

**Naslov**

Hemija koja nas okružuje

**Autor**

Omer Mahmutović

**Izdavač**

Pedagoški fakultet, Sarajevo

**Recenzenti**

Prof. dr. Jasna Huremović

Prof. dr. Avdo Voloder

**Štampa**

Dobra knjiga, Sarajevo

**Tiraž**

100

**Dizajn korica**

Ismar Hajro

**Tehnička obrada**

Alem Hodžić

-----  
CIP - Katalogizacija u publikaciji

Nacionalna i univerzitetska biblioteka Bosne i Hercegovine, Sarajevo

54(075.8)

MAHMUTOVIĆ, Omer

Hemija koja nas okružuje / Omer Mahmutović. - Sarajevo : Pedagoški fakultet, 2017. - 205 str. : ilustr. ; 25 cm

Bibliografija: str. 201. - Registar.

ISBN 978-9926-448-00-4

COBISS.BH-ID 24378118

<-----

Omer Mahmutović

# HEMIJA

## KOJA NAS OKRUŽUJE

Sarajevo, 2017



# SADRŽAJ

<b>1. TVARI I NJIHOVA SVOJSTVA</b> .....	9
1.1 Materija (masa i energija).....	9
1.2 Fizičko stanje materije i agregatna stanja.....	11
1.3 Fizičke i hemijske osobine.....	15
1.4 Čiste tvari i smjese.....	16
<b>2. ATOMI I MOLEKULE</b> .....	21
2.1 Pojam atoma.....	21
2.2 Struktura atoma.....	22
2.2.1 Atomski broj.....	26
2.2.2 Maseni broj i izotopi.....	26
2.2.3 Jedinica atomske mase.....	27
2.2.4 Prosječna relativna atomska masa.....	28
2.3 Elektronski omotač atoma.....	28
2.3.1 Borov model atoma i Plankova kvantna teorija.....	28
2.3.1.1 Spektar elektromagnetnih talasa.....	30
2.3.2 Elektronske ljuske i kvantni brojevi.....	32
2.3.3 Elektronska konfiguracija atoma.....	34
2.3.4 Zaključno o atomu.....	37
2.4 Periodni sistem elemenata.....	39
2.5 Molekule.....	45
2.6 Elementi, spojevi i smjese.....	46
<b>3. RELATIVNA ATOMSKA MASA I KOLIČINA TVARI</b> .....	49
3.1 Mase atoma i molekula.....	49
3.2 Količina tvari i molarna masa.....	52
<b>4. HEMIJSKI ZAKONI I JEDNAČINE</b> .....	55
4.1 Hemijske jednačine.....	55
4.2 Stehiometrijski račun.....	58
4.3 Gasni zakoni.....	62
4.3.1 Bojl - Mariotov zakon.....	63
4.3.2 Šarl - Gej-Lisakov zakon.....	64
4.3.3 Daltonov zakon parcijalnih pritisaka.....	65

<b>5. HEMIJSKE VEZE</b> .....	67
5.1 Teorija valence.....	67
5.2 Ionska veza.....	69
5.2.1 Nastajanje ionskih spojeva.....	69
5.2.2 Osobine ionskih spojeva.....	72
5.3 Kovalentna veza.....	73
5.3.1 Napolarna kovalentna veza.....	73
5.3.2 Elektornegativnost i oksidacioni broj - valenca.....	74
5.3.3 Polarna kovalentna veza.....	76
5.3.4 Osobine kovalentnih spojeva.....	77
5.4 Metalna veza.....	77
5.4.1 Slobodni elektroni.....	77
5.4.2 Osobine metalnih tvari.....	78
5.4.3 Provodnici, poluprovodnici i izolatori.....	79
5.4.4 Legure.....	82
5.5 Međumolekulske veze - vodikova veza.....	83
<b>6. DISPERZIONI SISTEMI</b> .....	87
6.1 Grubi disperzioni sistemi - suspenzije.....	89
6.2 Koloidni sistemi.....	89
6.2.1 Stabilnost koloida.....	90
6.2.2 Sol i gel.....	93
6.2.3 Prirodni fenomeni vezani za koloidne sisteme.....	94
6.3 Pravi rastvori.....	97
6.3.1 Izražavanje sastava rastvora.....	97
6.3.2 Razblaživanje i koncentriranje rastvora.....	98
6.3.3 Polarni i nopolarni rastvarači.....	99
6.3.4 Fizička svojstva rastvarača.....	100
6.3.4.1 Viskozitet tečnosti.....	100
6.3.4.2 Površinski napon tečnosti.....	101
6.3.4.3 Pritisak para tečnosti.....	103
6.3.5 Rastvaranje čvrstih tvari u vodi.....	104
6.3.6 Rastvaranje tečnih tvari u vodi.....	106
6.3.7 Rastvaranje gasova u vodi.....	108
6.3.8 Koligativne osobine rastvora.....	109
6.3.8.1 Pritisak para rastvora.....	110
6.3.8.2 Povećanje tačke ključanja rastvora.....	111
6.3.8.3 Smanjenje tačke zamrzavanja rastvora.....	112
6.3.8.4 Osmoza i osmotski pritisak.....	112

6.3.9	Prolazak struje kroz rastvore - elektroliti.....	116
6.3.9.1	Kiseline, baze (alkalije) i soli.....	118
<b>7.</b>	<b>HEMIJSKE REAKCIJE.....</b>	<b>121</b>
7.1	Vrste hemijskih reakcija.....	122
7.1.1	Analiza i sinteza.....	122
7.1.2	Taloženje i supstitucija.....	123
7.1.3	Sagorijevanje, egzotermne i endotermne reakcije.....	124
7.1.4	Oksidacija i redukcija.....	126
7.1.4.1	Generalna definicija oksidacije i redukcije.....	127
7.1.5	Povratne reakcije.....	128
7.1.5.1	Povratne reakcije u industriji.....	129
7.2	Brzina hemijske reakcije.....	130
7.2.1	Mjerenje brzine hemijske reakcije.....	132
7.2.2	Faktori koji utiču na brzinu hemijske reakcije.....	134
7.2.2.1	Uticao koncentracije.....	134
7.2.2.2	Uticao temperature.....	135
7.2.2.3	Uticao površine reaktanata.....	136
7.2.2.4	Uticao katalizatora.....	138
7.2.3	Kako pojedini faktori utiču na brzinu hemijske reakcije?.....	139
7.2.3.1	Koncentracija.....	140
7.2.3.2	Temperatura.....	140
7.2.3.3	Površina reaktanata.....	141
7.2.3.4	Katalizatori.....	141
7.3	Usmjerenost i ravnoteža hemijske reakcije.....	141
7.3.1	Ravnoteža u homogenim i heterogenim sistemima.....	143
7.3.2	Ravnoteža u vodenim rastvorima elektrolita.....	144
7.3.2.1	Disocijacija čiste vode.....	144
7.3.2.2	Disocijacija kiselina i baza.....	145
7.3.2.3	Jačina baza i kiselina.....	146
7.3.2.4	pH skala.....	150
7.4	Energetske promjene pri hemijskim reakcijama.....	154
7.4.1	Eksplozivne reakcije.....	154
<b>8.</b>	<b>ELEKTROHEMIJA.....</b>	<b>157</b>
8.1	Elektroliza.....	158
8.1.1	Elektroliza taline elektrolita.....	159
8.1.2	Elektroliza s rastvorljivom elektrodom.....	160
8.1.3	Elektroliza vode.....	162
8.1.4	Faradejevi zakoni elektrolize.....	163

8.2	Galvanski članci.....	164
8.2.1	Primarni galvanski članci.....	167
8.2.1.1	Leklanšeova ili cink-hlorid baterija.....	167
8.2.1.2	Alkalna baterija.....	168
8.2.1.3	Dugmaste baterije.....	169
8.2.2	Sekundarni galvanski članci.....	171
8.2.2.1	Olovni akumulator.....	171
8.2.2.2	Nikl-kadmij (Ni-Cd) baterije.....	173
8.2.2.3	Nikl-metalhidrid (Ni-MH) baterije.....	173
8.2.2.4	Litijske baterije.....	174
8.2.3	Gorivi članci.....	176
8.2.4	Voltin elektrohemijski niz metala.....	178
8.3	Korozija metala.....	181
8.3.1	Korozija (hrđanje) željeza.....	182
8.3.2	Zaštita željeza od korozije.....	185
<b>9.</b>	<b>RADIOAKTIVNOST.....</b>	<b>189</b>
9.1	Radijacija.....	190
9.1.1	Vrijeme poluraspada.....	192
9.1.2	Upotreba radijacije.....	192
9.2	Nuklearna energija.....	194
9.2.1	Nuklearna fisija.....	195
9.2.1.1	Nekontrolisana nuklearna fisija - Atomska bomba.....	196
9.2.1.2	Kontrolisana nuklearna fisija - Nuklearne termoelektrane.....	197
9.2.2	Nuklearna fuzija.....	198

# PREDGOVOR

Hemija je prirodna nauka koja se bavi svojstvima, sastavom i strukturom tvari, zatim promjenama kojima tvar može biti izložena i energetskim učincima koji prate te procese. U navedenoj definiciji hemije, upravo je akcenat na promjenama tvari, hemija se prije svega bavi promjenama, a da bi se objasnila promjena tvari mora se znati njena struktura. Ove promjene prate energetski efekti, oni su nekad uzrok, a nekad posljedica tih promjena.

Pretpostavlja se da je naziv hemija nastao od arapske riječi al-kimija, u prijevodu crna zemlja (arap. naziv za Egipat), tačnije vještina iz crne zemlje - Egipta. Kao moderna nauka počinje svoj put tokom XVII stoljeća razvijajući se iz fizike kao temeljne prirodne nauke. Može se i smatrati da je moderna hemija ustvari dio fizike, no hemija nekim svojim istraživačkim formama vuče vezu sa alhemijom bez obzira na njihove suštinske razlike. S druge strane istorijski gledano hemija se može smatrati i najstarijom ljudskom intelektualnom djelatnosti. Često su se začetnici moderne hemije stidjeli veze sa alhemijom usljed njene magijsko-mitske pozadine zanemarujući istorijsku činjenicu da su pokretači civilizacijskog razvoja bili neznani (al)hemičari, osobe koje su ovladale hemijsko-tehnološkim procesima dobijanja bakra iz ruda (oko 4000 pr.n.e), legiranjem bakra i dobijanjem bronzne (3000 pr.n.e.) i dobijanjem željeza iz ruda (oko 1500 pr.n.e.) pa se i te najranije civilizacijske dobi nazivaju prema tim metalima.



Usljed ubrzanog razvoja nauke zadnjih nekoliko stoljeća tj. kulturne, naučne i industrijske revolucije došlo je do formiranja raznih grana hemije. Prvu podjelu hemije napravio je švedski hemičar J. J. Berzelius (Berzelius 1779-1848), dijeleći je na anorgansku i organsku. Danas je ta podjela mnogo šira, pije svega iz razloga interdisciplinarnog naučnog pristupa i nezaobilazne povezanosti hemije s drugim prirodnim naukama. Tako je nastao veliki broj hemijskih disciplina, a neke su i sada u nastajanju. Uglavnom, tradicionalna podjela hemije veže se za sljedeće oblasti: opšta hemija, anorganska hemija, organska hemija, fizikalna hemija, biohemija, analitička hemija i tehnologija. Sve druge savremene hemijske oblasti kao npr. hemija okoliša, strukturna hemija, geohemija, klinička hemija, teorijska hemija itd. mogu se vezati za jednu ili više gore navedenih tradicionalnih hemijskih oblasti.

Od navedenih hemijskih oblasti ova knjiga se najviše fokusira na temeljne hemijske zakone, modele i teorije sadržane u opštoj hemiji s manjim ili većim osvrtom na ostale hemijske oblasti. Knjiga je prije svih namijenjena kao udžbenik studentima nastavničkih fakulteta - odsjeka za tehnički odgoj, a može poslužiti i studentima ostalih tehničkih fakulteta. Stoga je djelimično površan osvrt na pojedine osnovne oblasti, a nešto detaljniji na praktičnu primjenu i životne fenomene, posljedica želje da se prilagodi studentima nastavničkog fakulteta i tehničkih fakulteta u kojima hemijski ispiti ne spadaju u stručne, no osnovna znanja iz ove prirodne nauke olakšavaju i produbljuju razumijevanje pojedinih stručnih oblasti. Također, ova knjiga je zamišljena kao uvod u predmete iz oblasti zaštite okoliša, materijala i elektrotehnike koji se izučavaju na višim godinama pomenutih studija, a za koje je osnovno znanje iz hemije neophodno.

Jednostavan, slikovit i temeljit pristup pojašnjenju nekih hemijskih zakonitosti, neuobičajen za udžbenik namijenjen studentima, nastao je iz razloga što je isti namijenjen studentima pedagoških-nastavničkih fakulteta. Tako se i podrazumijeva da nastavni angažman prema ovoj grupi studenata, iz bilo kojeg studijskog predmeta, treba imati didaktički akcenat - ka vještini podučavanja.

# 1. TVARI I NJIHOVA SVOJSTVA

## 1.1 MATERIJA (MASA I ENERGIJA)

Materija je u širem fizičkom smislu svaka pojava u Univerzumu koja se očituje kroz masu ili različite oblike energije. Neodvojivo je povezana s pojmovima prostora i vremena. Materija ne može postojati da ne zauzima ili djeluje u nekom prostoru i konstantno je podložna kretanju - promjenama u vremenu.



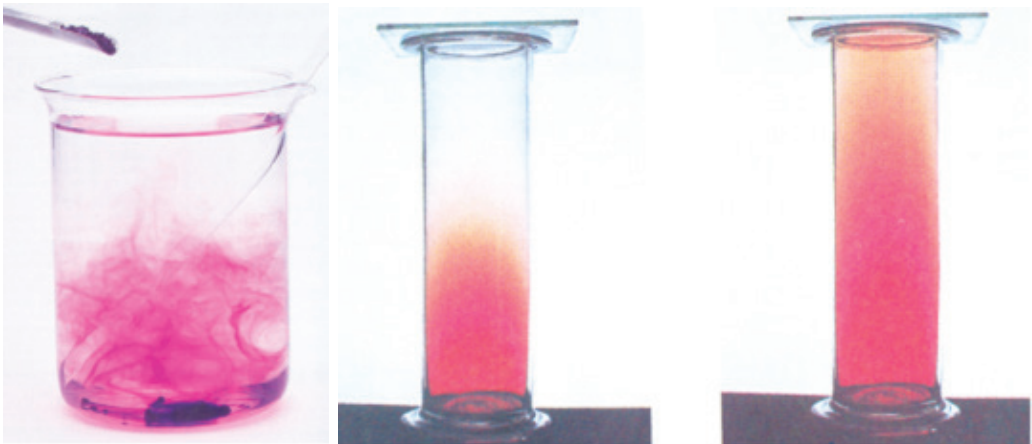
*Slika 1.1. U skladu Ajnštajnovе relacije masa se može smatrati konzerviranom energijom, a njena transformacija oslobađa ogromnu količinu energije. Sunčeva i energija atomske bombe nastaju pretvaranjem mase u energiju*

Prema Ajnštajnovoj teoriji relativiteta oba oblika materije, masa i energija, povezana su jednačinom:

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

gdje je E ukupna energija (J), m je masa (kg), c je brzina svjetlosti u vakuumu i iznosi približno  $3 \times 10^8$  m/s.

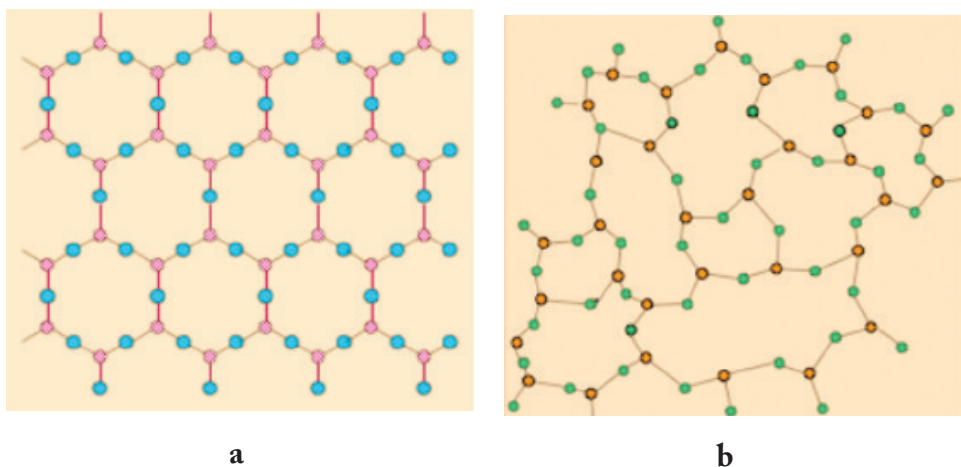
Uobičajeno, do 20. stoljeća, pojam materija je podrazumijevao sve što posjeduje masu i zauzima prostor (volumen) dok je energija definisana kao sposobnost sistema da proizvede rad ili promjenu. Bliska ovom konceptu je i atomistička definicija materije koja podrazumijeva da je materija sve što se sastoji od atoma tj. organizovanih grupa atoma - molekula. Atomom se smatra sistem subatomske čestice uređen na poseban način, pa se materija može i tako definisati. Pojam atoma, kao osnovne gradivne jedinice materije, uveden je još u staroj Grčkoj. Leukip i Demokrit, kasnije Epikur i rimski filozof Lukrecije, su tvrdili da se materija sastoji od vječnih, nepromjenljivih i pokretnih čestica, koje su nazvali atomi. Ovaj zaključak oni su donijeli zapaženjem pojava vezanih za ljudske aktivnosti i prirodne procese kao npr. difuzija - slobodno kretanje čestica koje uzrokuje miješanje tvari, a što je karakteristika gasova i tečnosti. Bez obzira na nedostatke ovih shvatanja pojma materije, kroz masu, volumen, atom i sl., takve definicije su još uvijek odgovarajuće, a razlog više je što ni danas nauka nije u stanju dati univerzalnu definiciju materije.



*Slika 1.2. Voda lagano poprima ljubičastu boju rastvaranjem kalij-permanganata. To je posljedica slobodnog kretanja i miješanja čestica koje se naziva difuzija. Difuzija je također karakteristična i za gasove - miješanje gasovitog broma i zraka.*

## 1.2 FIZIČKO STANJE MATERIJE I AGREGATNA STANJA

Materija može imati različite pojavne oblike. Različiti pojavni oblici materije koji posjeduju masu i volumen nazivaju se supstance ili tvari. Tvar se može definisati kao materija koju karakteriše određeni stepen uređenosti. Ovisno o stepenu uređenosti pojavljuje se u različitim agregatnim stanjima ili fazama. Pored poznatih agregatnih stanja (faza) čvrsto, tečno, gasovito, tvar se pojavljuje i u nekoliko manje poznatih faza - plazma, superfluid. U kojem od ovih faza će se pojaviti ovisi o vanjskim uslovima. Npr. voda se, u okviru tri poznata stanja, javlja kao: led, tečna voda i vodena para. Led je bijele boje, bez mirisa i okusa, ima gustinu  $0,92 \text{ g/cm}^3$ , pri normalnim uslovima pritiska topi se na  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ ; tečna voda je bezbojna tvar, bez mirisa i okusa, ima gustinu  $1 \text{ g/cm}^3$  na  $4 \text{ }^\circ\text{C}$ , pri normalnim uslovima pritiska ključa na  $100 \text{ }^\circ\text{C}$  i prelazi u vodenu paru koja je gas, bez mirisa. Ova tri oblika vode, ovisno o temperaturi, mogu preći jedna u drugu ali hemijski je to uvijek voda s istim hemijskim zapisom  $\text{H}_2\text{O}$ . Led, voda i para su tri fizička oblika jedne hemijske tvari - vode, a opet fizički mogu se smatrati kao tri tvari. U skladu s pomenutim tvar se može definisati i kao materija tačno poznatih fizičkih i hemijskih svojstava.



Slika 1.3. Kristalnu strukturu kvarca (a) karakteriše kontinuiran geometrijski pravilan i uređen raspored čestica u cjelini tvari. Amorfnu strukturu stakla (b) karakteriše pravilan raspored samo na mikroprostoru i neuređenost u cjelini tvari.

Ova poznata tri agregatna stanja karakteriše različit stepen uređenosti sistema čestica od kojih se sastoje. **Čvrste tvari** karakteriše definisan oblik i volumen. Čestice od kojih se sastoji čvrsta tvar su organizovano raspoređene i mogu se kretati samo u okviru vlastitog položaja. Ukoliko je organizacija rasporeda čestica

precizna i ponavlja se u svim smjerovima kroz cjelinu tvari, radi se o **kristalnoj** čvrstoj tvari. Ukoliko ova uređenost čestica nije prisutna u cijeloj tvari već samo u određenim mikro prostorima radi se o **amorfnoj** čvrstoj tvari (slika 1.3).

Razlika između kristalne i amorfne čvrste tvari najočitija je kroz tačku taljenja. Naime, kristalne tvari imaju tačno definisanu temperaturu koja pod određenim pritiskom čvrstu tvar prevodi u tečnu. Amorfne tvari ne karakteriše precizna temperatura prelaska iz čvrstog u tečno stanje, već ona polagano omekšava i prelazi u tečnost, kao npr. plastika. Osobina amornosti neke tvari čini pogodnim i laganim za obradu i izradu različitih oblika, kao što je staklo (slika 1.4).

**Tečne tvari** karakteriše definisan volumen ali odsustvo oblika, pa tečna tvar zauzima oblik posude u kojoj se nalazi. Čestice su konstantno podložne kretanju i promjenama položaja pojedinačno ili u skupinama. Među česticama tečne tvari postoji određena sila koja ih drži na okupu. Ova sila je manja od one u čvrstim tvarima tako da na površini tečnosti postoji sloj koji sačinjavaju čestice tečnosti u gasovitoj fazi.

Zagrijavanjem tečnosti veze između čestica slabe i dolazi do povećane migracije u gasovitu fazu na površini tečnosti, a time se i povisuje pritisak ove faze. U momentu kada pritisak pare na površini tečnosti dosegne pritisak okoline dolazi do ključanja i prelaska tečne tvari u gas, to je temperatura ključanja tečnosti i karakteriše svaku tečnu tvar na određenom pritisku okoline. U skladu s opisanim procesom temperatura ključanja bit će niža ukoliko je pritisak okoline niži, odnosno viša ukoliko je pritisak okoline viši (slika 1.8). Ova zakonitost ima primjenu u brzom kuhanju hrane. Ako se hrana kuha na atomosferskom pritisku voda će ključati na 100 °C, što je poznato. No, ako se kuha pod većim pritiskom (tzv. ekspres lonac) voda će ključati iznad 100 °C, tako će vremenski rok termičke obrade hrane biti kraći. Suprotan efekat se javlja



*Slika 1.4. Puhanje stakla, termičko oblikovanje stakla omogućeno je njegovom amorfnom strukturom*

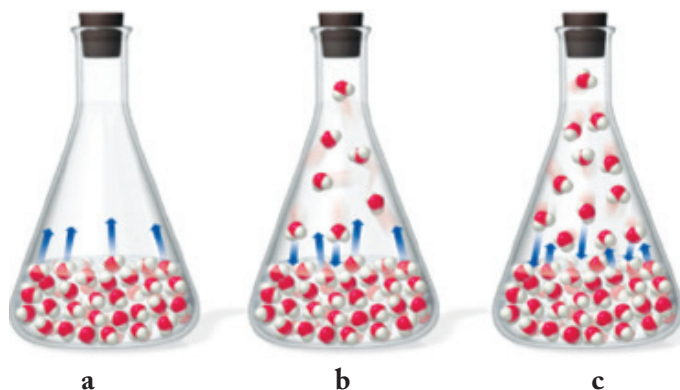
kod planinara i stanovnika na visokim nadmorskim visinama, tamo je pritisak zraka niži pa voda ključa ispod  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  i teže se hrana termički obrađuje kuhanjem.



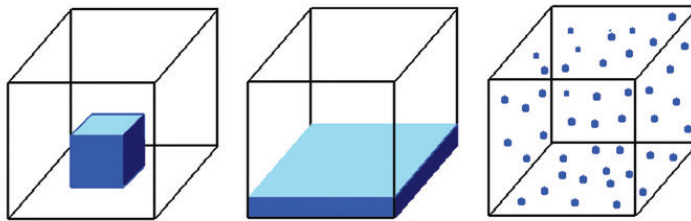
Slika 1.5. Nazivi procesa promjene agregatnih stanja tvari na primjeru vode

Inače ovaj prijelaz u gasovito stanje je karakteristika i čvrstih tvari, mnogo je manje izražen nego kod tečnosti, no pojedine čvrste tvari su izuzetak, npr. jod, naftalin i sl. čiji miris možemo osjetiti i u normalnim uslovima okoline.

Kao sva ravnotežna stanje u prirodi i ovaj sistem karakteriše tzv. **dinamička ravnoteža**, čestice su konstatno u prelasku između površinske gasovite faze i tečnog/čvrstog stanja (slika 1.6). Ovo se odvija takvom dinamikom da je broj čestica koji mijenjaju faze jednak, pa je u površinskoj gasovitoj fazi uvijek isti pritisak pare u uslovima nepromijenjene okoline.

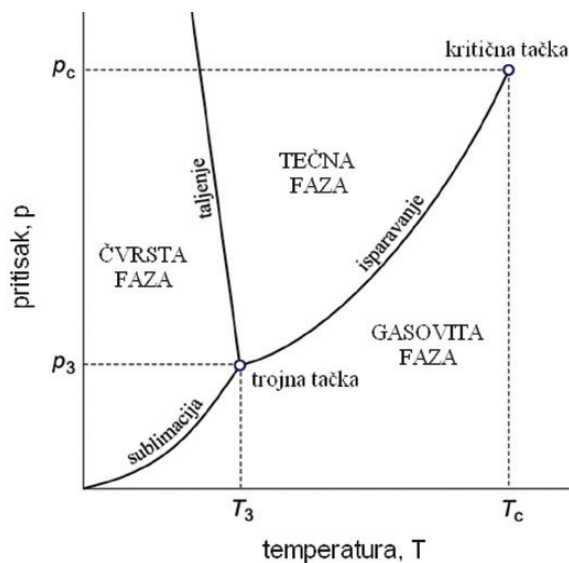


Slika 1.6. Uspostavljanje dinamičke ravnoteže na površini tečne tvari: isparavanje (a); isparavanje > kondenzovanja (b); isparavanje = kondenzovanje (c)



Slika 1.7. Čvrsta tvar – definisan oblik i volumen; tečna tvar – definisan volumen, nedefinisan oblik; gasovita tvar – nedefinisan oblik i volumen

**Gasovito stanje** karakteriše odsustvo i oblika i volumena. Čestice se pojedinačno kreću ubrzano i haotično u svim smjerovima. Karakteristika ovog haotičnog kretanja su udari na zidove posude koji stvaraju pritisak. Što je učestalost i brzina udara veća i pritisak je veći. Gasovito stanje karakteriše osjetno manja gustina u odnosu na čvrste i tečne tvari, preciznije oko 99,9 % gasovite tvari je prazan prostor.



Slika 1.8. Fazni dijagram – ovisnosti agregatnog stanja tvari od temperature i pritiska

U kojem obliku - agregatnom stanju će se pojaviti neka tvar ovisi o vanjskim uslovima, temperaturi i pritisku. Obično se grafički prikazuje putem faznih dijagrama. Slika 1.8. prikazuje fazni dijagram ovisnosti agregatnog stanja tvari od temperature i pritiska; trojna tačka su uslovi temperature i pritiska u kojima su prisutne sve tri faze; kritična tačka predstavlja vrijednost temperature i pritiska u kojoj tečna i gasovita faze imaju ista svojstva, nestaje razlika između tečnosti i gasa, a posljedica je da iznad temperature kritične tačke ne postoji mogućnost povrata u tečno stanje ni pod kojim pritiskom.

### 1.3 FIZIČKE I HEMIJSKE OSOBINE

Svijet tvari oko nas je podložan stalnim promjenama. Neke od tih promjena ne dovode do promjena sastava već samo određenih fizičkih osobina i takve promjene se svrstavaju u fizičke promjene. Suprotno, promjene koje dovode do promjene sastava tvari spadaju u hemijske promjene. Fizičke i hemijske promjene tvari kreću se u okvirima njihovih osobina. Osobine poput: tvrdoće, tačke taljenja, tačke ključanja, oblika, boje, provodljivosti struje, predstavljaju fizičke osobine tvari. Osobine poput sklonosti hrđanju (oksidaciji) na zraku, sagorijevanja, reaktivnosti sa kiselinama i sl. spadaju u hemijske osobine.



*Slika 1.9. Fizička i hemijska promjena drveta*

Kao primjer uzet ćemo bakar. Njegove fizičke karakteristike su tamnosmeđa boja, odlična vodljivost struje i toplote, tačka taljenja od  $1083\text{ }^{\circ}\text{C}$ , itd. Njegove hemijske osobine su sklonost oksidaciji na zraku i stvaranje na površini sloja bakar-karbonata, reakcija sa nitratnom kiselinom i nastajanje bakar-nitrata, itd. Zaključuje se da promjene u kojima nastaje nova tvar (ili više njih), koja ima drugačija hemijska svojstva od one od koje je nastala, predstavlja hemijsku promjenu. Tako bakar-karbonat, nastao iz bakra na zraku, neće dalje reagovati sa zrakom jer ona ima različita hemijska svojstva u odnosu na bakar. S druge strane, bakar koji je pretrpio fizičku promjenu naelektrisanjem reagovat će sa nitratnom kiselinom isto kao i onaj koji nije naelektrisan.

Primjer šećera rastaljenog na vatri i rastvorenog u vodi lijepo ukazuje na razliku između fizičkih i hemijskih promjena. Šećer rastvoren u vodi ima identičan ukus kao i prije rastvaranja i ovdje se radi o fizičkoj promjeni. Čvrsti šećer rastaljen na višoj temperaturi prelazi u smeđi karamel koji ima drugačiji ukus u odnosu na kristalni šećer i ovdje se desila hemijska promjena. Tvari koje nastaju hemijskim promjenama imaju drugačiji hemijski karakter u odnosu na tvari od kojih su potekle.





*Slika 1.10. Taljenje šećera i nastanak karamela – hemijska promjena (lijevo). Rastvaranje šećera u vodi – fizička promjena (desno)*

## 1.4 ČISTE TVARI I SMJESE

Većina tvari iz naše okoline sastoji se iz više različitih komponenti. Granitna stijena se sastoji iz minerala kvarca, feldspata i biotita. Morska voda je smjesa vode, kuhinjske soli i niza drugih soli. Zrak je smjesa koja se sastoji od azota, kisika, argona, ugljik(IV)-oksid (ugljen-dioksid) i još najmanje 15 komponenti. Naše tijelo građeno je iz ogromnog broja različitih komponenti. Možemo zaključiti da u nama i našem okruženju tvari postoje uglavnom u formi smjesa, a rijetko u formi čistih tvari. U navedenim slučajevima čiste tvari su komponente koje sačinjavaju pomenute smjese (kvarc, voda, kisik), preciznije čiste tvari su one koje se dobiju kada se smjesa rastavlja fizičkim metodama.



