnika, a S predstavlja poprečni presek provodnika. *Električna provodljivost elektrolita* označava se sa κ i predstavlja recipročan odnos specifične električne otpornosti:

$$\kappa = 1/\rho = l/(RS)$$

U međunarodnom sistemu jedinica električna provodljivost rastvora elektrolita se izražava u S/m. Za merenje električne provodljivosti elektrolita koristi se konduktometar.

Postupak vežbe

Zadatak vežbe

Merenje električne provodljivosti elektrolita.

1. Pripremiti 0,1M rastvora: HCl, NaOH, CH₃COOH, i NH₃ u normalnom sudu od 100 mL. Konduktometrom izmeriti električnu provodljivost pripremljenih rastvora.
2. Pripremiti 0,01M rastvora: HCl, NaOH, CH₃COOH, i NH₃ u normalnom sudu od 100 mL. Konduktometrom izmeriti električnu provodljivost pripremljenih rastvora.

Postupak pri radu

Priprema 0,1 M rastvora: izračunati količine supstanci koje treba odmeriti na analitičkoj vagi ili potrebne zapremine supstanci za pripremanje 0,1M rastvora, preneti ih u normalan sud od 100 mL i dopuniti destilovanom vodom do crte. Šlifom zatvoriti normalni sud i promućkati.

Priprema 0,01 M rastvora: od pripremljenih 0,1 M rastvora, razblaživanjem pripremiti 0,01 M rastvora (HCl, NaOH, CH₃COOH, i NH₃) u normalnom sudu od 50 mL. Pipetom preneti izračunate zapremine u normalan sud i dopuniti destilovanom vodom do crte. Šlifom zatvoriti normalni sud i promućkati ga.

Merenje električne provodljivosti 0,1 M rastvora: u laboratorijsku čašu od 25 mL sipati svaki pripremljeni rastvor uroniti sondu konduktometra u rastvor i na displeju očitati brojnu vrednost električne provodljivosti. Rezultate prikazati tabelarno.

Merenje električne provodljivosti 0,01M rastvora: u laboratorijsku čašu od 25 mL sipati svaki pripremljeni rastvor uroniti sondu konduktometra u rastvor i na displeju očitati brojnu vrednost električne provodljivosti. Rezultate prikazati tabelarno.

Pribor i materijal

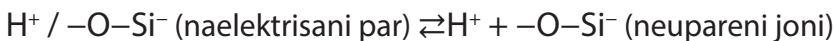
1. Analitička vaga
2. Laboratorijske čaše od 25 mL
3. Pipete (odgovarajuće zapremine)
4. Propipeta
5. Normalni sudovi od 100 mL
6. Normalni sudovi od 50 mL
7. Destilovana voda
8. Supstance (HCl, NaOH, CH₃COOH, i NH₃)
9. Konduktometar

Vežba br. 6. Merenje pH vrednosti

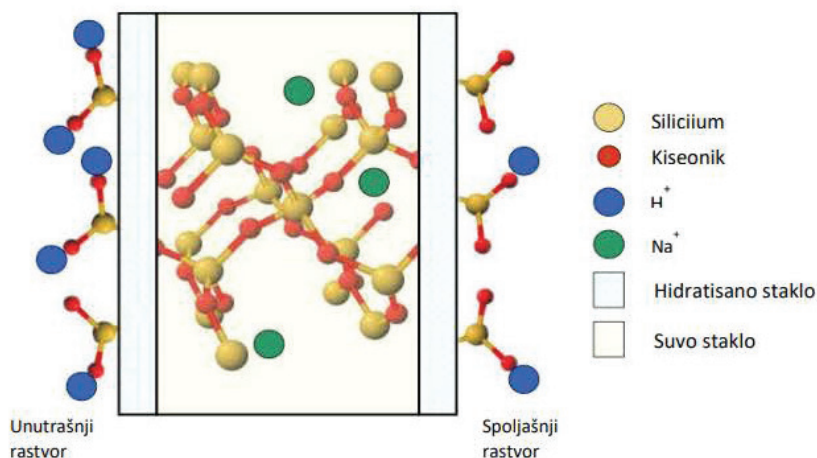
pH elektroda

Staklena pH elektroda je najrasprostranjenija jon-selektivna elektroda. Ova elektroda sadrži tanku staklenu membranu koja reaguje na promene koncentracije/aktivnosti H^+ jona odnosno na promene kiselosti rastvora. Staklene membrane osetljive na promene pH vrednosti, se proizvode od SiO_2 molekula koji grade tetraedarsku mrežu u kojoj atomi kiseonika predstavljaju most između dva atoma silicijuma (slika ispod). Pored toga, staklene membrane sadrže i različite količine drugih metalnih oksida, poput Na_2O i CaO . Atomski kiseonik unutar rešetke koji nisu vezani za dva atoma silicijuma su negativno naelektrisani i sa njima katjoni mogu da grade jonske parove. Na ovaj način, joni (prvenstveno Na^+) mogu polako difunduju kroz kristalnu rešetku, krećući se od jednog naelektrisanog para do drugog. Ovo kretanje katjona unutar stakla omogućava merenje potencijala preko njega.

Ako se staklo ovog tipa uroni u vodeni rastvor koji sadrži H^+ jone, površina stakla u kontaktu sa rastvorom postaje hidratizovana, jer molekuli vode dolaze u kontakt sa spoljašnjim delovima kristalne rešetke koja je gradi staklenu membranu. Na ovaj način, dolazi do „bubrenja“ stakla dok njegova „unutrašnost“ ostaje suva. Neki od metalnih jona unutar kristalne rešetke stakla, koja je blizu granice rastvor/staklena membrana mogu da difunduju u rastvor, a neki H^+ joni iz rastvora mogu da grade naelektrisani par sa kiseonikom na površini stakla. Na ovaj način se uspostavlja ravnoteža izmene jona između fiksnih negativno naelektrisanih mesta na površini stakla i H^+ jona (Slika 3.10). Sa povećanjem koncentracije H^+ jona u rastvoru, formira sve veći broj parova sa H^+ . Ova ravnoteža se može predstaviti sledećim izrazom:



Kako bi funkcionisao kao pH senzor, sloj stakla koji je osetljiv na promene pH vrednosti se postavlja između dva rastvora koji sadrže H^+ jone. Pošto samo staklo najbliže rastvoru postaje hidratizovano, uspostavljaju se dve pojedinačne ravnoteže sa obe strane stakla, koje zavise od odgovarajuće H^+ aktivnosti.

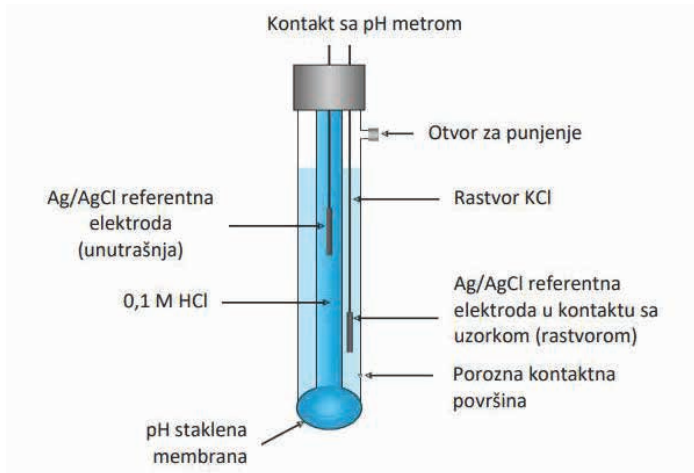


Slika 3.10. Šematski prikaz razmene jona na pH elektrodi.

Razlika u aktivnostima H⁺ jona na obe strane staklene membrane dovodi do razlike u broju jonskih parova koji postoje i do neravnoteže u površinskom naelektrisanju između hidratizanih slojeva. Ovo dovodi do pojave membranskog potencijala (E) koji zavisi od pH vrednosti (koncentracije H⁺ jona), i koji se može opisati prema *Nernst-ovoj* jednačini:

$$E_{\text{membrane}} = E_{\text{unutra}} - E_{\text{spolja}} = 0,059 \log ([\text{H}^+]_{\text{spolja}}/[\text{H}^+]_{\text{unutra}})$$

Najčešće, pH elektrode su kombinovanog dizajna, u kojem su staklena membrana i neophodne referentne elektrode ugrađene u isto telo elektrode. Slika tipične kombinovane pH elektrode je prikazana ispod. U ovom dizajnu, unutrašnji rastvor za punjenje koji dolazi u kontakt sa staklenom membranom sadrži fiksnu koncentraciju H⁺ jona. Tipično, referentna elektroda Ag/AgCl je u kontaktu sa ovim unutrašnjim rastvorom, a rastvor sadrži 0,1 M rastvor HCl zasićenog sa AgCl. Druga Ag/AgCl referentna elektroda se nalazi unutar odeljka za rastvor koji okružuje unutrašnji odeljak za rastvor. Ovaj rastvor je u kontaktu sa spoljašnjim rastvorom nepoznate H⁺ aktivnosti kroz poroznu membranu elektrode.



Slika 3.11. Prikaz staklene elektrode.

Postupak vežbe

Zadatak vežbe

Izračunavanje i merenje pH vrednosti.

1. Pripremiti 0,1 M rastvori: HCl, NaOH, CH_3COOH , NH_3 u normalnom sudu od 100 mL. Pomoću pH-metra izmeriti pH vrednosti.
2. Pripremiti 0,01 M rastvori: HCl, NaOH, CH_3COOH , NH_3 u normalnom sudu od 100 mL. Pomoću pH-metra izmeriti pH vrednosti.

Postupak pri radu

Priprema 0,1 M rastvora: izračunati količine supstanci koje treba odmeriti na analitičkoj vagi ili potrebne zapremine supstanci za pripremanje 0,1 M rastvora, preneti ih u normalan sud od 100 mL i dopuniti destilovanom vodom do crte. Šlifom zatvoriti normalni sud i promućkati.

Priprema 0,01 M rastvora: od pripremljenih 0,1 M rastvora, razblaživanjem pripremiti 0,01 M rastvori (HCl, NaOH, CH_3COOH , NH_3) u normalnom sudu od 50 mL. Pipetom preneti izračunate zapremine u normalan sud i dopuniti destilovanom vodom do crte. Šlifom zatvoriti normalni sud i promućkati ga.

Merenje pH vrednosti 0,1 M rastvora: u laboratorijsku čašu od 25 mL sipati svaki pripremljeni rastvor i pH-metrom izmeriti pH vrednost. Merenje pH vrednosti 0,01 M rastvora: u laboratorijsku čašu od 25 mL sipati svaki pripremljeni rastvor i pH-metrom izmeriti pH vrednost.

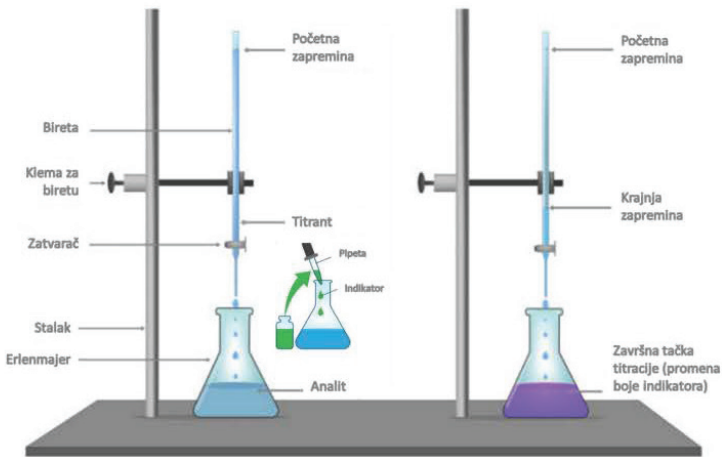
Pribor i materijal

1. Analitička vaga
2. Laboratorijske čaše od 25 mL
3. Pipete (odgovarajuće zapremine)
4. Propipeta
5. Normalni sudovi od 100 mL
6. Normalni sudovi od 50 mL
7. Destilovana voda
8. Supstance (HCl, NaOH, CH₃COOH, NH₃)
9. pH-metar

Vežba br. 7. Volumetrija. Potenciometrijska titracija

Volumetrija

Volumetrijske metode predstavljaju analitičke metode kvantitativne hemijske analize koje se zasnivaju na merenju zapremine. Izvode se brzo i jednostavno, uz korišćenje jednostavnog laboratorijskog pribora/posuđa (Slika 3.12.) i njihovom primenom može da se odredi veliki broj supstanci u širokom opsegu koncentracija.



Slika 3.12. Aparatura za titraciju.

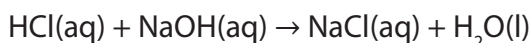
Za određivanje nepoznate koncentracije kiseline ili baze, u laboratoriji se mogu primeniti volumetrijske metode poznate kao titracija. **Titracija podrazumeva da se rastvoru supstance nepoznate koncentracije dodaje rastvor reagensa poznate koncentracije sve dok određivana supstanca potpuno ne izreaguje sa reagensom.** Na osnovu zapremine utrošenog reagensa i njegove poznate koncentracije izračunava se količina tražene supstance. Reagens koji se dodaje i kojim se vrši titracija naziva se **titraciono sredstvo** ili **titrant**, a supstanca koja se određuje je titrovana supstanca ili titrand.

Da bi se smatrala pogodnom za praćenje volumetrijskim metodama, hemijska reakcija mora da:

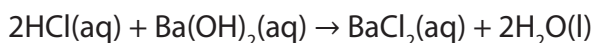
- bude brza,
- ima visoku vrednost konstante ravnoteže, i
- ima tačno definisan stehiometrijski odnos.

Trenutak kada je se titracionoj supstanci doda stehiometrijski ekvivalentna količina titracionog sredstva prema hemijskoj jednačini reakcije naziva se ekvivalentna tačka titracije. Ekvivalentna tačka titracije treba da bude eksperimentalno vidljiva, a u idealnim uslovima se poklapa sa završnom tačkom titracije. Završna tačka titracije je trenutak kada se opaža fizička promena u rastvoru; npr. promena boje ili pojava taloga.

U reakciji neutralizacije hlorovodonične kiseline (HCl) natrijum hidroksidom (NaOH), odnos molova kiseline prema bazi, iznosi 1:1:



Iz molskog odnosa proizilazi da će jedan mol HCl biti potpuno neutralisan jednim molom NaOH. Ukoliko se NaOH zameni barijum hidroksidom (Ba(OH)_2), odnos molova kiseline prema bazi biće 2:1:



Iz molskog odnosa proizilazi da će dva mola HCl biti potpuno neutralisana jednim molom Ba(OH)_2 . Molski odnos ukazuje na to da je broj molova vodoničnih jona (H^+) koji potiču iz kiseline jednak broju hidroksilnih jona (OH^-) koji potiču iz baze. U reakcijama neutralizacije, trenutak u kom se broj molova H^+ jona izjednači sa brojem molova OH^- jona, predstavlja ekvivalentnu tačku titracije.

Primer titrimetrijskog izračunavanja nepoznate koncentracije (kiselinsko-bazne titracije)

Molarnost rastvora (M) predstavlja količnik broja molova rastvorene supstance i zapremine rastvora (V), pa je broj molova rastvorene supstance:

$$n_{rs} = M \times V$$

$$M_K \times V_K = M_B \times V_B$$

gde K označava kiselinu, a B bazu, koje se koriste u titraciji.

Ako se vrši titracija 15 mL HCl nepoznate koncentracije rastvorom 0.500 M NaOH, potroši se 20,70 mL NaOH, koncentracija HCl se može izračunati prema:

$$M_K = M_B \times V_B / V_K$$

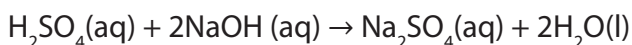
$$M_K = 0,5 \text{ M} \times 20,70 \text{ mL} / 15 \text{ mL}$$

$$M_K = 0,690 \text{ M}$$

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Što je koncentracija kiseline veća u poređenju sa bazom, manja zapremina kiseline će biti potrebna da se dostigne ekvivalentna tačka. Prikazan primer važi za reakcije neutralizacije u kojima je molski odnos kiseline i baze 1:1.

Sledeći primer prikazuje reakciju neutralizacije sumporne kiseline (H_2SO_4) natrijum hidroksidom (NaOH):



Izračunati koncentraciju H_2SO_4 ako je za neutralizaciju 26,60 mL kiseline neophodno 32,20 mL NaOH koncentracije 0,250 M.

$$\text{mol NaOH} = M \times V = 0,250 \text{ M} \times 0,03220 \text{ L} = 8,05 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

$$8,05 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH} \times 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 2 \text{ mol NaOH} = 4,03 \times 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

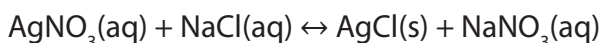
$$\text{MK} = 4,03 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,02660 \text{ L}$$

$$\text{MK} = 0,151 \text{ M}$$

Podela volumetrijskih metoda

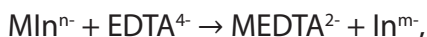
U zavisnosti od vrste hemijske reakcije na kojoj se zasnivaju, volumetrijske metode se dele na:

1. kiselinsko-bazne (kiselinsko-bazne reakcije date u primerima iznad);
2. taložne (reakcije taloženja)



Primena: određivanje hlorida u vodi metodom po Moru (kao indikator se koristi K_2CrO_4 i prati se pojava crvenkasto-braon taloga Ag_2CrO_4)

3. kompleksometrijske (reakcije građenja kompleksa)



gde je M metal, In indikator, a EDTA kompleksirajuće sredstvo (etilen diamin tetra sirćetnaiselina).