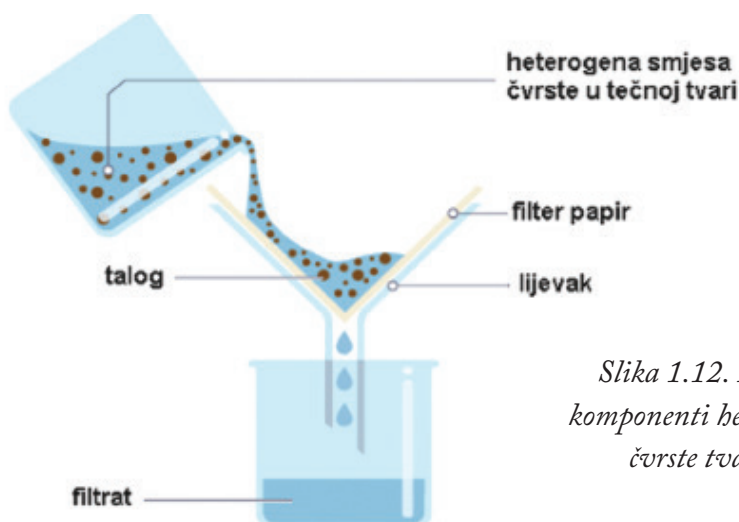
*Slika 1.11. Granitna stijena – heterogena smjesa (lijevo). Bronza – homogena smjesa (desno)*

Ovako različite čiste tvari koje čine smjesu mogu biti homogeno i heterogeno izmiješane. Posmatrajući stijene možemo vizuelno zaključiti da se sastoje iz više

komponenti, dok morska voda izgleda uniformno i samo vizuelno ne možemo zaključiti da li je u pitanju čista voda ili rastvor. Smjese koje kroz cijeli svoj sastav imaju iste fizičke i hemijske karakteristike nazivaju se **homogenim** smjesama. Suprotno, smjese koje nemaju ove karakteristike kroz cijeli sastav nazivaju se **heterogenim** smjesama.

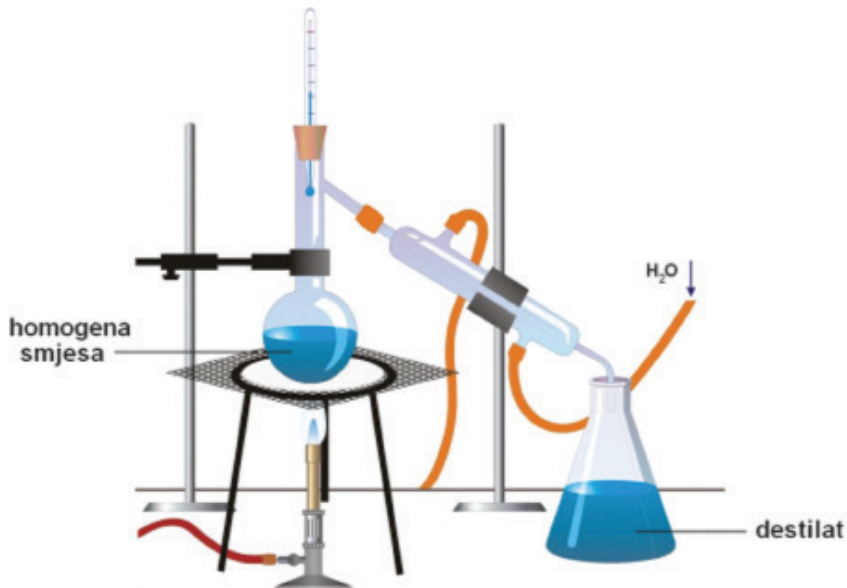
Kako je pomenuto, osnovna razlika između čiste tvari i smjese je ta da smjese možemo fizičkim metodama razdvojiti na čiste tvari. Postoji veliki broj fizičkih metoda koje se koriste za razdvajanje smjesa, a neke koje se najčešće koriste su:

- rastvaranje; odvajaju se rastvorne komponente smjese od nerastvorne
- filtriranje; odvajanje nerastvorenog dijela smjese (talog) od filtrata koji prolazi filter
- dekantacija; odlijevanje rastvornog dijela smjese od taloga
- centrifugiranje; odvajanje sedimentacijom pod snažim uticajem centrifugaone sile usljed rotacije
- destilacija; odvajanje smjese na bazi različitih tački ključanja, hlapivija tvar prva isparava odvođi se u hladniji dio sistema gdje se kondenzuje i sakuplja naziva se destilat
- ekstrakcija; razdvajanje na bazi različitog afiniteta komponenti smjese između dvije faze koje se ne miješaju, npr. ulje i voda, tvar se iz vode može ekstrahovati u ulju ako ima veći afinitet prema njemu, potrebno je mućkanjem izmiješati vodu i ulje, sačekati da se slojevi ulja i vode razdvoje i odliti jedan sloj od drugog
- hromatografija; vrlo efikasna metoda razdvajanje smjesa na bazi različitog afiniteta komponenti smjese prema stacionarnoj i mobilnoj fazi, stacionarna faza je čvrsta ili tečna, a mobilna je tečnost ili gas

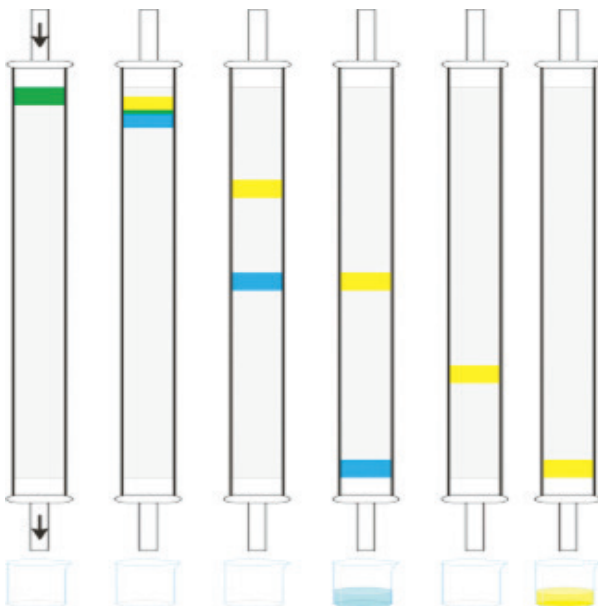


*Slika 1.12. Filtracija, odvajanje komponenti heterogene smjese, obično čvrste tvari i tečnog medija*

Generalno je pravilo da se heterogene smjese mogu razdvojiti mehaničkim metodama (filtracija, centrifuga) dok se homogene smjese ne mogu odvojiti mehanički; npr. iz krvi, koja izgleda kao homogena smjesa, možemo centrifugom izdvojiti neke tvari te se ona smatra heterogenom smjesom, dok sol koja rastvorena u vodi daje homogenu smjesu ne možemo od vode rastaviti centrifugom.



*Slika 1.13. Destilacija, odvajanje komponenti iz homogene smjese na bazi razlike u tački ključanja*



*Slika 1.14. Hromatografija, komponente smjese se različitom jačinom vežu za stacionarnu i mobilnu fazu, komponenta koja ima veći afinitet za mobilnu fazu brže putuje i ranije izlazi iz kolone*

Za razliku od smjesa, čiste tvari na prostije činioce možemo rastaviti samo hemijskim putem, a neke čiste tvari - elemente ne možemo niti hemijski razgraditi. Uparavanjem možemo razdvojiti sol i vodu, centrifugom ili filtriranjem možemo izdvojiti iz zamućene vode čistu vodu. Međutim, daljim grijanjem ili filtriranjem ne možemo vodu rastaviti na vodik i kisik, za to rastavljanje potrebna je hemijska reakcija. Dalje, smjese se mogu kombinovati u razlitim omjerima komponenti iz kojih su sačinjene, u određeni volumen vode možemo dodati manje ili više soli i to je uvijek smjesa soli i vode. Voda kao čista tvar se sastoji iz molekula, a molekulu vode čine dva atoma vodika i jedan atom kisika. Zaključak je da se voda sastoji od određenog broja atoma kisika i tačno duplo više atoma vodika koji su aranžirani u formi molekule vode hemijskog zapisa  $H_2O$ , što znači da čiste tvari ne možemo miješati u proizvoljnim omjerima već je to strogo definisamo u njihovoj prirodi. Pored stroge definisanosti u hemijskoj strukturi i osobinama, čiste tvari karakteriše i određeni broj fizičkih svojstava koje su precizno definisane:

1. gustina; čista tvar u istim uslovima okoline ima jednaku gustinu u svim svojim dijelovima
2. tačka taljenja i ključanja; precizno je svojstvo svake čiste tvari te se i čistoća tvari između ostalih načina provjerava i tačkom taljenja
3. tvrdoća, kristalni oblik, kalavost, rastvorljivost u vodi; ukoliko je tvar u normalnim uslovima okoline u čvrstom agregatnom stanju
4. električna i toplotna vodljivost; ukoliko tvar pokazuje ove osobine
5. boja; djelimično je karakteristično svojstvo tvari jer ovisno o veličini komada neke tvari mogu imati različite boje

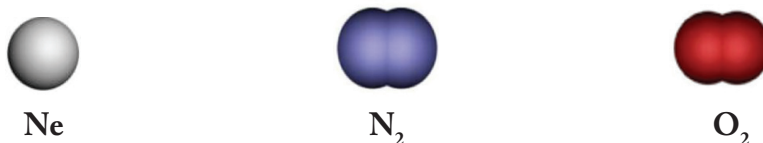
Kao primjer pomenutih osobina navodimo natrij-hlorid, kuhinjsku sol. Sitno mljevena sol i ona u krupnijim komadima, različitog porijekla, ukoliko su iste čistoće imaju istu gustinu 2,163 g/mL, tope se na istoj temperaturi 803 °C, rastvaraju se u vodi u vrijednosti od 358,6 g/L, itd.



## 2. ATOMI I MOLEKULE

### 2.1 POJAM ATOMA

Riječ atom potiče iz grčkog jezika, a u prijevodu znači „nedjeljiv“. To je pojam kojim su starogrčki filozofi simbolizirali djelić materije koji je nemoguće dalje dijeliti. Ovo razmatranje na neki način nije daleko i od današnjeg shvatanja atoma. Istina, danas znamo da se atom može dijeliti, da se sastoji od subatomske čestice no razgradnjom atoma i dearranžiranjem čestica od kojih se sastoji nestalo bi svojstva atoma koja čulno doživljavamo u pojavnom svijetu kao tvari tj. vidljive predmete.



*Slika 2.1. Primjeri molekula elemenata. Element neon (Ne) postoji u formi istovrsnih atoma i za njega se koristi naziv jednoatomna molekula. Azot (N<sub>2</sub>) i kisik (O<sub>2</sub>) su elementi, sastoje se iz iste vrste atoma koji ne mogu postojati samostalno već se povezuju u višeatomne molekule.*

Na osnovu starogrčkih učenja, engleski hemičar J. Dalton uveo je pojam atoma u hemiju. Prema njemu atomi su najsitniji nedjeljivi dijelovi tvari. Istovrsni atomi čine i definišu najjednostavniju tvar koja se naziva element. Dalton je dalje smatrao da se atomi različitih elemenata razlikuju međusobno po masi i ostalim osobinama, te da povezivanjem atoma različitih elemenata nastaju spojevi (slika 2.2). Avogadro je taj spoj različitih atoma nazvao molekulom, a molekulu je definisao kao najsitniju česticu spoja koja se sastoji od atoma i nosi osobine tvari koju tvori. No, pored spojeva i atomi nekih elemenata ne mogu postojati samostalno već i oni tvore molekule sastavljene od istih atoma (slika 2.1).

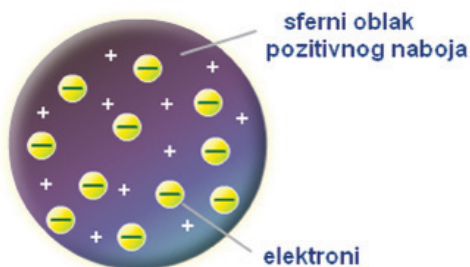


*Slika 2.2. Primjeri molekula spojeva sastavljenih iz različitih atoma.*

Ovakav pojam atoma i molekule, te elementa i spoja, bio je dovoljan da objasni neke osnovne zakonitosti hemijskog spajanja, no nedovoljan za objašnjenje otkrića iz polja fizike, prije svih elektriciteta, nastala istraživanjima M. Faradeja (Faraday) i C.A. Kulona (Coulomb). Za objašnjenje ovih pojava moralo se ući u strukturu atoma.

## 2.2 STRUKTURA ATOMA

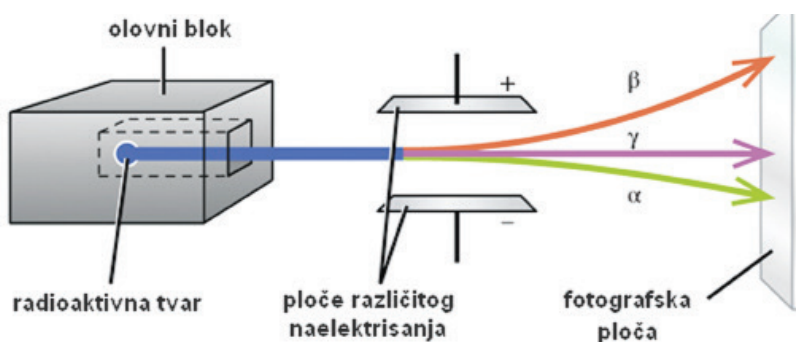
U drugoj polovini 19. stoljeća zaključeno je da su nosioci elektriciteta čestice koje ulaze u sastav atoma. Nazvani su elektroni, njihovo naelektrisanje je označeno kao negativno (-) i određeno je u vrijednosti  $1,6 \times 10^{-19}$  C, dok je za masu elektrona izračunata vrijednost od  $9,1 \times 10^{-31}$  kg.



*Slika 2.3 Puding model atoma. U sferu pozitivnog naelektrisanja uronjeni su elektroni kao grožđice u pudingu*

S obzirom da je atom neupitno bio električno neutralna čestica, sadržaj određenog negativnog naelektrisanja značio je obavezno prisustvo pozitivnog naelektrisanje u atomu. U prvim modelima atoma ovo pozitivno naelektrisanje je opisivano kao „masa“ ili sferni oblak pozitivnog naelektrisanja u koju su uronjeni negativno naelektrisani elektroni. Ovaj prvi model građe atoma poznat je kao „puding“ model i pripisuje se J. J. Tomsonu (Thomson).

Krajem 19. stoljeća tokom eksperimenata sa uranovim mineralima koje su provodili H. Bekereel (Becquerel) i supružnici Kiri (Curie), otkriven je fenomen radioaktivnosti, svojstven samo određenim tvarima, kao npr. pomenuti uran i njegovi spojevi. Radioaktivnost karakteriše spontana emisija visokoenergetskih zraka iz nekih tvari. Ova pojava zainteresovala je novozelandskog fizičara E. Raderforda (Rutherford) koji je proveo niz eksperimenata u cilju objašnjenja ovog fenomena. Zaključio je da radioaktivnost oslobađa dvije vrste zraka koje je nazvao alfa i beta, a nešto kasnije je iz radioaktivnih izvora otkrivena i treća vrsta zraka nazvana gama zraci. Dalje je otkriveno da su alfa zrake pozitivnog naelektrisanja, beta zrake se sastoje od elektrona, dok su gama zraci visokoenergetski elektromagnetni talasi velike prodorne moći.

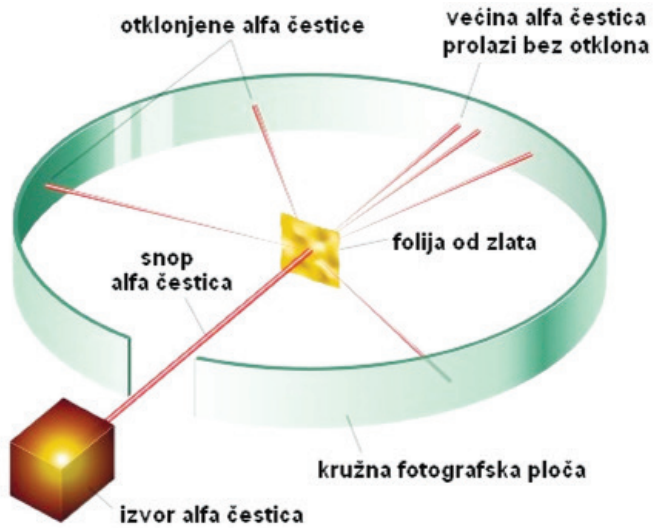


*Slika 2.4 Cijepanje tri vrste radioaktivnih zraka u električnom polju.  $\alpha$ -zrake imaju otklon prema negativno naelektrisanjoj ploči, znači da su pozitivno naelektrisane.  $\beta$ -zrake imaju otklon prema pozitivnoj ploči, znači da su negativno naelektrisane.  $\gamma$ -zrake prolaze bez otklona jer nisu čestične prirode, to su elektromagnetni talasi vrlo visoke energije.*

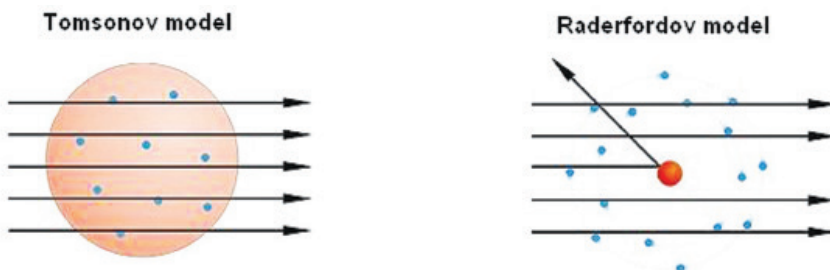
Raderford je novotkrivene radioaktivne zrake koristio u nizu eksperimenata. Jedan od njih sastojao se od usmjerenja pozitivno naelektrisanih alfa zraka prema izrazito tankom listu zlata.



Slika 2.5 Raderfordov eksperiment. Vrlo tanka zlatna folija je izložena udaru alfa čestica, većina čestica prolazi bez otklona, no manji broj čestica se odbija pod manjim ili većim uglom

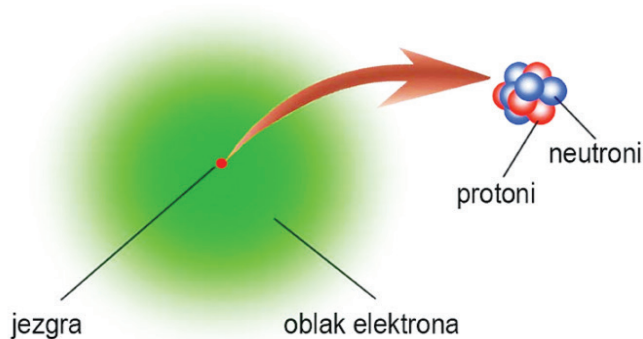


Tokom ovog ogleda primjećeno je da najveći broj čestica alfa zraka prolazi nesmetano kroz sloj zlata. Međutim, jedan manji broj alfa čestica doživio je otklon u putanji i promijenio pravac. Prema Tomsonovom modelu atoma, sve alfa čestice su trebale proći kroz zlatnu foliju bez otklona, a otklon je jedino mogao nastati u kontaktu pozitivnih alfa čestica sa isto pozitivno naelektrisanim dijelom atoma zlata. Kako je najveći broj alfa čestica nesmetano prošao, Raderford je zaključio da je najveći dio atoma prazan prostor. Također je zaključio da atom sadrži pozitivno naelektrisanu jezgru u kojem je skoncentrisana masa atoma, a oko jezgre kruže negativno naelektrisani elektroni. Otklon u pravcu je doživio samo mali broj alfa čestica koji je imao kontakt sa pozitivno naelektrisanom jezgrom. Ovaj Raderfordov model atoma umnogome podsjeća na sistem Sunca i planeta koje kruže oko njega, pa je u istoriji nauke poznat pod nazivom planetarni model atoma.



Slika 2.6 Ponašanje Tomsonovog i Raderfordovog modela atoma izloženih alfa zracima. Prema Tomsonovom modelu atoma ne bi trebao da postoji otklon alfa čestica (lijevo), međutim, prema eksperimentu otklon se dešava na manjem broju čestica. Raderford je predložio model atoma na bazi zaključaka eksperimenta, većina atoma je prazan prostor, u središtu atoma je jezgrom od pozitivnih čestica oko kojeg kruže elektroni (desno). Alfa čestice koje dođu u kontakt s jezgrom budu otklonjene.

Nizom istraživanja u prvim decenijama 20. stoljeća H. Mozli (Moseley) je ustanovio da je pozitivno naelektrisanje jezgre višekratnik tj. da se razlikuje od elementa do elementa za cijeli broj. Na bazi vlastitog i prethodnih Raderfordovih istraživanja zaključio je da je jezgro sastavljeno iz pozitivnih čestica koje je nazvao protoni i da je broj protona u jezgru identičan broju elektrona u omotaču.



*Slika 2.7 Grafički prikaz građe atoma. Jezgro atoma u ukupnom volumenu atoma je zanemarljivo malo, kao zrno pijeska u sobi*

Otkrićem elektrona i protona nije okončano otkrivanje elementarnih čestica koje grade atom. Naime, postojao je jedan neriješeni problem. Istražujući elemente vodik i helij bilo je poznato da vodikovu jezgru čini jedan proton, a helijevu dva. U skladu s ovim njihove mase treba da se odnose u omjeru 1:2. Međutim, eksperimentalno je utvrđeno da omjer 1:4, pa atom helija ima četiri puta veću masu od atoma vodika. Raderford je prepostavio postojanje još jedne vrste atomskih čestica, a one su otkrivene tek 30tih godina 20. stoljeća istraživanjem J. Čedvika (Chadwick). Čestice su naelektrisanjem neutralne i nazvane su neutroni. Neutroni su smješteni u jezgru atoma, njihova masa je vrlo malo viša od mase protona.

*Tabela 2.1. Masa i naelektrisanje subatomske čestice*

čestica	masa	naelektrisanje (C)	jedinično naelektrisanje
Elektron	$9,109 \times 10^{-31}$	$- 1,6 \times 10^{-19}$	-1
Proton	$1,673 \times 10^{-27}$	$+ 1,6 \times 10^{-19}$	+1
Neutron	$1,675 \times 10^{-27}$	0	0

U skladu s navedenim zaključuje se da se atom sastoji od pozitivno naelektrisane jezgre sačinjene od protona i neutrona i omotača u kojem se kreću elektroni.

Volumen jezgra je u prosjeku 10 hiljada puta manji od volumena atoma, najveći dio atoma je prazan prostor. Masa elektrona je skoro 2000 puta manja od mase protona i neutrona, što znači da je skoro u cjelosti masa atoma skoncentrisana u malom volumenu jezgre atoma.

### 2.2.1. Atomski broj

Atomi istog elementa su istovrsni, imaju identičan broj protona u jezgru odnosno elektrona u omotaču. Osnovna i najvažnija karakteristika svakog hemijskog elementa je broj protona u jezgru njegovih atoma. Npr. svi atomi vodika imaju jedan proton u jezgru atoma, svi atomi helija imaju dva, atomi zlata imaju 79 protona u jezgru, itd. Taj broj je identifikaciona karta svakog elementa, naziva se atomski broj elementa, a često se naziva i redni broj elementa zato što određuje mjesto elementa u Periodnom sistemu elemenata.

### 2.2.2 Maseni broj i izotopi

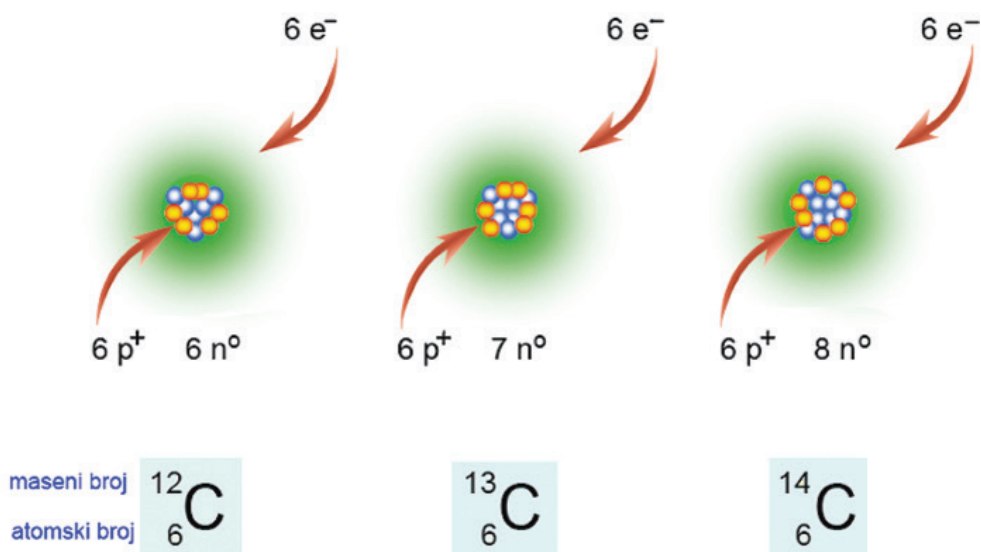
Masa atoma je skoncentrisana u jezgru, ona predstavlja zbir masa protona i neutrona prisutnih u atomu nekog elementa i naziva se maseni broj atoma. Pored atomskog broja maseni je broj najvažnija karakteristika svakog atoma, odnosno svakog elementa. Broj protona u svim atomima nekog elementa je isti, međutim, broj neutrona ne mora biti isti. U prirodi se elementi redovno javljaju sa atomima koji nemaju isti broj neutrona.



*Slika 2.8 Jezgro atoma tri izotopa vodika*

Atomi koji imaju isti broj protona, a različit broj neutrona nazivaju se **izotopi**. Oni pripadaju istom elementu i hemijski se identično ponašaju. Posljedica prisustva izotopa je da su mase izotopa istog elementa različite, pa je maseni broj elementa prosječna vrijednost udjela pojedinih izotopa i njihovih masa. Vodik ima tri izotopa: protijum (procij), deuterijum i tritijum (tricij). Protijum je bez

neutrons, sadrži jedan proton i njegov maseni broj je 1. Deuterijum pored protona ima i jedan neutron te je njegov maseni broj 2, a tritijum sadrži dva neutrons pa je njegov maseni broj 3. Protijum je ubjedljivo najzastupljeniji sa udjelom od 99,98 %, no i ostala dva izotopa daju određeni doprinos prosječnoj vrijednosti masenog broja pa on iznosi 1,008.



*Slika 2.9 Građa tri izotopa ugljika ( $p^+$  – protoni,  $e^-$  – elektroni i  $n^0$  – neutroni) i zapis izotopa koji označava atomski broj (broj protona) i maseni broj (protoni + neutroni)*

### 2.2.3 Jedinica atomske mase

Mjerenje je upoređivanje sa nekom unificiranom referentnom vrijednosti fizičke veličine. Unificirana veličina mase u Internacionalnom sistemu mjernih jedinica (SI) je kg. S obzirom da su atomi izuzetno male mase, upotreba veličina za masu kg, gram i sl. izrazito je nepraktična. Zato je kao jedinica atomske mase uzeta vrijednost koja je približna masi protona i neutrona i ona iznosi  $1,66 \times 10^{-27}$  kg i naziva se jedinicom relativne atomske mase. Na ovaj način masa atoma odgovara njegovom masenom broju tj. zbiru protona i neutrona u njegovom jezgru. U skladu s ovim relativna atomska masa vodika iznosi približno 1, helija približno 4, itd. Termin „relativna“ koristi se jer je to brojčana vrijednost u usporedbi sa jedinicom atomske mase, a nije u poređenju s konvencionalnim jedinicama mase gram, kilogram i sl.

## 2.2.4 Prosječna relativna atomska masa

Usljed prisustva različitih izotopa vrijednosti atomskih masa za elemente nijesu cjelobrojne, ali su za dosta elemenata bliske cijelom broju. Posmatramo element hlor (Cl), njegova atomska masa iznosi 35,45. U prirodi ne postoji atom hlora koji ima ovu vrijednost atomske mase, već je ovaj broj prosječna vrijednost mase dva hlorova izotopa čije su atomske mase 35 i 37. Omjer je takav da atoma Cl-35 ima oko 76 %, a Cl-37 oko 24 %, tako da je prosječna vrijednost mase 35,45.

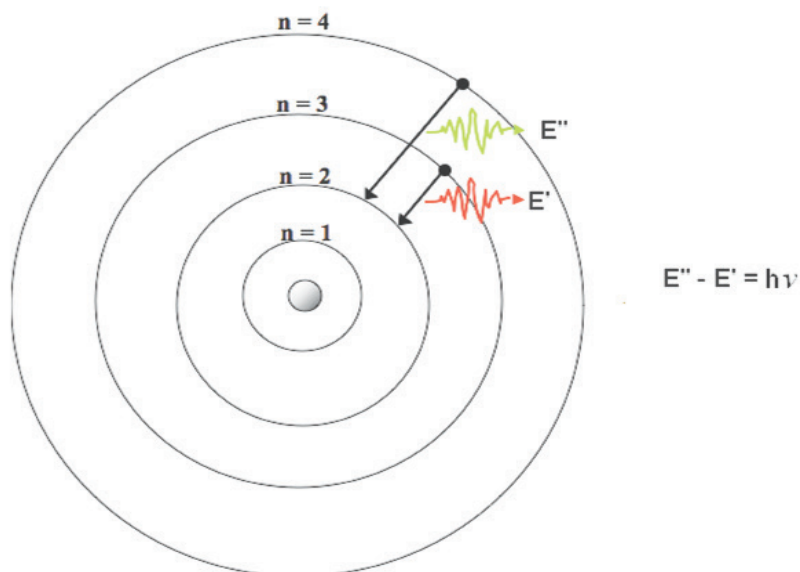
## 2.3 ELEKTRONSKI OMOTAČ ATOMA

Raderfordov model atoma govori o kretanju elektrona oko jezgre slično planetama oko sunca pa je i nazvan planetarni model. Ovaj model je riješio osnovne odnose i položaje čestica u atomu i omogućio objašnjenje nekih pojava, međutim, nije mogao objasniti pitanja koja su se pojavljivala istraživanjem apsorpcionih i emisionih spektara atoma i još nizom pitanjima u vezi sa elektronskim omotačem atoma.

### 2.3.1 Borov model atoma i Plankova kvantna teorija

Najvažnija pitanja, zašto atomi apsorbuju i emituju spektar elektromagnetnih talasa diskontinuirano, znači samo određenih talasnih dužina, i zašto elektroni gubitkom energije emisijom ne padnu u jezgru nijesu mogla biti objašnjena Raderfordovim modelom atoma.

Rješenje je ponudio danski fizičar N. Bor (Bohr). On je pretpostavio da elektroni u osnovnom stanju kruženja oko jezgre niti emituju niti apsorbuju energiju. Absorpcijom energije elektroni prelaze u tzv. pobuđeno stanje, na više orbite kruženja sa višom energijom, a povratkom u osnovno stanje emituju energiju. Ovim je objašnjeno zašto atom tokom kruženja oko jezgre ne izgubi energiju i udari u jezgru što bi značilo uništenje atoma. Što se tiče diskontinuiranih spektara tj. spektara samo određenih talasnih dužina, zaključeno je da elektron ne može preći na bilo koji viši nivo energije, već samo na određene više energetske nivoe karakteristične za pojedine atome i pojedinačne elektrone unutar atoma.



*Slika 2.10 Borov model atoma. Elektroni mogu prelaziti samo na određene energetske nivoe ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ). Absorpcijom energije elektron prelazi na viši nivo, povratkom emituje energiju u vidu zračenja ( $E', E''$ ). Vrijednosti energija  $E', E''$ , itd. su diskontinuirane i mogu iznositi samo kao višekratna vrijednost Plankovog proizvoda  $h\nu$ .*

Borovom modelu atoma kojim su riješeni problemi predhodnih modela presudno je pomogla kvantna teorija njemačkog fizičara M. Planka (Planck). Naime, do njegove teorije energija se smatrala kontinuiranom i da se može prenositi u bilo kojoj vrijednosti, no Plank je pretpostavio da se energija prenosi u sitnim energetskim paketima koje je nazvao kvanti. Nešto slično suspstancama koje se sastoje iz atoma, Plank je zaključio da se i energija sastoji iz „atoma energije“ – kvanta. Energija se ne može prenositi u bilo kojoj vrijednosti već samo u cjelobrojnoj vrijednosti paketa energije koju nosi jedan kvant. Kvant je namanji mogući nedjeljivi dio energije, kao što ne postoji pola atoma ne postoji pola ili neki drugi dio kvanta.

Plank je postavio relaciju za vrijednost energije kvanta:

$$E = h \times \nu$$

gdje je:

$E$  – energija kvanta

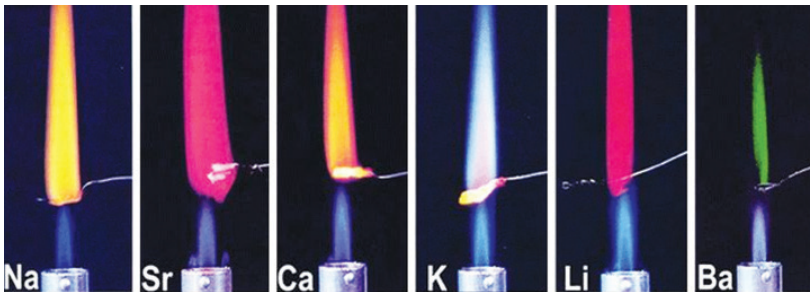
$h$  – Plankova konstanta čija je vrijednost  $6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}$

$\nu$  – frekvencija zračenja

Plankovom teorijom Bor je objasnio zašto je linijski spektar diskontinuiran - sastoji se samo od određenih talasnih dužina. Razlog je da elektron pri prelasku na više energetska nivoa ne može preći na bilo koji nivo energije već samo onaj nivo energije koji je cjelobrojni umnožak energije kvanta iz Plankove formule. Slično našem hodu uz stepenište, ne možemo zastati između dvije stepenice i tu boraviti, tako i elektron ima „energetske stepenice“ na kojima može boraviti. Za prelasku na više nivoa energije elektron treba apsorbirati energiju, suprotno povratkom na niže nivo ili u osnovno stanje elektron oslobađa energiju. Ova energija se oslobađa u vidu elektromagnetnih talasa.

### 2.3.1.1 Spektar elektromagnetnih talasa

Kod atoma alkalnih metala (natrij, kalij, litij, itd.) prelazi nekih elektrona sa osnovnih na više nivoa prati apsorpcija odnosno emisija energija čije su frekvencije u vidljivom dijelu spektra, pa kod njih emisije energije možemo primijetiti u vidu različitih boja (slika 2.11). Boje su manifestacija elektromagnetnih talasa, tačnije samo jednog malog dijela spektra elektromagnetnih talasa.



*Slika 2.11 Bojenje plamena ukoliko se u plamen unesu rastvori soli alkalnih metala. Za pobuđivanje njihovih elektrona i prijelaz na viši nivo dovoljna je energija plamenika, povratkom u osnovno stanje emituju energiju u formi elektromagnetnih talasa čije su energije (talasne dužine) u vidljivom dijelu spektra.*

Elektromagnetno zračenje je manifestacija elektromagnetne sile. Može se predstaviti kao talas ili kao čestica, u ovisnosti od slučaja i modela. Nosioci ovog zračenja su fotoni, čestice čija je priroda u uskoj vezi s elektronima, ali su bez mase i naelektrisanja kada se manifestuju kao talasi. Energija koju fotoni nose je direktno vezana za talasnu dužinu, odnosno frekvenciju talasa:

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

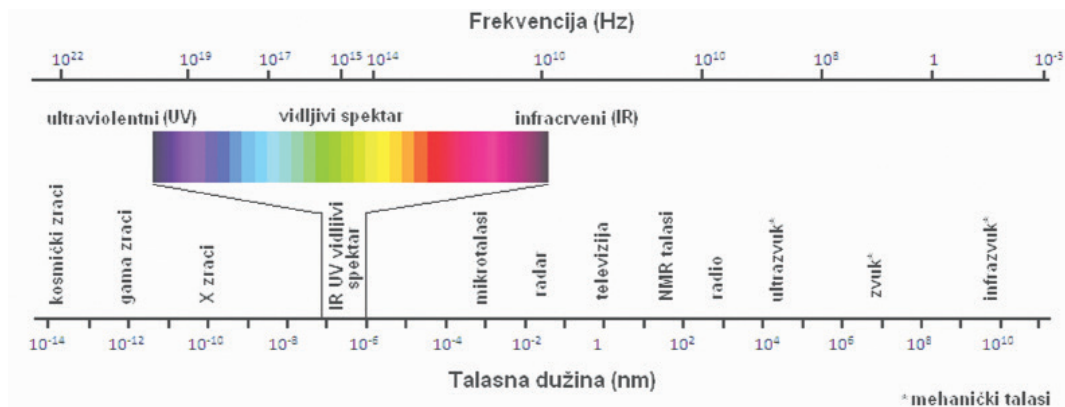
gdje je:

$\nu$  - frekvencija zračenja

$c$  - brzina svjetlosti

$\lambda$  - talasna dužina

Što je veća frekvencija, veća je energija fotona, a njegova talasna dužina je manja (slika 2.12). Spektar elektromagnetnih talasa se kreće od kosmičkih zraka s najvišom energijom do radio talasa s najnižom energijom.



Slika 2.12 Spektar elektromagnetnih talasa sa vrijednostima frekvencija i talasnih dužina pojedinih dijelova

**ljubičasta boja (380 - 450 nm)**

**plava boja (450 - 500 nm)**

**zeleno boja (500 - 570 nm)**

**žuta (570 - 590 nm)**

**narandžasta boja (590 - 620 nm)**

**crvena boja (620 - 750 nm)**



Slika 2.13 Talasne dužine vidljivog dijela spektra

Jedan dio skale elektromagnetnih talasa čini dio spektra vidljiv našem oku, a koji nam omogućava da vizuelno doživljavamo predmete i pojave iz našeg svijeta. Boja stvari potiče od nadražaja ljudskog oka i reakcije moždanog centra za vid, a na koje djeluje vidljivi dio elektromagnetnih talasa koji sa tijela dolaze u oko. Spektar vidljivog zračenja kreće se u pojasu talasnih dužina od infracrvenog spektra - oko 750 nm, do ultravioletnog (ultraljubičastog) spektra - oko 380 nm (slika 2.13).



Ovisno o frekvencijama koje tijelo absorbuje, reflektuje ili propušta, tvari su u različitim bojama, providne ili neprovidne (tabela 2.2).

*Tabela 2.2. Ponašanje tijela prema dijelovima vidljivog spektra elektromagnetnih talasa*

<b>Primjer</b>	<b>Ponašanje</b>
crveno providno staklo	propušta - dio vidljivog spektra koji u našem oku daje crvenu boju absorbuje - ostale dijelove spektra reflektuje - ništa
prozorsko bezbojno staklo	propušta - kompletan vidljivi dio spektra absorbuje - ništa reflektuje - ništa
crvena neprovidna tvar	propušta - ništa absorbuje - kompletan vidljivi spektar izuzev talasnih dužina crvene boje reflektuje - dio vidljivog spektra koji u našem oku daje crvenu boju
bijela neprovidna tvar	propušta - ništa absorbuje - ništa reflektuje - kompletan vidljivi spektar
crna neprovidna tvar	propušta - ništa absorbuje - kompletan vidljivi spektar reflektuje - ništa

Rendgenski zraci ili X-zraci dobijaju se kada se snop brzih elektrona usmjeri na metalnu ploču. Ovi elektroni visoke energije udaraju u površinu metala te svoju kinetičku energiju pretvaraju u energiju talasa visoke frekvencije. Ove zrake je otkrio W. K. Rentgen (Röntgen) krajem 19. stoljeća. Identične su prirode kao i svjetlosni talasi samo izrazito više energije i frekvencije koja omogućava da prolaze kroz tvari. Ova prodornost X-zraka omogućila je njihovu primjenu u medicinskoj dijagnostici, za snimanje pojedinih unutrašnjih tkiva i organa.

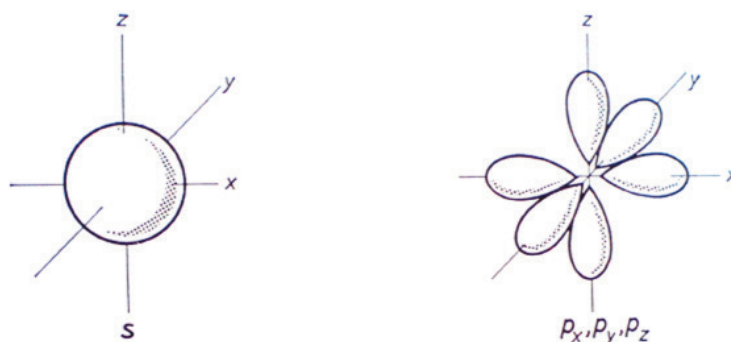
### 2.3.2 Elektronske ljuske i kvantni brojevi

Zamišljeni prostor kojim elektron kruži oko jezgre u osnovnom nepobuđenom stanju atoma naziva se osnovni energetska nivo ili elektronska ljuska. Atom vodika ima samo jedan elektron pa ima samo jednu elektronsku ljusku. U prvoj ljuski

maksimalan broj elektrona je dva, pa pored vodika i helij koji ima dva elektrona posjeduje samo jednu ljusku. Kod atoma sa višim rednim brojem postoji više elektrona koji su raspoređeni u više ljuski. Broj ljuski kod atoma pojedinih elemenata odgovara njihovom broju periode - horizontalni niz u periodnom sistemu elemenata. Npr. azot ima dvije ljuske, natrij ima tri, srebro pet, itd. Maksimalan broj elektronskih ljuski odnosno energetskih nivoa koju može posjedovati neki atom iznosi sedam. Broj elektronskih ljuski ili energetskih nivoa koje atom posjeduje u osnovnom stanju naziva se glavni kvantni broj i označava se sa  $n$ .

Kod atoma koji posjeduju najmanje dvije ljuske postoje određene razlike među elektronima unutar iste ljuske pa se govori o različitim podljuskama unutar iste ljuske ili različitim energetskim podnivoima unutar istog nivoa. Broj podljuski unutar jedne ljuske određen je sporednim kvantnim brojem i označava se slovom  $l$ . Maksimalan broj podljuski unutar jedne ljuske odgovara vrijednosti glavnog kvantnog broja, a označavaju se brojevima od 0, 1, 2... do  $n-1$ .

Ljuske se češće označavaju slovima K, L, M, N, O, P, Q, a brojevi se uglavnom koriste kada se piše o energetskim nivoima što je u suštini isto. Podljuske se označavaju slovima s, p, d i f, a sastoje se iz različito orjentisanih orbitala. Orbitala u svijetlu kvantne teorije predstavlja prostor u kojem je vjerovatnoća prisustva elektrona najveća.



*Slika 2.14 Prostorni oblik s i p orbitala, s orbitala maksimalno sadrži  $2 e^-$ , p orbitale sadrže maksimalno  $2 e^-$ , p podljuska ukupno maksimalno  $6 e^-$*

Pored razlike u podljuskama unutar iste ljuske postoje i razlike unutar podljuski. Razlika unutar iste podljuske potiče od različitih orbitala. Orbitale se opisuju magnetnim kvantnim brojem čija vrijednost se kreće od  $-l$  do  $+l$ . Istraživanjem spektara atoma zaključeno je da unutar jedne orbitale mogu postojati maksimalno dva elektrona. Ukoliko su oba prisutna oni se međusobno moraju razlikovati po spinu. Prosto opisano spin je svojstvo elektrona da rotira oko svoje ose. Ovom rotacijom

elektron se ponaša kao mali magnet. Izložen vanjskom magnetnom polju ovo magnetno polje nastalo spinom može se prema njemu orijentirati u istom ili suprotnom smjeru. U skladu s ovim orijentacijama uveden je i četvrti kvantni broj nazvan spinski, a njegove vrijednosti su  $-\frac{1}{2}$  ili  $+\frac{1}{2}$  ovisno da li je spin u istom ili suprotnom smjeru vanjskog magnetnog polja.

Ovaj način opisa spina elektrona je grubo pojednostavljen jer rotacija kao oblik mehaničkog kretanja u svijetu subatomske čestice (elektrona, protona, neutrona i sl.) nema odgovarajući opis ili model u vidljivom svijetu tijela i pojava. Posljedica ove realnosti mikrosvijeta je uvođenje tj. otkriće nove naučne oblasti nazvane kvantna mehanika kojom se opisuju kretanja i pojave unutar svijeta atoma. Zakoni kvantne mehanike sa aspekta vidljivog svijeta u kojem djelujemo su često neshvatljivi i neopisivi razumu koji je sklon da prave modele i upoređuje. No zakoni kvantne mehanike su u osnovi makroskopskih pojava, kao što nevidljivi atomi čine osnovi vidljivog svijeta. Klasična Galilej-Njutnova mehanika koja važi u makrosvijetu je samo poseban slučaj kvantne mehanike, poseban slučaj ili aproksimacija koja je primjenjiva za svijet gdje su brzine izuzetno male u poređenju sa brzinama u svijetu atoma i subatomske čestice.

### 2.3.3 Elektronska konfiguracija atoma

Elektronska konfiguracija predstavlja raspored elektrona po ljuskama, podljuskama i orbitalama. Maksimalan broj elektrona koji se može naći u nekoj ljuski ovisi o broju ljuske. Za prve četiri ljuske K, L, M, N pravilo maksimalnog broja elektrona ima formulu  $2n^2$  gdje je  $n$  broj ljuske. Tako prva ljuska može maksimalno sadržavati 2 elektrona, druga 8, itd. (tabela 2.3 i slika 2.15).



Slika 2.15 Maksimalan broj elektrona u prva tri energetska nivoa (lijevo). Primjer uvida u građu atoma natrija koji se sastoji od 11 protona, 11 elektrona i 12 neutrona.

Primjećuje se da su u ljusci najbližoj atomskom jezgru zastupljena 2 elektrona, u narednoj 8 i u zadnjoj 1.

Podljuske također podliježu ograničenju broja elektrona, s-podljuska sadži maksimalno 2, p-podljuska 6, d-podljuska 10 i f-podljuska 14.

Najjednostavniju konfiguraciju ima atom vodika jer sadrži samo jedan elektron. Njegova konfiguracija se piše kao:

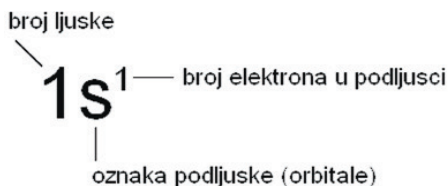
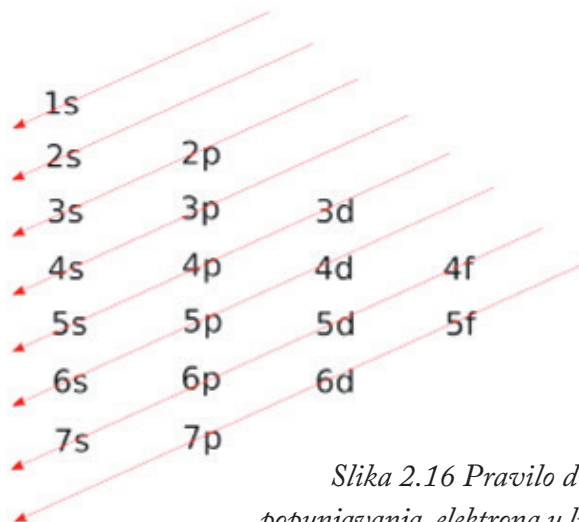


Tabela 2.3. Konfiguracija prve četiri elektronske ljuske

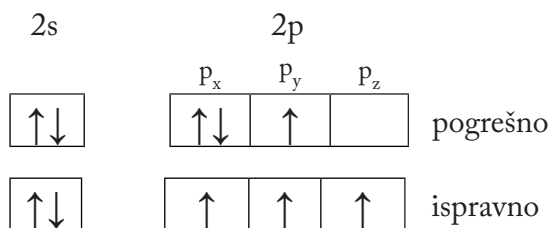
ljuska	podljuska	maksimalan broj elektrona u podljuski	maksimalan broj elektrona u ljuski
K	1s	2	2
	2s	2	8
L	2p	6	
	3s	2	18
	3p	6	
3d	10		
M	4s	2	32
	4p	6	
	4d	10	
	4f	14	

Popunjavanje elektrona u atomskom omotaču podliježe određenim pravilima. Opšte i najvažnije je tzv. Paulijevo pravilo zabrane koji je postavio austrijski fizičar W. Pauli. On kaže da ne postoje dva elektrona u atoma koja imaju identična sva četiri kvantna broja. Redosljed popunjavanja elektrona u ljuskama i podljuskama slijedi pravilo dijagonale (slika 2.16). Ovo znači da popunjavanje ne ide redno ljuska za ljuskom, već se npr. 4 ljuska u s-podljusci popunjava prije nego 3 ljuska u d-podljuski i sl. No i pravilo dijagonale ima generalni karakter i postoje određeni izuzeci kod atoma pojedinih elemenata, a razlog je stabilnost određenog rasporeda elektrona u podljuskama.



Slika 2.16 Pravilo dijagonale tokom popunjavanja elektrona u ljuskama i podljuskama

U skladu s pravilom dijagonale helij će imati konfiguraciju  $1s^2$ , litij  $1s^2 2s^1$ , azot  $1s^2 2s^2 2p^3$ , itd. Unutar p, d i f podljuske postoje više različito orjentisanih orbitala. Popunjavanje ovih orbitala podliježe tzv. Hundovom pravilu, koje je postavio njemački fizičar F. Hund. Pravilo kaže da unutar podljuske popunjavanje elektronima ide tako da broj elektrona s istim spinom bude maksimalan. Znači prvo se popune prazne orbitale sa po jednim elektronom istog spina, a nakon toga se elektroni sparuju tj. orbitalu popunjava elektron suprotnog spina (slika 2.17).



Slika 2.17 Redosljed popunjavanje 2. ili L ljuske azota prema Hundovom pravilu. Kućice predstavljaju orbitale, a strelice su elektroni sa smjerom spina. Elektroni u  $p_x$  orbitali p podljuske neće se spariti dok se podljuska maksimalno ne popuni elektronima istog spina.

Na primjeru fosfora može se rezimirati kompletna građa atoma s fokusom na elektronsku konfiguraciju i način njenog zapisivanja. Atomski broj fosfora je 15. Dakle, fosfor ima 15 protona i 15 elektrona. U prvoj ljusci se nalazi samo s-podljuska tj. s-orbitala, dakle,  $1s^2$ . Ostalo je još  $15 - 2 = 13$  neraspoređenih elektrona. Iz tabele i pravila dijagonale se vidi da se u drugoj ljusci mogu nalaziti s i p podljuske sa

odgovarjućim orbitalama. Dakle, za drugu ljusku pišemo  $2s^2 2p^6$ . Preostaje  $13 - 8 = 5$  elektrona. Primjećujemo da je treća ljuska posljednja jer posle popunjavanja s-orbitale  $3s^2$ , ostaju tri elektrona u p-podljusci i njenim orbitalama  $3p^3$ , koja nisu dovoljna za popunjavanje p-orbitala. Ova tri elektrona se razmještaju u tri orbitale  $p_x$ ,  $p_y$  i  $p_z$  u skladu s Hund-ovim pravilom. Dakle, elektronska konfiguracija fosfora je:



Zbog jednostavnosti nekad se pišu samo elektroni zadnje ljuske ispred kojih se stavlja simbol prvog plemenitog gasa iz periodnog sistema elemenata koji prethodi elementu čiju konfiguraciju pišemo. Na primjeru fosfora to bi izgledalo ovako  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ . Inače elektroni zadnje ljuske imaju poseban značaj u određivanju hemijskih osobina atoma tj. elementa. Oni su najodgovorniji za stvaranje hemijskih veza i nazivaju se **valentni elektroni**, a odgovarajuća ljuska valentnom ljuskom.

U razmatranju elektronske konfiguracije atoma koriste se termini mjesto ili smještanje elektrona, raspored elektrona, popunjavanje nivoa, podnivoa i orbitala elektronima. Elektroni se prikazuju kao kuglice što govori isključivo o njihovim materijalnim svojstvima. Međutim, priroda elektrona je mnogo složenija, a to je prvi ukazao francuski fizičar L. de Broj (de Broglie) koji je postavio hipotezu o dvojnoj prirodi elektrona. Prema njemu elektron pored čestičnih svojstava posjeduje i talasna svojstva, preciznije kretanje subatomske čestice je u osnovi talasne prirode, no ako dođu u kontakt sa tvarima ponašaju se kao čestice tj. sudaraju se i razmjenjuju energiju. De Brojeva hipoteza je ubrzo eksperimentalno dokazana, a zahvaljujući njoj detaljnije je objašnjena priroda ponašanja elektrona u atomu, osobito elektronski prijelazi sa stacionarnih na više energetske nivoe i suprotno, tokom kojih se absorbuje i emituje energija.

### 2.3.4 Zaključno o atomu

Posljedica Plankove teorije je da se pored energije i prostor i vrijeme smatraju diskontinuiranim. Prema ovoj teoriji najmanji prostor iznosi  $10^{-37}$  m i naziva se Plankova dužina, a najmanji odsječak vremena je vrijeme u kojem svjetlost prođe Plankovu dužinu i iznosi  $10^{-37}$  s. Kretanje elektrona u skladu s kvantnom mehanikom nije uobičajeno kretanje koje opisujemo kao put/vrijeme. Zamišljati elektron kao kuglicu koja se kreće velikom brzinom nije odlika elektrona i

njegovog kretanja. Ako bi se kretanje elektrona ovako opisivalo bilo bi moguće odrediti njegov položaj i brzinu, no njemački fizičar W. Hajzenberg (Heisenberg) postavio je tzv. „princip neodređenosti“. Ovo načelo podrazumijeva nemogućnost istovremenog određivanja brzine i položaja elektrona. Bilo koje dejstvo elektromagnetnih talasa izvana u cilju utvrđivanja brzine i položaja elektrona narušilo bi, više ili manje, brzinu ili položaj elektrona. Što bi se preciznije utvrdio položaj manje bi bila poznata brzina i obrnuto. Slikovito opisano, ako bi pokušali pratiti kretanje elektrona u atomi to bi imalo smisla kao postavljati pitanja „Na čemu stoji Zemlja?“, „Gdje je kraj Svijeta?“ i sl. Maglina koja se primjećuje pri brzom kretanju avionskog propelera bi bio najbliži vidljivi opis kretanja elektrona iz našeg pojavnog svijeta, no opis pomaka elektrona sa stacionarnog na više energetske nivoe ne znači prijelaz elektrona određenom putanjom već jednostavno nestajanje na stacionarnom nivou i istovremeno pojavljivanje na energetski višem nivou.



*Slika 2.18 Okretanje lopatica velikom brzinom stvara privid magline u pojasu rotacije. Slično je sa elektronima i njihovim kretanjem u atomu, samo što su brzine elektrona izrazito više nego brzine iz svijeta ljudskog zapažanja, toliko više da pojam kretanja elektrona nema smisla opisivati klasičnom mehanikom.*

Hajzenbergu je u opisu ovog neopisivog stanja umnogome pomogla de Brojeva hipoteza o dvojnoj, čestično-talasnjoj prirodi elektrona, pa Hajzenberg ide čak i do zaključka da se elektron ustvari i ne kreće, bar ne onako kako mi shvatamo kretanje putanja/vrijeme, već da u svojem stacionarnom stanju „miruje“ pa tako i ne zrači energiju. To „mirovanje“ elektrona znači da on može postojati sa manjom ili većom vjerovatnoćom u određenom prostoru oko jezgre, a taj prostor u kojem je vjerovatnoća pojavljivanja elektrona najveća naziva se orbitala. Teorijski taj prostor

može se protezati do beskonačnosti pa se može reći da je i cijeli Univerzum u svakom atomu.

Poznajući ove činjenice postavlja se pitanje zašto se još uvijek atomi prikazuju modelom kuglica? Razlog leži u samoj riječi „model“. Model je nešto što potpuno ne opisuje stvarno stanje ali se trudi da bude što bliže stvarnosti. Model u fizici i hemiji često i nema za cilj da bliže opiše stanje već da omogući objašnjenja nekih pojava i pretpostavi određenja ponašanja. Ukoliko model bolje objašnjava stanja i bolje pretpostavlja ponašanja utoliko je bolji. Kuglični model atoma i opis kretanja elektrona određenim putanjama mogu dobro da opišu i objasne odigravanje hemijskih reakcija u kojima se stvaraju i raskidaju hemijske veze, zato se rado koriste. Stvaranje i raskidanje hemijski veza prije svega se tiče elektrona u atomu, dok jezgro naizgled nema značajnu ulogu. U ovim jednostavnim modelima elektroni se kreću dok jezgro djeluje statično. No samo jezgro, kao i čestice od kojih se sastoji, skloni su kretanjama koja se opažaju kao elektro-magnetne pojave. Kretanja su naravno kvantnog-mehaničkog karaktera i ograničena su malim prostorom jezgra. Npr. poznata tehnika detekcije magnetnih osobina prisutnih kod većine atomskih jezgara, „nuklearna magnetna rezonanca“ (NMR), važna je u analitičkoj hemiji i medicinskoj dijagnostici. U medicini predstavlja revolucionarnu radiološku tehniku za analizu mekih tkiva i naziva se skraćeno magnetna rezonanca (MR).

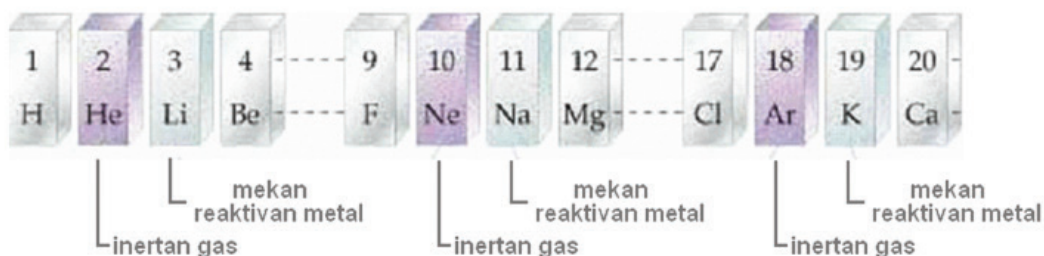
## 2.4 PERIODNI SISTEM ELEMENATA (PSE)

Pod elementom se podrazumijeva svaka tvar koja se sastoji iz jedne vrste atoma koji imaju jednak broj protona u jezgru odnosno elektrona u omotaču. Kako je navedeno, broj protona atoma predstavlja njegov identifikacioni broj. U slučaju istog broja protona, a različitog broja neutrona radi se o izotopima. Izotopi su atomi koji pripadaju istom elementu i potpuno su identični u hemijskim svojstvima, mala razlika može biti u brzini sa kojom stupaju u hemijske reakcije, a kao posljedica razlike u masi usljed manjeg ili višeg broja neutrona.

Elementi se razlikuju među sobom u fizičkim i hemijskim svojstvima usljed različitih atoma od kojih se sastoje. Ove razlike mogu biti veće ili manje, tako postoje velike razlike u svojstvima nekih elemenata npr. vodik i željezo, ali postoje i određene srodnosti npr. silicij i germanij, natrij i kalij, fluor i hlor, itd. Na bazi ovih sličnosti i razlika još u 19. stoljeću pristupilo se pokušaju sistematizacije elemenata. Nakon niza pokušaja naučnika širom Evrope konačno su 1869. ruski



hemičar D.I. Mendeljejev i njemački hemičar L. Mejer (Meyer), neovisno jedan od drugog, izradili prvu značajnu sistematizaciju elemenata. Oni su redali tada poznate elemente po atomskim masama i primjetili periodično ponavljanje nekih osobina kod različitih elemenata. U tome redosljedu elementi sličnih osobina bili su svrstani u vertikalne kolone. Vrijednost i prednost Mendeljejeve sistematizacije elemenata u odnosu na Mejera ogleda se u tome što je on predvidio postojanje nekih do tada neotkrivenih elemenata, detaljno je opisao njihove fizičke i hemijske karakteristike koje su potvrđene nakon otkrića tih elemenata.



*Slika 2.19 Periodičnost ponavljanja elemenata sličnih osobina. Nakon inertnih (plemenitih) gasova uvijek dolaze metali sličnih osobina*

Ulaskom u strukturu atoma i otkrićem protona zaključeno je da se elementi ne redaju po atomskim masama već po atomskim brojevima. Tako je broj protona u jezgri atoma nekog elementa postao identifikacijski broj tog elementa. Bez obzira na ovu korekciju Mendeljejev doprinos sistematizaciji elemenata je ogroman pa se često Periodni sistem elemenata (PSE) naziva u njegovo ime.

Periodni sistem elemenata čini nešto preko 100 elemenata koji se međusobno razlikuju po fizičkim i hemijskim osobinama. Hemijski se zapisuju simbolima koji su početna slova njihovih latinskih naziva.