Primena: određivanje tvrdoće vode

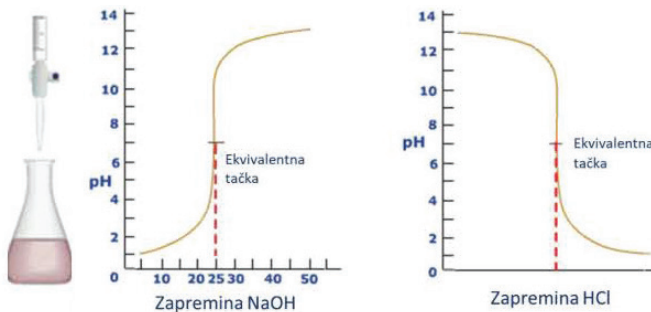
4. redoks (reakcije oksido-redukcije)



Primena: određivanje kiseonika u vodi (uz skrob kao indikator i natrijum-tiosulfat, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)

Titracione krive

Titracione krive se koriste za praćenje promene koncentracije reaktanata u toku reakcije. Na x-osu se nanosi zapremina dodatog reagensa, dok se na y-osu nanosi vrednost neke veličine koja se linearno menja sa promenom koncentracije reagujućih supstanci u rastvoru (može i logaritamska skala). Ova veličina može pored koncentracije da bude i elektroprovodljivost, apsorbanca, pH, itd. Nakon tačke ekvivalencije, titracione krive menjanju smer, pa se završna tačka titracije nalazi u preseku pravaca pre i nakon tačke ekvivalencije. Na *Slici 3.13.* data su dva primera titracionih krivih; slika levo predstavlja krivu titracije jake kiseline (HCl) jakim bazom (NaOH), a slika desno predstavlja krivu titracije jake baze (NaOH) jakim kiselinom (HCl).



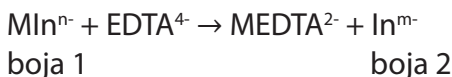
Slika 3.13. Primeri titracionih krivih.

Standardni rastvori

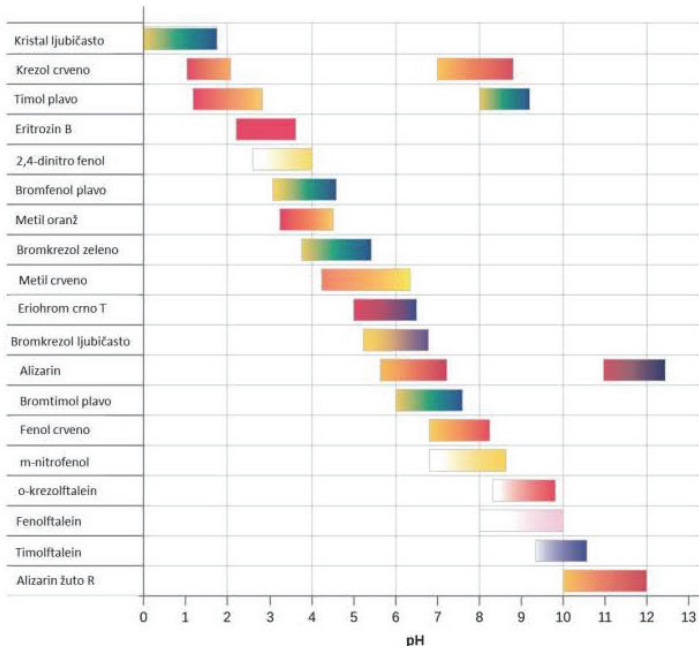
Standardni rastvori su reagensi tačno poznate koncentracije koji se koriste u volumetrijskim titracijama. Koncentracija standardnog rastvora se može odrediti na dva načina. Prvi podrazumeva pravljenje primarnog standarda; na analitičkoj vagi se precizno odmerava potrebna količina čiste supstance koja se potom rastvara i razblažuje do tačno poznate zapremine u normalnom sudu. Drugi način podrazumeva pripremu rastvora približno poznate koncentracije, a tačna koncentracija ovakvih rastvora se određuje titracijom primarnom standardnom supstancom. Ovakvi rastvori se nazivaju sekundarni standardi. Koncentracija „idealnog“ standardnog rastvora se ne menja mesecima (polazne supstance se ne raspadaju, ne isparavaju, nisu higroskopne, ne reaguju sa CO₂ iz vazduha, itd.) ako se čuva u odgovarajućim i dobro zatvorenim bocama.

Indikatori

Indikatori predstavljaju sredstva koja se dodaju u rastvor koji se titruje i promenom neke svoje osobine (najčešće promenom boje) ukazuju na završnu tačku titracije odnosno promenu pH vrednosti. Indikatori reaguju sa jednim od reaktanata reakcije koja se prati titracijom. Kao vizuelna indikacija kraja titracije, osim promene boje, može da se prati i pojava taloga, nestajanje taloga, pojava fluorescencije, itd.



Razlikuju se jednobojni i dvobojni indikatori. Da bi se neka supstanca koristila kao indikator treba da boji rastvor u reakcijama sa supstancama koje su prisutne u vrlo niskim koncentracijama (10^{-4} – 10^{-5} mol L⁻¹), a ravnoteža između dva indikatorska oblika mora da se uspostavi brzo. Intervali promene boje indikatora u zavisnosti od pH vrednosti prikazani su na *Slici 3.14*.



Slika 3.14. pH interval promene boje nekih indikatora.

Postupak vežbe

Zadatak vežbe

Pripremiti 0,1 M rastvore: HCl i NaOH u normalnom sudu od 100 mL. Sprovesti titraciju uz kiselinsko-bazni indikator, a potom uz pH-metar.

Postupak pri radu

Priprema 0,1 M rastvora: izračunati količine supstanci koje treba odmeriti na analitičkoj vagi ili potrebne zapremine supstanci za pripremanje 0,1M rastvora, preneti ih u normalan sud od 100 mL i dopuniti destilovanom vodom do crte. Šlifom zatvoriti normalni sud i promućkati.

Titracija uz kiselinsko-bazni indikator: Od polaznog 0,1 M rastvora NaOH, napraviti proizvoljno razblažen rastvor NaOH nepoznate koncentracije u normalnom sudu od 25 mL. Pipetom odmeriti 10 mL ovog rastvora i preneti u erlenmajer zapremine od 200 do 300 mL. U erlenmajer dodati i 2-3 kapi indikatora metil-oranž. U zatvorenu biretu sipati 0,1 M rastvor HCl do nule.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Titraciju započeti otvaranjem slavine na bireti, i namestiti da iz nje rastvor ističe u erlenmajer kap po kap. U toku titracije levu ruku držati na slavini da bi se kontrolisala brzina isticanja rastvora iz birete i na vreme zaustavila titracija, a desnom rukom držati erlenmajer i mešati kružnim pokretima. Važno je da od početka titracije svaka kap koja izađe iz birete upadne u erlenmajer, da ne bi bilo gubitaka koji će dovesti do greške. Rastvor HCl dodavati sve dok se boja indikatora ne promeni iz žute u crvenu. Nakon toga pažljivo očitati na bireti zapreminu utrošenog titracionog sredstva. Titraciju ponoviti tri puta. Izračunati nepoznatu koncentraciju polaznog rastvora NaOH nakon svake titracije. Kao krajnji rezultat uzeti srednju vrednost, a sve rezultate prikazati tabelarno i grafički.

Titracija uz pH-metar: Od polaznog 0,1 M rastvora HCl, napraviti proizvoljno razblažen rastvor HCl nepoznate koncentracije u normalnom sudu od 25 mL. Pipetom odmeriti 5 mL ovog rastvora i preneti u erlenmajer zapremine od 200 do 300 mL. Erlenmajer postaviti na magnetnu mešalicu i u njega uroniti elektrodu pHmetra tako da bude pokrivena rastvorom. Voditi računa da magnet ne udara u staklenu elektrodu. Zabeležiti pH vrednost polaznog rastvora. U zatvorenu biretu sipati 0,1 M rastvor NaOH do nule. Titraciju započeti otvaranjem slavine na bireti. Dodavati po 0,2 mL NaOH i nakon svakoga dodatka beležiti pH vrednost. Nakon naglog skoka pH vrednosti, dodati još nekoliko alikvota NaOH i prekinuti titraciju. Nacrtati titracionu krivu i odrediti završnu tačku titracija. Izračunati nepoznatu koncentraciju polaznog rastvora NaOH.

Pribor i materijal

1. Analitička vaga
2. Erlenmajeri (odgovarajuće zapremine)
3. Pipete (odgovarajuće zapremine)
4. Propipeta
5. Birete (odgovarajuće zapremine)
6. Destilovana voda
7. Stalak
8. Kleme
9. Magnetna mešalica
10. pH metar
11. Supstance

Vežba br. 8. Hemijska ravnoteža. *LeChatelier*-ov princip

Zadatak vežbe

Pratiti ravnotežu u sledećim reakcijama:

1. $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
2. $2\text{CrO}_2^{-4}(\text{aq})$ (žuta boja) + $2\text{H}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}(\text{aq})$ (narandžasta boja) + $\text{H}_2\text{O(l)}$
3. $\text{NH}_3(\text{aq})$ (bezbojno) + $\text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ (pink boja)
4. $\text{Fe}^{+3}(\text{aq})$ (bledo žuta) + $\text{SCN}^-(\text{aq})$ (bezbojno) $\rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})^{+2}(\text{aq})$ (tamno crvena)
5. $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl(s)} (\text{talog}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$

Postupak pri radu

Reakcija 1: Sipati 3 mL zasićenog rastvora NaCl u epruvetu. Pažljivo dodavati kap po kap koncentrovane 12 M HCl sve dok se ne primeti vidljiva promena

Reakcija 2: Sipati 3 mL 0,1 M K_2CrO_4 u epruvetu. Dodati istu količinu 6 M HNO_3 u ovaj rastvor. Zabeležiti opažanja. Potom dodati 10% NaOH u kapima dok se ne vrati početna boja.

Reakcija 3: Pripremiti rastvor amonijaka. Dodati 4 kapi koncentrovanog 15 M NH_3 i 3 kapi fenolftaleina u čašu zapremine 150 mL, a potom i 150 mL vode. Dodati 3 mL ovog rastvora u epruvetu, a potom i manju količinu čvrstog NH_4Cl .

Reakcija 4: Pripremiti rastvor gvožđe(III)-tiocijanata. Dodati 1 mL 0,1 M FeCl_3 i 1 mL 0,1 M KSCN u čašu zapremine 150 mL. Po 3 mL ovako pripremljenog rastvora sipati u 4 epruvete. Prvu epruvetu koristiti kao kontrolnu. U drugu epruvetu dodati 1 mL 0,1 M FeCl_3 . U treću dodati 1 mL 0,1 M KSCN, a u treću 0,1 M AgNO_3 .

Reakcija 5: Sipati 3 mL 0,5 M AgNO_3 u epruvetu. Dodati 3 mL 0,5 M NaCl i pratiti promenu.

Pribor i materijal

1. Epruvete
2. Držać za epruvete
3. Čaše ili erlenmajeri
4. Menzura
5. Špatula
6. Destilovana voda
7. Supstance

Vežba br. 9. Oksido-redukcija. Hemijska kinetika

Zadatak vežbe

Pratiti redukciju KMnO_4 u prisustvu saharoze, kroz promenu boje rastvora usled prisustva različitih oblika Mn jona. Očekivane promene su prikazane ispod:

| Korak | Reakcija |
|-----------------|---|
| Prva redukcija | $\text{MnO}_4^- + e^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$ |
| Druga redukcija | $\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + e^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ |
| Oksidacija | $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_6 + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^-$ |

| Hemijski oblik | Boja | Formula |
|-----------------|------------|---------------------|
| Permanganat | ljubičasta | MnO_4^- |
| Manganat | zelena | MnO_4^{2-} |
| Mangan(IV)oksid | žuta | MnO_2 |

Postupak pri radu

Rastvor 1: Rastvoriti 2 mg KMnO_4 u 500 mL destilovane vode. Koristiti normalni sud za pravljenje rastvora. Rastvor je ljubičaste boje.

Rastvor 2: Rastvoriti 6 g saharoze i 10 g NaOH u 750 mL destilovane vode. Reakcija između NaOH i vode je egzotermna, pa će se prilikom mešanja osloboditi toplota. Rastvor je bezbojan.

Rastvor 3: Rastvoriti 12 g saharoze i 20 g NaOH u 750 mL destilovane vode. Reakcija između NaOH i vode je egzotermna, pa će se prilikom mešanja osloboditi toplota. Rastvor je bezbojan.

Rastvor 4: Pomešati 150 mL rastvora 1 i 2. Pratiti promenu boje. Štopericom meriti vreme proteklo od promene jedne boje do druge i zapisati.

Reakcija 5: Pomešati 150 mL rastvora 1 i 3. Pratiti promenu boje. Štopericom meriti vreme proteklo od promene jedne boje do druge i zapisati.

Pribor i materijal

1. Normalni sudovi
2. Čaše
3. Menzure
4. Špatula
5. Destilovana voda
6. Štoperica
7. Supstance

Vežba br. 10: Uzorkovanje i analiza parametera kvaliteta voda

Uzorkovanje

Prilikom analize vode uvek je bolje analizirati više pojedinačnih uzoraka (sa različitih mesta, u različitim vremenskim intervalima i sl.), nego kompozitni uzorak. Voda se puni u čiste boce od stakla ili polietilena, koje su pre punjenja isprane dva-tri puta vodom koja se uzorkuje. Da bi se izbegla zabuna, sve boce se obeležavaju - natpis o vrsti vode, mestu i vremenu uzorkovanja, temperaturi vode i temperaturi vazduha. Uzorak vode se uzima od 1 do 2 L zapremine, kako bi imali dovoljnu količinu vode za različite vrste analiza koje je neophodno uraditi.

Postupak uzorkovanja

- Ukoliko se analizira voda iz vodovoda ili sa pumpe, uzorkovanje se vrši stavljanjem boce pod mlaz vode, nakon što je isticala 10 minuta;
- Voda sa izvora se uzorkuje stavljanjem boce pod mlaz;
- Vodu iz bunarskih pumpi treba pumpati oko 15 minuta pre uzimanja uzorka, ali ne suviše jako da se ne bi zamutila;
- Iz površinskih voda (reka, potoka i sl.) voda se uzorkuje na približno 15 cm ispod površine i na sredini toka čime se izbegava prljanje vode muljem i nečistoćama koje plivaju po površini i u priobalju (sastav vode zavisi od mesta uzorkovanja, pa je sredina tok najbolje mesto).

Najbolje je da vreme proteklo od uzorkovanja do analize vode bude što kraće. Preporuka je čak da se neke analize vode urade na licu mesta (pH, temperatura, rastvoreni gasovi i sl.). Stajanjem vode, sadržaj nekih katjona se može promeniti usled adsorpcije i jonske izmene na zidovima suda, pa je uobičajeni postupak da se uzorci konzerviraju dodatkom koncentrovane kiseline HCl ili HNO_3 , pH=3,5. Takođe, aktivnost mikroorganizama pri stajanju može dovesti do promene sadržaja nitratnih i nitritnih jona, a neke supstance se mogu istaložiti, npr. feroli mangan-karbonat.

Određivanje suspendovanih materija

Osušiti filter papir 45 minuta u sušnici na 105°C, preneti u eksikator i posle 30 minuta izmeriti masu na analitičkoj vagi (m_1). Odmeriti 300 cm³ (V_p) vode i procediti kroz filter papir. Filter papir ponovo osušiti 45 minuta u sušnici na 105°C, preneti u eksikator i posle 30 minuta izmeriti masu na analitičkoj vagi (m_2). Šematski prikaz postupka je dat na *Slici 3.15*.

Proračun

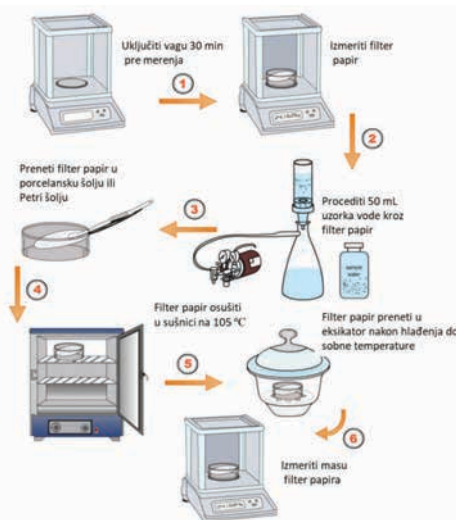
Sadržaj suspendovanih materija (mg dm⁻³) = $m_1 - m_2 / V_p \times 1000$

Određivanje sadržaja suvog ostatka filtrirane vode

Osušiti porcelansku šolju ili staklenu čašu 45 minuta u sušnici na 180°C, preneti u eksikator i posle 30 minuta izmeriti masu na analitičkoj vagi (m_1). U porcelanskoj šolji ili čaši upariti 300 cm³ (V_p) vode na temperaturi nižoj od tačke ključanja vode. Porcelansku šolju (čašu) ponovo osušiti 45 minuta u sušnici na 180°C, preneti u eksikator i posle 30 minuta izmeriti masu na analitičkoj vagi (m_2). Šematski prikaz postupka je dat na *Slici 3.16*.

Proračun

Suvi ostatak (mg dm⁻³) = $m_1 - m_2 / V_p \times 1000$



Slika 3.15. Koraci koji se sprovode prilikom određivanja suspendovanih materija u vodi.