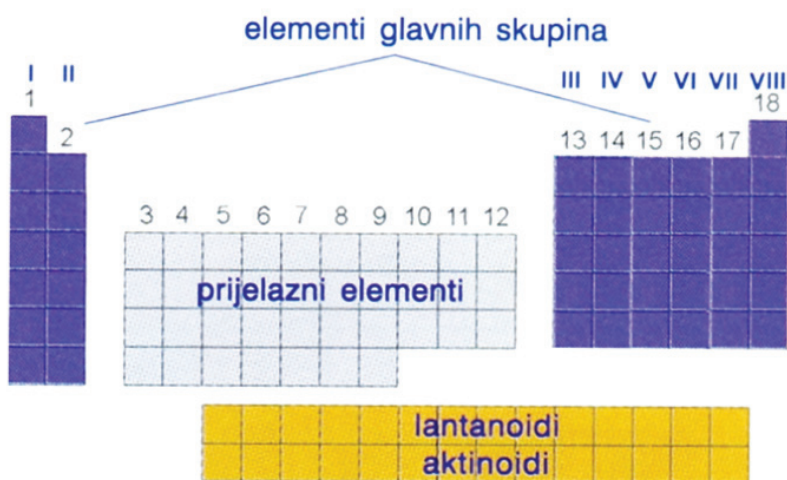
Simbol	Latinski naziv	Naziv u BHS jeziku
Cu	Cuprum	Bakar
Na	Natrium	Natrij
Hg	Hydrargyrum	Živa
Sn	Stannum	Kalaj/Kositar
N	Nitrogenium	Azot/Dušik
Ca	Calcium	Kalcij

Neki elementi poznati od davnina (željezo, bakar, živa, itd.) imaju nazive u skladu s tradicijom svakog naroda, dok se elementi otkriveni u zadnjih par stotina godina u većini jezika nazivaju latinskim imenima. Željezo je element otkriven u predantičko doba.

Jedno od najstarijih razdoblja razvoja civilizacije naziva se željezno doba. Koristio se širom svijeta, otuda i različiti nazivi u raznim jezicima:

Jezik	Naziv
BHS	Željezo/Gvožđe
Engleski	Iron
Latinski	Ferrum
Njemački	Eisen
Turski	Demir
Francuski	Fer

Svaka horizontalna kolona u tablici periodnog sistema elemenata naziva se perioda. Periode su numerisane od jedan do sedam, što odgovara broju energetskih nivoa atoma koji mogu sadržavati elektrone. Broj periode označava broj energetskih nivoa koje ima atom tog elementa. Npr. ugljik ima dva energetska nivoa, sumpor tri, kalcij četiri, itd. Vertikalna kolona periodnog sistema naziva se grupa (skupina). Prema savremenom PSE grupe su označene brojevima od 1 do 18, no često se mogu sresti i oznake grupa od I do VIII uz simbol a ili b. Unutar grupa su elementi sličnih hemijskih osobina. Unutar tzv. glavnih grupa (slika 2.21) broj grupe prema starim oznakama (I do VIII) označava broj valentnih elektrona atoma tog elementa.



Slika 2.21 Podjela periodnog sistema elemenata na područja glavnih skupina, prijelaznih elemenata i unutrašnjih prijelaznih elemenata (lantanoidi i aktinoidi)

Pored glavne podjele na periode i grupe, periodni sistem elemenata dijeli se na još nekoliko načina. Prema opštim svojstvima elemenata poznate su tri grupe: metali, nemetali i polumetali. Metali su najzastupljenija grupa elemenata i smješteni su u lijevom dijelu PSE. Opšte karakteristike metala:

1. dobra vodljivost toplote i struje,
2. na sobnoj temperaturi svi su čvrsti sa izuzetkom žive,
3. većinom imaju visoke tačke taljenja,
4. velika tvrdoća, žilavost kao i mogućnost kovanja je karakteristika većine metala.

Nemetali čine oko četvrtine ukupnog broja elemenata PSE. Nalaze se u desnom dijelu PSE. Njih karakterišu opšte osobine koje su suprotne od metala:

1. slaba vodljivost struje i toplote sa izuzetkom ugljika,
2. lomljivi su i ne daju se kovati,
3. imaju niske tačke taljenja/ključanja i većinom su na sobnoj temperaturi u tečnom i gasovitom stanju izuzev ugljika.

U polumetale ili metaloide ubraja se svega nekoliko elemenata (silicij, germanij, arsen, bor). Osobinama kao i položajem u PSE nalaze se između metala i nemetala. Njihove opšte karakteristike su:

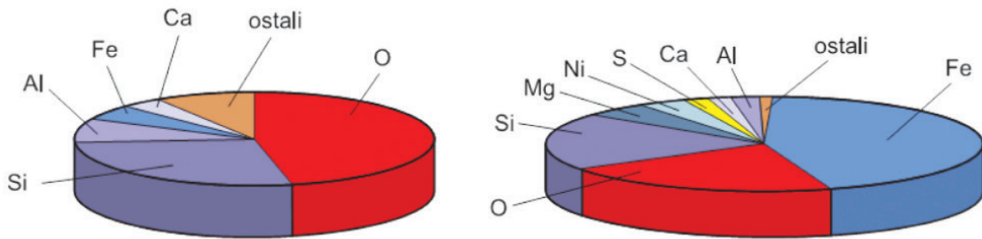
1. relativno visoke tačke taljenja – kao metali,
2. lomljivi su i ne daju se kovati – kao nemetali,
3. poluprovodljivost, u osnovnom stanju slabo provode struju – kao nemetali, no promjenom okolnosti mogu biti dobri provodnici – kao metali.

Pojedine grupe PSE tj. elementi koje je čine imaju zasebne tradicionalne nazive. Elementi prve grupe (Li, Na, K, itd.) nazivaju se alkalni metali, razlog je što u reakciji s vodom grade jake baze (alkalije). Elementi II grupe (Be, Mg, Ca, itd.) nazivaju se zemno alkalni metali zato što također grade jake baze ali su i rasprostranjeni u zemljinoj kori. Elementi 17. ili VIIa grupe (F, Cl, Br, itd.) nazivaju se halogeni elementi jer sa metalima grade tipične ionske soli (grč. hals – sol). Elementi 16. ili VIa grupe (O, S, Se, itd.) nazivaju se halkogeni elementi jer su rude bakra i cinka u prirodi uglavnom vezane za sumpor i kisik (grč. halkos je legura bakra i cinka). Elementi 18., VIIIa ili „nulte“ grupe PSE nazivaju se plemeniti ili inertni gasovi iz razloga jer su izrazito nereaktivni.

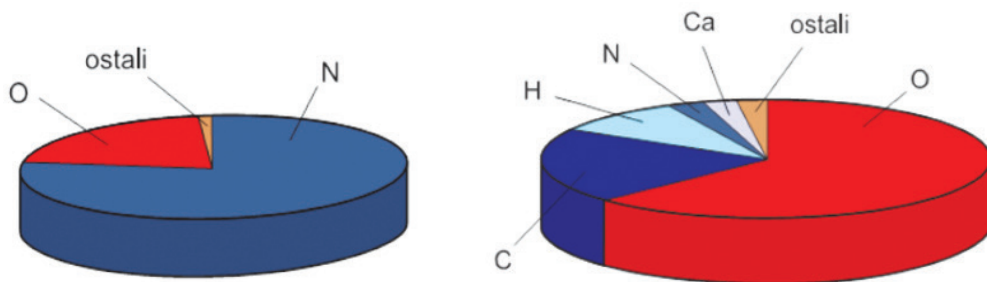
Jedna od teorija u vezi postanka elemenata u Svemiru kaže da su svi elementi nastali spajanjem od vodika u uslovima visokih temperata nuklearnih procesa u zvijezdama. Vodik se iz ovog razloga često naziva praelement. Uglavnom, ono što je dokazano je da je vodik najrasprostranjeniji element u Svemiru, te da



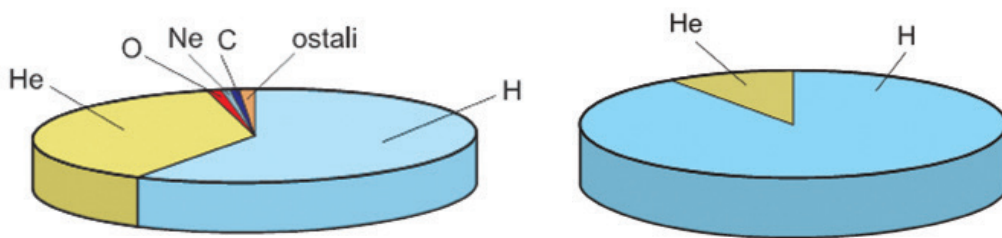
se najveći dio zvjezdane tvari sastoji od vodika. Rasprostranjenost elemenata u Svemiru, Zemlji, pojedinim sferama zemlje i čovjeku prikazana je na slikama 2.22, 2.23 i 2.24.



Slika 2.22 Sadržaj elemenata u Zemljinoj kori (lijevo) i planeti Zemlji (desno)



Slika 2.23 Sadržaj elemenata u atmosferi (lijevo) i živim bićima (desno)



Slika 2.24 Sadržaj elemenata u svemiru (lijevo) i Suncu (desno)

Elementi neophodni za opstanak živog svijeta na Zemlji nazivaju se biogeni elementi. Oko 99 % atoma u ljudskom tijelu su atomi četiri elementa: vodik, kisik, ugljik i azot. Oko 0,9 % ljudskog tijela čine atomi elemenata: natrij, kalij, kalcij, magnezij, fosfor, sumpor i hlor. Samo 0,1 % atoma ljudskog tijela pripada ostalim elementima.

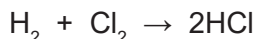
## 2.5 MOLEKULE

Pojam molekule u hemiji uveo je italijanski fizičar A. Avogardo rješavajući problem koji je uočio francuski hemičar J. L. Gej-Lisak (Gay-Lussac) spajajući u reakciji vodik i hlor. On je pretpostavio reakciju kao:

N atom vodika + N atom hlora  $\rightarrow$  2N čestica vodik-hlorida  
ili hemijskim zapisom



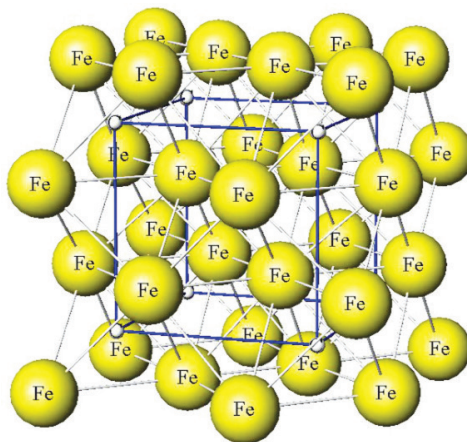
Problem koji Gej-Lisak nije mogao da objasni je što je ekperimentom nastajalo duplo više količine vodik-hlorida nego je očekivano. Ako se spajaju 1 atom vodika i 1 atom hlora mora nastati 1 čestica vodik-hlorida, međutim, nastajale su dvije. Avogardo je prepostavio da gasovi vodik i hlor ne postoje kao atomi već kao dvoatomne čestice koje je nazvao molekule. Tako reakcijom jedne molekule vodika (dva atoma vodika) sa jednom molekulom hlora (dva atoma hlora) nastaju dvije molekule vodik-hlorida što znači da je ispravan hemijski zapis te reakcije:



Avogadro je zaključio da najsitnije slobodno egzistirajuće čestice gasa nijesu atomi već molekule koje se sastoje iz najmanje dva atoma, a masa molekule mora biti jednaka masama atoma od kojih se sastoji.

Treba napomenuti da svi gasovi ne egzistiraju u formi višeatomnih molekula. Primjer su plemeniti gasovi koji postoje kao pjedinačan atom te se često nazivaju jednoatomnim molekulama. Samo jedan broj elemenata egzistira ili se zapisuje u formi višeatomnih molekula: kisik kao  $\text{O}_2$  i  $\text{O}_3$ , azot  $\text{N}_2$ , hlor  $\text{Cl}_2$ , brom  $\text{Br}_2$ , iod  $\text{I}_2$  i još nekoliko nemetala. Većina ostalih elemenata tvore duge trodimenzionalne strukture uvezanih atoma, zato se oni u hemijskim reakcijama pišu kao jednoatomne molekule (npr. svi metali).

*Slika 2.25 Struktura željeza, sastoji se od atoma uvezanih u trodimenzionu strukturu pravilne kristalne građe. Kada željezo ulazi u reakciju ustvari ulaze njegovi pojedinačni atomi, zato se kaže da je željezo sačinjeno od jednoatomnih molekula*



S druge strane većina tvari oko nas nijesu elementi već spojevi, a najmanja gradivna jedinica spoja je molekula, nastala spajanjem dva ili više atoma različitih elemenata. Molekula je najmanja gradivna jedinica spoja koja nosi i definiše njegove osobine. Molekula spoja može se raspasti na atome ili druge grupe molekula, no nastale bi nove tvari različitih osobina u odnosu na spoj od kojeg potiču, zato se molekula smatra osnovom gradivnom jedinicom tvari, a ne atomi od kojih se sastoji.



*Slika 2.26 Modeli molekula nekih spojeva*

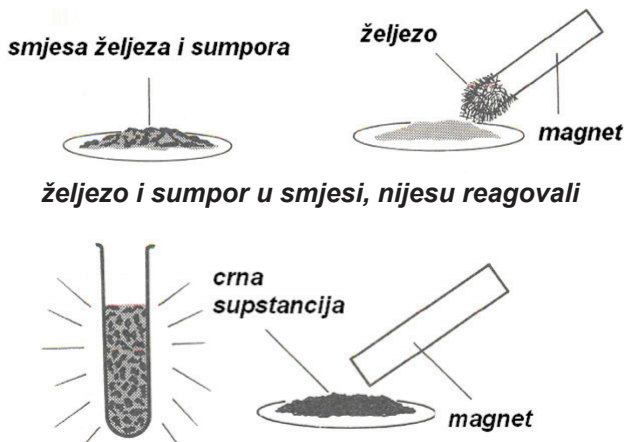
Molekule se zapisuju hemijskim simbolima elemenata od kojih su sačinjene. Kada molekulu sačinjava veći broj atoma nekog elementa ta brojčana vrijednost se piše u subskriptu simbola elementa. Molekula vode se sastoji iz dva atoma vodika i jednog atoma kisika te je hemijska formula vode H<sub>2</sub>O.

## 2.6 ELEMENTI, SPOJEVI I SMJESE

U prvom poglavlju kratko su pomenuti pojmovi čiste tvari i smjese. Čiste tvari karakteriše stalan i tačno definisan hemijski sastav koji omogućava da se zapišu hemijskim formulama. Smjese ne karakteriše stalan sastav, njihov sastav možemo mijenjati i ne mogu se zapisati hemijskom formulom. Kuhinjska sol je čista tvar, ima hemijsku formulu NaCl. Sastoji se iz jednog atoma hlora i jednog atoma natrija. Voda je također čista tvar koja se sastoji iz dva atoma vodika i jednog atoma kisika, ima hemijski zapis H<sub>2</sub>O. Miješanjem ove dvije čiste supstance, rastvaranjem soli u vodi, dobijamo smjesu čiji sastav ne možemo izraziti hemijskom formulom i koja se može sastojati iz različitih omjera ove dvije tvari.

Čiste supstance se dijele na elemente i spojeve. Elementi se sastoje iz iste vrste atoma dok spojeve čine dva ili više vrsta atoma različitih elemenata. Elementi koji ulaze u sastav spoja gube vlastita svojstva, npr. kisik i vodik su gasovi na sobnoj temperaturi dok je voda tečnost, natrij i hlor su reaktivne i otrovne tvari dok je sol obavezan dio prehrane. S druge strane čiste tvari koje ulaze u sastav smjesa zadržavaju svoje osobine pa ako sol ili šećer rastvorimo u vodi oni će zadržati svoj slan/sladak ukus. Razlika između smjese i spoja, na primjeru sumpora i željeza, prikazana je na slici 2.27. U prvom slučaju željezo nije ušlo u hemijsku reakciju

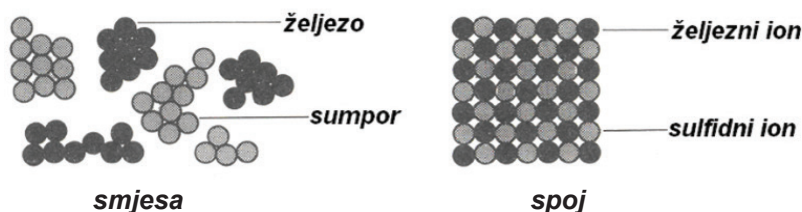
sa sumporom te je zadržalo svoju osobinu magnetičnosti, a na bazi te osobine vrlo lako se fizičkom metodom može izdvojiti iz smjese. U drugom slučaju željezo je ušlo u hemijsku reakciju sa sumporom i nastao je spoj željezo(II)-sulfid ( $\text{FeS}$ ). Ulaskom u spoj željezo je izgubilo osobinu magnetičnosti i više se ne može magnetom izdvojiti iz smjese.



**zagrijavanjem smjese u epruveti došlo je do hemijske reakcije i nastanka spoja  $\text{FeS}$**

*Slika 2.27 Razlika između smjese i spoja, na primjeru sumpora i željeza*

Uvidom u mikrostrukturu smjese i spoja ova dva elementa vidi se da je u spoju pravilan naizmjeničan raspored atoma željeza i sumpora u sve tri dimenzije. U smjesi ne postoji pravilan raspored na nivou atoma već nepravilno izmiješane konglomeracije molekula željeza i sumpora u različiti omjerima i veličinama (slika 2.28).



*Slika 2.28 Unutrašnja strukturna raspodjela u smjesi i spoju. Za razliku od smjese spoj karakteriše uređen sistem rasporeda i omjera komponenata*

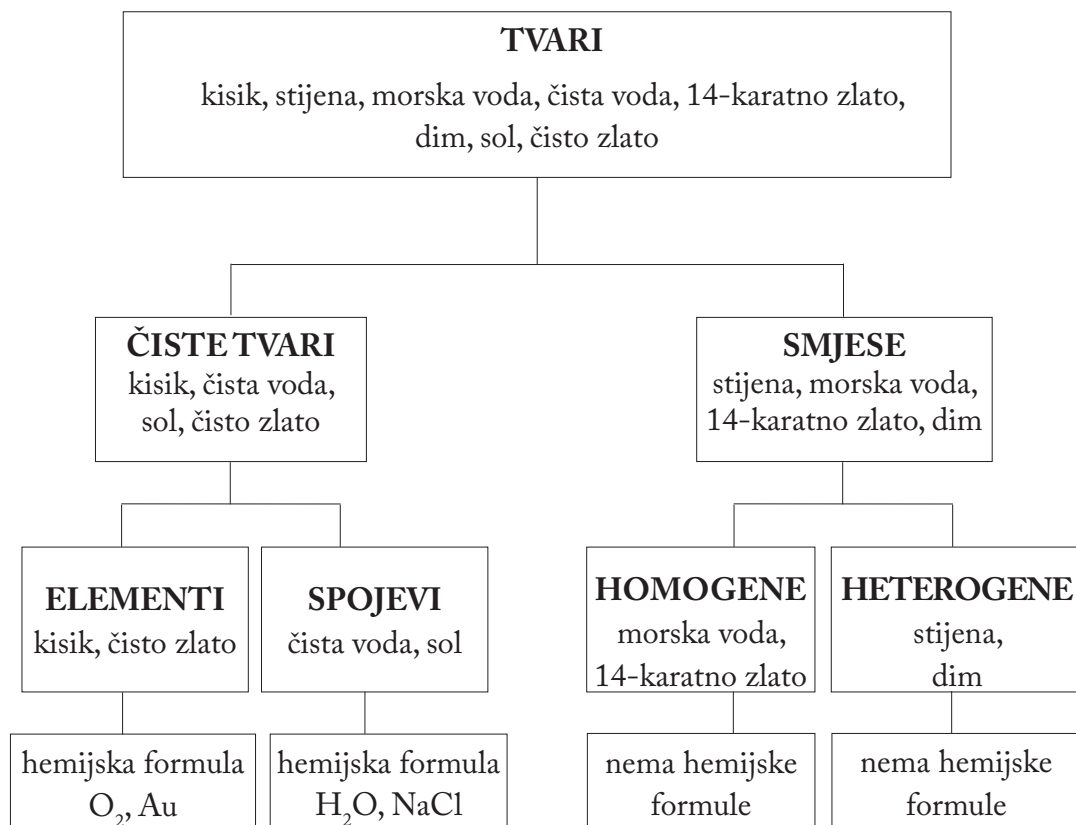
Važna razlika između spojeva i smjesa je u načinu razdvajanja komponenti od kojih se sastoje. Smjese možemo razdvojiti fizičkim metodama (filtriranje, destilacija, itd.) na sastavne komponente o čemu je bilo govora u prvom poglavlju. Spojeve, međutim, ne možemo niti jednom fizičkom metodom razdvojiti na elemente, za rastavljanje spojeva na elemente moramo koristiti hemijske metode koje uključuju hemijske reakcije i to su uglavnom složeniji procesi u odnosu na fizičke metode razdvajanja.



Tabela 2.4. Razlike između smjese i spoja

Spojevi	Smjese
Spojevi imaju osobine koje se razlikuju od tvari koje ih formiraju.	Komponente smjese zadržavaju svoje individualne osobine.
Spojevi imaju fiksnu kompoziciju, npr. NaCl će uvijek imati jedan atom (ion) Na i jedan atom (ion) Cl.	Smjese imaju promjenjiv sastav.
Komponente spojeva ne mogu se razdvojiti fizičkim metodama, mogu se razdvojiti hemijskim metodama – hemijskim reakcijama.	Fizičke metode su dovoljne da se razdvoje komponente smjese.
Svojstva spojeva nijesu slična sa svojstvima elemenata od kojih se sastoje.	Svojstva smjese su mješavina svojstava komponenti koje je čine.

Grafik 2.1 Klasifikacija tvari sa primjerima pojedinih poznatih tvari



# 3. RELATIVNA ATOMSKA MASA I KOLIČINA TVARI

## 3.1 MASE ATOMA I MOLEKULA

Atomi, odnosno molekule, su najsitnije čestice koje opisuju svojstva tvari i omogućavaju nam da je doživimo putem čula. Kao izuzetno male, njihovu masu nije pogodno izražavati u uobičajenim jedinicama za masu kg ili gram, npr. atom vodika ima masu od oko  $1,7 \times 10^{-24}$  grama. Ovako niske vrijednosti nijesu praktične za proračune, pa su uvedene relativne vrijednosti nastale upoređivanjem sa određenim standardom čija je masa mnogo niža od mase grama.

Poznato je da se pod mjerenjem podrazumijeva upoređivanje sa jedinicom koju smo uzeli kao standard. Prva jedinica atomske mase, kao vrijednost 1, bila je masa atoma vodika. Razlog je što je su atomi vodika s najmanjom masom od atoma svih drugih elemenata. Mase atoma ostalih elemenata upoređivane su s masom vodika, a vrijednost njihovih atomskih masa je broj koji je pokazivao koliko puta

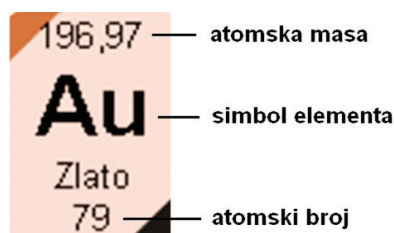
je masa nekog elementa bila veća od vodikove mase. S obzirom da obični vodik sadrži samo jedan proton u jezgru, jedinica atomske mase bila je bliska vrijednosti mase protona. Nakon niza pokušaja i uvođenja kisika kao standarda mase atoma, konačno je kao standardna vrijednost uzeta masa atoma osnovnog izotopa ugljika C12, odnosno uzeta 1/12 njegove mase. Ovaj atom ugljika sadrži 6 protona i 6 neutrona, kako su mase protona i neutrona bliske jasno je da ovaj posljednji i aktuelni standard ima masu koja je kao i kod vodika približna masi protona tj. neutrona. Ovaj standard iznosi  $1,66 \times 10^{-27}$  kg.



Slika 3.1 Poređenje razlike u veličini i masi atoma vodika, magnezija i ugljika

Poređenjem mase atoma sa ovim standardom dobijaju se atomske mase svih elemenata. **Relativna atomska masa je broj koji pokazuje koliko je puta masa nekog atoma veća od jedinice atomske mase.**

Oznaka atomske mase je  $A_r$ , uz atomski broj predstavlja osnovni zapis pored svakog elementa u PSE. Vrijednost atomskih masa izražava se samo brojevima, ne piše se fizička mjerna jedinica.

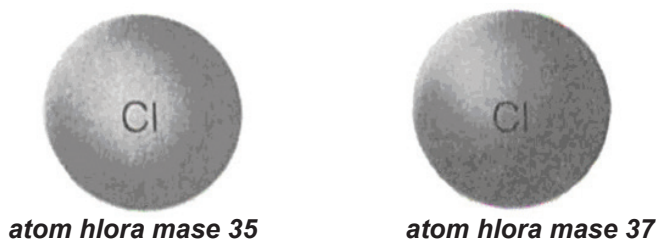


Slika 3.2 Simbol, atomski broj i atomska masa su osnovni zapis svakog elementa u PSE

Tabela 3.1. Vrijednosti masa pojedinih atoma u odnosu na jedinicu atomske mase

atom	masa	atomska masa
H	$1 \times 1,66 \times 10^{-27}$ kg	1
C	$12 \times 1,66 \times 10^{-27}$ kg	12
O	$16 \times 1,66 \times 10^{-27}$ kg	16
Na	$23 \times 1,66 \times 10^{-27}$ kg	23

Svi atomi u elementu nijesu u potpunosti jednaki, što je spomenuto tokom objašnjenja pojma izotop (2.1.2). U slučaju hlora nađene su dvije vrijednosti koje potiču od dva izotopa hlora.



*Slika 3.3 U prirodi se pojavljuju dva stabilna izotopa hlora, Cl-35 je zastupljen oko 76%, a Cl-37 oko 24%*

Ovi atomi imaju različitu masu zbog različitog broja neutrona u svojim jezgrima. U poređenju sa standardnom jedinicom mase, jedan atom hlora je pokazao vrijednost 35 a drugi 37. Proračunom zastupljenosti oba izotopa u prirodi i njihovih masa, nađena je srednja vrijednost mase atoma hlora koja iznosi 35,45 jedinica mase. Treba napomenuti da ne postoji niti jedan atom hlora koji ima ovu vrijednost mase. Vrijednost 35,45 je prosjek mase svih prisutnih atoma hlora. Elementi se u prirodi pojavljuju u više vrsta izotopa, tako niti jedan element nema cjelobrojnu vrijednost atomske mase. Većina elemenata ima vrijednost blisku cijelom broju koja se obično koristi u proračunima.

Kako je pomenuto u poglavlju 2.4 većina tvari oko nas nije u formi elemenata već spojeva, a najmanja gradivna jedinica svih spojeva i nekih elemenata (vodik, kisik, halogeni elementi, itd.) nije atom već je to molekula, nastala spajanjem dva ili više atoma. Kod ovih tvari umjesto pojma relativna atomska masa govorimo o relativnoj molekulskoj masi. **Relativna molekulska masa je broj koji pokazuje koliko je puta masa neke molekule veća od jedinice atomske mase.** Simbol za molekulsku masu je  $M_r$ , a vrijednost se dobija zbrajanjem atomskih masa svih atoma koji sačinjavaju molekulu.

$$M_r = \sum n \times A_r$$

$n$  - broj atoma istog elementa u molekuli

$A_r$  - atomska masa elementa

$\Sigma$  - broj različitih vrsta atoma koji učestvuju u građi molekule

Tako za vodik ( $H_2$ ) molekulska masa iznosi,  $M_r = 2 \times A_{r(H)} = 2 \times 1 = 2$

za kisik ( $O_2$ ),  $M_r = 2 \times A_{r(O)} = 2 \times 16 = 32$

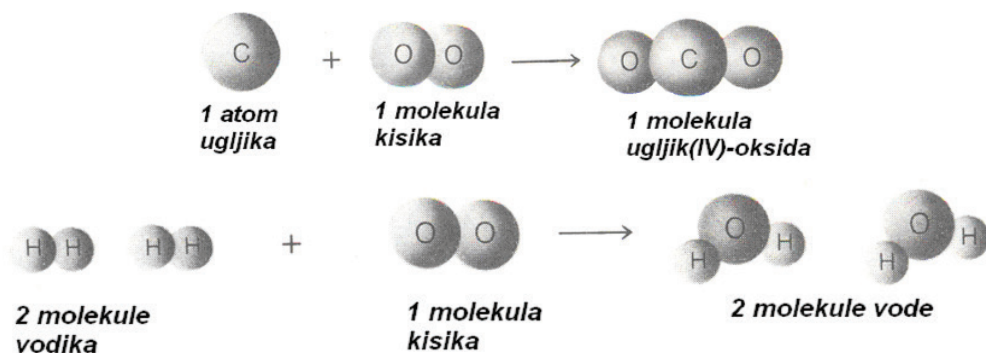
za ozon ( $O_3$ ),  $M_r = 3 \times A_{r(O)} = 3 \times 16 = 48$

za vodu ( $H_2O$ ),  $M_r = 2 \times A_{r(H)} + 1 \times A_{r(O)} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 2 + 16 = 18$

za sulfatnu kiselinu ( $H_2SO_4$ ),  $M_r = 2 \times A_{r(H)} + 1 \times A_{r(S)} + 4 \times A_{r(O)} = 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 2 + 32 + 64 = 98$

### 3.2 KOLIČINA TVARI I MOLARNA MASA

Kao mjeru količine neke tvari često navodimo njenu masu ili volumen. Istina je da su količina, masa i volumen zasebne veličine u mjernom sistemu, no s obzirom na njihovu međusobnu povezanost, može se reći da su i masa i volumen mjera količine. Tako u svakodnevnom životu, na pitanje o količini neke tvari najčešće se odgovara ovisno o njenom agregatnom stanju ili obliku, za čvrstu tvar se navodi masa, ako je tvar tečna njena količina se opisuje volumenom. No neke tvari, predmeti ili grupe se ne opisuju masom ili volumenom već brojem jedinki, što je jedino ispravno u kontekstu pojma količine. Količina je temeljna veličina u hemiji jer hemijske promjene tvari su centralno interesovanje hemije, a te promjene se dešavaju na nivou molekula i atoma. Molekule odnosno atomi reaguju kao jedinke, a ne kao mase. Na bazi reakcije broja čestica može se odrediti masa koja reaguje ili izlazi kao produkt reakcija, no nemoguće je da npr. reaguje neka tvar u vrijednosti pola mase svog atoma.



Slika 3.4 Reakcije se odvijaju u količinskim omjerima reaktanata

Količina predstavlja jednu od sedam osnovnih veličina Internacionalnog sistema mjernih jedinica (SI). Simbol za količinu je „n“ a jedinica je mol. Navedeno je da količina predstavlja broj jedinki. Kolika je brojčana vrijednost jediniki koja predstavlja jedan mol? Isto je pitanje kao sa dužinom od jedan metar, ili masom jedan kilogram, ne postoji zakon u prirodi koji nam to definiše, pa je brojčana vrijednost mola nama prepušten na volju. Nešto iz istorijskih, a nešto iz praktičnih razloga određeno je taj broj iznosi  $6,022 \times 10^{23}$  jedinki i naziva se Avogardrov broj -  $N_A$ .

Zašto ovaj broj?

Kako je navedeno hemijske reakcije se odvijaju u količinama čestica (atoma, molekula, iona), a ne kao mase. Ako želimo da izvedemo određenu reakciju moramo imati približno tačne količine reaktanata, no ne postoji sprava ili aparat koji mjeri količinu molekula jer su izuzetno mali, već se to mora uraditi vagom pa je porebno dovesti u relaciju količinu i masu - „n“ i „m“. Cilj je da uz što lakši proračun za određenu potrebnu količinu izračuna odgovarajuća vrijednost mase koju možemo izmjeriti. Posmatramo ugljik, on se sastoji iz jednoatomne molekule koju dominantno sačinjava izotop C-12 pa je ugljikova molekulska masa 12,011. Ako ovoj molekulskoj masi, koju ćemo zaokružiti na 12, dodamo jedinicu za masu – gram, imamo 12 g ugljika. Broj monoatomnih molekula ugljika nađenih u 12 g ugljika ćemo uzeti kao 1 mol, a taj broj iznosi  $6,022 \times 10^{23}$ . Ovo znači da vrijednost relativne molekulske mase ugljika - 12, uz dodatak jedinice mase - gram, definiše masu jednog mola ugljika pa se i naziva **molarnom masom ugljika (M)**. Stoga možemo reći da je relativna molekulska masa ugljika  $M_r = 12$ , a molarna masa ugljika  $M = 12 \text{ g/mol}$ . Ovo vrijedi i za dvo-, tro- i više-atomne molekule, pa za kisik možemo reći da ima relativnu molekulsku masu 32, dok je njegova molarna masa 32 g/mol. Voda ima relativnu molekulski masu 18, dok je njena molarna masa 18 g/mol, itd.

Iz prethodnog razmatranja možemo izvesti zaključak da je:

$$M = \frac{m}{n}$$

ili

$$n = \frac{M}{m}$$

n - količina čiste tvari (mol)

m - masa čiste tvari (g)

M - molarna masa čiste tvari (g/mol)

Ova jednačina koja **povezuje količinu i masu tvari** temeljna je relacija za proračune u hemiji. Ona vrijedi za svaku čistu tvar (element ili spoj) čiji su hemijski sastav i hemijska formula poznati.

Tabela 3.2. *Atomska, molekulska i molarna masa u nekim tvarima*

<p>Natrij je sastavljen od monoatomnih molekula natrija čija je <math>A_r = M_r = 23</math></p>  <p>Na slici je 23 grama natrija. Ova masa natrija se sastoji od <math>6,022 \times 10^{23}</math> monoatomnih molekula natrija i čini 1 mol natrija.</p>	<p>Iod se sastoji od dvoatomnih molekula ioda <math>I_2</math>; <math>A_r(I) = 127</math>, <math>M_r(I_2) = 2 \times 127 = 254</math></p>  <p>Na slici je 254 grama ioda koji sadrži <math>6,022 \times 10^{23}</math> molekula ioda ili 1 mol ioda.</p>	<p>Voda se sastoji od molekula formule <math>H_2O</math>. <math>M_r = 18</math></p>  <p>U čaši se nalazi 18 grama vode, to je 1 mol vode koji sadrži <math>6,022 \times 10^{23}</math> molekula</p>
--	---	---

Primjer: Za reakciju nam je potrebno 0,25 mola broma, izračunati koja je to masa broma?

Brom se sastoji od molekula  $Br_2$ . Molekulu broma čine dva atoma, iz PSE očitamo atomsku masu broma  $A_r = 80$ , te je molekulska masa broma  $M_r = 2 \times 80 = 160$ . Molarna masa broma je  $M = 160 \text{ g/mol}$ , a tražena masa od 0,25 mola iznosi:

$$m = M \times n$$

$$m = 160 \text{ g/mol} \times 0,25 \text{ mol} = 40 \text{ g}$$

Za reakciju je potrebno izvagati 40 g broma.

# 4. HEMIJSKE JEDNAČINE I HEMIJSKI ZAKONI

## 4.1 HEMIJSKE JEDNAČINE

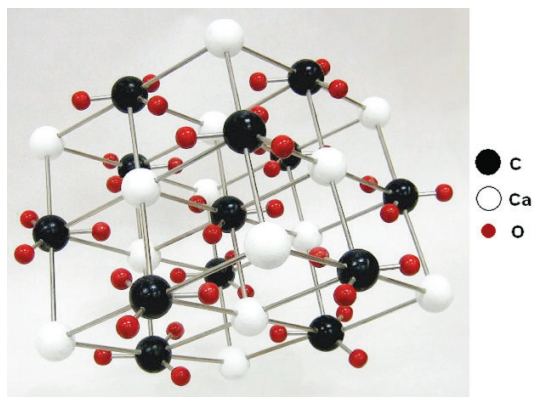
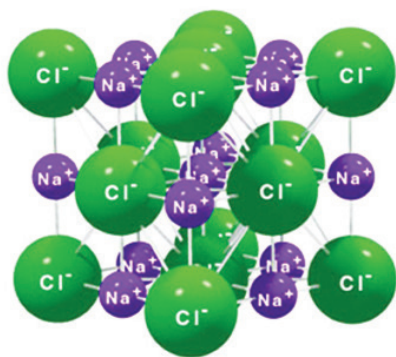
Hemijskom promjenom nastaju nove tvari koja imaju različita hemijska svojstva od tvari od kojih su nastale. Ove promjene nazivamo hemijskom reakcijom i zapisujemo hemijskim jednačinama. Hemijska jednačina je najjednostavniji prikaz hemijske reakcije pomoću formula reaktanata i produkata. Hemijske formule su karakteristična oznaka molekule čistih tvari, a zapisuju se hemijskim simbolima i brojevima. Hemijsku simboliku kojom se danas koristimo uveo je švedski hemičar J.J. Berzelius (Berzelius) u prvoj polovini 19. stoljeća. Hemijske elemente označavao je skraćenicama iz njihovih latinskih naziva. Na bazi ove simbolike, uz odgovarajući broj u subscriptu, formirane su hemijske formule molekula nekih elemenata i svih spojeva. Broj u subscriptu označava broj atoma u molekuli. Npr. kisik se u prirodi pojavljuje u dva oblika, sa dva i sa tri atoma kisika:  $O_2$  je obični kisik dok se  $O_3$  naziva ozon. Kisik i ozon imaju različita hemijska i fizička svojstva. Molekule bijelog fosfora sastoje se iz četiri atoma te je njegova formula  $P_4$ . Molekula vode se sastoji iz dva atoma vodika i jednog atoma kisika  $H_2O$ .



Tabela 4.1. Značenje simbola elemenata i formule nekih spojeva

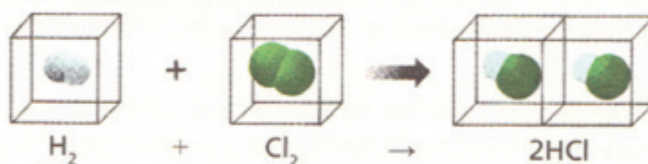
simbol ili formula	ime i značenje
O	1 atom kisika
2O	2 atoma kisika
O <sub>2</sub>	1 molekula kisika
2O <sub>2</sub>	2 molekulule kisika
O <sub>3</sub>	1 molekula ozona (ozon je troatomna molekula kisika)
H <sub>2</sub> O	1 molekula vode
2H <sub>2</sub> O	2 molekule vode
NH <sub>3</sub>	1 molekula amonijaka
CuSO <sub>4</sub>	1 molekula bakar(II)-sulfata
CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O	1 molekula bakar(II)-sulfata pentahidrata (to je bakar(II)-sulfat koji u kristalnoj strukturi veže 5 molekula vode, mnoge soli imaju osobinu da hidratiziraju - vežu vodu u svojoj kristalnoj strukturi)

Kod čvrstih kristalnih tvari često ne postoje izdvojene molekule već se radi o kristalnoj rešetki u kojoj se naizmjenično smjenjuju čestice u sva tri pravca cijelom građom tvari, pa se ovdje koristi naziv formulska jedinka koja se zapisuje u formi molekule. Npr. natrij-hlorid se piše kao molekula NaCl dok se u stvarnosti radi o lancu čestica natrija i hlora koji se naizmjenično smjenjuju u sva tri pravca. Najmanja formulska jedinka koja se ponavlja u svim pravcima je NaCl pa se tako i zapisuje (slika 4.1).



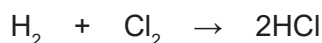
Slika 4.1. Struktura natrij-hlorida, najmanja formulska jedinka koja se ponavlja je NaCl (lijevo). Struktura kalcij-karbonata najmanja formulska jedinka koja se ponavlja je CaCO<sub>3</sub> pa je to i hemijska formula ovog spoja (desno).

Spajanjem hlora i vodika dolazi do hemijske reakcije i nastaje gas hlorovodik. U ovoj reakciji hlor i vodik su reaktanti jer ulaze u hemijsku reakciju, a hlorovodik je produkt jer je nastao hemijskom reakcijom. Reakcija se može grafički prikazati:



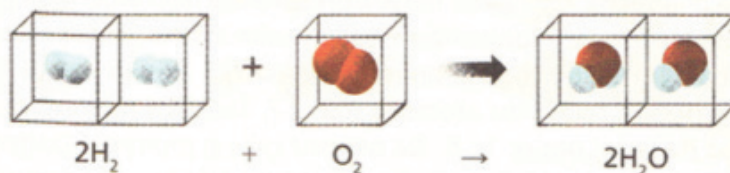
Slika 4.2 Grafički prikaz reakcije nastajanja hloridne kiseline

ili korištenjem hemijskih simbola:



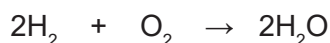
Lijevu stranu jednačine čine reaktanti (lijevo od znaka  $\rightarrow$ ) dok se na desnoj strani jednačine nalaze produkti (desno od znaka  $\rightarrow$ ).

Reakcijom vodika i kisika nastaje voda. Grafički se to može predstaviti ovako:

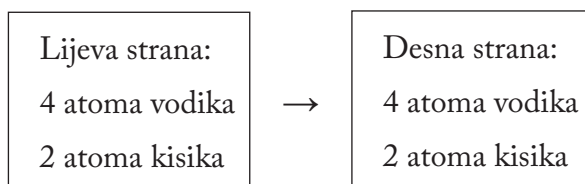


Slika 4.3 Grafički prikaz reakcije nastajanja vode

što se hemijskom jednačinom jednostavno predstavlja:



Posmatrati broj atoma vodika i kisika na lijevoj i desnoj strani jednačine. Zašto se broj 2 nalazi ispred oznake za molekule vodika i vode? Broj atoma vodika i kisika na lijevoj i desnoj strani mora biti jednak, zato se ovaj zapis i naziva jednačina, otuda i broj 2 ispred molekula vodika i vode. Atomi u toku reakcije ne mogu nastati ili nestati, oni se samo preraspodjeljuju u nastalim produktima.



Napisana jednačina, u kojoj broj atoma svakog elementa nije isti na lijevoj i desnoj strani, zahtijeva upisivanje cijelih brojeva pored nekih ili svih reaktanata i

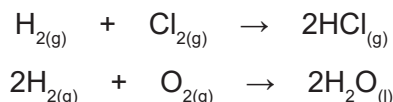
produkata u cilju izjednačavanja ukupnog broja atoma svakog elementa na lijevoj i desnoj strani. Ovaj proces se naziva izjednačavanje hemijske jednačine, a cijeli brojevi se nazivaju koeficijenti.

Iz ovog se zaključuje jedan od najvažnijih hemijski zakona, to je Lavoazjeov (A. L. Lavoisier) **zakon održanja mase** koji glasi: **ukupna masa tvari koje ulaze u reakciju (reaktanti) jednaka je ukupnoj masi tvari koje izlaze iz hemijske reakcije (produkti)**. U skladu s Ajnštajnovom relacijom mase i energije (poglavlje 1.1.) ova zakonitost nije potpuno tačna ukoliko tokom reakcije dolazi do oslobađanja energije. Međutim, gubitak mase je i tokom energetski najbogatijih reakcija izuzetno nizak te prema tome zakon o održanju mase, kao što je gore naveden, može se uzeti kao tačan za sva eksperimentalna mjerenja.

Hemijske jednačine pored navedenog mogu sadržavati i podatke koji opisuju stanja reaktanata i produkata. Uobičajeni internacionalni simboli su:

- (s) za čvrste tvari
- (l) za tečne tvari
- (g) za gasovite tvari
- (aq) za tvari rastvorene u vodi

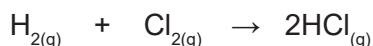
Uz ove simbole prethodne dvije jednačine imaju sljedeći izgled:



## 4.2 STEHIOMETRIJSKI RAČUN

Stehiometrija je računanje kvantitativnih (mjerljivih) odnosa između reaktanata i produkata na bazi hemijskih jednačina. Stehiometrija je temeljno računsko polje hemije jer pomaže u proračunu koliko se produkata može dobiti iz određenih količina reaktanata ili koliko je reaktanata potrebno za željenu količinu produkta. Ovaj račun se obavlja na bazi odnosa broja molova učesnika hemijske reakcije.

Nastajanje hloridne kiseline reakcijom hlora i vodika (slika 4.2) se predstavlja sljedećom jednačinom:



Ova jednačina govori da:

1 molekula vodika reaguje sa 1 molekulom hlora i daje 2 molekule hlorovodika

U skladu odnosa broja molekula i količine (poglavlje 3.2) može se napisati da reagira 1 mol vodika. U tom slučaju on bi reagovao sa 1 molom hlora:

1 mol vodika reaguje sa 1 molom hlora i daje 2 mola hlorovodika

Mol se, preko vrijednosti atomskih i molekulskih masa (poglavlje 3.2), može izraziti kao masa u gramima.

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ g}, M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ g} \text{ i } 2 \times M(\text{HCl}) = 2 \times 36,5 = 73 \text{ g}$$

2 g vodika reaguje sa 71 g hlora i daje 73 g hlorovodika

Ovi omjeri masa se mogu odrediti za svaku hemijsku jednačinu. Ovu zakonitost je još početkom 19. stoljeća istraživao francuski hemičar J. Prust (Proust). On je primijetio da isti hemijski spoj pripremljen na različite načine sadrži uvijek iste masene udjele elemenata koji čine taj spoj. Nakon devet godina istraživanja formulisao je tzv. **zakon stalnih omjera masa** koji glasi: **dva ili više hemijskih elemenata uvijek se međusobno spajaju u stalnom omjeru njihovih masa.**

Već pomenuti italijanski fizičar Avogadro nakon eksperimanata sa gasovima zaključio je da se volumeni gasova odnose jednako kao i njihove količine. To je poznati **Avogadrov zakon** koji kaže: **isti volumeni bilo kojih gasova pri istoj temperaturi i pritisku imaju isti broj čestica.**

Pri standardnim uslovima ( $t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $p = 101325 \text{ Pa}$ ) 1 mol bilo kojeg gasa ima volumen od  $22,4 \text{ dm}^3$  (22,4 litra), odnosno ista količina (molovi) bilo kojeg gasa zauzima isti volumen i na ostalim uslovima pritiska i temperature koji nijesu izrazito ekstremni. Zahvaljujući ovoj činjenici iz jednačine se može izvesti sljedeći odnos:

$22,4 \text{ dm}^3$  vodika reaguje sa  $22,4 \text{ dm}^3$  hlora i daje  $2 \times 22,4 = 44,8 \text{ dm}^3$  hlorovodika

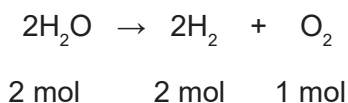
Ukoliko se reakcija odvija pri standardnim uslovima temperature i pritiska.

U skladu s prethodnim razmatranjima i Avogardovim zakonom došlo se do još jednog važnog zaključka: **mase gasova jednakog volumena pri istim uslovima temperature i pritiska odnose se kao mase molekula tih gasova.**

### Primjeri stehiometrijskog računa:

Sve hemijske reakcije u praksi se odvijaju na strogo utvrđenom stehiometrijskom omjeru molova produkata i reaktanata koje propisuje hemijska jednačina.

Posmatrajmo reakciju elektrolize vode:

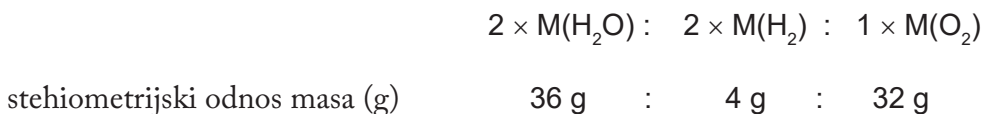
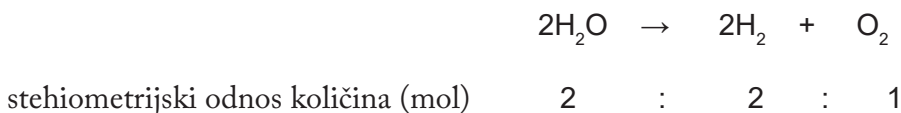


ili jednostavnije



ako su u reakciju ušla dva mola vode, nastala su dva mola vodika i jedan mol kisika, ni manje ni više od toga. To je zakon po kojem se ova reakcija odigrava u praksi!

Količinske omjere ove reakcije dalje možemo izraziti i masenim omjerima, nalaženjem molekulskih masa ( $M_r$ ) odnosno molarnih masa ( $M$ ):



U gornjem zapisu su navedeni stehiometrijski omjeri količina i masa učesnika reakcije razlaganja vode. Ako je u praksi u reakciju ušlo 9 g vode biće lako izračunati mase produkata:



Međutim, ako je u reakciju ušlo 7 g vode ne može se izračunati bez računске postavke, pa se piše:



a vrijednosti ćemo naći proporcijom na bazi stehiometrijskog omjera masa koji vrijedi kao zakon za svaku reakciju:

**za vodik:**

	<u>voda</u>	<u>vodik</u>
stehiometrijski odnos masa (g):	36 g.....	4 g
praktične mase (g):	7 g.....	x g

$$x = \frac{7 \text{ g} \times 4 \text{ g}}{36 \text{ g}}$$

$$x = 0,78 \text{ g}$$

**za kisik:**

	<u>voda</u>	<u>kisik</u>
stehiometrijski odnos masa (g):	36 g.....	32 g
praktične mase (g):	7 g.....	y g

$$y = \frac{7 \text{ g} \times 32 \text{ g}}{36 \text{ g}}$$

$$y = 6,22 \text{ g}$$

$$0,78 \text{ g} + 6,22 \text{ g} = 7 \text{ g}$$

**iz vrijednosti masa reaktanata i produkata može se uočiti Lavoazijeov zakon o održanju mase**

Znači hemijske reakcije se odigravaju u određenim količinskim (molarnim) omjerima na osnovu kojih se dalje mogu izvesti i maseni ili volumenski omjeri. Stoga su hemijske promjene, odnosno hemijske reakcije glavni razlog uvođenja količine kao fizičke veličine i njene jedinice „mol“ u mjerni sistem veličina.

### **Višak reaktanata**

Reakcije se u stvarnosti nikad ne odigravaju u tačnim količinskim tj. masenim omjerima. Nemoguće je tačno izmjeriti i uvesti u reakciju 8 g kisika i 1 g vodika da se dobije 9 g vode a da bar nešto molekula kisika ili vodika bude u višku. Tokom ovih

reakcija u kojima učestvuju više reaktanata uvijek jedan reaktant dijelom ostaje u višku – neizreagovan, jer hemijska reakcija traje dok se prvi od reaktanata ne istroši.

Posmatrajmo suprotnu reakciju u odnosu na elektrolizu vode, sintezu vode:

	$2\text{H}_2$	+	$\text{O}_2$	$\rightarrow$	$2\text{H}_2\text{O}$
stehiometrijski odnos (mol):	2	:	1	:	2
praktično u 1 <sup>o</sup> slučaju:	$\frac{1}{2}$	:	1	:	?
praktično u 2 <sup>o</sup> slučaju:	1	:	1	:	?

Koliko vode nastaje u 1<sup>o</sup> i 2<sup>o</sup> slučaju?

u 1<sup>o</sup> slučaju u reakciju ulazi  $\frac{1}{2}$  mola vodika i  $\frac{1}{4}$  mola kisika, nastaje  $\frac{1}{2}$  mola vode dok  $\frac{3}{4}$  mola kisika ostaje u višku - ne izreagovano;

u 2<sup>o</sup> slučaju u reakciju ulazi 1 mol vodika i  $\frac{1}{2}$  mola kisika, nastaje 1 mol vode dok  $\frac{1}{2}$  mola kisika ostaje u višku - ne izreagovano.

Ovi odnosi se računaju iz stehiometrijskog odnosa kojim reaguju kisik i vodik i nastaje voda (2 : 1 : 2), opisan hemijskom jednačinom, a količina nastalog produkta se određuje količinom reaktanata koji se prvi utrošio tokom reakcije, u navedenim slučajevima to je vodik.

Ovo se odnosi i na masu reaktanata i na volumen, ako su u pitanju gasoviti učesnici u reakciji. Mase i volumeni učesnika reakcije se računaju iz količine.

### 4.3 GASNI ZAKONI

Najvažnije fizičke veličine kojima se opisuje stanje i sadržaj gasa su pritisak (p), temperatura (T) i volumen (V). Pritisak i temperatura opisuju stanje gasa. Uz poznati pritisak i temperaturu, sadržaj gasa se najčešće iskazuje volumenom, vrlo rijetko masom, a razlog je što gas zauzima volumen posude u kojoj se nalazi i ima tendenciju širenja u beskonačnost. Ono što sprječava u širenju su pregradni zidovi posude u zatvorenom sistemu, odnosno sila gravitacije u slučaju atmosfere.

Ove tri veličine (p, T i V) su u međusobnoj ovisnosti, poznavanjem njih može se odrediti i količina gasa, a ako znamo o kojem se gasu radi i drugi fizički parametri gasa kao gustina, masa, itd. Relacija koja opisuje funkciju pritiska, temperature i volumena gasa naziva se **jednačina stanja idealnog gasa**:

$$p V = n R T$$

gdje je:

$p$  - pritisak gasa (Pa)

$V$  - volumen gasa ( $m^3$ )

$n$  - količina gasa (mol)

$T$  - apsolutna temperatura gasa (K)

$R$  - univerzalna gasna konstanta = 8,313 J/molK

Idealan gas podrazumijeva osobinu gasa koja isključuje međusobne privlačne sile između molekula gasa, kao što su elektrostatske sile i sl. Molekule se u idealnom gasu ponašaju kao kuglice koje se apsolutno elastično sudaraju, kao bilijarske kugle, tj. tokom sudara nema gubitka energije. Većina poznatih gasova tretiraju se kao idealni, a njihova bliskost idealnom gasu može se i opisati procentom i sl. Suprotno od idealnog gasa je realan gas, to je npr. vodena para, u njenom slučaju postoje privlačne sile vodikove veze (poglavlje 5.5) koje su elektrostatske prirode i sudari molekula nijesu apsolutno elastični. Realan gas ne podliježe jednačini stanja idealnog gasa već ima složeniju relaciju fizičkih veličina koje ga opisuju.

### 4.3.1 Bojl - Mariotov zakon

Gas se nalazi u zatvorenoj posudi sa pokretnim klipom. Dejstvom sile  $F$  na klip jasno je da dolazi do smanjenja volumena, a iskustveno zaključujemo da smanjenjem volumena dolazi do povećanja pritiska. U pitanju je zatvoren sistem, sabijanjem gasa njegova količina se nije promijenila i pretpostavljamo da je temperatura ostala ista. Dakle, u uslovima pomjeranja klipa iz tačke 1 u tačku 2 neke veličine koje opisuju stanje gasa su se promijenile, a neke su ostale konstantne:



$$p_1 \neq p_2$$

$$V_1 \neq V_2$$

$$T_1 = T_2 = \text{konst.}$$

$$n_1 = n_2 = \text{konst.}$$

U jednačini stanja idealnog gasa:

$$p V = n R T$$

ako konstantne veličine  $n$  i  $T$ , zajedno sa postojećom konstantom  $R$ , označimo





jednom konstantom i svrstamo na jednu stranu jednačine, a promjenjive p i T na drugu stranu, jednačina postaje:

$$p / T = n R / V$$
$$p / T = \text{konst.}$$

količnik  $p / T$  je konstanta, što znači:

$$p_1 / T_1 = p_2 / T_2 = p_3 / T_3 = \dots p_n / T_n$$

Ovaj gasni zakon je ustanovljen na bazi istraživanja francuskih naučnika J.A. Šarla (Charles) i J.L. Gej-Lisaka (Gay-Lussac) krajem 18. i početkom 19. stoljeća. Nazvan je po njima dvojici i najčešće se koristi u obliku:

$$p_1 / T_1 = p_2 / T_2$$

Kao i Bojl - Mariotov zakon i ova zakonitost važi za gasove koji su osobinama bliski idealnom.

### 4.3.3 Daltonov zakon parcijalnih pritisaka

Početakom 19. stoljeća engleski hemičar J. Dalton otkrio je da se miješanjem dva gasa istog pritiska neće povećati ukupan volumen smjese gasa u odnosu na njihove pojedinačne volumene. Preciznije, oba gasa se ponašaju kao da ovaj drugi ne postoji u smjesi. Na temelju ovih zapažanja Dalton je postavio zakon parcijalnih pritisaka: **u smjesi gasova svaki gas ima pritisak kao da drugi gasovi ne postoje, a ukupan pritisak gasne smjese jednak je zbiru parcijalnih pritisaka prisutnih gasova.**

$$p_{\text{ukupno}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots p_n$$

Tako se stvarni pritisak zraka sastoji od pritiska svih komponenti koje čine zrak, povećan i za pritisak vodene pare u njemu. Npr. ako je molarni (volumni) udio kisika u zraku = 21 %, to znači da će pritisak kisika biti 21 % od pritiska zraka:

$$p_{\text{kisika}} = \omega_{\text{kisika}} \times p_{\text{zraka}}$$



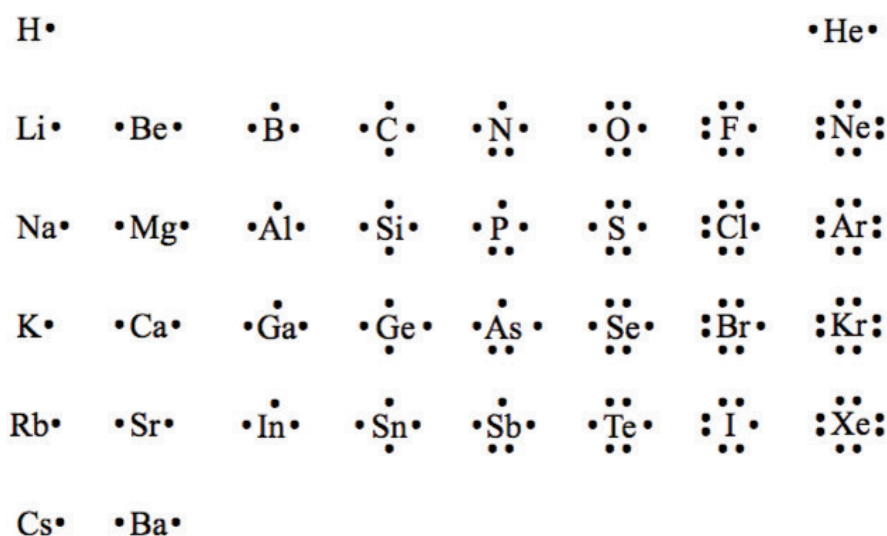
# 5. HEMIJSKE VEZE

## 5.1 TEORIJA VALENCE

U poglavlju o nastajanju molekula istaknuto je da pojedini elementi i svi spojevi egzistiraju u formi višeatomnih molekula. Potreba atoma da se spajaju u višeatomne molekule proizilazi iz činjenice da ostvaruju energetske stabilniji sistem. Prije otkrića građe atoma naučnici su znali da se atomi pojedinih elemenata spajaju samo sa tačno određenim brojem atoma drugih elemenata. Npr. za vodik se znalo da sa hlorom daje spoj HCl, sa kisikom H<sub>2</sub>O, sa azotom NH<sub>3</sub>. Zapaženo je da vodik ako se spaja sa jednim elementom nikada ne gradi spoj HX<sub>2</sub> ili HX<sub>3</sub> ili bilo koji u kojem vodik ima broj atoma manji od elementa sa kojim se spaja. Zaključeno je da je vodik jednovalentan element (lat. *valentia* – moć, kapacitet) znači nema kapacitet da veže za sebe više od jednog atoma drugog elementa. Na bazi vodikove jednovalentnosti zaključujemo da je kisik dvovalentan jer u vodi veže dva jednovalentna vodika za sebe. Alkalni metali sa kisikom daju spojeve kao Na<sub>2</sub>O, K<sub>2</sub>O, itd. što znači da su i oni jednovalentni. Zemno alkalni metali

sa kisikom daju spojeve kao MgO, CaO, itd. što znači da su dvovalentni. Ugljik s kisikom daje dva spoja, ugljik(II)-oksid CO i ugljik(IV)-oksid CO<sub>2</sub>, što znači da on može biti dvovalentan u CO i četvorovalentan u CO<sub>2</sub>. Izuzev vodika i alkalnih metala koji su jednovalentni, većina drugih elemenata ima mogućnost da gradi spojeve različitih valenci sa vrijednostima od 1 do 7 (kao kuriozitet postoji valenca 8 kod nekih elemenata 8. i 18. grupe periodnog sistema elemenata).

Veze koje međusobno ostvaruju atomi unutar molekule privlačile su osobitu pažnju hemičara, no značajnije teorije ili modeli koji bi objasnili način nastajanja veza unutar molekula nijesu objavljivani do detaljnijih otkrića unutrašnje građe atoma, prije svega elektronskog omotača. Značajan korak u utvrđivanju uzroka spajanja elemenata, hemijskog vezivanja, a otuda i suštine valence dali su američki hemičar G.N. Luis (Lewis) i njemački fizičar W. Kosel (Kossel) postavkom tzv. elektronske teorije valence. Prema toj teoriji veze između atoma, a tako i valenca, uzrokovane su elektronskom strukturom atoma. Tokom spajanja ključnu ulogu imaju elektroni iz posljednje ljuske koji se nazivaju valentni elektroni, a u skadu s tim posljednja ljuska se naziva valentnom ljuskom. Elektroni sa nivoa koji su bliži jezgri kao i samo jezgro aktivno ne sudjeluju u ostvarivanju hemijskih veza. Prema ovoj teoriji atomi elemenata ulaze u hemijske veze da bi ostvarili osam elektrona u valentnoj ljusci, tzv. oktet, odnosno da u vanjskoj ljusci imaju elektronsku strukturu najbližeg plemenitog gasa iz periodnog sistema elemenata (PSE). Izuzetak od oktetnog pravila su elementi kojima je najbliži plemeniti gas helij, oni teže ostvarenju dubleta tj. posjedovanju dva elektrona u vanjskoj ljusci jer je takva elektronska struktura helija.