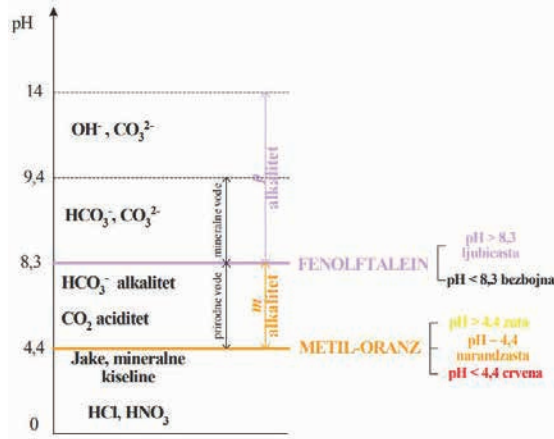
Određivanje alkaliteta vode

Postupak pri radu

Odmeriti u erlenmajere 2 probe od 100 cm^3 vode (V_p), dodati na vrh noža metil-oranž i titrovati standardnim rastvorom HCl (0,1 M; koncentrovana HCl=12,1 M) do promene boje u narandžastu. Alkalitet vode prema različitim indikatorima dat je na Slici 3.19.

Proračun: alkalitet ($\text{mg CaCO}_3 \text{ dm}^{-3}$) = $(V_{\text{HCl}} \times C_{\text{HCl}} \times 1000 \times 50) / V_p$

Napomena: 50 jer 1 mol CaCO_3 troši 2 mola HCl, a $M_r \text{ CaCO}_3$ je 100 g mol^{-1}



Slika 3.19. Alkalitet vode prema različitim indikatorima.

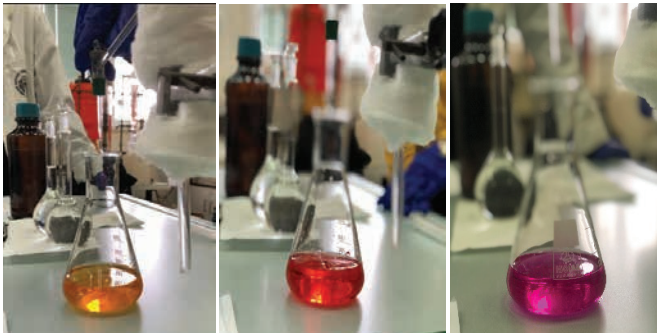
Određivanje alkaliteta vode

Postupak pri radu

Odmeriti u erlenmajere 2 probe od 100 cm³ vode (V_p), dodati na vrh noža fenolftalein i titrovati standardnim rastvorom NaOH (0,1 M) do pojave crvenoljubičaste boje.

Proračun: aciditet (mg CaCO₃ dm⁻³) = $(V_{\text{NaOH}} \times C_{\text{NaOH}} \times 1000 \times 50) / V_p$

Napomena: 50 jer 1 mol CaCO₃ troši 2 mola HCl, a Mr CaCO₃ je 100 g mol⁻¹



Slika 3.20. Postupak određivanja alkaliteta i aciditeta vode.

Određivanje hlorida po Mohr-u

Jedinjenja hlora se nalaze u svim prirodnim i otpadnim vodama u obliku soli (hlorida) natrijuma, kalijuma i magnezijuma. Često se njihovo prisustvo koristi kao *hemijski indikator zagađenja*. Najviše hlorida ima u okeanima i njihova koncentracija hlorida u morskoj vodi je oko 19 g L⁻¹. Klasične analitičke metode za određivanje hlorida su: titracija po *Mohr-u* i volumetrijska metoda sa živa(II) nitratom, a instrumentalne, savremenije, metode obuhvataju: tečnu i jonsku hromatografiju, i kolorimetrijske metode.

Postupak: Odmeriti u erlenmajere 2 probe od 10 cm³ vode (V_p), dodati 1 mL indikatora K₂CrO₄ i titrovati standardnim rastvorom AgNO₃ (0,1 M) do pojave crvenkastog taloga srebro-hromata.

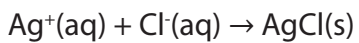
Napomena: Indikator napraviti rastvaranjem 1 g K₂CrO₄ u 20 mL vode.



Slika 3.20. Postupak određivanja hlorida po Moru.

Proračun:

$$n(\text{AgNO}_3) = C(\text{AgNO}_3) \times V_{\text{utrošeno za titraciju}}(\text{AgNO}_3)$$



1 mol Ca^{2+} ili Mg^{2+} reaguje sa 1 molom EDTA

$$C(\text{jona}) = n \times V_{\text{probe}}$$

Vežba br. 11: Određivanje fizičko-hemijskih osobina zemljišta

Određivanje fizičkih osobina zemljišta

Degradacijom stenskog materijala nastaje rastresita masa litosfere koja se pod uticajem organizama, pre svega biljaka, pretvara u zemljište. Zemljište se sastoji od čvrste (minerali i organska materija), tečne i gasovite faze. Sva zemljišta predstavljaju polidisperznu sredinu, jer sadrže čestice različitog prečnika čija se veličina meri centimetrima i milimetrima, i koloidne čestice, koje su dimenzija približnih veličinama molekula.

Određivanje mehaničkog sastava zemljišta

Najsitnija čestica zemljišta koja se pod dejstvom blagih sila ne može deliti, odnosno usitnjavati naziva se mehanički element ili primarna čestica. Mehanički sastav je kvantitativno učešće čestica različitih veličina koje se grupišu u mehaničke frakcije sa граниčnim vrednostima dimenzija. Od mehaničkog sastava zavisi vodni, vazdušni i toplotni režim zemljišta, a od karakteristika navedenih režima zavise biogena i hemijska svojstva zemljišta. Mehanička analiza nema za cilj da izdvoji svaku primarnu česticu već nastoji da ih razvrsta u mehaničke frakcije (Tabela 3.2).

Tabela 3.2. Međunarodna klasifikacija mehaničkih frakcija zemljišta po Atterberg-u.

| Frakcija | Veličina čestice | (mm) |
|--------------|------------------|--------------|
| Skelet | Kamen | >20 |
| | Šljunak | 20 – 2,0 |
| Sitna zemlja | Krupni pesak | 2,0 – 0,2 |
| | Sitni pesak | 0,2 – 0,02 |
| | Prah | 0,02 – 0,002 |
| | Glina | <0,002 |

Metoda prosejavanja pomoću sita

Postupak pri radu

U procesu odvajanja različitih mehaničkih frakcija zemljišta, koristi se kolona sita čiji su otvori različitih prečnika. Ovo je najgrublja metoda određivanja mehaničkog sastava zemljišta, a osim nje koristi se je još i metoda sedimentacije.

Od prethodno uzorkovane količine zemljišta odmeriti određenu masu zemljišta, uobičajeno 500 g ili manje (ovu masu označiti sa M). Ukoliko u uzorku postoje strukturni agregati razbiti ih gumenim čekićem. U međuvremenu pripremiti kolonu sa sitima različitog otvora. Sita postaviti jedno iznad drugog tako da na vrhu kolone bude sito sa najvećim otvorima, a ispod njih sa manjim. Ispod poslednjeg sita postaviti posudu u koju se sakuplja uzorak čije su elementarne čestice manje od 0,63 mm.

Pre početka analize potrebno je izmeriti svako od sita i posudu u koju se sakuplja najsitnija frakcija (na vagi koja ima odgovarajući opseg i preciznost). Uzorak postaviti u prvo sito, i prekriti poklopcem, i podesiti vreme prosejavanja na 10 do 15 minuta. Nakon tog vremena skinuti sito i izmeriti masu sita i frakcije koja se zadržala u njemu. Masa svake frakcije dobija se kada se od ukupne mase sita sa frakcijom oduzme masa praznog sita:

$$M_f = M_{sf} - M_s$$

gde je M_f masa frakcije (g); M_{sf} masa sita sa frakcijom (g) i M_s masa praznog sita (g).

Učešće frakcije u zemljišnom uzorku izražava se u procentima i izračunava na osnovu proporcije:

$$M_f : X = M : 100$$

$$X = (M_f \times 100) / M,$$

gde je X udeo frakcije u masi suvog zemljišta izražen u procentima.

Hemijske osobine zemljišta

Određivanje pH vrednosti zemljišta

Među najvažnije izvore vodoničnih jona (H^+ jona) u zemljištu ubraja se ugljena kiselina H_2CO_3 , koja u velikim količinama dospeva u zemljište putem precipitacije atmosferskih voda. U zemljištu se, pri transformaciji raznih organskih i mineralnih jedinjenja, kao i nekih unetih đubriva, obrazuje i izvesna količina jakih mineralnih kiselina: azotna, sumporna i fosforna (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4). **Kiselost zemljišta direktno utiče na mobilnost hranljivih elemenata, odnosno uslovljava njihovu pristupačnost za biljke, ali isto tako utiče na uspevanje pojedinih biljnih vrsta.** Tako, na primer, rastvorljivost gvožđa i mangana se naglo smanjuje pri pH vrednosti većoj od 8, rastvorljivost fosfata magnezijuma i kalcijuma u alkalnoj sredini se smanjuje, a zakiseljavanjem se povećavaju.

Vrednosti pH merene u vodi predstavljaju aktivnu kiselost zemljišta, a merene u 1M KCl potencijalnu supstitucionu kiselost (Tabela 3.3.), koja je značajna za upotrebu mineralnih đubriva, jer pokazuje koliko može da se poveća aktivna kiselost zemljišta pri upotrebi đubriva u obliku neutralnih soli. Reakcija zemljišta utiče na intenzitet mikrobiološke aktivnosti, rastvaranje zemljišnih minerala, usvajanje hranljivih materija od strane biljaka i drugo.

Merenje pH vrednosti

Postupak pri radu

Odmeriti po oko 5 g (± 1 mL) uzorka zemljišta u dve plastične kivete. Preliti odmerene uzorke sa oko 25 ml toplog rastvora 1M KCl i 25 mL tople destilovane vode. Rastvor KCl pripremiti rastvaranjem 58 g čvrstog KCl u destilovanoj vodi u normalnom sudu od 1 L. Promešati uzorke staklenim štapićem i ostaviti da stoji 20 minuta. Nakon toga izmeriti pH vrednost pH-metrom koji je prethodno kalibrisan.

Tabela 3.3. Klasifikacija zemljišta prema pH vrednosti

| Klasa zemljišta | pH vrednost (H_2O) | pH vrednost (1M KCl) |
|------------------|------------------------|----------------------|
| Ekstremno kiselo | <4,6 | <2,5 |
| Jako kiselo | 4,7–5,2 | 2,6–4,5 |
| Kiselo | 5,3–5,8 | 4,6–5,5 |
| Slabo kiselo | 5,9–6,7 | 5,6–6,5 |
| Neutralno | 6,8–7,2 | 6,6–7,5 |
| Slabo alkalno | 7,3–7,6 | 7,6–8,5 |
| Alkalno | >7,6 | >8,5 |

Priprema uzoraka i određivanje mikroelemenata u zemljištu

Prethodno prosejan uzorak zemljišta (2 mm) usitniti u avanu i izmeriti tačnu masu (oko 2 g) na 4-6 decimala. Prebaciti uzorak u odgovarajuću posudu i preliti sa 15 ml smeše cc HNO₃ i cc HCl, u odnosu 3:1. Zagrevati 3 h na temperaturi koja varira između 110 i 130°C (vodeno i/ili pešćano kupatilo). Nakon toga, odvojiti čvrstu fazu od rastvora filtriranjem, a rastvor prebaciti u normalni sud od 25 ml i dopuniti destilovanom vodom do crte. Potom, rastvor uzorka iz normalnog suda preneti u prethodno obeleženu plastičnu bočicu i tako čuvati do instrumentalne analize.

Ultrazvučna ekstrakcija PCBs iz zemljišta

Postupak pri radu

Odmeriti 5 g suvog i prosijanog zemljišta (2 mm) u plastične kivete ili staklene čaše. Na uzorke sipati 5,0 mL smese rastvarača *n*-heksan:acetone (1:1) i staviti ih u ultrazvučno kupatilo u trajanju od 3 min. Ekstrakt nakon ultrazvučnog kupatila procediti u čisti, odmašćeni sud. Ovaj postupak ponoviti 4 puta, a onda još jednom sa produženom ekstrakcijom na 15 min. Spojeni ekstrakte upartiti skoro do suva (do oko 0,5 cm³ zapremine) i pre analize prečistiti preko anhidrovanog natrijum-sulfata.

Određivanje sadržaja humusa u zemljištu

U sastav zemljišnog humusa ubrajaju se dve grupe organskih jedinjenja: humusne materije nespecifične prirode i specifične, odnosno prave humusne materije. Humusne materije nespecifične prirode obuhvataju veliki broj organskih jedinjenja (ugljene hidrate, masne i amino-kiseline, smole, lignin, fermente, vitamine, antibiotike i drugi), koji nisu obrazovani kao rezultat procesa humifikacije, već predstavljaju delom jedinjenja oslobođena pri razlaganju neživih organskih ostataka biljaka i životinja i pravih humusnih materija, delom novoobrazovanih jedinjenja mikroflora, dok ostali deo čine organska jedinjenja koja tokom života viših biljaka izlučuju koreni sistemi u zemljište.

Specifične humusne materije su obrazovane procesom humifikacije organskih ostataka biljaka i životinja. ***U sastav specifičnih humusnih materija ubrajaju se dve grupe organskih jedinjenja:*** a) jedinjenja rastvorljiva u razblaženim rastvorima alkalnih baza i alkalnih soli – humusne kiseline i njihove soli; b) jedinjenja nerastvorna u razblaženim rastvorima baza – humini.

Kada se određuje ukupan sadržaj humusa uzimaju se u obzir sve forme organskih materija u zemljištu. Neophodno je prilikom pripreme uzoraka za analizu odstraniti delove korenja, lišća, grančica i drugo. U *Tabeli 3.4.* prikazana je klasifikacija zemljišta na osnovu sadržaja humusa.

Tabela 3.4. Klasifikacija zemljišta prema sadržaju humusa.

| Klasa zemljišta | Sadržaj humusa (%) |
|--------------------|--------------------|
| Vrlo jako humusna | >10 |
| Jako humusna | 5–10 |
| Mnogo humusna | 3–5 |
| Slabo humusna | 1–3 |
| Vrlo slabo humusna | <1 |

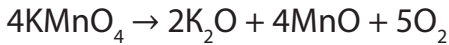
Metoda mokrog sagorevanja

Postupak pri radu

Princip ove metode je da se oksidacijom ugljenika iz humusa u ugljen-dioksid i preračunavanjem nađenih količina CO_2 odredi ukupan sadržaj humusa. Uzorak koji je predhodno pripremljen, samleven i vazdušno suv prosejati kroz sito otvora prečnika 0,25 mm. Od njega na analitičkoj vagi odmeriti 0,1 g do 0,5 g, što zavisi od sadržaja humusa u njemu. Sadržaj humusa može se kvalitativno odrediti na osnovu boje zemljišta. Što je zemljište tamnije veći sadržaj humusa i obrnuto. Uzorak preneti u Erlenmajerovu konusnu kolbu zapremine 300 cm^3 . Menzutom u kolbu dodati 130 cm^3 destilovane vode, a drugom menzutom 20 cm^3 rastvora sumporne kiseline (H_2SO_4). Pipetom ili biretom odmeravati u kolbu 50 cm^3 0,1 M KMnO_4 (kalijum permanganat). Sadržaj u boci promešati kako čestice zemljišnog uzorka ne bi ostale slepljene. H_2SO_4 stvara kiselu sredinu u kojoj se KMnO_4 razara i oslobađa kiseonik koji reaguje sa ugljenikom iz humusa. U grlić kolbe staviti mali stakleni levak. Tako pripremljenu Erlenmajerovu bocu staviti na električni rešo da se polako zagreva i kuvati 15 minuta. Mali stakleni levak služi kao improvizovani kondenzator. Na njemu se kondenzuje vodena para i ponovo vraća u bocu. Zabeležiti vreme kada je ključanje počelo. Ostaviti da lagano ključa 15 minuta. Ne treba dozvoliti brzo ključanje jer se tako dobijaju netačni rezultati. Deo kiseonika koji se na taj način oslobađa ne koristi se za oksidaciju ugljenika već izlazi iz boce.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Tokom ključanja, KMnO_4 se raspada



KMnO_4 će se raspadati sve dok u uzorku ima organskih materija. Dok se suspenzija u Erlenmajerovoj boci kuva, u jednu biretu sipati rastvor KMnO_4 , a u drugu oksalnu kiselinu $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$. Kada je kuvanje završeno, bocu skinuti sa rešoa i odmah početi titraciju suspenzije rastvorom $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ kako bi se crvenkasti sadržaj obezbojio. Na ovaj način se vrši neutralizacija KMnO_4 koji nije utrošen na oksidaciju ugljenika. Upisati količinu utrošene oksalne kiseline. Kako je prelaz od crvenkaste do bezbojne postepen pri titriranju može doći do greške, odnosno doda se veća količina oksalne kiseline. Višak se utvrđuje retitracijom odnosno dodavanjem rastvora KMnO_4 do ponovnog pojavljivanja crvenkaste boje. Zabeležiti količinu dodatog KMnO_4 .

Ukupna količina utrošenog KMnO_4 dobija se sabiranjem 50 cm^3 dodatog u kolbu pre početka kuvanja i količine utrošene na retitraciju. Dobijeni iznos se može sa 0,1 n (faktor rastvora) KMnO_4 čime se dobija tačna količina utrošenog KMnO_4 prilikom određivanja sadržaja humusa. Ako se od tačno izračunate količine KMnO_4 oduzmu cm^3 0,1 n $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ utrošenih na titraciju dobija se količina utrošenih cm^3 KMnO_4 samo na oksidaciju ugljenika iz humusa. Procentualni sadržaj humusa u zemljištu određuje se pomoću formule:

$$\text{Humus} = (a \times 1,724 \times 0,000514 \times 100) / C,$$

gde je a količina 0,1 N KMnO_4 utrošenog na oksidaciju ugljenika u humusu cm^3 ; 1,724 koeficijent za prevođenje ugljenika u humus, jer je eksperimentalno utvrđeno da sadržaj ugljenika u humusu iznosi 58% ($100:58=1,724$); 0,000514 koeficijent koji označava da svaki cm^3 0,1 N KMnO_4 oksidiše 0,000514 g ugljenika u CO_2 ; 100 koeficijent za izračunavanje procenata; C masa vazdušno suvog zemljišta uzetog za analizu.