Slika 5.1. Luisovi simboli elemenata. Tačkicama se označavaju elektroni u posljednjoj - valentnoj ljusci jer su oni odgovorni za stvaranja hemijskih veza.

Na bazi teorije elektronske valence kasnije su razvijane druge teorije među kojim je najvažnija teorija molekulskih orbitala koja je danas dominantna u pokušaju potpunog objašnjenja hemijskih vezivanja. Međutim, teorija elektronske valence, sa pravilom okteta i dubleta, i danas ostaje kao model koji se najšire izučava i primjenjuje jer vrlo dobro i jednostavno objašnjava veze unutar različitih skupina hemijskih spojeva.

Na bazi svih teorija hemijskog spajanja izdvajaju se tri vrste hemijskih veza:

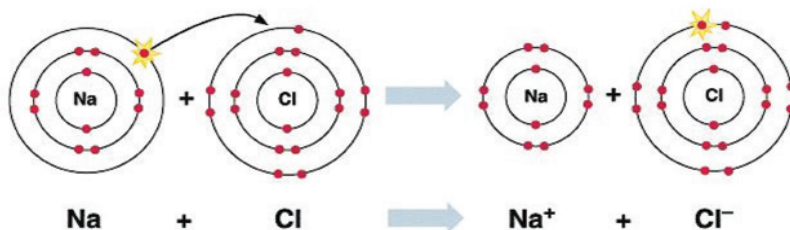
- ionska veza, karakteriše je otpuštanje i primanje valentnih elektrona
- kovalentna veza, karakteriše je udruživanje elektrona različitih atoma u zajedničke elektronske parove
- metalna veza, karakterišu je slobodni valentni elektroni

Ovako oštrom podjelom možemo okarakterisati samo mali broj tvari. Većina spojeva sadrži kombinacije ovih veza s manjim ili većim udjelom pojedinih. Uglavnom većina spojeva je kovalentne veze s vrlo čestim, manjim ili većim, udjelom ionske veze, a kod nekih spojeva i udjelom veze metalnog karaktera.

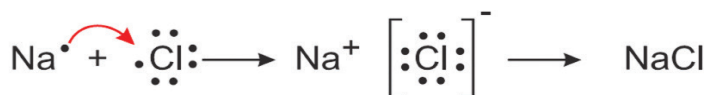
## 5.2 IONSKA VEZA

### 5.2.1 Nastajanje ionskih spojeva

Ostvarivanje elektronske strukture plemenitog gasa (okteta ili dubleta) kod ionske veze se postiže otpuštanjem elektrona od strane atoma jednog elementa i primanjem otpuštenih elektrona od strane drugog elementa. Atom koji je otpustio elektrone imat će višak protona, pa će imati pozitivno naelektrisanje i postat će pozitivni ion - kation. Atom koji je primio elektrone imat će višak elektrona pa tako i negativno naelektrisanje i postati će negativan ion - anion. Ionska veza karakteristična je u slučaju vezivanja elemenata koji su najbliži pojedinom plemenitom gasu iz PSE, izuzev ako se veže vodik. Vodik usljed svoje specifičnosti nikada ne gradi ionsku vezu što je objašnjeno u nastavku poglavlja.

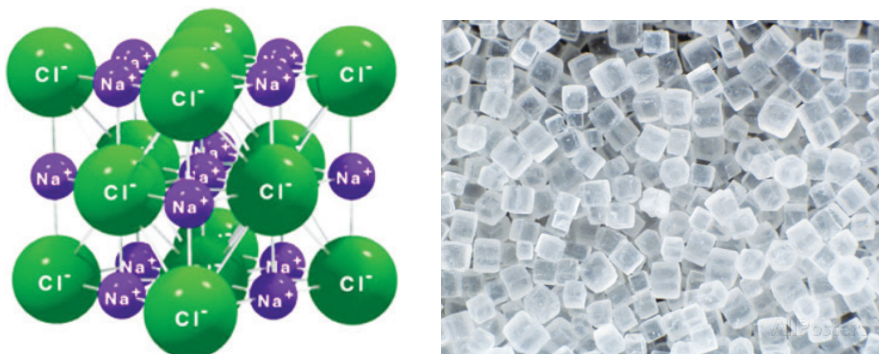


Slika 5.2. Nastajanje natrij-hlorida primopredajom elektrona i formiranjem iona koji imaju elektronsku konfiguraciju plemenitih gasova



Slika 5.3. Nastajanje natrij-hlorida Luisovom simbolikom

Tipičnu ionsku vezu grade elementi smješteni krajnje lijevo u PSE, alkalni i zemno-alkalni metali (1. i 2. grupa PSE), sa halogenim elementima (17. grupa PSE). Dobar primjer je natrij-hlorid (kuhinjska sol) NaCl. Atom natrija posjeduje jedan valentni elektron i rado će njega otpustiti, tako njegova predzadnja ljuska postaje zadnja sa popunjenim oktetom (slika 5.2). Sada zadnja ljuska natrija ima stabilnu elektronsku konfiguraciju najbližeg plemenitog gasa neona (Ne), a atom natrija postaje kation. Atom hlora u valentnoj ljusci posjeduje sedam elektrona i spreman je da primi jedan elektron da bi i on ostvario oktet u valentnoj ljusci i postigao strukturu najbližeg plemenitog gasa argona (Ar). Nastali pozitivni kation  $\text{Na}^+$  i negativni anion  $\text{Cl}^-$  u prostoru tvore kristalnu strukturu sa naizmjeničnim redanjem u sve tri dimenzije prostora, tako nastaje kristalna rešetka natrij-hlorida čija se formula jedinka piše kao NaCl.

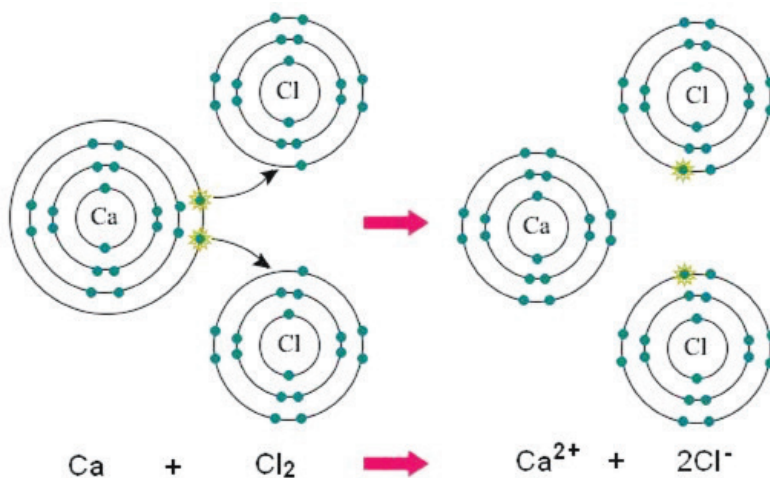


Slika 5.4. Kristalna rešetka natrij-hlorida (kuhinjske soli) i kristali soli pod uvećalom.

*Pravilan raspored i stabilnost ovog i sličnih spojeva postiže se kombinacijom privlačnih sila iona različitog naelektrisanja i odbijanja iona istog naelektrisanja.*

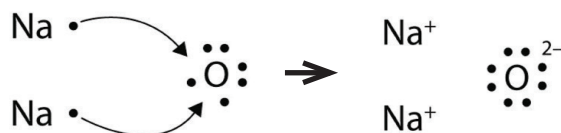
Na bazi ovog transfera elektrona i težnje elemenata da ostvare konfiguraciju najbližeg plemenitog gasa, vrlo lako je predvidjeti hemijske formule ionskih spojeva. Primjer kalcija i hlora. Kalcij se nalazi u 2. grupi PSE, on posjeduje dva elektrona u valentnoj ljusci i da bi ostvario elektronsku konfiguraciju najbližeg plemenitog gasa argona, kalcij treba otpustiti oba elektrona. Kako hlor treba samo jedan elektron da bi ostvario konfiguraciju najbližeg plemenitog gasa, isto argona,

kalcij će za sebe vezati dva atoma hlora gdje će svaki atom hlora primiti po jedan elektron. Hemijska formula kalcij-hlorida biće  $\text{CaCl}_2$ . Kristalna rešetka ove soli sadržavat će katione kalcija  $\text{Ca}^{2+}$  i dvostruko više aniona hlora  $\text{Cl}^-$ .



*Slika 5.5. Nastajanje kalcij-hlorida primopredajom elektrona i formiranjem iona koji imaju elektronsku strukturu plemenitih gasova*

Pored halogena (17. grupa PSE) i halkogeni elementi (16. grupa PSE) skloni su formiranju ionskih veza sa mnogim metalima. Kisik je smješten u 16. grupi PSE, on u valentnoj ljusci posjeduje šest elektrona, do konfiguracije najbližeg plemenitog gasa neona treba dva elektrona. Spajanjem kisika sa elementima 2. grupe nastaju ionski spojevi  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$  i sl. Spajanjem s elementima 1. grupe nastat će spojevi  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  i sl.



*Slika 5.6. Nastajanje natrij-oksida  $\text{Na}_2\text{O}$  Luisovom simbolikom*

Stvaranje ionske veze direktnim spajanjem elemenata teče u više koraka, ovisno o tvarima koje reaguju. Sljedeća tri koraka su najvažnija:

1. otpuštanje elektrona i formiranje kationa; ovaj proces teče uz utrošak energije,
2. primanje elektrona i formiranje aniona; ovim procesom se oslobađa energija,
3. formiranjem kristalne rešetke na bazi privlačnih sila iona različitog naelektrisanja i odbijanjem iona istog naelektrisanja; ovim procesom se u većini ionskih veza oslobađa znatna količina energija.



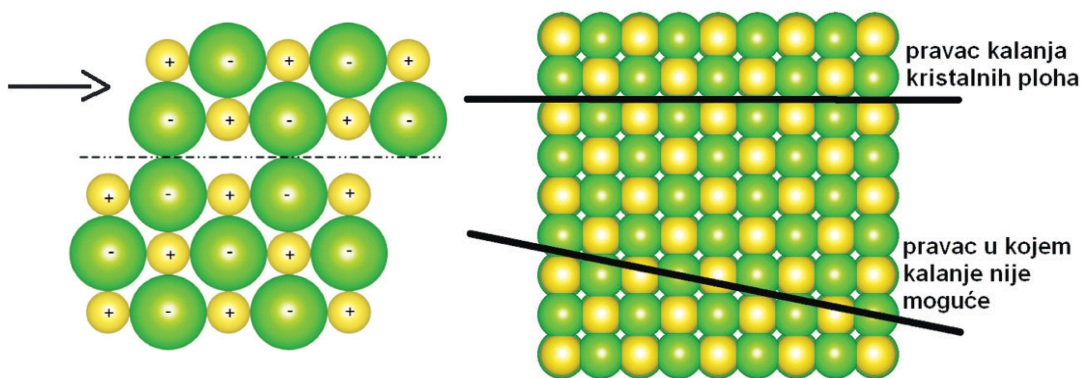
Ukupan energetski bilans reakcije treba biti pozitivan (oslobođena energija). Najviše energije oslobađa posljednji stupanj formiranja kristalne rešetke. Ukoliko bilans energije nije pozitivan neće doći do formiranja spoja.

*Slika 5.7 Sagorijevanje natrija u hloru. Reakcija oslobađa znatnu količinu energije u obliku toplote i svjetlosti.*



### 5.2.2 Osobine ionskih spojeva

S obzirom na sličnost u strukturi među svim ionskim tvarima one imaju nekoliko opštih zajedničkih osobina. Osobine umnogome diktira naelektrisanje iona i njihov prostorni raspored u kristalnoj rešetki. Ionski spojevi su čvrste tvari, u pravilu kruti kristali visoke tačke taljenja, a većinu odlikuje i velika tvrdoća. Kao kristali imaju osobinu da se kalaju niz pravac kristalnih ravni.



*Slika 5.8. Uticaj mehaničke sile na ionske kristale, njihovo klanje (lom klizanjem kristalnih površi) i mogući pravci klanja*

Ionske tvari su većinom rastvorne u vodi. Njihovi vodeni rastvori dobro provode struju jer se rastvaranjem ioni oslobađaju iz ograničenog prostora kristalne rešetke

u slobodno difuziono kretanje u rastvaraču, a ovako slobodni i naelektrisani su sposobni da prenose elektricitet. Njihove taline također dobro provode struju iz istih razloga. U organskim rastvaračima (benzin, tetrahloetan i sl.) ionske tvari su slabo rastvorljive.

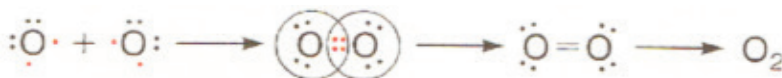
## 5.3 KOVALENTNA VEZA

### 5.3.1 Napolarna kovalentna veza

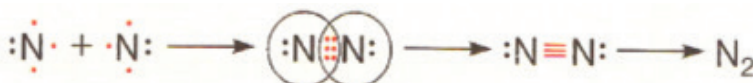
Ionska veza, kako je navedeno u prethodnom tekstu, obuhvata spojeve koje grade elementi krajnje lijevo i krajnje desno u periodnom sistemu elemenata. U konačnici to je mali broj u ukupnom broju spojeva. Molekule nemetala i većina spojeva u prirodi, osobito oni u koji su u živim organizmima ili su nastali od njih, su kovalentne prirode. Kod alkalnih metala je vidljiva lakoća kojom oni predaju elektron elementu sa kojim stupaju u reakciju, međutim, većina drugih elemenata neće predati elektron ili bar neće u potpunosti. U skladu s Luisovom teorijom okteta/dubleta kovalentna veza nastaje kada elementi, tokom stupanja u reakciju i uspostavljanja veze, ne predaju potpuno elektrone jedan drugom, već određene elektrone iz valentne ljuske udružuju i grade zajedničke elektronske parove. Ovim elektronskim parovima oba elementa raspoložu i ostvaruju konfiguraciju najbližeg plemenitog gasa.



**atomi vodika udružuju elektron u molekulu vodika  $\text{H}_2$  gdje oba atoma ostvaruju dublet**



**u molekuli kisika  $\text{O}_2$  atomi kisika udružuju po dva elektrona, grade dvostruku kovalentnu vezu i ostvaruju oktet**



**atomu azota nedostaju tri elektrona da bi postigao konfiguraciju neona, zato on u molekuli azota udružuje tri elektrona sa drugim atomom azota i tako oba ostvaruju oktet, a nastaje trostruka kovalentna veza**

*Slika 5.9. Kovalentna veza nemetala: vodika, kisika i azota; crtica u ovom načinu predstavljena veza simbolizira jedan elektronski par i često se koristi za predstavljanje veze u Luisovoj teoriji valence*

U ovim vezama parovima elektrona raspolažu oba atoma. Kako se radi o identičnim atomima koji pripadaju istom elementu, jedan i drugi atom istom snagom privlače i vežu zajednički par elektrona pa je on na sredini i ne stvara višak naelektrisanja na bilo kojem od atoma. Međutim, ukoliko se spajaju različiti atomi, ovi zajednički parovi će biti jače privučeni od jednog atoma što dovodi do pojave određenog naelektrisanja na dijelovima molekule. U kojoj će mjeri neki atom više privlačiti sebi zajedničke parove elektrona ovisi o vrijednostima tzv. elektronegativnosti, odnosno afinitetu prema elektronima, koji su karakteristike atoma svakog hemijskog elementa.

### 5.3.2 Elektornegativnost i oksidacioni broj - valenca

Umjesto valence u hemiji češće se koristi pojam oksidacioni broj, a on predstavlja broj elektrona koji je neki atom u molekuli spoja angažovao u stvaranju hemijske veze. Ovaj broj može biti pozitivan i negativan što opet ovisi o elektronegativnosti elementa.

#### **"Elektronegativnost predstavlja snagu kojom atom pojedinog elementa privlači zajedničke elektronske parove u kovalentnoj vezi"**

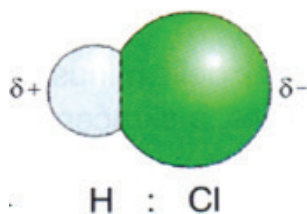
Atom koji je u stanju da sebi više privuče elektronski par imat će na sebi višak negativnog naelektrisanja, odnosno negativan oksidacioni broj, s druge strane atom od koga je zajednički elektronski par više udaljen imat će višak pozitivnog naelektrisanja i pozitivan oksidacioni broj. Dakle, brojana vrijednost pozitivnog ili negativnog oksidacionog broja ovisi o broju elektrona koje atom angažuje u stvaranju veze, a naelektrisanje ovisi o elektronegativnosti elementa. Posredstvom eksperimentalnih mjerenja L. Pauling je predstavio skalu **relativne elektronegativnosti svakog elementa** (slika 5.10).

Prema ovoj skali najmanju vrijednost elektronegativnosti posjeduju elementi koji su smješteni krajnje lijevo u periodnom sistemu elemenata, to su alkalni metali, a među njima najnižu vrijednost 0,7 imaju cezij (Cs) i francij (Fr). Najvišu vrijednost posjeduje fluor (F) 4,0 i kisik (O) 3,5. Stoga fluor kao najelektronegativniji element nikada ne može imati pozitivnu valencu, jer u vezi sa bilo kojim elementom on jače privlači zajednički par elektrona. Dalje, i kisik je uvijek s negativnom valencom izuzev ako je spoju s fluorom. S druge strane alkalni metali, pa i svi ostali metali su uvijek pozitivne valence jer se uglavnom spajaju s nemetalima koji su više elektronegativni od njih.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H 2.20																	He
Li 0.97	Be 1.47											B 2.01	C 2.50	N 3.07	O 3.50	F 4.17	Ne
Na 1.01	Mg 1.23											Al 1.47	Si 1.74	P 2.06	S 2.44	Cl 2.83	Ar
K 0.91	Ca 1.04	Sc 1.20	Ti 1.32	V 1.45	Cr 1.56	Mn 1.60	Fe 1.64	Co 1.70	Ni 1.75	Cu 1.75	Zn 1.66	Ga 1.82	Ge 2.02	As 2.20	Se 2.48	Br 2.74	Kr
Rb 0.89	Sr 0.99	Y 1.11	Zr 1.22	Nb 1.23	Mo 1.30	Tc 1.36	Ru 1.42	Rh 1.45	Pd 1.30	Ag 1.42	Cd 1.46	In 1.49	Sn 1.72	Sb 1.82	Te 2.01	I 2.21	Xe
Cs 0.86	Ba 0.97	La 1.10	Hf 1.23	Ta 1.33	W 1.40	Re 1.46	Os 1.52	Ir 1.55	Pt 1.44	Au 1.42	Hg 1.44	Tl 1.44	Pb 1.55	Bi 1.67	Po 1.76	At 1.96	Rn
Fr 0.86	Ra 0.97	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

Slika 5.10 Relativne elektronegativnosti elemenata prema Paulingu

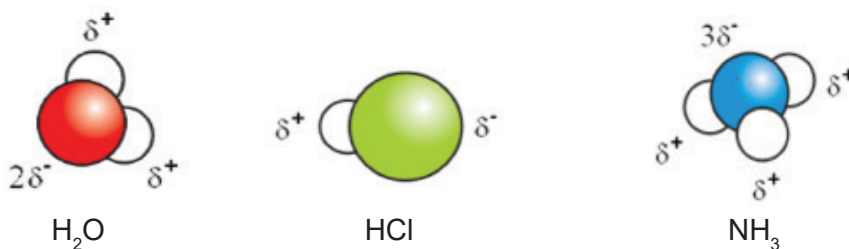
Nabazi ove skale Pauling je predložio da spojevi čija je razlika u elektronegativnosti atoma (elemenata) viša od 1,9 imaju karakter ionske veze, a oni ispod se svrstavaju u kovalentnu vezu. Npr. natrij-hlorid NaCl kao primjeran ionski spoj ima razliku u elektronegativnosti  $3,0_{\text{Cl}} - 0,9_{\text{Na}} = 2,1_{\text{NaCl}}$  što je u polju ionskih spojeva. Vodik ima vrijednost elektronegativnosti 2,1 i zato on nikada ne može graditi ionske spojeve. Iz navedenog proizilazi da izrazito elektronegativni elementi rado grade negativne ione - anione, dok elementi s niskom elektronegativnosti lako gube elektrone i lako grade pozitivne ione - katione. Također se može iskazati da je ionska veza specijalan primjer kovalentne veze, gdje usljed velike razlike u elektronegativnosti elektroni budu potpuno usvojeni od strane atoma elektronegativnijeg elementa.



Slika 5.11. Hlorovodik (vodik-hlorid) HCl se sastoji iz atoma vodika i hlora koji u vezi udružuju po jedan elektron u zajednički par. Elektronegativnost vodika je 2,1 dok je kod hlora 3,0. S obzirom na veću elektronegativnost hlor će snažnije da privlači zajednički elektronski par i imat će višak negativnog naelektrisanja  $\delta^-$ , u skladu s tim na vodiku ostaje višak pozitivnog naelektrisanja  $\delta^+$ . Valenca hlora iznosi -1, a vodika +1.

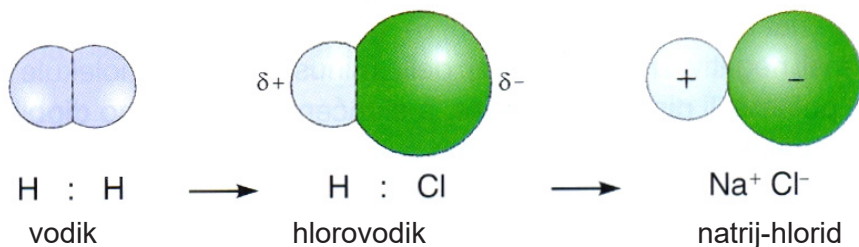
### 5.3.3 Polarna kovalentna veza

Polarna kovalentna veza nastaje između elemenata čiji atomi imaju određenu razliku u elektronegativnosti. Većina hemijskih spojeva u prirodi je manjeg ili većeg kovalentnog polarnog karaktera. Usljed razlika u elektronegativnosti jedan atom snažnije privlači zajedničke elektronske parove što dovodi do stvaranja negativnih i pozitivnih polova na molekuli te kažemo da kovalentna molekula posjeduje dipol ili djelimično ionski karakter. Negativno naelektrisanje biće na dijelu molekule koju sačinjava elektronegativniji element.



Slika 5.12. Molekule vode, hlorovodika i amonijaka i pripadajuća naelektrisanja na dijelovima molekule. Kisik, azot i hlor su elektronegativniji od vodika, više privlače elektronski par i stvaraju dipol.

Dipolni karakter molekula snažno utiče na fizičke i hemijske osobine ovih tvari. Naelektrisanje na dijelovima molekule vode (slika 5.12) odgovorno je za mnoge neuobičajene fizičke osobine koje posjeduje ova tvar. Pojava polova na molekulama vode dovodi do međusobne međumolekulske interakcije na bazi privlačenja pozitivnog dijela jedne molekule sa negativnim dijelom druge molekule vode. Ovakva međumolekulska veza karakteristična je za spojeve nematala sa vodikom ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{NH}_3$ , itd.), naziva se vodikova veza i opisana je u nastavku (poglavlje 5.5.).



Slika 5.13. Porast razlike u elektronegativnosti vodi od nepolarne kovalentne, preko polarne kovalentne veze do ionske veze

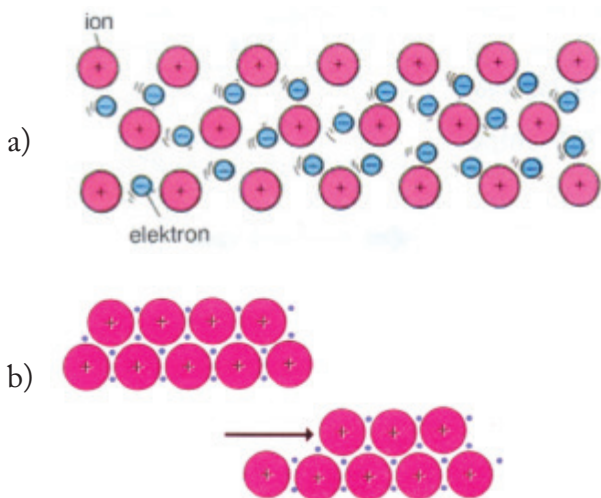
### 5.3.4 Osobine kovalentnih spojeva

S obzirom na veliki broj spojeva u neživom i ogroman broj spojeva u živom svijetu koji su građeni kovalentnom vezom teško je izdvojiti neke zajedničke osobine za kovalentne spojeve. Može se navesti da su slabije rastvorljivi u vodi od ionskih spojeva, a što se tiče provodljivosti onih kovalentnih spojeva koji se rastvaraju, ona raste što je udio polarnosti u kovalentnoj vezi veći. Nepolarne kovalentne tvari uglavnom se dobro rastvaraju u organskim - nepolarnim rastvaračima i ne provode struju. Kovalentni spojevi generalno imaju niže tačke taljenja i ključanja u odnosu na ionske, a mnogi su u tečnom ili gasovitom stanju u normalnim uslovima pritiska i temperature.

## 5.4 METALNA VEZA

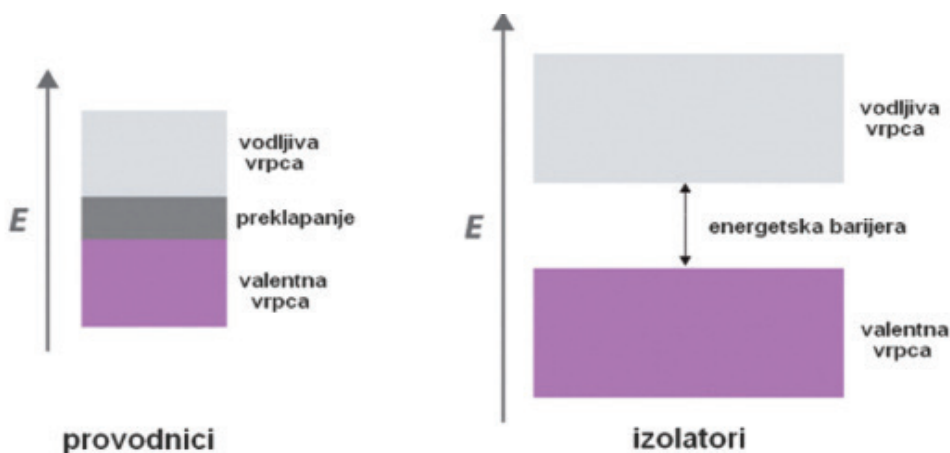
### 5.4.1 Slobodni elektroni

Metalna hemijska veza, u skladu sa imenom, karakteristika je metala. Metali su najbrojnija skupina elemenata u periodnom sistemu. Imaju veliki značaj u tehnici i uopšte u civilizacijskom unapređenju čovjeka, do te mjere da se počeci istorije ljudskog roda veže za tzv. metalna doba. Svi metali, izuzev žive, su u normalnim uslovima čvrste tvari sa kristalnom skrukturom, što znači da su atomi metala pravilno raspoređeni u sve tri prostorne dimenzije. Pored čvrstoće, kovnosti i drugih mehaničkih osobina, zajednička karakteristika svih metala je dobra provodljivost struje i toplote, a sve ove osobine su posljedica metalne veze.



*Slika 5.14. Kristalnu rešetku metala čine atomi tj. kationi metala dok elektroni iz valentne ljuske imaju slobodu napuštanja ljuske i kretanja kroz metalnu masu (a); Kovnost metala objašnjava se klizanjem slojeva kationa u kristalnoj rešetki (b).*

Glavna karakteristika metalne veze je prisustvo slobodnih elektrona, koji cijelom masom metala tvore tzv. elektronski oblak zahvaljujući kojem metali odlično provode struju i toplotu. Slobodni elektroni nastaju kao posljedica formiranja molekulskih orbitala, koje nastaju preklapanjem atomskih orbitala usljed blizine atoma u kristalnoj rešetki metala. Orbitala je, da podsjetimo, prostor u elektronskom omotaču atoma gdje je najveća vjerovatnoća nalaženja elektrona, odnosno gdje elektron najviše obitava. Energetski nivoi elektrona u sistemu molekulskih orbitala su vrlo bliski, preklapaju se međusobno i nazivaju se vrpce ili zone. Elektroni u osnovnom stanju atoma popunjavaju vrpce niže energije koje nazivamo valentnim vrpcom. Izlaganjem metala toploti ili struju elektroni iz valentne vrpce s lakoćom prelaze u nešto viši nivo energije u tzv. vodljivu vrpcu. Razlog vrlo lakog prelaska je usljed manjeg ili većeg preklapanja energija valentne i vodljive vrpce (slika 5.15). Posredstvom elektrona iz vodljive vrpce prenosi se struja i toplota.



Slika 5.15. Preklapanje valentne i vodljive vrpce omogućava lagan prijelaz metala u vodljivo stanje i transfer struje. Kod izolatora između valentne i vodljive vrpce postoji velika energetska barijera koju elektroni nijesu u stanju da prevaziđu.

#### 5.4.2 Osobine metalnih tvari

Glavna karakteristika metalnih tvari je odlična provodljivost elektriciteta i toplote što je objašnjeno u prethodnom tekstu. Pored ovih, postoji još niz osobina koje karakterišu skoro sve metale:

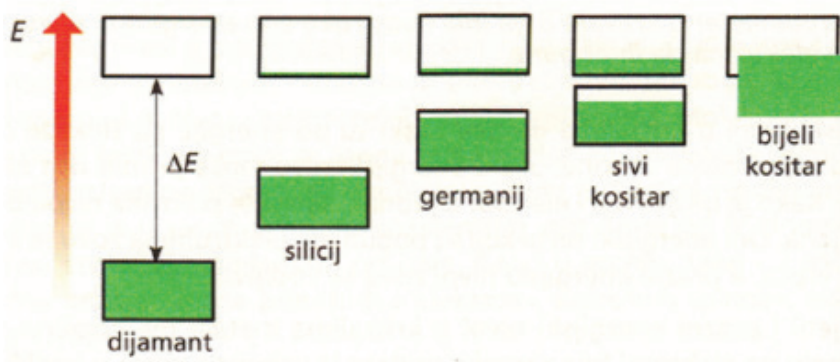
- Visoke tačke taljenja su osobina većine metala, izuzetak su živa i elementi 1. grupe. Najvažniji uzrok za njihove visoke tačke taljenja su snažne veze među atomima u kristalnoj strukturi metala.
- Kovnost je karakteristika metala koja njima daje veliki tehnički značaj, a posljedica kovnosti je mogućnost klizanja slojeva atoma u kristalnoj rešetki

pod udarima mehaničke sile. Tokom ovog klizanja vrlo brzo se raskidaju veze između grupa atoma i formiraju nove, u novom položaju pomjerene grupa atoma (slika 5.14).