Vežba br. 12: Ugljenihidrati: izolovanje i frakcionisanje ukupnih saharida iz voća

Postupak pri radu

Odvojiti 100 g voća po izboru (npr. limuna) i homogenizovati u blenderu (1–2 min) u 200 mL helirajućeg pufera EDTA (pomešati 50 mM EDTA i 50 mM Na-acetata i rastvoriti u 50 mM Na-oksalata, pH=5,2) uz mešanje i zagrevanje na 70°C u trajanju od 1 h. Posle hlađenja centrifugirati 15 min na 3000 obrtaja u minuti. U talogu 1 će se nalaziti nerastvorni polisaharidi biljnog ćelijskog zida (hemiceluloza i celuloza).

U rastvoru 1 ostaju monosaharidi i oligosaharidi (glukoza i fruktoza), kiseli polisaharidi (pektin) i neutralni polisaharidi (skrob i fruktani). Polisaharide iz rastvora 1 istaložiti etanolom (rastvor do 10%). Nakon centrifugiranja, rastvor 2 koncentrovati do zapremine 20 mL, zatim dodati istu zapreminu etanola kao rastvoru 1 i prebaciti u šolju za kristalizaciju.

Talog 2 rastvoriti u 50 mM NaOH uz zagrevanje do temperature od 70°C. Nerastvorni talog ukloniti filtriranjem. Pektin odvojiti od neutralnih saharida taloženjem sa $\text{Ba}(\text{OH})_2$. U rastvoru 3 će se nalaziti neutralni saharidi. Pektinski gel odvojiti centrifugiranjem (talog 3).

Hemicelulozu iz taloga 1 ekstrahovati pomoću 100 mL 4 M NaOH, uz mešanje u trajanju od 1 h. Posle centrifugiranja, hemicelulozu odvojiti iz rastvora 4 dodatkom 4 M HCl do kisele reakcije.

U talogu 4 će ostati celuloza. Hidrolizovati i iskristalisati glukozu. Odmeriti 3 g celuloze u erlenmajer od 50 mL. Tome dodati 25 mL H_2SO_4 (72%, w/w). Erlenmajer zapušiti i sonifikovati 30 min na sobnoj temperaturi. Prebaciti u balon od 50 mL, staviti povratni kondezator, i posle dodatka 270 mL destilovane vode zagrevati 2 h na 100°C. Ohladiti i dodati 1 mL 1% fenol-ftaleina u etanolu i neutralisati pomoću zasićenog rastvora $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Dodati 2 g aktivnog uglja i zagrejati do 70°C. Procediti kroz Bihnerov levak. Podesiti da pH vrednost filtrate bude na pH=7 dodatkom 0,01 M HCl i koncentrovati na vacuum uparivaču do oko 50 mL. Ohladiti i dodati 2 zapremine etanola.

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

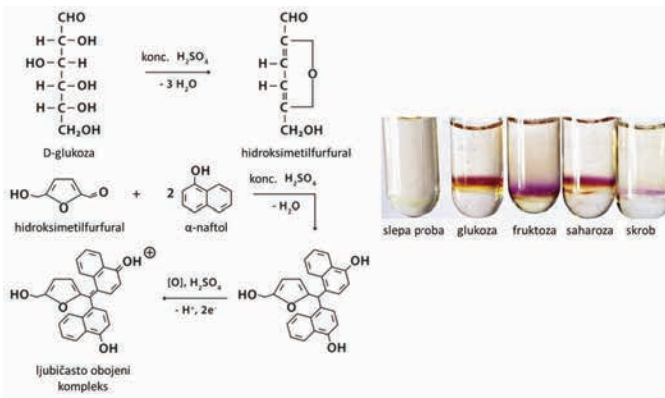
Dokazne reakcije

Molisch-ova proba

Koncentrovana H_2SO_4 hidrolizuje glikozidne veze saharida pri čemu se izdvajaju monosaharidne jedinice, koje dehidrišu sa H_2SO_4 dajući furfural i derivate. Ova jedinjenja reaguju sa sulfonovanim α -naftolom dajući kompleksna jedinjenja crvene boje (Slika 3.21).

Postupak pri radu

U 1 mL rastvora koji sadrži ugljenehidrate dodati nekoliko kapi rastvora 5% α -naftola u etanolu. Promućkati i niz zidove dodati 1 mL koncentrovane H_2SO_4 . Formiraju se dva sloja, u prisustvu ugljenih-hidrata, boja graničnog sloja postaje crveno-ljubičasta.



Slika 3.21. Prikaz Molisch-ove (Hans Molisch) dokazne reakcije za ugljenehidrate.

Fehling-ov ogleđ

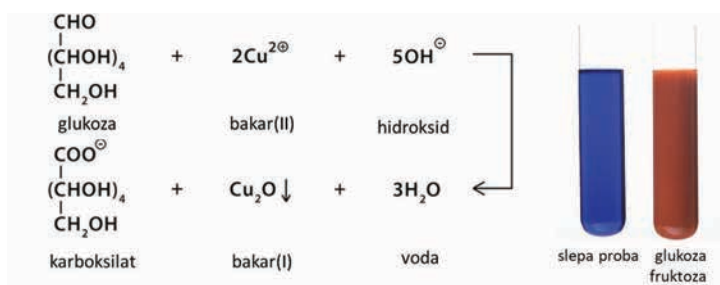
Ugljeni-hidrati sa slobodnom ili potencijalno slobodnom karbonilnom grupom se ponašaju kao redukujući reagensi u alkalnom rastvoru. Redukcijom $Cu(OH)_2$ dobija se mrko-crveni Cu_2O (reakcija je prikazana na Slici 3.22.).

Postupak pri radu

Priprema rastvora Fehling 1: rastvoriti 7 g $CuSO_4 \cdot 7H_2O$ u destilovanoj vodi i dopuniti normalni sud do 100 mL.

Priprema rastvora Fehling 2: rastvoriti 24 g KOH i 34,6 g K-Na-tartarata u destilovanoj vodi i dopuniti normalni sud do 100 mL.

Pomešati po 1 mL rastvora *Fehling 1* i *Fehling 2*, dodati nekoliko kapi ispitivanog rastvora i prokuvati 5 min. U prisustvu redukujućih hidrata izdvaja se mrko-crveni talog.

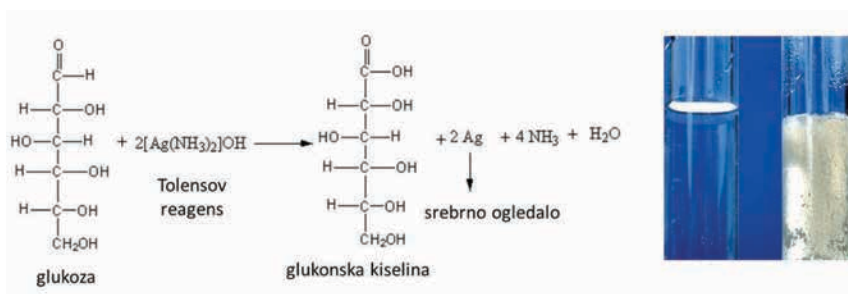


Slika 3.22. Prikaz *Fehling*-ove (*Herrman von Fehling*) dokazne reakcije za ugljene-hidrate.

Redukcija *Tollens*-ovog reagensa

Postupak pri radu

Reakcija 1: U epruvetu sipati 2 mL 5% vodenog rastvora AgNO_3 , i dve kapi 10% rastvora NaOH . Promućkati i ukapati vodeni rastvor NH_3 . Dodati ispitivani uzorak. U slučaju pozitivne probe izdvaja se elementarno srebro kao što je prikazano na *Slici 3.23*.



Slika 3.23. Prikaz reakcije glukoze sa *Tollens*-ovim (*Bernhard Christian Gottfried Tollens*) reagensom.

Ispitivanje osobina skroba

Postupak pri radu

Reakcija 1: U epruvetu sipati rastvor skroba i dodati nekoliko kapi Lugolovog reagensa (5% I_2 u 10% rastvoru KI). U prisustvu skroba rastvor se boji plavom bojom.

Reakcija 2 (Hidroliza skroba): U čašu od 400 mL sipati 200 mL vode i postaviti na vodeno kupatilo. Sipati 50 mL rastsvara skroba i 2 mL koncentrovane H_2SO_4 . Podeliti rastvor u 3 epruvete. Svaku epruvetu zagrevati u različitim vremenskim intervalima. Hladiti i dodati anhidrovani N_2CO_3 dok ne prestane izdvajanje CO_2 . U svaku epruvetu dodavati rastvor Lugalovog reagensa i pratiti promenu boje.

Test opterećenja glukozom (*Oral Glucose Tolerance Test, OGTT*)

Postupak pri radu

Zadatak vežbe je odrediti koncentraciju glukoze u krvi. Popiti rastvor glukoze dobijen rastvaranjem 100 g glukoze u 200 mL. Odrediti koncentraciju glukoze u krvi nakon 30, 60, 90 i 120 min primenom o-toluidinske metode. Odmeriti po 1; 2; 3; 4 i 5 mL standardnog rastsvara glukoze i dodati određenu zapreminu 0,25% rastsvara benzoeeve kiseline (do ukupne zapremine od 10 mL) da bi se dobili rastsvari standarda sledećih koncentracija: 0,10; 0,20; 0,30; 0,40 i 0,50 mg mL⁻¹. U svaki razblaženi rastvor dodati o-toluidin i snimiti apsorbancu rastsvara na 630 nm. Rezultate prikazati tabelarno i grafički. Nakon toga iz jednačine prave odrediti koncentraciju glukoze u nepoznatom uzorku. Pre merenja, uzorak krvi je potrebno centrifugirati u trajanju od 5 min na 3000 obrtaja i odvojiti bistar supernatant (rastvor) za analizu.

Pribor i materijal

1. Analitička vaga
2. Centrifuga
3. Spektrofotometar
4. Odgovarajuće posuđe za merenje zapremine i pripremu rastsvara
5. Supstance

Vežba br. 13. Lipidi: izolovanje ukupnih lipida

Postupak pri radu

Odmeriti 50 mL vode i zagrejati do ključanja. Ubaciti kocku goveđe ili pileće supe i kuvati 5 minuta. Supu ohladiti pod mlazom hladne vode, a zatim ostaviti 30 minuta u fridžideru na + 4°C. Nakon hlađenja, centrifugirati supu na 4 500 obrtaja u minuti, na + 4°C. Sloj lipida je potrebno pokupiti odmah nakon centrifugiranja. Rastvoriti 20 mg lipida u 5 mL petrol-etra.

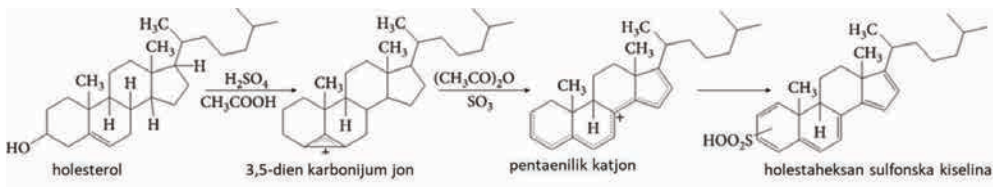
Dokazne reakcije

Liebermann-Burchard reakcija

Dehidracijom holesterola sa H_2SO_4 i daljim kuplovanjem i sulfonovanjem nastalog biholestadiena u prisustvu anhidrida sirćetne kiseline nastaju proizvodi zeleno-plave boje. Ova reakcija se može primeniti i za kvantitativno određivanje holesterola spektrofotometrijski ($A=620\text{ nm}$).

Postupak pri radu

Odmeriti 1 mL ispitivanog rastvora u hloroformu i dodati 5 kapi anhidrida sirćetne kiseline i 2 kapi koncentrovane H_2SO_4 . Ostaviti da odstoji 15 minuta i pratiti promenu boje. Prikaz reakcije je dat na *Slici 3.24*.



Slika 3.24. Liebermann-Burchard (Liebermann von Szentlőrinc Leó i Hans Burchard) reakcija.

Određivanje jodnog broja

Jodni broj predstavlja količinu I_2 u gramima koja se vezuje na 100 g masti. Jod se vezuje na C atome koji grade dvostruke veze u masnim kiselinama, pa na osnovu vrednosti jodnog broja možemo dobiti informaciju o stepenu nezasićenosti masti. Na primer, jodni broj iznosi u proseku od 46 do 66, a jodni broj maslinovog ulja je oko 85.

Postupak pri radu

Odmeriti 70 mg lipida u erlenmajer sa šlifovanim zatvaračem i rastvoriti ih u 5 mL hloroforma. Dodati 8 mL rastvora IBr, zatvoriti i ostaviti na mračnom mestu od 15 do 30 minuta. Potom dodati 5 mL 10% KI i 10 mL destilovane vode. Titrovati rastvorom $Na_2S_2O_3$ do pojave blede roze boje. Dodati 0,5 mL 1% rastvora skroba i nastaviti titraciju do pojave plave boje. Zapreminu $Na_2S_2O_3$ koja odgovara količini vezanog joda izračunati oduzimanjem zapremine utrošene za titraciju uzorka od vrednosti za slepu probu.

Pribor i materijal

1. Analitička vaga
2. Centrifuga
3. Frižider
4. Odgovarajuće posuđe za merenje zapremine i pripremu rastvora
5. Destilovana voda
6. Supstance

Vežba br. 14. Proteini: Ekstrakcija i ispitivanje osobina. Titracija nepoznate aminokiseline. Određivanje koncentracije hemoglobina u krvi

Krv se sastoji od krvne **plazme i krvnih ćelija**. **Krvna plazma je po sastavu vodeni rastvor** u kome su suspendovane neorganske i organske supstance. Neorgansku komponentu čine elektrolit, odnosno joni, i gasovi. Dok organske supstance u krvnoj plazmi obuhvataju široki opseg molekula koji su nutrijenti (glukoza, aminokiseline), vitamini, hormoni, proteini, itd. Pored navedenih hemijskih vrsta u krvnoj plazmi se nalaze i različite strukture koje predstavljaju ćelijski otpad (azotna i neazotna jedinjenja). Glavne frakcije proteina krvne plazme su **albumini, globulini i fibrinogen**. **Albumini i globulini** čine preko 90% ukupnih proteina krvne plazme. Funkcije albumini su održavanje koloidnog osmotskog pritiska u krvnim sudovima i transport i distribuciju različitih molekula (lekovi, hormoni, peptidi, itd). **Globulini** (tri grupe α , β , γ) su proteini koji su po funkciji enzimi, transportni molekuli, a takođe imaju važnu ulogu u imunom odgovoru organizma (klasa gama globulina – imunoglobulini odnosno antitela). **Fibrinogen** je uključen u proces koagulacije krvi.

Ekstrakcija albumina

Postupak pri radu

Homogenizovati 100 g graška u blender. Dodati 200 mL destilovane vode i ekstrahovati 2 h na 4°C. Centrifugiranjem odvojiti talog i rastvor. Izmeriti 40 mL rastvora i postaviti na dijalizu na 4°C naspram 5 L 1 mM Na-fosfatnog pufera (pH=7,2) koji sadrži 0,15 M NaCl. Dijalizom se odvajaju šećeri. Koncentraciju proteina u rastvoru odrediti *Bradford-ovom* metodom.

Ekstrakcija globulina

Postupak pri radu

Talog odvojen nakon centrifugiranja u prethodno opisanom postupku ekstrahovati sa 100 mL 0,5 M rastvora NaCl. Ekstrakciju ponoviti 2 puta. Centrifugiranjem odvojiti talog od rastvora i u rastvoru odrediti količinu proteina Bradfordovom metodom.

Ekstrakcija prolamina

Postupak pri radu

Talog odvojen nakon ekstrakcije globulina ekstrahovati sa 100 mL 70% rastvora etanola. Ekstrakciju ponoviti 2 puta. Centrifugiranjem odvojiti talog od rastvora i u rastvoru odrediti količinu proteina *Bradford-ovom* metodom.

Ekstrakcija glutelina

Postupak pri radu

Talog odvojen nakon ekstrakcije prolamina ekstrahovati sa 100 mL 0,1 M rastvora etanola. Ekstrakciju ponoviti 2 puta. Centrifugiranjem odvojiti talog od rastvora i u rastvoru odrediti količinu proteina *Bradford-ovom* metodom.

Ispitivanje rastvorljivosti proteina i taloženje proteina

Odvojiti po deo svakog od rastvora koji su dobijeni u ekstrakcijama iznad. U svaki dodati sledeće reagens: 1 M NaOH; 0,1 M NaOH; 1 M HCl; koncentrovana HCl; etar; aceton; etanol i ohlađeni etanol. Jedan deo odvojenih rastvora zagrejati i pratiti premenu.

Određivanje koncentracije proteina *Bradford-ovom* metodom

Napraviti *Bradford-ovom* metodom reagens mešanjem 250 mL boje Coomassie Brilliant Blue G-250, 50 mL 95% etanola i 100 mL 96% H_3PO_4 . Od standardnog rastvora BSA (goveđi serum albumin) koncentracije $1,0 \text{ mg mL}^{-1}$ dodavanjem destilovane vode napraviti razblažene rastvore koncentracija: $0,10 \text{ mg mL}^{-1}$; $0,50 \text{ mg mL}^{-1}$ i $0,75 \text{ mg mL}^{-1}$. Odvojiti po 1,5 mL iz sva četiri rastvora i u svaki dodati po 1 mL Bradfordovog reagensa. Izmeriti apsorbancu svakog rastvora na 595 nm. Konstruisati krivu zavisnosti apsorbance od koncentracije, a nakon toga snimiti i apsorbancu svih rastvora proteina odvojenih u prethodnim ekstrakcijama.

Titracija nepoznate aminokiseline

Titracijom vodenog rastvora aminokiseline kiselinom ili bazom moguće je dobiti titracione krive i odrediti K_a jonizabilnih grupa.

Postupak pri radu

Homogenizovati 100 g graška u blender. Dodati 200 mL destilovane vode i ekstrahovati 2 h na 4°C. Centrifugiranjem odvojiti talog i rastvor. Izmeriti 40 mL rastvora i postaviti na dijalizu na 4°C naspram 5 L 1 mM Na-fosfatnog pufera (pH=7,2) koji sadrži 0,15 M NaCl. Dijalizom se odvajaju šećeri. Koncentraciju proteina u rastvoru odrediti Bradfordovom metodom.

Određivanje koncentracije hemoglobina u krvi

Postupak pri radu

Odmeriti 20 mL aminokiseline i izmeriti pH rastvora. U prvoj titraciji dodavati NaOH kao titraciono sredstvo i nakon svakih dodatih 0,5 mL sredstva zabeležiti pH vrednost. Titrovati sve dok pH vrednost ne prestane da se menja. Postupak ponoviti sa HCl kao titracionim sredstvom. Rezultate prikazati tabelarno i grafički i odrediti koja aminokiselina je bila prisutna u uzorku.

Pribor i materijal

1. Analitička vaga
2. Centrifuga
3. Spektrofotometar
4. Frižider
5. Odgovarajuće posuđe za merenje zapremine i pripremu rastvora
7. Destilovana voda
8. Supstance

Vežba br. 15. Enzimi: Određivanje aktivnosti amilaze iz pljuvačke

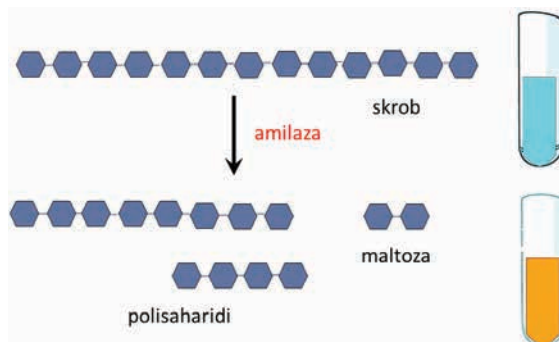
Enzimi amilaze se nalaze u digestivnom soku i raznim organima, a uloga im je da hidrolizuju glikozidne veze u skrobu i glikogenu (Slika 3.25). Razlikuje se nekoliko tipova amilaza: α -amilaza, β -amilaza, glukoamilaza i amilopektin(1 \rightarrow 6)-glukoziidaza.

Postupak pri radu

Sipati preko levka oko 5 mL sakupljene salive (pljuvačke) u crevo za dijalizu i uroniti u oko 400 mL destilovane vode. Dijalizu sprovoditi u trajanju od 1 h, a vodu menjati na svakih 20 min. Nakon završene dijalize pljuvačku razblažiti 10 puta.

Na 37°C inkubirati 10 mL 1% rastvora skroba u trajanju od 2 min. Dodati 2 mL razblažene pljuvačke i staviti u termostat. Na svakih 30 s dodati na sahatno staklo 3 kapi rastvora; pre dodatka kapi, potrebno je odmeriti 2 kapi 0,01 M rastvora joda. Očekuje se da se ahromatska tačka (trenutak kada se neće formirati plavi kompleks sa jodom odnosno trenutak kada je sav skrob potrošen usled aktivnosti amilaze) dostigne između 3 i 5 minuta.

Aktiviranje amilaze: Pripremiti 6 epruveta i u svaku dodati po 10 mL 1% rastvora skroba. U 3 od 6 epruveta dodati po 1 mL 0,1 M rastvora NaCl, u 2 dodati po 1 mL destilovane vode, a u jednu dodati 1 mL 0,1 M rastvora H_2SO_4 . Sve epruvete inkubirati 5 min na 37°C. Nakon toga, u 3 epruvete dodati po 2 mL razblažene dijalizovane pljuvačke, a u ostale 3 po 2 mL razblažene nedijalizovane pljuvačke. Svakog minuta uzeti po 3 kapi iz svake i pratiti reakciju sa jodom. Prokomentarisati pojavu ahromatske tačke.



Slika 3.25. Hidroliza skroba u prisustvu amilaze.

Pribor i materijal

1. Analitička vaga
2. Vodeno kupatilo
3. Odgovarajuće posuđe za merenje zapremine i pripremu rastvora
4. Destilovana voda
5. Supstance

Vežba br. 16. Nukleinske kiseline: Izolovanje DNK iz biljaka. Elektroforeza nukleinskih kiselina

Za izolovanje DNK kao polazni materijal se koriste ćelije (tkivo) ili prethodno izolovana jedra. Da bi se izolovala DNK iz bilo kog materijala, neophodno je sprovesti nekoliko koraka: 1) razoriti membrane odnosno ćelijski zid; 2) inhibirati rad hidrolitičkih enzima ili ih denaturisati; i 3) frakcionisati ekstrakt postupkom koji će dati željeni makromolekul.

Homogenizacija tkiva i liziranje ćelija su prva faza u izolovanju DNK, a kod bakterija i biljaka i razaranje ćelijskog zida. Kada je ćelijski zid razoren, ćelije se lako liziraju u hipotonom rastvoru i dodatkom hemikalija kao što su SDS (natrijum-dodecil-sulfat), koji razara ćelijsku membranu i denaturiše nukleaze.

DNK se nalazi se u hromatinu u obliku složenog kompleksa sa baznim proteinima (histonima), kao i drugim proteinima i RNK. Odvajanje proteina od DNK postiže se pomoću visoke koncentracije anjona (1 M NaClO₄ ili 1 M NaCl) i dodatkom SDS. Proteini se potom denaturišu i koagulišu dodatkom fenola i/ili alkohola i odvajaju centrifugiranjem. DNK se iz preostalog rastvora taloži pomoću etanola što treba naročito pažljivo izvesti. Ovako se dobija sirovi preparat DNK, koji se ispere u etanolu, a potom rastvori u puferu ili se čuva u etanolu.

Izolovanje DNK

Postupak pri radu

Sipati u čašu 3g NaCl i 10 mL detergenta, i razblažiti vodom do konačne zapremine od 100 mL (čša 1). Paradajz (kivi, banana) iseckati i dodati u čašu. U drugu čašu dodati 8,3 mL 20% rastvora SDS i ponoviti isti postupak kao u prethodnom uzorku (čša 2). Inkubirati obe čaše oko 15 min na 60°C na vodenom kupatilu. Obe smeše iz čaše 1 i 2 ohladiti 10 min u ledu i homogenizovati u blenderu 5 sekundi. Nakon toga, u drugu čašu dodati 2 mL 2,5 M rastvora NaClO₄. Procediti sadržaj iz obe čaše, i odvojiti po 20 mL filtrata. Svakom filtratu dodati po 80 µL rastvora proteaze.

Filtratu koji ne sadrži SDS dodati 20 mL hladnog etanola da bi se istaložila DNK. Potom, pažljivim mešanjem pomoću staklenog štapića na međufazi namotavati končice DNK na štapić (*Slika 3.26.*). Filtratu koji sadrži SDS dodati 10 mL fenola i 15 mL smeše hloroform-izoamilalkohol (24:1; v/v). Rastvor centrifugirati, odbaciti organski sloj i postupak ponoviti sa vodenim slojem. Nakon toga, vodenom sloju dodati 20 mL hladnog etanola da bi se istaložila DNK.

Elektroforeza nukleinskih kiselina

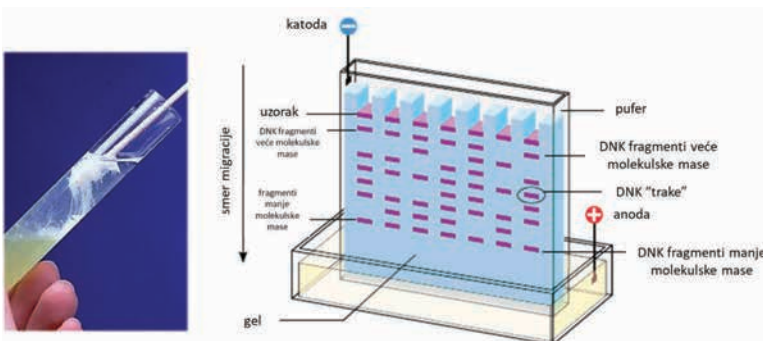
Elektroforeza predstavlja preparativnu tehniku koja se koristi za razdvajanje molekula na osnovu njihove veličine i naelektrisanja (Slika 3.26). Električno polje se koristi za kretanje molekula kroz gel odnosno matriks. Elektroforeza se koristi izolovanje (prečišćavanje) proteina i nukleinskih kiselina (DNA i RNA). Pored primene u nauci, elektroforetske tehnike imaju komercijalnu primenu u medicini.

Postupak pri radu

Rastvoriti 0,5 g agaroze u 50 mL tris-borat-EDTA pufera (TBE; dodati 2,16 g tris baze; 1,1 g borne kiseline; 0,18 g Na_4EDTA i destilovanu vodu do 200 mL). Rastvor kuvati u erlenmajeru od 100 mL 1 min i ostaviti rastvor 10 min da se hladi. Dodati 5 μL 1 mM rastvora etidijum-bromida i naliti u postolje za elektroforezu (Slika 3.26.). Gel prelitati TBE puferom i naneti po 10 μL uzoraka koji su prethodno pripremljeni mešanjem sa 0,1 zapreminom pufera za uzorke (smeša rastvora 20% glicerola, 0,1 M EDTA, 1% SDS i 0,25% bromfenolplavo). Elektroforezu raditi na 90 V dok front boje bromfenolplavo ne stigne do ivice gela.

Pribor i materijal

1. Analitička vaga
2. Vodeno kupatilo
3. Sistem za elektroforezu
4. Odgovarajuće posuđe za merenje zapremine i pripremu rastvora
5. Destilovana voda
6. Supstance



Slika 3.26. Primer izolovane DNK iz voća i šematski prikaz elektroforeze nukleinskih kiselina.

Literatura



- Atkins, P. & de Paula, J. (2006). *Physical Chemistry*. (8th Edition) Oxford University Press, ISBN: 0-7167-8759-8.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., & Woodward, P. M. (2012). *Chemistry: The Central Science*. (12th Edition) Pearson Prentice Hall, ISBN: 9780321696724.
- Đarmati, Š., Veselinović, D., Gržetić, I. i Marković, D. (2008). *Životna sredina i njena zaštita, Životna sredina – knjiga I*, Futura, Beograd, ISBN 978-86-86859-01-3.
- Đarmati, Š., Veselinović, D., Gržetić, I. i Marković, D. (2008). *Životna sredina i njena zaštita, Životna sredina – knjiga II*, Futura, Beograd, ISBN 978-86-86859-07-5.
- Filipović, I. i Lipanović, S. (1995). *Opća i anorganska kemija*. I dio. *Opća kemija*, IX izdanje, Školska knjiga Zagreb, ISBN: 953-0-30905-8
- Koolman, J., and Roehm, K.H. (2005). *Color Atlas of Biochemistry* (2nd Edition) Theme Stuttgart, New York, ISBN:3-13-100372-3.
- Manahan, S. (2017). *Environmental Chemistry*. (10th Edition) CRC Press, ISBN: 9781315160474.
- Marković, D., Đarmati, Š., Gržetić, I. i Veselinović, D. (1996). *Fizičko-hemijske osnove zaštite životne sredine – knjiga II: Izvori zagađivanja, posledice i zaštita*, Univerzitet u Beogradu, ISBN: 8-68101-927-9.
- Nelson, D.L., and Cox, M.M. (2004) *Lehninger Principles of biochemistry* (4th Edition), W.H. Freeman, ISBN: 978-0716743392.
- Veselinović, D., Gržetić, I., Đarmati, Š. i Marković, D. (1995). *Fizičko-hemijske osnove zaštite životne sredine – knjiga I: Stanja i procesi u životnoj sredini*, Fakultet za fizičku hemiju, ISBN: 86-8213-11-1.

Prilog – Izvori slika

Teorijski deo

I Osnove hemije

Slika 1.1. Fazni prelazi.

<https://bs.eferrit.com/sta-je-plazma-fizika-i-hemija/>

<https://www.facebook.com/fluidlytixsystem/>

<https://www.clearwaycommunitysolar.com/blog/science-center-home-experiments-for-kids/global-warming-ice-melting-experiment-for-kids/>

<https://info.gunz.com.au/blog/water-vapor-evaporation>

Slika 1.2. Podela supstance.

<https://mumleyscience.weebly.com/classifying-matter.html>

Slika 1.3. Ilustrativni prikaz čestica u atomu

<https://i.ytimg.com/vi/ajg07Dnc1BQ/maxresdefault.jpg>

Slika 1.4. Obeležavanje izotopa.

<https://isotopes.gov/isotope-basics>

Slika 1.5. Izotopi vodnika.

<https://isotopes.gov/isotope-basics>

Slika 1.6. Različiti modeli atoma.

<https://concepto.de/modelos-atomicos/>

Slika 1.7. a) Energetski novi, b) Shematski prikaz prva četiri nivoa sa orbitalama i brojem elektrona.

<https://edutorij.e-skole.hr/share/proxy/alfresco-noauth/edutorij/api/proxy-guest/9948b293-e5f0-4e05-b7e1-5cb6bc02b81a/kemija-1/m02/j03/index.html>

Slika 1.8. a) Elektronska konfiguracija azota i b) Elementi IA grupe Li, Na, K i elementi IB grupe Cu, Ag i Au imaju jedna elektron u spoljašnjem, valentnom, sloju koji mogu lako da doniraju.

<https://www.youtube.com/watch?v=SkhsvoTeGQM>

<https://www.allaboutcircuits.com/textbook/semiconductors/chpt-2/valence-and-crystal-structure/>

Slika 1.9. Tvorac prvog periodnog Sistema elemenata *Dmitri Ivanovich Mendeleev* i njegov zapis.

<https://physicsworld.com/a/an-unelementary-affair-150-years-of-the-periodic-table/>

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Slika 1.10. Periodni sistem elemenata.

<https://readgur.com/doc/132916/periodni-sistem-elemenata>

Slika 1.11. Primeri jona: a) katjona Na^+ i b) anjona Cl^- (crvenom bojom označeni elektroni koji se mogu dati, odnosno primiti).

Figure 3.4. Biochemistry of the Sports and Exercise Metabolism, D. MacLaren and J. Morton, Wiley-Blackwell, 2012

Slika 1.12. Elektronegativnost i energija jonizacije u periodnom sistemu.

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., & Woodward, P. M. (2012). Chemistry: The Central Science. (12 ed.) Pearson Prentice Hall, ISBN: ISBN: 9780321696724

Slika 1.13. Veličina katjona i anjona određenih grupa periodnog sistema elemenata.

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., & Woodward, P. M. (2012). Chemistry: The Central Science. (12 ed.) Pearson Prentice Hall, ISBN: ISBN: 9780321696724

Slika 1.14. Osnovni protok materije.

Figure 3.3. Biochemistry of the Sports and Exercise Metabolism, D. MacLaren and J. Morton, Wiley-Blackwell, 2012

Slika 1.15. Različiti način prikazivanja jednog istog jedinjenja na primeru glukoze.

Figure 3.6. Biochemistry of the Sports and Exercise Metabolism, D. MacLaren and J. Morton, Wiley-Blackwell, 2012

Slika 1.16. Funkcionalni izomeri na primeru glukoze i fruktoze.

<https://www.quora.com/What-type-of-isomers-are-glucose-and-fructose>

Slika 1.17. Složene strukturne formule, prostorni izgled molekula: a) aspirin (acetilsalicilna kiselina); b) kokain (benzoil-metilekgonin); c) vitamin C (askorbinska kiselina); d) adenzin tri fosfat (ATP).

<https://www.shutterstock.com/search/aspirin-structure>

<https://www.canstockphoto.com/molecule-cocaine-4244825.html>

lamy.com/vitamin-c-molecule-model-and-chemical-formula-ascorbic-acid-ascorbate-skeletal-formula-and-molecular-structure-vitamin-found-in-various-foods-image352682692.html

<https://www.thoughtco.com/atp-important-molecule-in-metabolism-4050962>

<https://www.istockphoto.com/photos/adenosine-triphosphate>

Slika 1.18. Formiranje jonske veze na primeru NaCl .

Figure 3.4. Biochemistry of the Sports and Exercise Metabolism, D. MacLaren and J. Morton, Wiley-Blackwell, 2012

Slika 1.19. Primeri kovalantne veze: a) Jednostruka molekul vodonika, b) Jednostruka metan, c) Dvostruka molekul kiseonika i d) Trostruke molekul azota.

Figure 2.5. Principles of Anatomy and Physiology, G.J. Tortora and B.H. Derrickson, Wiley, 2014

Slika 1.20. Poređenje međumolekulskih interakcija.

<https://schoolbag.info/chemistry/central/central.files/image1460.jpg>;

<https://dornshuld.chemistry.msstate.edu/books/chemistry/files/ch10/imfs.png>

Slika 1.21. Ilustrativni prikaz međumolekulskih veza i primeri.