- Mehaničke osobine poput tvrdoće i žilavosti su također osobine velikog broja metala.
- Većina metala imaju i karakterističan sjaj koji je posljedica interakcije svjetlosti sa slobodnim elektronima. Izuzev smeđeg bakra i zlata koje je blago žuto, svi ostali metali su u nijansama sive boje.
- Niske vrijednosti specifičnog toplotnog kapaciteta su osobina metala, zato brzo razmjenjuju toplotnu energiju sa okolinom - brzo se zagrijavaju i brzo hlade.
- Dobra termička emisija je osobina metala. Ovim su u stanju da dobro i brzo emituju većinu toplote koju apsorbiraju zato se i koriste za izradu peći i grijnih ploča na šporetima. Razlog je što zagrijavanjem metala pri visokim temperaturama neki elektroni dobijaju dovoljno energije da napuste metal i zrače toplotu u okolinu.

### 5.4.3 Provodnici, poluprovodnici i izolatori

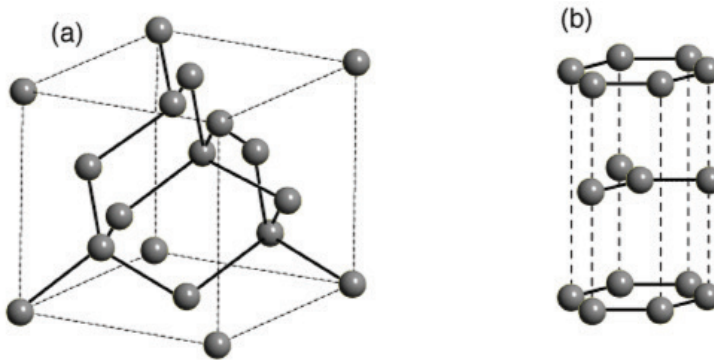
Na slici 5.14. je prikazan energetska odnos vodljivih i valentnih vrpca kod provodnika - metala i izolatora. Pored provodnika i izolatora postoji skupina tvari koje se nazivaju poluprovodnici. Njih karakteriše znatno manja energetska barijera između vrpca u odnosu na izolatore. Ipak, u normalnom stanju njihovi elektroni nijesu u mogućnosti da pređu u vodljivu vrpcu, no promjenom vanjskih ili unutrašnjih okolnosti elektroni mogu preći barijeru i postati prenosnici struje. Najpoznatiji poluprovodnici su silicij i germanij, to su elementi 14. grupe periodnog sistema. Elementi koji čine ovu grupu periodnog sistema, ugljik, silicij, germanij, kalaj (kositar) i olovo su dobar primjer za objašnjenje razlika između provodnika, poluprovodnika i izolatora.



Slika 5.16 Grafiki prikaz energetska nivoa vodljive i valentne vrpce elemenata 14. grupe periodnog sistema elemenata



Elementi 14. grupe u posljednjoj ljusci posjeduju četiri valentna elektrona. Dijamant, kao jedna od formi ugljika, ima kovalentnu kristalnu rešetku u kojoj je svaki atom ugljika povezan sa četiri druga atoma ugljika i ovdje su sva četiri elektrona ugljika angažovana u stvaranju veze (slika 5.17). Strukturu identičnu dijamantu imaju silicij i germanij te nijedan od njih nema slobodnih elektrona koji bi vodili struju u normalnom stanju. Dejstvom struje na dijamant ubrzalo bi se kretanje elektrona, međutim, ne dovoljno da se pređe energetska barijera do višeg nivoa (slika 5.16) Dijamant je usljed ove energetske razlike jedan od najboljih izolatora. Ova energetska razlika se naziva i zabranjena zona jer elektroni u njoj ne mogu boraviti.

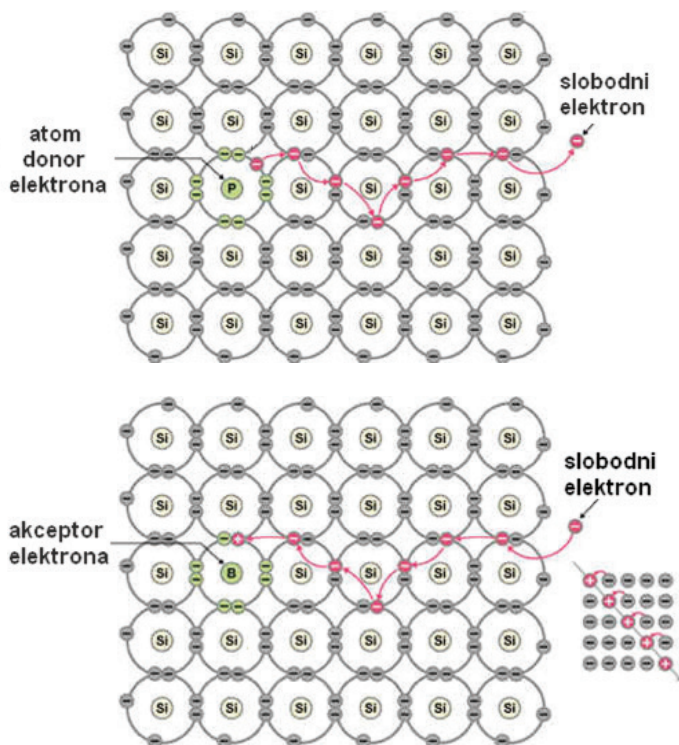


*Slika 5.17 Struktura dijamanta (a) i grafita (b). Strukturu identičnu dijamantu imaju silicij i germanij.*

Silicij i germanij su poluprovodnici i njihovi elektroni moraju savladati manju energetska barijeru da bi prešli iz valentnog u viši energetska nivo tj. u najbližu nepopunjenu vrpcu (slika 5.16). Već samo zagrijavanje silicija bude dovoljno da određeni broj elektrona preskoči zabranjenu zonu i pređe u vodljivu vrpcu gdje su, ako se izlože električnom polju, u stanju da se kreću kroz masu silicija i provode struju. Kod kristala germanija ova energetska razlika (zabranjena zona) je još manja pa je germanij bolji provodnik od silicija (slika 5.16). Već na 150 °C germanij ima provodljivost jednaku metalima.

Pored povećanja energije elektrona putem zagrijavanja, postoji i drugi način da poluprovodnici postanu provodnici, a to se postiže putem ugradnje atoma drugih elemenata u kristalnu rešetku germanija i silicija. Ovakvi materijali se nazivaju poluprovodnici sa onečišćenjima ili primjesama. Dije se na dva tipa: N-tip i P-tip poluprovodnika (slika 5.18).

- N-tip: Ako kao primjesu dodamo neki element iz 15. grupe koji sadrži pet valentnih elektrona (N, P, As, Sb, Bi) u čisti kristal germanija ili silicija, atom primjese će se kovalentnim vezama vezati sa četiri susjedna Si ili Ge atoma, a peti elektron primjese ostaje slobodan za prijenos struje. Ovako dobijeni poluprovodnik naziva se N-tip (negativnog tipa) jer u njemu električnu struju nose slobodni elektroni. Atom primjese naziva se donor elektrona.
- P-tip: Dodavanjem atoma elemenata 13. grupe koji sadrže tri valentna elektrona (B, Al, Ga, In) u čisti kristal germanija ili silicija jedna veza nije ostvarena. Tu nastaje tzv. šupljina koja se usljed nedostatka elektrona opisuje pozitivnim karakterom i tako nastaje P-tip poluprovodnika (pozitivan tip). Ove šupljine se u poluprovodniku ponašaju kao dopunski energetski nivoi - vodljive vrpce, na koje lako mogu preći elektroni iz valentne vrpce. Može se iskazati da ovaj tip poluprovodnika dovodi do sužavanja zabranjene zone do nivoa laganog prelaska elektrona iz valentne vrpce. Trovalentni atom primjese naziva se akceptor (primatelj) elektrona.



Slika 5.18. N-tip poluprovodnika, u njemu je kao donor elektrona ugrađen atom fosfora (gore). P-tip poluprovodnika, u njemu je kao akceptor elektrona ugrađen atom bora (dolje).

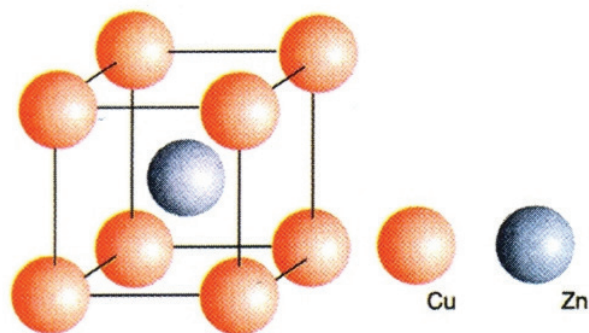
Grafit je druga modifikacija ugljika koja ima drugačiju strukturu od dijamanta. Atomi ugljika u grafitu ostvaruju tri veze u prostoru u kojim angažuju svoja tri elektrona. Četvrti elektron atoma ugljika u grafitu ostaje slobodan i vrlo lako pod dejstvom električnog polja prelazi u vodljivu vrpcu, zato je grafit provodnik struje (slika 5.17). Tri veze koje grade tri angažovana elektrona ugljika u grafitu nalaze se u jednoj ravni, formirajući slojevitu strukturu koja se iskazuje u lakoći kalanja grafita u pravcu ravni, otuda i njegova tradicionalna upotreba kao pisaljke.

Bijeli kalaj (kositar) je tipični metal, njegova valentna i vodljiva vrpca se poklapaju i on odlično provodi struju. Sivi kalaj je modifikacija ovog elementa koji pokazuje osobine poluprovodnika, slično siliciju i germaniju (slika 5.16).

#### 5.4.4 Legure

Čisti metali se vrlo rijetko, skoro nikako, ne koriste već se miješaju sa drugim metalima ili nekim nemetalima gradeći tzv. legure. Legure su homogene smjese, a u nekim slučajevima i određena vrsta spojeva. Svrha legiranja je oplemenjivanje fizičkih i hemijskih svojstava metala. Tako je aluminij nedovoljno tvrd da bi se koristio za izradu aviona. Međutim, legiranjem sa bakrom, magnezijem i još nekim metalima dobija se legura izvanredne tvrdoće pod nazivom duraluminij, vrlo važan materijal u proizvodnji aviona. Ovdje se legiranjem oplemenilo fizičko svojstvo aluminijske legure. Najbolji primjer oplemenjivanja hemijskih svojstava metala je legiranje željeza sa hromom i niklom. Takvo željezo nije sklono propadanju i naziva se nehrđajući čelik, *rostfrei* (njem.) ili *inox* (franc.).

Kako je pomenuto, pored homogene smjese, metali u nekim legurama mogu ostvariti i određenu hemijsku vezu. Miješanjem bakra sa cinkom dobija se poznata legura mesing ili mjed. Ukoliko se miješanjem izvrši izmjena atoma bakra sa atomima cinka u kristalnoj strukturi nastaje homogena smjesa - čvrsti rastvor cinka u bakru.



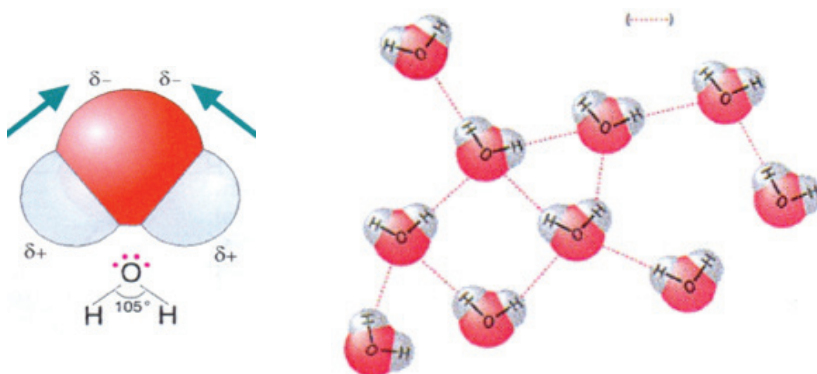
Slika 5.19. Kristalna struktura legure - intermetalnog spoja CuZn

Međutim, ukoliko se bakar i cink pomiješaju u istim količinskim omjerima, neće doći do izmjene već do ugradnje cinkovih atoma unutar bakrove krsitalne rešetke i obrnuto (slika 5.19). Ovim načinom nastao je kristal pravilnog rasporeda atoma i stalnog hemijskog sastava pa se može smatrati da je nastao intermetalni spoj formule CuZn. Ova vrsta legure ima bolje mehaničke osobina od prethodno navedene homogene smjese bakra i cinka.

## 5.5 MEĐUMOLEKULSKE VEZE - VODIKOVA VEZA

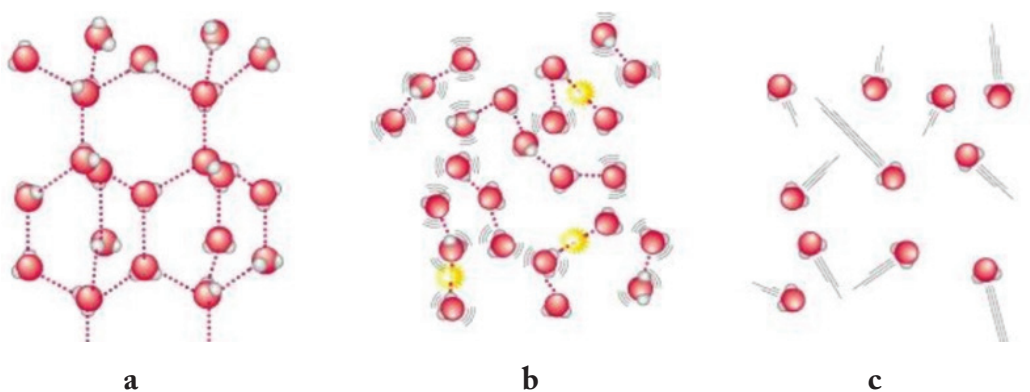
U poglavlju polarne kovalentne veze navedeno je da pojava polova na molekulama vode dovodi do međusobne međumolekulske interakcije na bazi privlačenja pozitivnog dijela jedne molekule sa negativnim dijelom druge molekule vode. Ovakva međumolekulska veza karakteristična je za spojeve nematala sa vodikom ( $H_2O$ , HCl, HF,  $NH_3$ , itd.) i naziva se vodikova veza. Nastaje kada se vodik veže za neki izrazito elektronegativan element, a što je njegova elektronegativnost veća i broj vezanih atoma vodika veći, to je snaga ovih veza izraženija. Kisik ima optimum ovih uslova, izrazito je elektronegativan (3,5) uz to veže dva atoma vodika pa je vodikova veza kod vode najizraženija. Elektronegativnost vodika iznosi 2,1 što njemu ne dozvoljava da gradi ionske spojeve. S druge strane, što se vodik bude vezao za više elektronegativniji element, dipol u nastaloj kovalentnoj molekuli biće veći, a tako veća i jačina vodikovih veza.

Vodikova veza je elektrostatske prirode. Elektroni nijesu direktno uključeni u stvaranje ove veze, zato je vodikova veza, kao i druge međumolekulske veze, osjetno slabija nego kovalentne veze atoma unutar molekula.



Slika 5.20 Negativan kraj jedne molekule vode privlači pozitivan kraj druge molekule vode. Crvene isprekidane linije su vodikove veze.

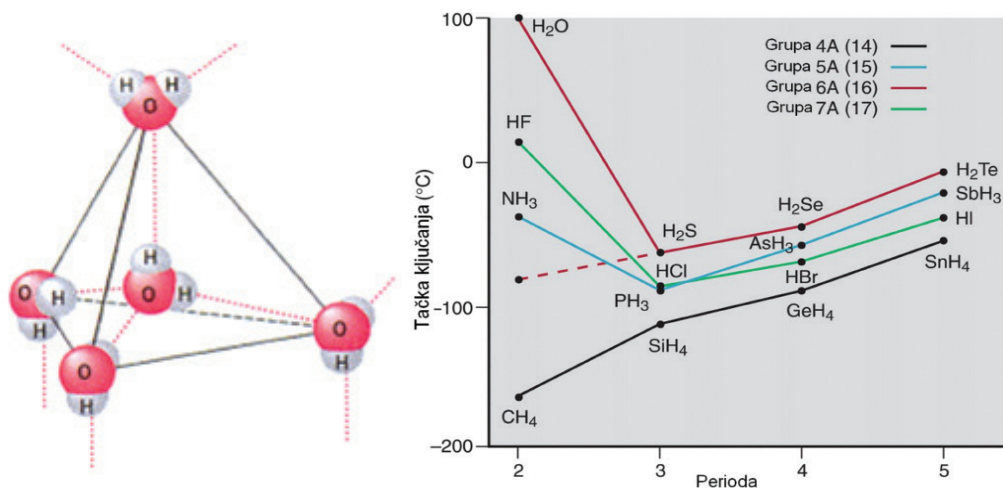
Vodikova veza je osjetljiva na promjenu temperature i brzo slabi povišenjem temperature. S druge strane sniženjem temperature ove veze jačaju. Tipičan spoj koji ostvaruje vodikovu vezu je voda. Kako je poznato voda ključa na 100 °C, a zamrzava na 0 °C. Za razliku od drugih tvari gustina vode je najveća na 4 °C, sniženjem temperature vode ispod ove vrijednosti gustina vode opada. Led ima manju gustinu od vode i zato pliva po vodi, a razlog je gustina rasporeda molekula vode (slika 5.21). Led je kristalna tvar pravilnog rasporeda molekula, dok je u tečnoj vodi ovaj raspored promjenjiv stalnim procesom kidanja i stvaranja vodikovih veza pa tečna voda ima gušće „pakovanje“ molekula od leda.



Slika 5.21. Gustina rasporeda molekula vode u ledu (a), tečnoj vodi (b) i vodenoj pari (c)

Ovaj prirodni fenomen naziva se anomalija vode i od velikog je značaja u prirodi. Naime, ako bi led bio veće gustine od vode padao bi na dno vodenih masa što bi u konačnici dovelo do zamrzavanja cijele vodene mase i uginuća živog svijeta u vodi. S obzirom da led ostaje na površini, a uz to je i dobar toplotni izolator, vodeni živi svijet uspijeva preživjeti zimske uslove i u najhladnijim područjima. Razlog ovog fenomena su vodikove veze, koje se kod leda pojačaju do te mjere da tvore kristalnu građu (slika 5.21 i 5.22). Ovako pravilna raspodjela molekula vode u kristalnoj rešetki oslobađa prostor u rešetki tako su molekule vode rjeđe upakovane nego kod 4 °C što se manifestuje kroz smanjenje gustine leda.

Pored važnosti za vodeni živi svijet, širenje vode tokom prelaska iz tečnog stanja u led, ima važnu ulogu u oblikvanju Zemljine kore. Kada voda dospijeva u pukotine u stijenama, njenim prelaskom u led na niskim temperaturama voda se snažno širi i dovodi do pucanja stijena. Ovaj proces je vidljiv i na asfaltnim saobraćajnicama, gdje tokom zime često dolazi do napuknuća koja uzrokuju propadanje asfalta.



Slika 5.22. Pravi tetraedarski raspored molekula vode u kristalnoj rešetki leda (lijevo). Tačke ključanja vodikovih spojeva sa nemetalima iz 14., 15., 16. i 17. grupe i 2., 3., 4. i 5. periode sistema elemenata (desno).

Važnost vodikovih veza najbolje opisuje podatak da bi voda u nedostatku ovih veza ključala na  $-80\text{ }^{\circ}\text{C}$  odnosno za  $180\text{ }^{\circ}\text{C}$  niže. U tom slučaju voda bi u normalnim uslovima na našoj planeti bila gas i svakako ne bi bio moguć opstanak života na Zemlji. Slika 5.22. pokazuje grafikon tački ključanja spojeva koji su slični vodi, što je tačka ključanja spoja niža vodikove veze su slabije.

Tabela 5.1. Vrijednosti gustine vode u odnosu na temperature

temperatura	gustina	agregatno
$^{\circ}\text{C}$	$\text{g}/\text{cm}^3$	stanje
0	0,9170	led
0	0,9987	tečnost
4	1,000	tečnost
25	0,9970	tečnost
100	0,9584	tečnost



## 6. DISPERZIONI SISTEMI

Veliki broj tvari u našem svijetu su u formi smjesa, homogenih ili heterogenih. Heterogene smjese se sastoje od više faza koje su često vidljive okom, dok homogene smjese opisujemo kao jednofazne jer se različite komponente ne mogu mehanički odvojiti i nijesu uočljive. Pod fazom se podrazumijeva dio smjese koji je vidljivom granicom odvojen od ostatka smjese. Usitnjavanjem jedne faze i njenom raspodjelom u drugoj dobijamo **disperzione sisteme** (lat. *dispersio* - rasipanje). Razdijeljena faza se naziva **disperziona faza**, a medij u kojem je ona rasuta naziva se **disperziona sredina** ili **disperziona sredstvo**.



*Slika 6.1. Heterogena smjesa (začin) i homogena smjesa (morska voda)*

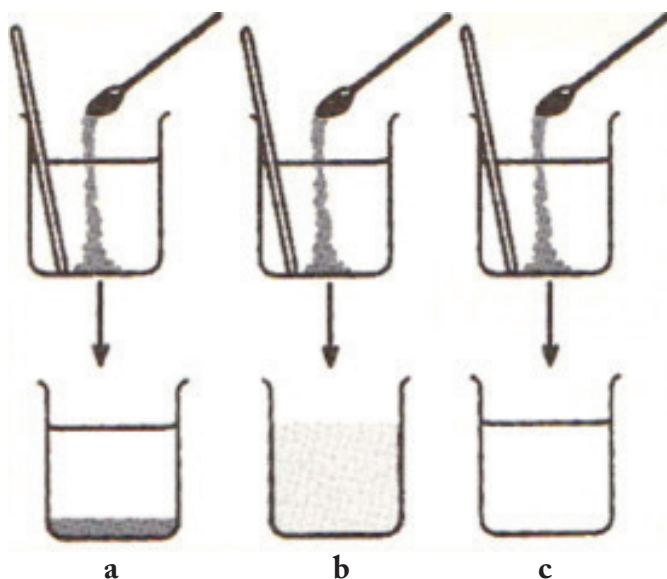


Kao primjer heterogene smjese može se uzeti kulinarski začim, ovdje su jasno okom vidljive različite komponente začina koje su različite faze i mogu se mehanički odvojiti. Homogena smjesa je morska voda, ovdje je sol (NaCl) rastvorena na molekularnom-ionskom nivou i nije vidljiva jasna granica između dvije faze. Između ova dva slučaja, jasnih heterogenih i homogenih smjesa, postoji sistem u kojem je disperziona faza u određenim mikroveličinama čestica rasuta u disperzionoj sredini. Ti nivoi disperzije nijesu jasno vidljivi okom kao kod heterogenih smjesa, no nijesu ni na nivou molekula kao kod homogenih smjesa.

U skladu s veličinom dispergovanih čestica disperzione sisteme dijelimo na:

- grube disperzione sisteme - suspenzije (heterogene smjese, okom su jasno uočljive faze sistema, veličine dispergovanih čestica su  $> 200$  nm)
- koloidne sisteme (okom su teško uočljive faze sistema, veličine dispergovanih čestica su 1–200 nm)
- prave rastvore (homogeni rastvori - monofazni sistemi, veličine dispergovanih čestica su na nivou molekula  $< 1$  nm)

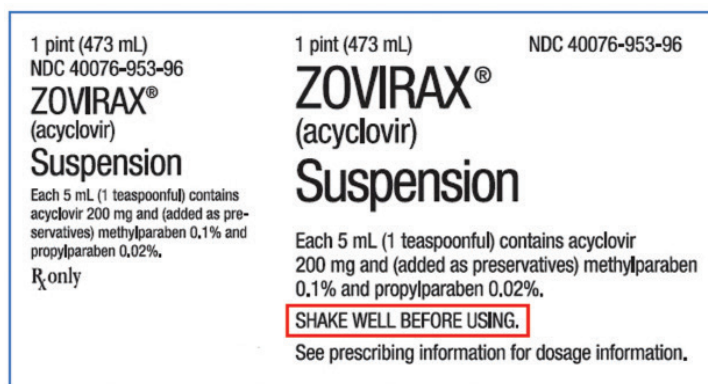
Ove tri grupe disperzionih sistema se ne razlikuju samo po veličini dispergovanih čestica, već po mnogim drugim osobinama te se trebaju zasebno razmatrati. Osobiti značaj imaju koloidni sistemi i pravi rastvori jer su svakodnevni pratioci naših života.



*Slika 6.2. Grafički prikaz suspenzije (a), koloidnog rastvora (b) i pravog rastvora (c). Karakteristika suspenzije je taloženje, koloida zamućenje, a pravi rastvori su providni*

## 6.1 GRUBI DISPERZIONI SISTEMI - SUSPENZIJE

Suspencije su jednostavne heterogene smjese bez posebnih karakteristika. Dispergovane čestice u suspenzijama su veličine preko 200 nm te se kao takve talože na dno posude. Na ovaj način se lako odvajaju iz disperzione sredine, nekada i bez filtriranja već samo odlijevanje bude dovoljno. Što su dimenzije i gustina čestica veće dolazit će do bržeg taloženja. Nabujala rijeka замуćena zemljištem je prirodan primjer suspenzije, stajanjem dolazi do taloženja zemlje u formi mulja. Određeni broj farmaceutskih preparata je u formi suspenzija.



*Slika 6.3. Neki farmaceutski, kozmetički i prehrambeni proizvodi su suspenzije ili koloidi čija je veličina čestica bliska suspenzijama, zato se ovi preparati u cilju adekvatne primjene moraju protresti prije upotrebe*

## 6.2 KOLOIDNI SISTEMI

Heterogene smjese i pravi rastvori (homogene smjese) su krajnji slučajevi disperzionih sistema. Između njih se nalazi čitav niz prijelaza, u vezi sa veličinom dispergovanih čestica, koje nazivamo koloidni sistemi. Veličina dispergovanih čestica u ovim sistemima kreće se između 1 nm i 200 nm. Nekad je teško napraviti razliku između koloidnih sistema i pravih rastvora. Kako je navedeno u uvodu ovog dijela, kod pravih rastvora dispergovane čestice su na nivou molekula. Međutim, usljed izrazite veličine nekih molekula (makromolekule) i pravi rastvori mogu pokazivati osobine koloida. Zajednička karakteristika i koloida i pravih rastvora je da sila gravitacije nema praktični učinak na disperzionu fazu u cilju taloženja, a razlog je mala veličina čestica.

Koloidni sistemi su široko rasprostranjeni u prirodi i tvarima-predmetima koje su dio naših svakodnevnih života. Magla, mlijeko, dim, pjena, pluta, maslac samo su dio supastanci koji su koloidnog sastava. S obzirom na veliki broj ovih stvari,

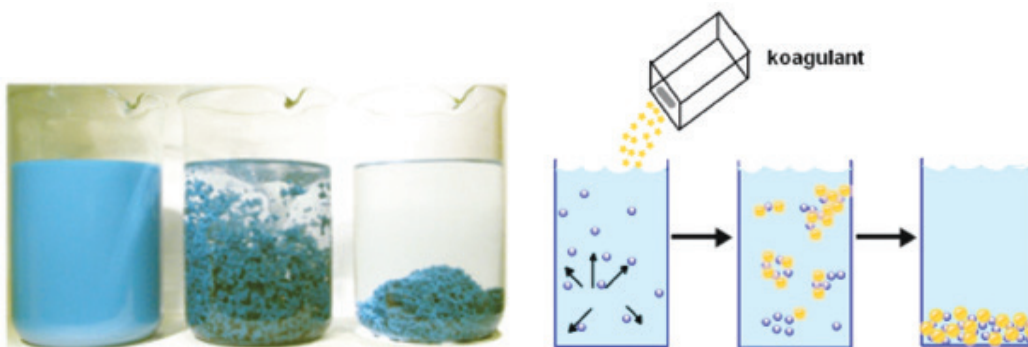
koloidi su podijeljeni prema različitim vrstama disperzionih faza i sredina uz odgovarajuće nazive pojedinih kombinacija disperzione faze i sredine (tabela 6.1).

Tabela 6.1. Vrste i nazivi koloidnih sistema

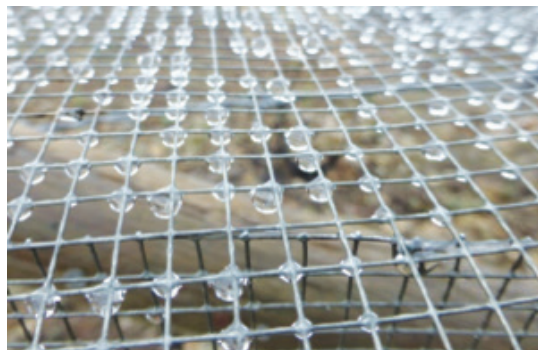
Primjer	Disperziona faza	Disperziona sredina	Naziv koloida
magla	tečnost	gas	tečni aerosol
dim	čvrsta tvar	gas	aerosol
sapunica	gas	tečnost	pjena
mlijeko	tečnost	tečnost	emulzija
želatin	čvrsta tvar	tečnost	sol, gel
pluta	gas	čvrsta tvar	čvrsta pjena
maslac	tečnost	čvrsta tvar	čvrsta emulzija
obojeni kvarc	čvrsta tvar	čvrsta tvar	čvrsti sol

### 6.2.1 Stabilnost koloida

Koloidne čestice karakteriše velika specifična površina. Kocka sa bridom od 1 cm ima površinu od 6 cm<sup>2</sup>. Ako tu kocku usitnimo na dimenzije koloidnih čestica, npr. oko 10 nm, ukupna površina usitnjenih dijelova bi iznosila 6 000 000 cm<sup>2</sup>. Ovako velika površina je energetski nepovoljna po disperzionu fazu te ona teži da se stopi u veće čestice. Proces prelaska koloidnih čestica u veće čestice naziva se **koagulacija**. Koagulirane čestice su, kao i kod suspenzije, praktično podložne dejstvu gravitacije ili sile potiska disperzione sredine, te koagulat pada na dno (npr. kišne kapi iz oblaka) ili se izdvaja na površini (npr. kajmak iz mlijeka), ovisno da li je veća gustina disperzione faze ili sredine. U navedenom primjeru voda je više gustine od zraka i zato kiša pada na tlo, dok je masnoća iz mlijeka (kajmak) manje gustine od vode i izdvaja se na površini.



Slika 6.4. Eksperimentalna demonstracija koagulacije čestica pomoću koagulant tokom procesa prečišćavanja vode (lijevo). Način djelovanja koagulant (desno).