<https://chem.fsu.edu/chemlab/chm1046course/interforce%20summary3.gif>

Slika 1.22. Geometrija molekula vode.

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/8/89/Dipoli_acqua.png/200px-Dipoli_acqua.png

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/0d/Sp3_hybridization_of_H2O.jpg

Slika 1.23. Orijentacija veza u molekulu vode u tečnom stanju i ledu.

<http://schoolbag.info/chemistry/central/central.files/image1457.jpg>

<https://i.stack.imgur.com/oH4Wa.jpg>

Slika 1.24. Homeostaza: a) Primeri mehanizama homeostaze – održavanje telesne temperature, održavanje zapremine vode u organizmu, b) Uopšteni prikaz funkcionisanja mehanizma homeostaze – Dejstvom faktora okruženja dolazi do disbalansa ravnoteže u organizmu, organizam opaža promene, koje se putem receptora šalju do kontrolnog centra, koji zatim šalje odgovor na osnovu koga se koriguje nastalo stanje i organizam se vraća u stanje homeostaze.

<https://thebiologynotes.com/homeostasis/>

Slika 1.25. Primeri zamućenih uzoraka vode

<http://limnoloan.org/waterquality/turbidity/>

Slika 1.26. Oblici ugljene kiseline u vodi u zavisnosti od pH vrednosti i stepena disocijacije.

<http://analizavode.blogspot.com/2016/02/>

Slika 1.27. Ilustracija *Zakona o održanju mase* – ukupan broj atoma jednog elementa koji ulazi u hemijsku reakciju mora biti jednak broju atoma tog elementa koji izlazi iz reakcije.

Figure 3.7. Biochemistry of the Sports and Exercise Metabolism, D. MacLaren and J. Morton, Wiley-Blackwell, 2012

Slika 1.28. Uprošćen prikaz nekih tipova hemijskih reakcija.

<https://www.chemicals.co.uk/blog/a-level-chemistry-revision-rate-equations>

<https://www.chemistrylearner.com/chemical-reactions/reversible-reaction>

Slika 1.29. Elektrohemijski (naponski) niz metala.

<https://schoolbag.info/chemistry/central/central.files/image470.jpg>

Slika 1.30. Energija aktivacije i energetske promene pri hemijskim reakcijama

E. Generalic, <https://glossary.periodni.com/glossary.php?en=energija+aktivacije>

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Slika 1.31. Energija aktivacije pri katalizi.

<https://www.coursehero.com/study-guides/boundless-chemistry/activation-energy-and-temperature-dependence/>

Slika 1.32. Raspodela vode na Zemlji.

https://dr282zn36sxxg.cloudfront.net/datastreams/f-d%3Ad4df30656dab1febc9673045bdcdb7261d6f796ab08363e9f2465fb08%2BIMAGE_THUMB_POSTCARD_TINY%2BIMAGE_THUMB_POSTCARD_TINY.1

Slika 1.33. Kruženje vode u prirodi.

<https://b2431949.smushcdn.com/2431949/wp-content/uploads/2019/09/watercycle.jpg?lossy=1&strip=1&webp=1>

Slika 1.34. Vertikalna stratifikacija atmosfere.

<https://i.pinimg.com/originals/df/bf/1b/dfbf1b286091330d64de082083ed6a6a.gif>

Slika 1.35. Prirodni ciklus nastajanja i razgradnje ozona.

https://www.oxidationtech.com/media/wysiwyg/Natural_Ozone_Production_From_UV_Light.png

Slika 1.36. Pozitivan (crveni) i negativan (plavi) uticaj meteoroloških parametara na koncentracije O_3 u vazduhu.

Duy-Hieu Nguyen D-H., Lin C., Vu C-T., Kiprotich Cheruiyot, N., Nguyen K.M., Le H.T., Lukkhasorn, W., Vo T.-D.-H., Bui X.-T. 2022. Tropospheric ozone and NOx: A review of worldwide variation and meteorological influences, Environmental Technology and Innovation, 28, 102809.

Slika 1.37. Primeri procesa koji se odvijaju u toku sekundarnog organskog aerosola.

<https://agupubs.onlinelibrary.wiley.com/cms/asset/0da19606-37b0-463d-be06-8e5e3fdb761f/rog20133-fig-0001-m.jpg>

Slika 1.38. Gasovi staklene bašte: a) Molekul CO_2 nastanak privremenog dipolnog momenta usled vibracije veza; b) Vibracije molekula CO_2 ; c) Vibracije molekula CH_4 .

<https://www.pinterest.com/pin/614248836672430097/>

<https://chemistry.stackexchange.com/questions/19119/is-carbon-dioxide-ir-inactive>

https://www.researchgate.net/publication/235792512_Molecules_in_the_SiO2-clathrate_melanophlogite_A_single-crystal_Raman_study

Slika 1.39. Efekat staklene bašte

https://lah.elearningontario.ca/CMS/public/exported_courses/SNC2P/exported/SNC2PU03/SNC2PU03/SNC2PU03A03/_content.html

Slika 1.40. Elementi Zemljine kore.

<https://www.worldatlas.com/articles/the-most-abundant-elements-in-the-earth-s-crust.html>

Slika 1.41. Biogeni hemijski elementi u ljudskom organizmu.

<https://cnx.org/contents/86f5c36a-f22b-457f-93ef-cc2a2c7a30ef:98f8e9d8-661c-463e-803c-b67545f817ca>

Slika 1.42. Rastvaranje NaCl u vodi.

https://ib.bioninja.com.au/_Media/universal-solvent_med.jpeg

Slika 1.43. Tipovi rastvora prema količini rastvorene supstance.

<https://www.filscihub.com/community/blogpost-chem-module-solution-types>

Slika 1.44. Nastanak kiselih kiša: 1) emisija neorganskih gasova iz antropogenih izvora; 2) interakcija gasova sa vodenom parom u atmosferi; 3) depozicija atmosferske vode u vidu padavina i 4) spiranje deponovanih voda u stajaće površinske vode.

<https://www.epa.gov/acidrain/what-acid-rain>

Slika 1.45. Primeri Lewis-ovih kiselina i baza.

<http://jusni.com/react1.htm>

Slika 1.46. Primer kiselina i baza prema protolitičkoj teoriji.

[https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map%3A_Principles_of_Modern_Chemistry_\(Oxtoby_et_al.\)/UNIT_4%3A_EQUILIBRIUM_IN_CHEMICAL_REACTIONS/15%3A_Acid%E2%80%93Base_Equilibria/15.1%3A_Classifications_of_Acids_and_Bases](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map%3A_Principles_of_Modern_Chemistry_(Oxtoby_et_al.)/UNIT_4%3A_EQUILIBRIUM_IN_CHEMICAL_REACTIONS/15%3A_Acid%E2%80%93Base_Equilibria/15.1%3A_Classifications_of_Acids_and_Bases)

Slika 1.47. pH skala uobičajenih proizvoda.

<https://images.squarespace-cdn.com/content/v1/5d76177cd7b6135b9ee1358b/1660141620142-09ODX8PCMOQOD6SAI4AH/Graphic+showing+pH+of+common+household+items>

Slika 1.48. Puferski sistemi u živim organizmima.

<https://www.austincc.edu/apreview/EmphasisItems/Electrolytefluidbalance.html>

Slika 1.49. Transport CO₂ i bikarbonatni pufer 1 - Ulazak CO₂ iz tkiva u krvotok, a zatim u eritrocite i vezivanje za hemoglobin Hb-CO₂; 2 - U prisustvu molekula vode pretvaranje CO₂ u karbonatnu kiselinu pomoću enzima karbonatne anhidraze (KA); 3 - Disocijacija karbonatne kiseline na vodonični (koga vezuje hemoglobin Hb-H) i bikarbonatni jon; 4 - prelazak bikarbonatnog jona iz eritrocita u krvnu plazmu izmenom sa hloridnim anjonom; 5 - Prelazak bikarbonata u pluća putem izmene hloridnim anjonima, povratna reakcija do CO₂ i izbacivanje putem respiracije u spoljašnu sredinu.

<https://drawittoknowit.com/course/physiology/glossary/physiological-process/carbon-dioxide-transport>

Slika 1.50. Alkalozna i acidoza.

<https://quizlet.com/570453730/acid-base-balance-exam-2-flash-cards/>

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Slika 1.51. Očuvanje koncentracije bikarbonatnih jona pomoću renalne regulacije.

1- Izmjena vodoničnih jona i jona natrijuma, 1 – Formiranje bikarbonata.

<https://open.oregonstate.edu/aandp/chapter/26-4-acid-base-balance>

Slika 1.52. Veza regulacije pH u organizmu između bikarbonatnog i fosfatnog pufera

<https://www.pinterest.com/pin/46443439898360728/>

Slika 1.53. Pregled funkcionalnih grupa i primeri; R–alkil grupa, Ar–aril grupa

<https://chem.libretexts.org/@api/deki/files/53763/d094ed949b665cc3a7bcc6fa077ae241.jpg?revision=2>

Slika 1.54. Primeri alkana, alkena i alkina.

<https://chem.libretexts.org/@api/deki/files/63453/fig1-2-4.png?revision=1&size=bestfit&width=566&height=244>

<https://www.chemistrylearner.com/wp-content/uploads/2022/09/Benzene-Ring.jpg>

Slika 1.55. Lewis-ove strukture nekih predstavnika halogenida, alkohola, tiola i amina.

[https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/Organic_Chemistry_\(Morsch_et_al.\)/03%3A_Organic_Compounds-_Alkanes_and_Their_Stereochemistry/3.01%3A_Functional_Groups](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/Organic_Chemistry_(Morsch_et_al.)/03%3A_Organic_Compounds-_Alkanes_and_Their_Stereochemistry/3.01%3A_Functional_Groups)

Slika 1.56. Lewis-ove strukture nekih predstavnika karbonilnih jedinjenja.

[https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/Organic_Chemistry_\(Morsch_et_al.\)/03%3A_Organic_Compounds-_Alkanes_and_Their_Stereochemistry/3.01%3A_Functional_Groups](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/Organic_Chemistry_(Morsch_et_al.)/03%3A_Organic_Compounds-_Alkanes_and_Their_Stereochemistry/3.01%3A_Functional_Groups)

Slika 1.57. Primeri molekula sa više funkcionalnih grupa.

[https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/Organic_Chemistry_\(Morsch_et_al.\)/03%3A_Organic_Compounds-_Alkanes_and_Their_Stereochemistry/3.01%3A_Functional_Groups](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/Organic_Chemistry_(Morsch_et_al.)/03%3A_Organic_Compounds-_Alkanes_and_Their_Stereochemistry/3.01%3A_Functional_Groups)

Slika 1.58. Primeri biogenih i antropogenih VOC.

<https://ars.els-cdn.com/content/image/1-s2.0-B9780080983493000049-f04-01-9780080983493.jpg>; <https://www.researchgate.net/publication/321319230/figure/fig40/AS:565394831753222@1511812040652/BTEX-chemical-structural-formula.png>

Slika 1.59. Struktura, formule i nazivi 16 prioriternih PAHs proglašanih od strane US EPA.

<https://www.researchgate.net/publication/328792085/figure/fig1/AS:690429502697479@1541622629763/Structure-of-16-PAHs-on-the-EPA-priority-pollutant-list.ppm>

Slika 1.60. Primeri dugotrajnih organskih zagađujućih supstanci.

<https://ars.els-cdn.com/content/image/3-s2.0-B9780128012383002117-f00403-02-9780128012383.jpg>

<https://ars.els-cdn.com/content/image/3-s2.0-B9780128012383002117-f00403-03-9780128012383.jpg>

<https://ars.els-cdn.com/content/image/3-s2.0-B9780128012383002117-f00403-04-9780128012383.jpg>

Slika 1.61. a) Uopštena struktura polimera, reakcija polimerizacije; b) struktura TEFLONA.
<https://slideplayer.com/slide/9062626/>

<https://www.thoughtco.com/how-teflon-sticks-to-nonstick-pans-608925>

Slika 1.62. Moguća struktura makromolekula polimera na primeru skroba: linerana komponenta amiloza i razgranati amilopektin.

<https://www.vedantu.com/question-answer/mention-the-difference-between-amylose-and-class-12-chemistry-cbse-5feac11717b07160625e5996>

Slika 1.63. Primeri prirodnih (bio) polimera – polisaharidiceluloza, skrob, lignin, hijaluronska kiselina, alginat, proteini – želatin, nukleinske – dezoksiribonukleinska kiselina.

<https://www.mdpi.com/1420-3049/27/1/94>

<https://www.tutorhelpdesk.com/homeworkhelp/Biology-/Structure-Of-Dna-Assignment-Help.html>

Slika 1.64. „Life cycle” plastičnih polimera – eksploatacija sirovina, rafinisanje, nastanak proizvoda, distribucija, upotreba, odlaganje / tretiranje plastičnog otpada.

<https://www.lifecycleinitiative.org/activities/life-cycle-assessment-in-high-impact-sectors/life-cycle-approach-to-plastic-pollution/>

Slika 1.65. Klasifikacija plastike prema monomeru/polimeru od kojih se sastoji i najčešća primena.

<https://learn.eartheasy.com/articles/plastics-by-the-numbers/>

<https://theecohub.com/types-of-plastic/>

Slika 1.66. Primeri hemijske strukture plastičnih polimera.

https://www.researchgate.net/figure/Chemical-structures-main-application-areas-and-prominence-in-marine-plastic-litter-for_fig1_317167135

Slika 1.67. Hemijske formule biopolimera koji se koriste u formulacijama bioplastike. (primer za PHA je PHB polihidroksi butirat)

<http://blog.teachersource.com/2020/08/14/diy-bioplastics/>

Slika 1.68. Fotoploča iz eksperimenta A. H. Becquerel-a iz 1896. godine.

https://www.srbatom.gov.rs/srbatom/wp-content/uploads/2020/03/Becquerel_plate-copy.jpg

Slika 1.69. Prirodno zračenje (fon).

<https://nuclearsafety.gc.ca/eng/resources/fact-sheets/natural-background-radiation.cfm>

Slika 1.70. Koncentracija uranijuma u zemljištu na području Evrope.

<https://remon.jrc.ec.europa.eu/About/Atlas-of-Natural-Radiation/Digital-Atlas/Uranium-in-soil/Uranium-concentration-in-soil->

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Slika 1.71. Izloženost kosmičkim zracima na području Evrope.

<https://remon.jrc.ec.europa.eu/About/Atlas-of-Natural-Radiation/Digital-Atlas/Cosmic/Annual-cosmicray-dose>

Slika 1.72. Uranijumski peleti.

<https://www.world-nuclear-news.org/Articles/Westinghouse-doped-fuel-pellets-move-towards-comme>

Slika 1.73. Pozadinsko („background“) zračenje.

<https://sites.duke.edu/missiontomars/the-mission/radiation/background-radiation/>

Slika 1.74. Jaka nuklearna interakcija.

<https://www.sciencefacts.net/strong-nuclear-force.html>

Slika 1.75. Radioaktivni raspad a) Alfa raspad, b) Beta raspad i c) Gama raspad.

<https://www.wizeprep.com/textbooks/high-school/physics/19804/sections/2620108>

<https://www.wizeprep.com/textbooks/high-school/physics/19804/sections/2620109>

Slika 1.76. Kriva radioaktivnog raspada.

Slika 1.77. Radioaktivni nizovi.

<https://www.chegg.com/learn/topic/radioactive-series>

Slika 1.78. Prodornost zračenja.

<https://stock.adobe.com/au/images/basic-types-of-radiation-and-the-penetrating-power-through-paper-aluminum-or-lead-alpha-beta-and-gamma-rays-in-penetration-through-different-surfaces/393977617>

Slika 1.79. Nuklearna fisija uranijuma-235.

<https://scienceready.com.au/pages/nuclear-fission-and-reactors>

Slika 1.80. Nuklearna fuzija.

<https://www.nuclear-power.com/nuclear-power/nuclear-fusion/>

II Osnove Biohemije

Slika 2.1. Čelija građa - zajedničke strukturne osobine.

Figure 1-3, Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

Slika 2.2. Građa prokariotske ćelije.

Figure 1-6, Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

Slika 2.3. Građa eukariotske ćelije (biljna i animalna). Roze bojom su okvirene organele koje nisu prisutne kod animalne, odnosno biljne ćelije.

Figure 1-7, Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

Slika 2.4. Filogenetsko drvo života, tri domena života.

https://www.researchgate.net/figure/Three-Domains-of-life-based-on-comparisons-of-16s-ribosomal-RNA-gene-sequences-in-living_fig1_262934544

Slika 2.5. Biomakromolekuli od monomer do dimera.

Figure 2-13 Molecular cell biology, 6th edition, IL Berk et al, Freeman W.H. and Company, 2007

Slika 2.6. Strukturna hijerarhija u molekularnoj organizaciji ćelije.

Figure 1-11, Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

Slika 2.7. Metabolizam, dve glavne grane metaboličkih procesa, ATP kao glavna energetska valuta ćelije.

<https://deckerst.medium.com/understanding-ketogenesis-anabolism-and-catabolism-710cc96715af>

Slika 2.8. Podela reakcija prema promeni Gibsove energije na a) Egzergone b) Endergone reakcije.

https://www.pmf.unizg.hr/_download/repository/14obk-p2_kemijske_i_fizikalne_osnove.pdf

Slika 2.9. Adenozin tri fosfat struktura, ATP (AMP – adenozin mono fosfat, ADP-adenozin di fosfat).

<https://www.enciklopedija.hr/Ilustracije/ADENOZIN.jpg>

Slika 2.10. Opšta formula aminokiseline b) R ostatak na primeru aminokiseline lizin.

Figure 3-2, Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004, pp 76 (formula aminokiseline lizin)

Slika 2.11. Stereoizomeri aminokiseina na primeru alanina.

https://www.researchgate.net/figure/Amino-acid-enantiomers-terrestrial-proteins-are-composed-of-the-L-configuration_fig1_23149466

<https://socratic.org/questions/what-are-the-optical-isomers-of-amino-acids>

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Slika 2.12. Podela aminokiselina prema aminokiselinskom ostatku.

Figure 3-2, Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

<https://www.biologyexams4u.com/2012/09/amino-acids-introduction.html>

Slika 2.13. Formiranje disulfidnih mostova između dva cisteina.

3-4 Principles of biochemistry 4/e2006 Pearson Prentice Hall, Inc

Slika 2.14. Aminokiselina – nejonizovana forma i hibridni jon kao baza i kao kiselina.

Figure 3–9 Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

Slika 2.15. Titraciona kriva glicina.

<https://socratic.org/questions/what-is-the-titration-curve-of-glycine>

Slika 2.16. Peptidna veza, N i C terminus u peptidnom nizu.

Figure 4.4. Biochemistry of the Sports and Exercise Metabolism, D. MacLaren and J. Morton, Wiley-Blackwell, 2012

Slika 2.17. Sumarni prikaz nivoa organizacije proteina od primarne do kvaternarne na primeru hemoglobina.

https://www.researchgate.net/publication/278686520_Prediction_of_protein_aggregation_inducing_mutations/download

Slika 2.18. a) Primarna struktura proteina b) Sekundarne strukture proteina.

https://www.researchgate.net/publication/278686520_Prediction_of_protein_aggregation_inducing_mutations/download

Slika 2.19. Tercijarna struktura proteina: a) Veze koje stabilizuju tercijarnu strukturu; b) Sekundarne strukture proteina u okviru tercijarne strukture proteina.

<https://www.khanacademy.org/science/biology/macromolecules/proteins-and-amino-acids/a/orders-of-protein-structure>

<https://lubrizolcdmo.com/technical-briefs/protein-structure/>

Slika 2.20. Kvaternarna struktura proteina na primeru hemoglobina.

<https://solutionpharmacy.in/estimation-of-haemoglobin-content/>

<https://www.sawanonlinebookstore.com/what-is-haemoglobin/>

<https://www.quora.com/What-is-the-structure-of-hemoglobin-and-how-is-oxygen-bound-to-it>

Slika 2.21. Denaturacija i renaturacija proteina.

https://web.njit.edu/~mitra/green_chemistry/EXP_3.htm

Slika 2.22. Aktivno mesto enzima na primeru heksokinaze čiji je supstrat glukoza, a katalizuje nastanak glukoza-6-fosfata.

<http://magadhmahilacollege.org/wp-content/uploads/2020/10/ENZYMES.pdf>

Slika 2.23. Princip katalitičkog dejstva enzima – Snižavanje energije aktivacije, S – supstrat, P- proizvod, ES enzim-supstrat i EP enzim-proizvod kompleks.

Figure 4.7. Biochemistry of the Sports and Exercise Metabolism, D. MacLaren and J. Morton, Wiley-Blackwell, 2012

Slika 2.24. Mogući principi interakcije enzima i supstrata (S – supstrat, E – enzim, ES-kompleks enzim – supstrat).

<https://www.sciencedirect.com/topics/immunology-and-microbiology/enzyme-synthesis>

Slika 2.25. Formule koenzima a) NADP, b) NAD i c) FAD.

<https://www.nature.com/articles/srep32644>

<https://www.alamy.com/flavin-adenine-dinucleotide-fad-redox-coenzyme-molecule-skeletal-formula-image159340093.html>

Slika 2.26. Oksidovana i redukovana forma koenzima: a) NAD/NADH b) FAD/FADH₂.

<https://www.differencebetween.com/difference-between-nad-nadh-and-nadh/>

<https://www.quora.com/What-is-different-between-FAD-FADH2-and-Q-QH>

Slika 2.27. Uproščeno objašnjenje razlike između apoenzima i holoenzima.

<https://lambdageeks.com/holoenzyme-and-apoenzyme/>

Slika 2.28. Centralna dogma molekularne biologije: a) Osnovna, b) Dopuna osnovne ideje c) Interakcije raznih faktora.

https://www.researchgate.net/figure/Evolution-of-the-central-dogma-of-molecular-biology-a-Most-common-vision-in-current_fig1_338385911

Slika 2.29. Otkriće strukture DNK: a) Rosalind Fraklin i slika 51 nastala difrakcijom X zraka b) Tim naučnika koji su 1962. dobili Nobelovu nagradu za svoj rad vezan za DNK strukturu James Watson, Francis Crick i Maurice Wilkins, c) Struktura DNK kao dupli desni heliks.

<https://www.kcl.ac.uk/news/the-discovery-of-the-structure-of-dna-4>

<https://www.sciencehistory.org/historical-profile/james-watson-francis-crick-maurice-wilkins-and-rosalind-franklin>

<https://www.britannica.com/biography/Maurice-Wilkins>

<https://www.javatpoint.com/dna-structure>

Slika 2.30. Enantiomeri glukoze.

<https://www.pinterest.com/pin/d-and-lglucose-are-enantiomers--614248836674190825/>

Slika 2.31. Monosaharidi: a) Aldoze i ketoze (na primeru gliceraldehida i dihidroksiace tona), b) Primeri monosaharida.

Figure 7-3, Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Slika 2.32. Primeri epimera glukoza i galaktoza.

<https://jackwestin.com/resources/mcat-content/carbohydrates/cyclic-structure-and-conformations-of-hexoses>

Slika 2.33. Formiranje hemicatela na primeru glukoze a) Različite forme prikaza ugljenih hidrata, b) Anomeri c) Cilizacija i mutarotacija.

<https://jackwestin.com/resources/mcat-content/carbohydrates/cyclic-structure-and-conformations-of-hexoses>

Slika 2.34. Formiranje glikozidne veze na primeru disaharida maltoze.

<https://www.quora.com/What-are-the-characteristics-of-a-glycosidic-bond>

Slika 2.35. Primeri oligosaharida.

https://www.brainkart.com/article/Carbohydrates---Biomolecules_34064/

Slika 2.36. Primeri polisaharida koji se sreću u prirodi.

https://www.researchgate.net/figure/Representative-structures-of-some-polysaccharides_fig4_325634091

<https://www.mdpi.com/2673-4176/3/1/5>

Slika 2.37. Zasićena (palmitinska) i mononezasićena *cis* i *trans* (palmitoleinska) masna kiselina.

https://www.researchgate.net/figure/Fatty-acids-tested-range-from-the-C-16-fatty-acids-palmitic-palmitelaidic-palmitoleic_fig1_345490832

Slika 2.38. Polinezasićene masne kiseline eikozapentaeinska (EPA), dokosaheksaenska (DHA) i eikozatetraeoinska (arahidonska, ARA) kiselina.

https://www.researchgate.net/figure/Chemical-structure-of-common-n-3-and-n-6-polyunsaturated-fatty-acids_fig4_281311005

Slika 2.39. Prikaz strukture a) Triglicerida, b) Fosfolipida.

Figure 10-2, Figure 10-8, Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

Slika 2.40. Holesterol kao prekursor biološki aktivnih molekula.

<https://medical-dictionary.thefreedictionary.com/cholesterol>

Slika 2.41. Primeri lipidnih pigmenata, vitamina i signalnih molekula.

https://www.lipidmaps.org/resources/lipidweb/lipidweb_html/lipids/fa-eic/eicintro/index.htm

<https://www.sigmaaldrich.com/RS/en/product/sigma/c9750>

https://www.researchgate.net/figure/Tocopherol-s-chemical-structure_fig1_280532501

Slika 2.42. Struktura ćelijske membrane.

<https://www.khanacademy.org/science/ap-biology/cell-structure-and-function/plasma-membranes/a/structure-of-the-plasma-membrane>

Slika 2.43. Lipidne strukture koje mogu formirati fosfolipidi u vodenoj sredini.

<https://alg.manifoldapp.org/read/fundamentals-of-cell-biology/section/63bdf811-2ef8-41c1-a07b-ef62d182b7f1>

Slika 2.44. Fosfolipidni dvosloj a) Organizacija dvosloja, b) Struktura fosfolipida.

https://bio.libretexts.org/Bookshelves/Introductory_and_General_Biology/Map%3A_Raven_Biology_12th_Edition/03%3A_The_Chemical_Building_Blocks_of_Life/3.05%3A_Lipids-_Hydrophobic_Molecules/3.5C%3A_Phospholipids

Slika 2.45. Neki od najzastupljenijih fosfolipida u strukturi ćelijske membrane (masne kiseline u strukturi su palmitinska i stearinska).

https://www.researchgate.net/figure/General-structure-of-phospholipids-and-common-head-groups-PLs-contain-two-fatty-acids_fig1_261605192

Slika 2.46. Steroli zastupljeni u strukturi ćelijskih membrana eukariota i prokariota.

https://www.researchgate.net/figure/Basic-structure-of-sterol-top-and-the-chemical-structures-of-the-most-common-sterols_fig3_262496451

<https://www.khanacademy.org/science/ap-biology/cell-structure-and-function/plasma-membranes/a/structure-of-the-plasma-membrane>

Slika 2.47. Struktura glikolipida.

<https://www.sciencedirect.com/topics/biochemistry-genetics-and-molecular-biology/glycolipid>

<https://www.khanacademy.org/science/ap-biology/cell-structure-and-function/plasma-membranes/a/structure-of-the-plasma-membrane>

Slika 2.48. Proteini ćelijske membrane.

<https://www.khanacademy.org/science/ap-biology/cell-structure-and-function/plasma-membranes/a/structure-of-the-plasma-membrane>

Slika 2.49. Načini interakcije proteina u plazminoj membrani.

<https://slideplayer.com/slide/7682695/>

Slika 2.50. Funkcije proteina ćelijske membrane.

<https://www.slideshare.net/EranEarland/13-cell-membrane>

Slika 2.51. Struktura lipidnog splava vezanog za signalnu transdukciju.

https://www.researchgate.net/figure/A-Lipid-Raft-Membrane-Microdomain_fig1_295731792

Slika 2.52. Krvne grupe prema glikoproteinima (oligosaharidnoj komponenti) u membrani eritrocita. https://chem.libretexts.org/Courses/Georgia_Southern_University/CHEM_1152%3A_Survey_of_Chemistry_II_%28GSU_-_Dr._Osborne%29/06%3A_Carbohydrates/6.07%3A_Oligosaccharides

Slika 2.53. Glikokaliks na primeru enterocita *Felis catus* (mačka).

<http://www.cellimagelibrary.org/images/10929>

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Slika 2.54. Tipovi ćelijskog transporta a) Pasivni i aktivni putem proteina nosača/transportera b) Aktivni endocitoza i egzocitoza.

<https://www.ck12.org/biology/exocytosis-and-endocytosis/lesson/Exocytosis-and-Endocytosis-BIO/>

Slika 2.55. Ponašanje animalne i biljne ćelije u zavisnosti od rastvora u kome se nalazi: a) Hipertonični rastvor, b) Izotonični rastvor, c) Hipotonični rastvor.

https://www.macmillanhighered.com/BrainHoney/Resource/6716/digital_first_content/trunk/test/hillis2e/asset/img_ch5/c05_fig03.html

Slika 2.56. Olakšana difuzija - načini kretanja kroz proteinske kanale/nosače.

<https://www.askiitians.com/biology/transport-in-plants/>

Slika 2.57. Aktivni transport: a) Primarni, b) Sekundarni.

Figure 11-35 Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

Slika 2.58. Princip rada P-ATP-aze zadužene za Na⁺/K⁺ transport.

<https://www.sciencedirect.com/topics/biochemistry-genetics-and-molecular-biology/sodium-potassium-atpase>

Slika 2.59. Membranski potencijal koji je obezbeđen pomoću aktivnog transporta jona natrijuma i kalijuma.

Figure 11-36 Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

Slika 2.60. Procesi koji su vezani za fuzionisanje plazmaleme i membrana organela i formiranje vezikula.

Figure 11-23, Lehninger Principles of biochemistry 4th edition, Nelson D.L. and Cox M.M. Freeman W.H. and Company, 2004

Slika 2.61. Uprošćeni prikaz egzocitoze.

<https://jackwestin.com/resources/mcat-content/plasma-membrane/exocytosis-and-endocytosis>

Slika 2.62. Uprošćeni prikaz tipova endocitoze: a) Fagocitoza, b) Pinocitoza, i c) Endocitoza posredovana receptorom.

<https://jackwestin.com/resources/mcat-content/plasma-membrane/exocytosis-and-endocytosis>

Slika 2.63. Intercelularni i transmembranski vezikularni transport kao funkcija Goldžijevog aparata.

<https://www.nature.com/scitable/topicpage/how-do-proteins-move-through-the-golgi-14397318/>

Slika 2.64. Vezikularne organele a) Lizozomi, b) Peroksizomi.

<https://sites.google.com/site/highlightsofcellsandorganelles/vacuole-lisosomes-and-chlorplast>
<https://micro.magnet.fsu.edu/cells/peroxisomes/peroxisomes.html>

Slika 2.65. Lanac transporta elektrona.

https://chem.libretexts.org/@api/deki/files/367039/Figure_07_04_01.jpg?revision=1

Slika 2.66. Ubrzana eutrofikacija pod antropogenim delovanjem.

<https://2020.igem.org/Team:Duesseldorf/Eutrophication>

Slika 2.68. Zakišeljavanje okeana – ilustracija.

<https://bljesak.info/gospodarstvo/ekologija/ubrzano-raste-zakiseljavanje-oceana-problem-cije-je-dalekosezne-posljedice-tesko-pojmiti/370729>

Slika 2.69. Načini izlaganja radioaktivnom zračenju.

<https://www.env.go.jp/en/chemi/rhm/basic-info/1st/01-01-04.html>

Slika 2.70. Penetracija radona u zatvoreni prostor.

<https://www.cdc.gov/radon/radon-facts-ld.html>

III Praktični deo

Slika 3.1. Najčešće korišćeno stakleno posuđe u laboratoriji za hemiju.

<http://www.kpu.edu.rs/cms/data/rezultati/Materijal%20za%20polaganje%20ulaznog%20testa%20UuH.pdf>

Slika 3.2. Pravilan način očitavanja zapremine tečnosti.

<http://www.kpu.edu.rs/cms/data/rezultati/Materijal%20za%20polaganje%20ulaznog%20testa%20UuH.pdf>

Slika 3.3. Pribor od porcelana, metala i drveta.

<http://www.kpu.edu.rs/cms/data/rezultati/Materijal%20za%20polaganje%20ulaznog%20testa%20UuH.pdf>

Slika 3.4. Prikaz tačnosti i preciznosti: narandžasti skup – tačni i neprecizni rezultati, crveni skup – netačni i neprecizni rezultati, žuti skup – netačni i precizni rezultati, i zeleni skup – tačni i precizni rezultati.

<https://d1wfu1xu79s6d2.cloudfront.net/wp-content/uploads/2014/02/LR4-fig-1-Accurate-results-are-achieved-by-improving-both-precision-and-trueness.png>

Slika 3.5. Prefiksi jedinica, njihove oznake i njihove vrednosti izražene brojem.

[http://2.bp.blogspot.com/-ibow_e0QQ_I/SVI4mzu4PI/AAAAAAAAAOk/_h_3S5YUSag/s1600/Screenshot%2B\(215\).png](http://2.bp.blogspot.com/-ibow_e0QQ_I/SVI4mzu4PI/AAAAAAAAAOk/_h_3S5YUSag/s1600/Screenshot%2B(215).png)

Slika 3.6. Vidljivi deo elektromagnetnog spektra.

<https://gamma-sci.com/wp-content/uploads/2021/07/7.2.21-Electromagnetic-Spectrum.jpg>

HEMIJA ŽIVOTNE SREDINE

Slika 3.8. Šematski prikaz merenja koristeći Lamber-Berov zakon.

<https://ars.els-cdn.com/content/image/3-s2.0-B9780128092545000026-f02-22-9780128092545.jpg>

Slika 3.9. Primeri provodljivosti rastvora neelektrolita, slabih i jakih elektrolita.

https://chem.libretexts.org/@api/deki/files/103925/CNX_Chem_11_02_electrolyt.jpg?revision=1&size=bestfit&width=701&height=349

Slika 3.10. Šematski prikaz razmene jona na pH elektrodi.

https://chem.libretexts.org/@api/deki/files/103339/pH_sensor.png?revision=1&size=bestfit&width=592&height=351

Slika 3.11. Prikaz staklene elektrode.

<https://asdlb.org/imageandvideoexchange/forum/files/2013/07/Figure11.16.jpg>

Slika 3.12. Aparatura za titraciju.

<https://media.istockphoto.com/id/1353207148/vector/acid-base-titration-and-neutralization-reaction-in-chemistry.jpg?s=612x612&w=0&k=20&c=rf818htRKZwcnAkE4r7hh0XcMF-ASbOkLpcU3Dw7P6l=>

Slika 3.13. Primeri titracionih krivih.

https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcRUCNidcDUVMHk0nogjMj8o_4Tf5uKIda6Y4A&usqp=CAU

Slika 3.14. pH interval promene boje nekih indikatora.

<https://i1.wp.com/cms.jackwestin.com/wp-content/uploads/2020/03/indicators.jpg?resize=1025%2C903&ssl=1>

Slika 3.15. Koraci koji se sprovode prilikom određivanja suspendovanih materija u vodi.

<https://images.app.goo.gl/B8tCj7Va498HYvkm8>

Slika 3.16. Koraci koji se sprovode prilikom određivanja suvog ostatka vode.

<https://images.app.goo.gl/4cb9rT3udeQvhkCd9>

Slika 3.17. Struktura etilendiamintetrasirćetne kiseline (EDTA).

Popović B., Štajner D., Ždero Pavlović R., Blagojević B., Mičić N. (2020). Praktikum iz hemije sa teorijskim osnovama, Poljoprivredni fakultet Univerziteta u Novom Sadu, ISBN 978-86-7520-461-9

Slika 3.18. Promena boje uzorka vode prilikom kompleksometrijske titracije.

[https://chem.libretexts.org/Courses/BethuneCookman_University/B-CU%3A_CH-345_Quantitative_Analysis/Book%3A_Analytical_Chemistry_2.1_\(Harvey\)/09%3A_Titrimetric_Methods/9.03%3A_Complexation_Titrations](https://chem.libretexts.org/Courses/BethuneCookman_University/B-CU%3A_CH-345_Quantitative_Analysis/Book%3A_Analytical_Chemistry_2.1_(Harvey)/09%3A_Titrimetric_Methods/9.03%3A_Complexation_Titrations)

Slika 3.20. Postupak određivanja hlorida po Moru.

https://www.canterbury.ac.nz/media/documents/science-outreach/chloride_mohr.pdf

Slika 3.21. Prikaz Molisch-ove (Hans Molisch) dokazne reakcije za ugljene-hidrate.
<https://www.chemistrylearner.com/wp-content/uploads/2020/05/Molisch-Test-Reaction.jpg>; <https://i.ytimg.com/vi/7fJte0iynSs/maxresdefault.jpg>

Slika 3.22. Prikaz Fehling-ove (Herrman von Fehling) dokazne reakcije za ugljene-hidrate.
<https://www.chemistrylearner.com/wp-content/uploads/2020/02/Fehlings-Test-Glucose.jpg>, <https://onlinesciencenotes.com/wp-content/uploads/2019/11/feh-test.jpg>

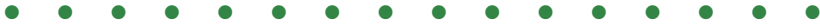
Slika 3.23. Prikaz reakcije glukoze sa Tollens-ovim (Bernhard Christian Gottfried Tollens) reagensom.
<https://www.vedantu.com/question-sets/2bd1da64-23f6-4ea8-8e9de192b257bf634917478320382298076.png>, <https://media.sciencephoto.com/image/a5000268/225>

Slika 3.24. Liebermann-Burchard (Liebermann von Szentlőrinc Leó i Hans Burchard) reakcija.
<https://static-02.hindawi.com/articles/ijfs/volume-2019/9045938/figures/9045938.fig.001.svgz>

Slika 3.25. Hidroliza skroba u prisustvu amilaze.
https://lh4.googleusercontent.com/zANA2dLp6eKBECDwIXAT5Bh3TWyuCvJTTwZ11E-HegBLI2lq55qJOwG6cYbuSlpTj3T_-oDMdpzCRi2nLkMovOt-S4XzfAxDzk7wWd3n_z4jtp53i8W6UOf23V-VxQbATWnvm84RWB; <https://i.ytimg.com/vi/9-ccrZU7Z8I/maxresdefault.jpg>

Slika 3.26. Primer izolovane DNK iz voća i šematski prikaz elektroforeze nukleinskih kiselina.
<https://learn-genetics.b-cdn.net/labs/extraction/howto/images/dnalotslg.jpg>
https://www.bio-rad.com/webroot/web/images/lsr/solutions//technologies/protein_electrophoresis_blotting_and_imaging/protein_electrophoresis/technology_detail/pet11_img1.jpg

Biografije autorki



dr Milena G. Rikalović, docent

Milena G. Rikalović rođena je 20.01.1983. godine u Beogradu, gde je završila osnovnu školu „Josif Pančić“ i XIII beogradsku gimnaziju (prirodno-matematički smer) kao vukovac. Studije biohemije na Hemijskom fakulteta Univerziteta u Beogradu, upisala je 2002. godine. Diplomirala je na Katedri za biohemiju 2008. godine diplomskim radom pod nazivom: *“LC-MS karakterizacija komponenti hekasenskog kompleksa N-85”*. Iste godine upisuje doktorske studije na matičnom fakultetu, a doktorsku disertaciju pod nazivom *“Ispitivanje ramnolipida dobijenih pomoću sojeva Pseudomonas aeruginosa izolovanih iz sredina zagađenih naftom i naftim derivatima”* odbranila je 2013. godine. Doktorat je realizovala kao stipendista doktorskih studija Ministarstva prosvete, nauke i tehnološkog razvoja RS (MPNTR RS), u okviru dva nacionalna naučna projekta: *Simultana bioremedijacija i soilifikacija degradiranih prostora, za očuvanje prirodnih resursa biološki aktivnih supstanci i razvoj i proizvodnju biomaterijala i dijetetskih proizvoda i Proizvodni mobilni bioreaktor i dobijanje biomase mikroorganizama za bioremedijaciju*. Nakon čega svoju karijeru nastavlja u visokom strukovnom i akademskom obrazovanju.

Dr Rikalović je od 2019. godine je docent na studijskom programu Životna sredina i održivi razvoj Univerziteta Singidunum, a pored toga od 2014. godine ima i zvanje naučni saradnik u oblasti prirodnih nauka - hemija. Pored dugogodišnjeg naučno istraživačkog rada i profesure, dr Rikalović je radila i u poljoprivrednoj industriji u oblasti primenjene mikrobiologije (biopreparati za razvoj biljaka i tretman fitopatogena, optimizacija fermentacije metabolita upotrebom SCADA programa, ispitivanje biološke aktivnosti preparata, *up scale procesa*), kada je bila i rukovodilac inovacionog projekta *Mikrobna formulacija za tretman otpadnih voda industrije skroba i šećera* podržanog od strane MPNTR RS.

Oblast naučno istraživačkog rada dr Rikalović je fundamentalna i primenjena mikrobiologija, biotehnologija, ekotoksikologija, faktori životne sredine i zdravlje. Primarna oblast interesovanja i naučno istraživački rad usmeren je na mikroorganizme koji su izolovani iz kontaminiranih sredina, njihove sekundarne metabolite, biofilm i interakciju mikroorganizama sa polutantima, kao i na primenu mikroorganizama u bioremedijaciji (razumevanje mehanizama koji leže u osnovi ovih procesa, i odgovor mikroorganizama na prisustvo polutanta).

Do sada dr Milena G. Rikalović je kao autor i/ili koautor objavila 12 radova kategorija M20 i jedan rad kategorije M53, četiri poglavlja u međunarodnim monografijama, jedno tehničko rešenje i preko 20 radova na konferencijama u zemlji i inostranstvu. Prema indeksnoj bazi *Web of Science* i *Scopus* dr Rikalović ima 183, odnosno 216 citata, uz *h*-indeks 7 prema podacima obe baze. Recenzent je po pozivu za više međunarodnih naučnih časopisa, kvalifikovani recenzent za procenu projekata, i recenzent za Nacionalno akreditaciono telo RS. Saradnik je Ekspertske mreže za zelenu ekonomiju pri Fondaciji za razvoj ekonomske nauke (FREN) koju je osnovao Ekonomski fakultet BU kao ekspert iz oblasti nauka o životnoj sredini i zaštite životne sredine.



dr Gordana P. Jovanović, viši naučni saradnik

Gordana P. Jovanović (ranije Vuković) je rođena 1988. godine u Cetinju, danas Republika Crna Gora. Hemijski fakultet Univerziteta u Beogradu (studijska grupa Hemija životne sredine) upisala je školske 2007/08 godine. Doktorirala je 2015. godine na temu *“Biomonitoring zagađenosti vazduha gradske sredine suspendovnim česticama, elementima u tragovima i policikličnim aromatičnim ugljovodonicima korišćenjem mahovina Sphagnum girgensohnii Russow i Hypnum cupressiforme Hedw”*. Postdoktorsko usavršavanje realizovala je u Jedinici za biokemiju i organsku analitičku kemiju Instituta za medicinska istraživanja i medicinu rada, Zagreb, Republika Hrvatska u periodu 2017.-2018. godine.

Dr Jovanović je 2013. godine zaposlena kao istraživač pripravnik u Laboratoriji za fiziku zaštite životne sredine Instituta za fiziku – Institutu od nacionalnog značaja za Republiku Srbiju. Promovisana je u istraživača saradnika 2014. godine, 2016. godine u naučnog saradnika, a 2021. godine u višeg naučnog saradnika. Dr Jovanović je dobitnica Specijalnog priznanja Srpskog hemijskog društva za 2012. godinu za izuzetan uspeh postignut tokom osnovnih studija na Hemijskom fakultetu Univerziteta u Beogradu. Takođe, dobitnik je Prve nagrade Fondacije „Docent dr Milena Dalmacija“ za doktorsku disertaciju koja je dala najveći naučni doprinos iz oblasti zaštite životne sredine na univerzitetima u Republici Srbiji za period od 1. 10. 2012. do 30. 9. 2015. godine. Tokom 2017. godine, dr Jovanović je bila stipendista MPNTR RS za postdoktorsko usavršavanje u Zagrebu, Republika Hrvatska. Od 2019. je angažovana i kao predavač na osnovnim studijama studijskih programa Životna sredina i održivi razvoj i Farmacija Univerziteta Singidunum u Beogradu.

Naučno-istraživački rad dr Jovanović je usmeren na interdisciplinarna istraživanja u oblasti primenjene hemije, fizičke hemije i hemije zaštite životne sredine. U okviru istraživanja, prati prisustvo, poreklo, i raspodelu organohlorovanih pesticida i poluhlorovanih bifenila u biomonitorima (morskih i jezerskih riba, majčinog mleka i mahovina); suspendovanih čestica, neorganskih oksida, lako isparljivih organskih jedinjenja i policikličnih aromatičnih ugljovodonika u vazduhu i kišnici; i elemenata u tragovima u zemljištu.

Aktivnosti dr Jovanović obuhvataju: 1) osmišljavanje i izvođenje eksperimentalnih postavki za prikupljanje podataka, kao i korišćenje podataka iz javno dostupnih baza; 2) razvijanje, optimizaciju i primenu različitih analitičkih metoda za hemijsku analizu uzoraka iz životne sredine, i 3) primenu naprednih statističkih metoda i veštačke inteligencije i tzv. „*explainable artificial intelligence*“ za proučavanje porekla zagađujućih supstanci, njihove međusobne interakcije i zavisnosti od spoljašnjih faktora.

Dosadašnji rad dr Gordane Jovanović obuhvata: 35 rada u međunarodnim časopisima kategorije M20, 9 poglavlja u međunarodnim monografijama, uredništvo istaknute međunarodne monografije, više od 50 saopštenja na međunarodnim naučnim skupovima i 7 saopštenja na naučnim skupovima nacionalnog značaja. Dr Jovanović je rukovodila ili bila učesnik na 7 međunarodnih i 10 nacionalnih projekata. Prema bazama podataka *Web of Science* i *Scopus*, radovi dr Jovanović su citirani 489, odnosno 533 puta, uz *h*-indeks 14 prema podacima obe baze.



dr Ivana V. Jelić, naučni saradnik

Ivana V. Jelić rođena je 1971. godine u Beogradu, gde je završila osnovnu školu „20. Oktobar“ i X beogradsku gimnaziju, prirodno-naučni smer. Diplomirala je na Hemijskom fakultetu Univerziteta u Beogradu i završila master studije na Fakultetu za primenjenu ekologiju Univerziteta Singidunum, nakon čega je u septembru 2017. godine i doktorirala na temu „*Primena kompozitnog građevinskog otpada za imobilizaciju radionuklida i teških metala sorpcijom*“ na istoimenom fakultetu i stekla zvanje Doktor nauka u oblasti nauka o zaštiti životne sredine. Godine 2018. završila je i specijalističke akademske studije na Građevinskom fakultetu Univerziteta u Beogradu na temu „*Termičke i fizičko-mehaničke karakteristike novog termoizolacionog materijala baziranog na biljnim vlaknima *Miscanthus x Giganteus**“ i stekla zvanje Specijalista inženjer energetske efikasnosti u zgradarstvu.

Dr Ivana Jelić je 2019. godine izabrana u zvanje naučni saradnik. Radila je kao asistent i, kasnije docent na Fakultetu za primenjenu ekologiju Univerziteta Singidunum i u Istraživačko-razvojnem Institutu Lola. Od 2020. godine zaposlena je u Institutu za nuklearne nauke Vinča, Institutu od nacionalnog značaja za Republiku Srbiju u Laboratoriji za zaštitu od zračenja i zaštitu životne sredine kao Rukovodilac za kvalitet Laboratorije za radijaciona merenja, akreditovane prema standardu SRPS ISO/IEC 17025, Opšti zahtevi za kompetentnost laboratorija za ispitivanje i laboratorija za etaloniranje.

Učestvovala je na nacionalnom naučnom projektu „*Razvoj tehnoloških procesa prerade nestandardnih koncentrata bakra u cilju optimizacije emisije zagađujućih materija*“, Ministarstva prosvete, nauke i tehnološkog razvoja Republike Srbije, kao i projektu „*Istraživanje energetske, ekološke i ekonomske opravdanosti korišćenja energetske i remedijacione biomase kao nekonstrukcionog građevinskog materijala*“ Fakulteta za primenjenu ekologiju Univerziteta Singidunum u saradnji sa Mašinskim i Građevinskim fakultetom Univerziteta Beogradu uz rukovođenje projektnim zadatkom „*Ispitivanje novih termoizolacionih materijala na bazi biomase *Miscanthus x Giganteus* uz korišćenje prirodnih veziva, kreča i zeolita, i otpadnog materijala, elektrofilterskog pepela*“.

U drugom ciklusu projekta Proof of concept Fonda za inovacionu delatnost RS, rukovodila je projektom pod nazivom „*Utilization of Construction and Demolition Debris in Novel Geopolymer Building Products*“.

Naučno-istraživački rad dr Ivane Jelić usmeren je na multidisciplinarna istraživanja u oblasti primenjene hemije, hemije životne sredine, nauke o materijalima i energetske efikasnosti održivosti i zaštite životne sredine. U okviru istraživanja, bavi se korišćenjem otpadnih materijala i razvojem novih materijala na bazi otpadni sirovina u svrhu prečišćavanja tečnog radioaktivnog otpada i otpadnih voda, kao i razvojem održivih termoizolacionih materijala na bazi otpada.

U dosadašnjem naučnom delovanju dr Ivana Jelić objavila je više publikacija na SCI listi i u časopisima od nacionalnog značaja, kao i na međunarodnim i domaćim konferencijama i to 17 radova kategorije M20 i četiri rada kategorije M53, tehničko rešenje M85 i preko 50 radova na konferencijama u zemlji i inostranstvu. Prema indeksnoj bazi *Web of Science* i *Scopus* dr Ivana Jelić ima 79 citata, uz *h*-indeks 4 prema podacima obe baze.

© 2023

Sva prava zadržana. Nijedan deo ove publikacije ne može biti reprodukovan u bilo kom vidu i putem bilo kog medija, u delovima ili celini bez prethodne pismene saglasnosti izdavača.



Milena Rikalović
Gordana Jovanović
Ivana Jelić

Hemija životne sredine

Kompleksni procesi koji se dešavaju u ekološkim medijumima (zemljištu, vodi i vazduhu) zasnivaju se fundamentalnoj hemiji i njenim zakonitostima. Istraživanje i širenje saznanja vezanih za složene fenomene i probleme u životnoj sredini u direktnoj je vezi sa napretkom u oblasti hemije, bilo da govorimo o ekosistemu koji je u homeostazi, ili narušavanju njegove ravnoteže usled prisustva zagađujućih supstanci (koje su prisutne usled prirodnih procesa ili antropogenog delovanja) i njihovoj interakciji sa sa činocima životne sredine.

Živi sistemi, bez obzira da li govorimo o jednostavnim ili složenim organizmima, su dinamični i tokom evolucije su se prilagodili uslovima životne sredine i razvili metaboličke putanje koje su im omogućile da opstaju i preživljavaju nastale promene u okruženju. Kako bismo razumeli uticaj faktora životne sredine i kako različiti hemijski procesi utiču na funkcionisanje organizama, od odgovora koji opažamo na makro nivou, a zatim i na celularnom (molekulskog nivoa interakcija) nivou, neophodno je savladavanje znanja iz biohemije.

Razumevanje hemijskih procesa i fizičko-hemijskih karakteristika elemenata i jedinjenja je neophodno za praćenje, procenu i evaluaciju stanja životne sredine. Dodatno oponašanje (bio)hemijskih procesa u tehnologiji i industriji osnova je zelene hemije, koja primenjena u održivoj proizvodnji utiče na redukciju emisije gasova staklene bašte, redukciju nastajanja otpada, smanjenje upotrebe primarnih izvora energije, itd.

Nastavni udžbenik Hemija životne sredine ima za cilj da studenti savladaju osnovna znanja iz hemije i biohemije koja su od značaja za kvalitetno razumevanje, praćenje i analizu složenih dešavanja u životnoj sredini, koji su deo prirodnih ciklusa ili nastaju kao posledica zagađenja ekoloških medijuma. Sadržajem udžbenika obuhvaćeni su kroz teorijski deo osnove hemije i osnove biohemije, a kroz primere su povezana fundamentalna znanja iz ovih nauka i procesi u životnoj sredini (kisele kiše, gasovi staklene bašte, zakišeljavanje oken, puferi u ljudskom organizmu, eutrofikacija, itd.). Kroz praktični deo date su najčešće korišćene laboratorijske metode u hemiji i biohemiji kroz računске i ekperimentalne zadatke, koje se primenjuju u oblasti životne sredine.