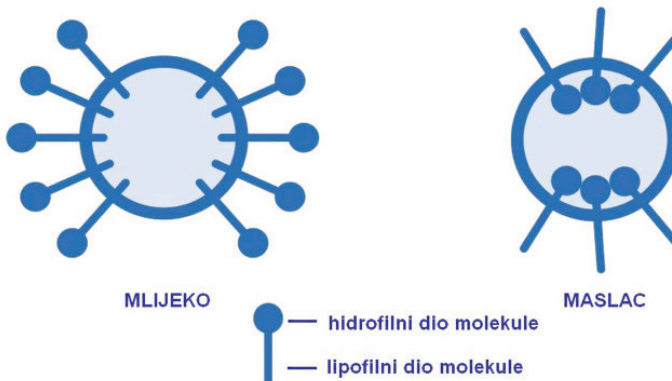
*Slika 6.5. Kapljice vode iz magle su istovrsno naelektrisane i ne stapaju se. Kada sunce obasja one ispare ili se natalože kao rosa. Rosa se u pojedinim maglovitim planinskim dijelovima svijeta (Jemen, Maroko, Južna Amerika) sakuplja na mrežastim panelima i služi kao izvor vode.*

Koloidne čestice se spontano ne stapaju u veće bez dejstva drugih tvari ili promjene okoline. Kod koloida koji imaju čvrstu disperzionu sredinu, npr. pluta, dispergovane čestice koloida se ne kreću, odvojene su statičnom čvrstom fazom pa se ne mogu ni stopiti. Čestice koloida u tečnoj i gasovitoj disperzionoj sredini su pokretne, no na svojim površinama često nose istovrsno naelektrisanje, pozitivno ili negativno, tako se odbijaju i ne spajaju u veće. Promjenom naelektrisanja, dodatkom stranog iona, kod jednog broja koloidnih čestica one se stapaju u veće i izdvajaju se na dnu ili površini. Npr. prečišćavanje vode od koaguliranih čestica gline odvija se dodatkom aluminij-sulfata  $Al_2(SO_4)_3$ . Ovdje se  $Al^{3+}$  ioni vežu na površinu čestica gline, neutriliraju njihovo negativno naelektrisanje što vodi stapanju čestica u veće i izdvajanje u vidu taloga.



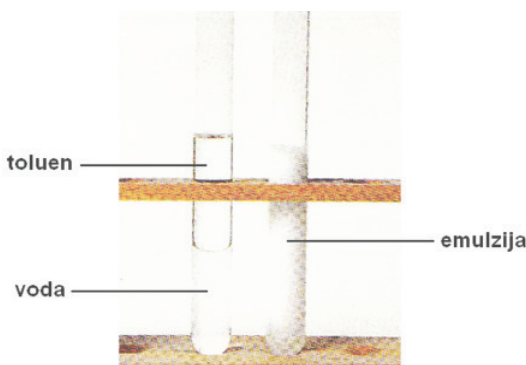
*Slika 6.6. Koagulacija mliječne masti. Mlijeko je emulzija masti kao disperzione faze u vodi kao disperzionoj sredini. Emulgatori mlijeka su niz tvari među kojima i grupa proteina. Grijanjem mlijeka prisutne proteinske tvari se denaturiraju – „deformišu“, a to je inače karakteristika proteina kada se zagrijevaju. Denaturirani proteini gube svoju funkcionalnost što dovodi do izdvajanja masti na površini mlijeka u formi kajmaka.*

Emulzije su koloidni rastvori tvari koje se inače ne miješaju, npr. ulje i voda, a uspjevaju se rastvoriti jedno u drugom dejstvom tvari koje se nazivaju emulgatori. Emulgatori su tvari koje posreduju između nemiješajućih faza i tako omogućavaju stabilnost emulzija. Ako smjesu ulja i vode intenzivno mućkamo nastat će emulzija, no bez prisustva emulgatora brzo će doći do razdvajanja slojeva jer će se koloidne čestice ulja asociirati u veće i dovesti do izdvajanja ulja na površini. Kod emulzionih rastvora uklanjanjem dejstva emulgatora dolazi do spajanja manjih čestica u veće i izdvajanja slojeva (slika 6.6).



*Slika 6.7 Mehanizam djelovanja emulgatora u mlijeku (voda disperziona sredina, mast disperziona faza) i maslacu (mast disperziona sredina, voda disperziona faza). Na isti način djeluje sapun, on se rastvara u vodi i masnoći.*

Mehanizam djelovanja emulgatora se najčešće ogleda u tome da se postavlja između tvari koje se ne miješaju, npr. emulgator će okružiti koloidne kapljice ulja u vodi i tako posredovati u njihovom kontaktu. Često se njihove molekule sastoje od hidrofilnog (voli vodu) i lipofilnog (voli masnoću) dijela, te je hidrofilni dio molekule emulgatora u kontaktu s vodenom fazom, a hidrofobni u kontaktu s uljem (slika 6.7). Emulgatori su prirodne tvari pristutne u živim organizmima (lecitin, holesterol), no danas se veliki broj emulgatora dobija vještački i imaju značajnu ulogu u prehrambenoj i farmaceutskoj industriji.

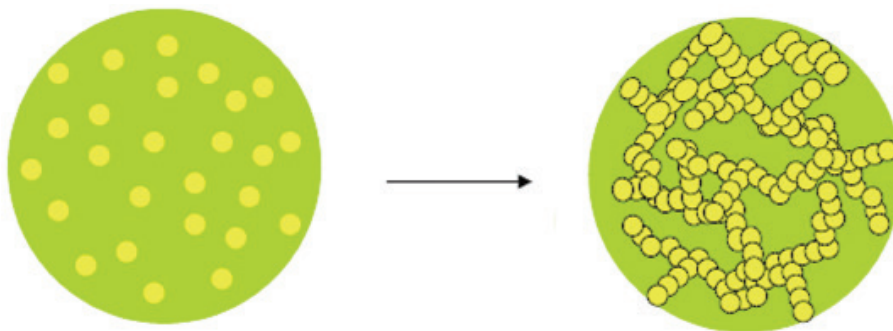


*Slika 6.8. Toluen i voda se ne miješaju bez emulgatora (lijevo). Emulzija toluena u vodi pomoću dodanog deterdženta kao emulgatora (desno).*

## 6.2.2 Sôl i gel

Miješanjem vrlo razrijeđenih rastvora natrij-hlorida ( $\text{NaCl}$ ) i srebro-nitrata ( $\text{AgNO}_3$ ) nastaje čvrsti nerastvorni srebro-hlorid ( $\text{AgCl}$ ), no kako su rastvori razrijeđeni nastali  $\text{AgCl}$  ne uspijeva narasti u veće dimenzije da bi se taložio već ostaje u veličini koloidnih čestica. Ovako dobijeni koloid naziva se sôl. Sôl je disperzioni sistem koji se sastoji od čvrstih koloidnih čestica disperzione faze u tečnoj disperzionoj sredini. Pod tečnom disperzionom sredinom se najčešće računa voda, no ukoliko je disperziona sredina gasovita sistem se naziva aerosôl, a ukoliko je čvrsta naziva se čvrsti sôl. Dispergovane čvrste čestice sôla su neovisne jedna od druge, nemaju međusobne kontakte i ne udružuju se u veće.

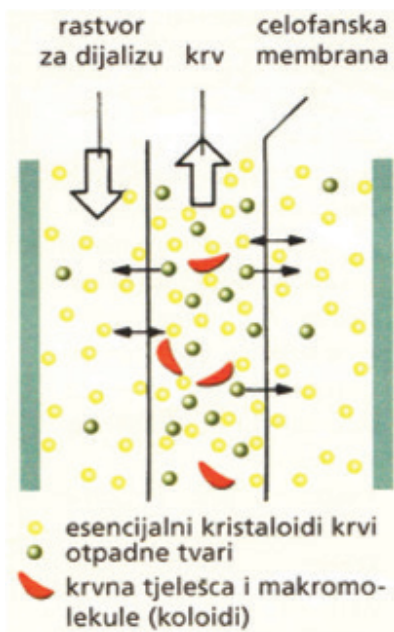
Pored hidrofobnih koloidnih sistema, gdje se disperziona faza ne miješa sa vodom bez posredstva neke treće tvari (npr. mlijeko), postoje i tzv. hidrofilni koloidi. To su koloidi gdje je disperziona faza rastvorljiva u vodi, kao kod pravih rastvora, a razlog za ponašanje ovih rastvora kao koloida je veličina molekula koja je u rasponu dimenzija koloidnih čestica 1-200 nm. Dugački lanci ovih makromolekula u dovoljno razrijeđenom rastvoru ponašaju se kao sôl. Međutim, ako se u rastvoru nalazi veća koncentracija ovih makromolekula one će se međusobno isprepletati gradeći mrežu u kojoj su uklopljene molekule vode. Ovakav koloidni sistem naziva se **gel** (slika 6.9). Voda uklopljena u trodimenzionu mrežu makromolekula nije u stanje da teče, zato gel ne teče ali se može oblikovati i lako razmazati. Ovakve osobine gela pogodne su kao forme za pripravljanje mnogih kozmetičkih, prehrambenih i farmaceutskih preparata. Ako se gel razblaži vodom dolazi do nastanka sôla, ovaj proces je kod hidrofilnih koloida reverzibilan.



*Slika 6.9. Prijelaz iz sôla u gel povećanjem koncentracije makromolekula koloidne faze.*

### 6.2.3 Prirodni fenomeni vezani za koloidne sisteme

Koloidne čestice imaju dimenzije sa kojim nijesu u stanju da obave prolaz kroz određene membrane kroz koje molekule rastvarača i čestice pravih rastvora prolaze. Ovakve selektivne membrane se nazivaju polupropusnim, koriste se za odvajanje koloidnih čestica od čestica pravih rastvora, a proces se naziva **dijaliza**. Najpoznatija primjena dijalize je pomoć ili zamjena funkcije bubrega kod bubrežnih bolesnika, a obavlja se odvajanje otpadnih tvari metabolizma iz krvi (urea) od ostalih sastojaka krvi koji su u koloidnoj formi. Ako bubrezi ne rade efikasno u krvi se povećava koncentracija uree što ugrožava život bolesnika. Ovakvi bolesnici se podvrgavaju navedenom procesu koji se naziva **hemodijaliza**.



*Slika 6.10. Grafički prikaz hemodijalize. Proteini i krvne ćelije koje su veće od pora membrane ne prolaze dok kristaloidi (tvari koje rastvaranjem daju prave rastvore) i otpadne rastvorene tvari prolaze membranu u oba smjera. Urea i neke druge otpadne tvari obično brže i lakše prelaze u rastvor dijalize nego što se vraćaju i tako se polako uklanjaju iz krvi.*

Nekada je nemoguće golim okom razlikovati koloidne rastvore od pravih rastvora, zamućenje usljed koloida bude skoro neprimjetno. No, ako se koloidni rastvor izloži uskom snopu svjetla, dolazi do rasipanja svjetlosti jer su talasne dužine vidljivih zraka bliske dimenzijama koloidnih čestica (vidljivi spektar se uglavnom kreće u rasponu 380 - 700 nm talasne dužine). Usljed rasipanja svjetlosti takav rastvor vidimo kao maglovit, zamućen i sl. (slika 6.11). Ovaj fenomen se naziva Tindalov efekat, po naučniku J. Tindalu (Tyndall) koji je s M. Faradejem (Faraday) prvi uočio ovu pojavu. Pravi rastvori imaju čestice dimenzija ispod 1 nm, mnogo manje od talasa vidljivog spektra, tako da kod pravih rastvora nema interakcije vidljivog spektra sa koloidnim česticama i pojave Tindalovog efekta.



*Slika 6.11. Tindalov efekt rasipanja svjetlosti na koloidnom rastvoru. Plavi dio spektra je talasnom dužinom najbliži dimenzijama koloidnih čestica pa se u rasutoj svjetlosti primjećuje nijansa plave boje. Pravi rastvor ostaje optički proziran.*



*Slika 6.12. Tindalov efekt je često vidljiv u prirodi*

Spektar vidljivih zraka, kako je već navedeno, kreće se od oko 380 nm za ljubičastu svjetlost, preko plave, zelene, žute, narandžaste i završava s crvenim svjetlom na oko 700 nm (poglavlje 2.3). Talasna dužina crvene svjetlosti je veličinom najudaljenija od dimenzija koloidnih čestica, što znači da se ova boja svjetla najmanje rasipa u koloidnim sistemima. Ova naučna činjenica je u praksi iskorištena u saobraćaju. Naime, zaustavno svjetlo semafora i kočiona svjetla na

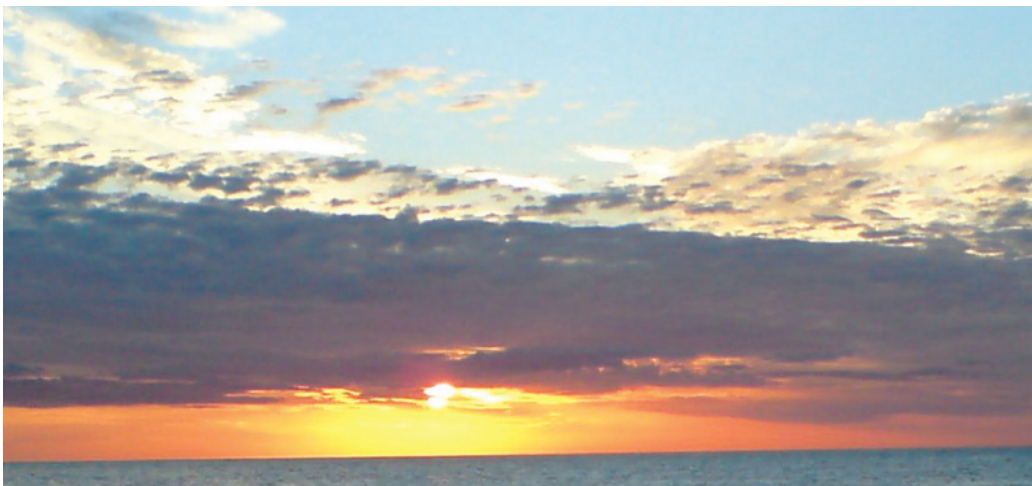


automobilima su isključivo crvene boje, tako se najmanje rasipaju i najbolje su uočljiva u magli što je izuzetno važno za sigurnost u saobraćaju (slika 6.13).



*Slika 6.13. Zaustavno svjetlo semafora je crvene boje jer ima duži domet i bolju vidljivost u daljini. Koćiona svjetla crvene boje igraju važnu ulogu u uslovima otežane vidljivosti. Jasna vidljivost vozila ispred je važna za siguran saobraćaj. Tehnički pregledi i policijske kontrole vozila, između ostalog, obavezno provjeravaju i ispravnost koćione signalizacije.*

Pored molekula komponenti zraka koji čine jednofaznu homogenu smjesu, atmosfera sadrži i određeni broj koloidnih čestica (prašina, dim, magla). Plava boja nebeskog svoda potiče od rasipanja plavog dijela spektra jer je on talasnom dužinom najbliži veličini koloidnih čestica u zraku i tako se najbolje rasipa. Tokom izlaska i zalaska Sunca, zrake imaju najduži put tako da plavi i ostali dijelovi spektra ne dopijevaju do nas, no dopijeva crveni jer se najmanje rasipa, zato najudaljeniji horizont s jutra i večeri ima crvenu boju. Intenzitet ove pojave ovisi o koncentraciji koloidnih čestica u atmosferi.



*Slika 6.14. Efekat koloidnih čestica iz atmosfere na pojavu nebeskog crvenila na horizontu*

## 6.3 PRAVI RASTVORI

Pravi rastvori, ili samo rastvori, su disperzioni sistemi sa veličinom disperzionih čestica ispod 1 nm. U pitanju su homogene smjese gdje je rastvorena tvar na nivou molekula ili iona razasuta u sredini. U slučaju predominantnog sadržaja jedne komponente ona se naziva rastvarač, a ostalo su rastvorene tvari. Rastvarač nekada može biti i smjesa dvije ili više tvari i obično pod tim pojmom podrazumijevamo tečnost, no pojam rastvor uključuje i čvrste homogene smjese gdje je rastvarač čvrsta tvar. Rastvorene tvari i rastvarač zajedno čine rastvor.

### 6.3.1 Izražavanje sastava rastvora

Pored uobičajenih načina izražavanja smjesa, najčešće putem masenog ili volumnog udjela -procenta, kod rastvora je uvedeno još nekoliko fizičkih veličina u cilju izražavanja kvantitativnog sastava rastvora.

**a)** Maseni, volumni i količinski (molarni) udio rastvora predstavlja omjer rastvorene tvari (A) naspram rastvora (R). U pitanju su bezdimenzione veličine koje matematički imaju vrijednost 1, a često se sadržaj izražava u procentima % ili promilima ‰.

maseni udio:  $\omega = \frac{m_A}{m_R}$  ( $m_A$  - masa rastvorene tvari;  $m_R$  - masa rastvora)

volumni udio:  $x = \frac{V_A}{V_R}$  ( $V_A$  - volumen rastvorene tvari;  $V_R$  - volumen rastvora)

količinski udio:  $\varphi = \frac{n_A}{n_R}$  ( $n_A$  - količina rastvorene tvari;  $n_R$  - količina rastvora)

Maseni i volumni udio se više koriste i često se susreću u praksi. Najviše se koristi maseni udio ( $\omega$ ) jer se masa s lakoćom mjeri pomoću vage, osobito ako su rastvorene čvrste tvari. Maseni udio se obično izražava u %. Kod tečnosti kvantitativnost se radije izražava volumenom nego masom, tako da u slučaju rastvaranja tečne tvari njena zastupljenost u rastvoru se obično izražava volumnim udjelom, najčešće kao vol.%.

**b)** Koncentracija predstavlja maseni ili količinski sadržaj rastvorene tvari u definisanom volumenu rastvora.

masena koncentracija:  $\gamma = \frac{m_A}{V_R}$  ( $m_A$  - masa rastvorene tvari;  
 $V_R$  - volumen rastvora)

količinska koncentracija:  $c = \frac{n_A}{V_R}$  ( $n_A$  - količina rastvorene tvari;  
 $V_R$  - volumen rastvora)

Osnovna jedinica za masenu koncentraciju je  $\text{kg/m}^3$ , iz praktičnih razloga najviše se koristi  $\text{g/dm}^3$ . Količinska koncentracija ima jedinicu  $\text{mol/m}^3$ , no uglavnom se izražava kao  $\text{mol/dm}^3$ . Sastav rastvora najčešće se izražava količinskom koncentracijom. Kada se samo kaže koncentracija, ukoliko jedinica ne govori drugačije, podrazumijeva se količinska koncentracija.

c) Molalitet predstavlja količinu rastvorene tvari u masi rastvarača. Jedinica je  $\text{mol/kg}$ .

molalitet:  $b = \frac{n_A}{m_r}$  ( $n_A$  - količina rastvorene tvari;  $m_r$  - masa rastvarača)

### 6.3.2 Razblaživanje i koncentriranje rastvora

Razblaživanjem rastvora dolazi do smanjenja njegove koncentracije. Razblaživanje se jednostavno može provesti dodatkom rastvarača.

Koncentracija početnog stanja:  $c_1 = \frac{n_1}{V_1}$

Koncentracija nakon razblaživanja:  $c_2 = \frac{n_2}{V_2}$

Tokom ove promjene koncentracije količina rastvorene tvari „ $n$ “ ostaje ista, pa je:

$$n_1 = n_2$$

kako je  $n_1 = c_1 \times V_1$  odnosno  $n_2 = c_2 \times V_2$

dobijamo formulu za razblaživanje rastvora:

$$c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2$$

Razblaživanje se može provesti dodatkom rastvarača što je vrlo jednostavno ili uklanjanjem rastvorene tvari što je složeno i nepotrebno. Koncentriranje se može provesti dodatkom rastvorene tvari ili uklanjanjem rastvarača - najlakše isparavanjem, ako osobine rastvorene tvari i rastvarača to dozvoljavaju. Za

koncentriranje putem uparavanja rastvarača vrijedi ista navedena formula kao za razblaživanje.

Pored količinske koncentracije, sličnm relacijom se može izraziti i promjena masene koncentracije u procesu razblaživanja:

$$\gamma_1 \times V_1 = \gamma_2 \times V_2$$

### 6.3.3 Polarni i nepolarni rastvarači

Rastvorljivost neke tvari, pored vlastitih svojstava, ovisi i o rastvaraču. Polarnost molekule rastvarača je najvažnija osobina u cilju mogućnosti rastvaranja neke tvari. Generalno pravilo je da se slično u sličnom rastvara, polarne tvari u polarnim rastvaračima, nepolarne u nepolarnim.

Voda je najraširenija čista tvar na Zemlji, kao takva je najprisutnija u živim bićima i okolini. Zato se voda smatra primarnim i najvažnijim rastvaračem. Usljed polarnosti molekule vode, spomenute u prethodnom poglavlju, ona je izraziti polarni rastvarač (tabela 6.2). Navedeno generalno pravilo govori da će se u vodi dobro rastvarati polarne supstance, kao npr. ionski spojevi. S vodom se vrlo dobro miješaju i drugi polarni rastvarači kao npr. alkoholi (etanol, metanol i sl.). Nepolarne tvari kao masti, ulja, smole i sl., slabo ili nikako se ne rastvaraju u vodi, što znači da se i nepolarni rastvarači (benzen, ugljen-tetrahlorid i sl.) ne miješaju s vodom. Tvari koje se rado miješaju sa nekim rastvaračem nazivamo liofilnim, a one koje se ne miješaju liofobnim. Kada je voda rastvarač koriste se izrazi hidrofilan i hidrofoban.



*Slika 6.15. Nitro (univerzalni) i uljni razrjeđivač. Univerzalni se dijelom miješa s vodom dok je uljni hidrofoban. Uljni se koristi za rastvaranje premaza koji sprječavaju prolazak vode*

Postoji više mjerila kojima se iskazuje polarnost rastvarača. Najviše se koristi njegova dielektrična konstanta. Ona se može definisati na više načina, a u ovom slučaju predstavlja omjer privlačne sile iona u vakuumu, kao jediničnoj vrijednosti, u odnosu na neki rastvarač. Tačnije, koliko će privlačne sile iona biti manje u nekom rastvaraču u odnosu na vakuum. U tabeli 6.2. su prikazane vrijednosti dielektričnih konstanti pojedinih

rastvarača u definisanim uslovima. Što je vrijednost konstante veća rastvarač je više polaran. Privlačna sila dva iona biće u vodi 80 puta manja nego u vakuumu.

*Tabela 6.2. Relativna dielektrična konstanta nekih rastvarača u definisanim parametrima okoline i električnog polja, naspram vakuuma kao jedinične vrijednosti*

<b>rastvarač</b>	<b>relativna dielektrična konstanta</b>
vakuum	1
heksan	1,9
benzen	2,3
toluen	2,4
dietil-eter	4,3
hlороform	4,8
aceton	21
metanol	33
etanol (alkohol)	25
voda	80

### 6.3.4 Fizička svojstva rastvarača

#### 6.3.4.1 Viskozitet tečnosti

Iskustveno znamo da med sporije teče od vode, a voda je opet manje pokretna od benzina ili alkohola. Kada presipamo benzin ili alkohol iz posude u posudu često nam “podlije” na mjestu presipanja, čak iako je posuda propisno napravljena. Posljedica ovih razlika između meda, vode, benzina je različit viskozitet ovih tvari. Kod meda je najveći, a kod benzina najmanji. Viskozitet se često opisuje kao unutrašnje trenje tečnosti, trenje koje nastaje između samih molekula tečnosti.

Viskozitet je posljedica veličine i oblika molekula i privlačnih sila među njima. Međusobne privlačne sile molekula vode, usljed postojanja međumolekulskih vodikovih veza, čine da je viskozitet vode veći nego kod benzina kod kojeg djeluju mnogo slabije međumolekulske veze. Veličina i oblik molekula tečnosti značajno

utiče na viskoziitet. Generalno, tečnosti čije su molekule manje veličine, a više kuglastog oblika imat će niži viskoziitet. Suprotno, tečnosti čije su molekule veće i štapićastog oblika pokazivat će viši viskoziitet.

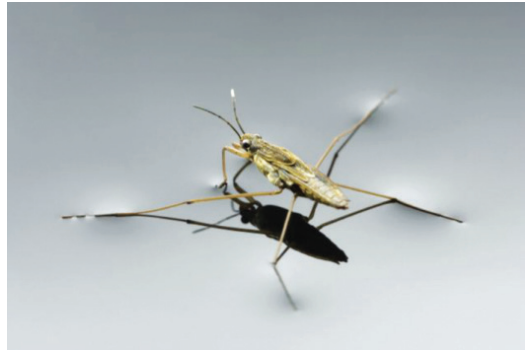
Viskoziitet se jednostavno može mjeriti brzinom isticanja tečnosti kroz uzak otvor. Tečnosti manjeg viskoziiteta brže ističu. Viskoziitet opada s porastom temperature jer se na višoj temperaturi molekule kreću brže pa su tako i veze među njima slabije. Viskoziitet vode smanjuje se zagrijavanjem. Kod maziva (motorna ulja i sl.) poželjno je da viskoziitet ne opada mnogo s porastom temperature da mazivo ne bi gubilo svojstva u hladnim i vrelim radnim uslovima. Stabilnost viskoziiteta tečnosti na niskim i visokim temperaturama iskazuje se indeksom viskoziiteta.



*Slika 6.16. Dvije brojčane vrijednosti motornih ulja (5W-40 na slici) vezane su za njegov viskoziitet u zimskim i ljetnim uslovima. Poželjno je da ulje ima visok indeks viskoziiteta, tj. što manju promjenu viskoziiteta s porastom temperature.*

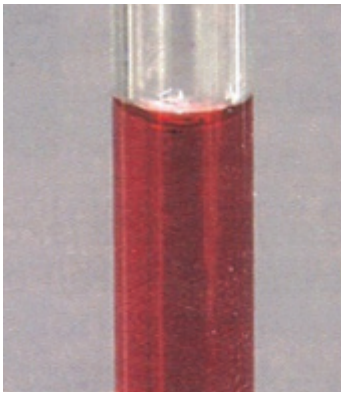
#### 6.3.4.2 Površinski napon tečnosti

Poznato je iz života da voda u količini kapi neće biti razlivena do tankog sloja na predmetu već će ostati u formi kapi (slika 6.17). Razlog ovakvog ponašanja su kohezione sile (lat. *cohaerere* - svezati) koje djeluju u unutrašnjosti. One su rezultat međumolekulskih sila koje u unutrašnjosti tečnosti djeluju jednako u svim smjerovima, no na površinskom dijelu tečnosti djeluju samo prema unutra. Rezultat ovih sila je površinski napon tečnosti. Voda, usljed jakih vodikovih veza, ima izrazito veći površinski napon u odnosu na ostale tečnosti. Suprotno kohezionim silama djeluju adhezione sile (lat. *adhaerere* - prijanjati), one su interakcija površinskog sloja molekula tečnosti sa okolnom sredinom. Voda u formi kapi sa slike 6.17. ostvaruje adhezione sile sa okolnim zrakom koje su mnogo slabije nego kohezione sile i zato formira oblik kapi minimalne površine. U cilju minimalne površine poznat je i fenomen spajanja dvije bliske kapi vode u jednu veću.



*Slika 6.17. Kohezione sile vode manifestuju se težnjom kapljice za minimalnom površinom (lijevo). Površinski napon vode omogućava neke neobične pojave u prirodi (desno).*

Međutim, ukoliko se voda nalazi u staklenoj kapilari, adhezione sile slaklo-voda su snažnije od kohezionihi sila unutar vode, zato voda na površini kapilare formira oblik slova U (slika 6.18). S druge strane živa, kao tečni metal, ima skoro sedam puta snažnije kohezione sile od vode. Kohezione sile žive su snažnije nego adhezione sile živa-staklo i zato živa na površini kapilare formira oblik obrnutog slova U.



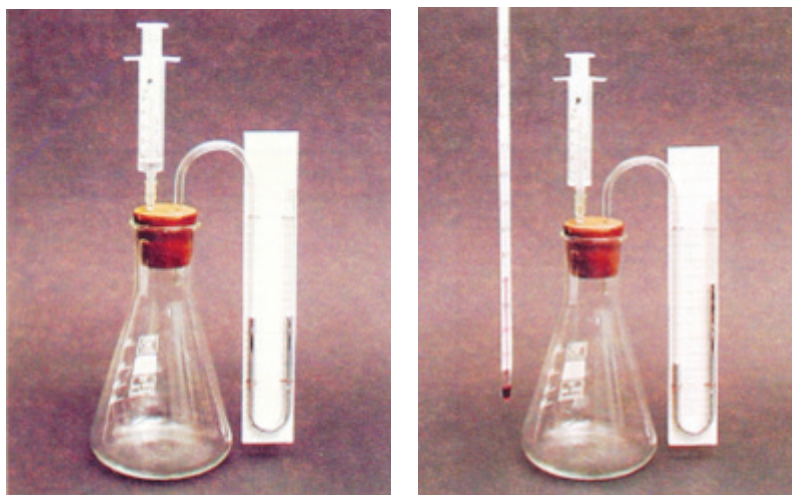
*Slika 6.18. Oblici meniskusa žive i vode u staklenoj kapilari*

Površinski napon vode može se smanjiti dodatkom kapilar-aktivnih tvari kao što su sapuni i deterdženti. Oni se sastoje iz polarnog i nepolarnog dijela molekule. Dodatkom u vodu njihove se molekule raspoređuju na površini vode, tako da hidrofobni dio molekule deterdženta bude u zraku, a hidrofilni u vodi. Ovako dolazi do smanjenja kohezionihi sile na površini vode i smanjuje se površinski napon. Pored kontakta sa nečistim dijelovima odjeće, sapuni i deterdženti boljem pranju doprinose

i smanjenjem površinskog napona vode, jer takva voda lakše prodire u tkanine. To je jedan od razloga zašto moderni deterdženti efikasno peru i na nižim temperaturama.

#### 6.3.4.3 Pritisak para tečnosti

Tečnost u otvorenoj posudi vremenom ispari. Razlog je kinetička energija molekula na površini vode, neki od molekula imaju dovoljno energije da nadvladaju kohezione sile i pređu u gasovitu fazu. Ako je temperatura viša, molekule se brže kreću, imaju višu kinetičku energiju i tako veći broj molekula napušta tečnu fazu.



*Slika 6.19. Porast pritiska u posudi usljed isparavanja tečnosti. Pritisak u praznoj posudi (lijevo) jednak je atmosferskom pritisku. Pritisak u posudi s dodatkom alkohola (desno) je porastao usljed pritiska para alkohola.*

Ako određenu količinu vode zatvorimo u posudi vremenom će isparavati do zasićenja posude vlagom. Nakon ovog nastupa stanje dinamičke ravnoteže, broj molekula vode i dalje isparava, no isti broj se kondenzuje i vraća u tečnost. Ako se izmjeri pritisak u posudi prije dodatka vode i nakon uspostavljanja dinamičke ravnoteže, biće vidljivo njegovo povećanje. Ovo znači da tečnosti imaju pritisak pare. Što je temperatura veća raste i ovaj pritisak para, zato je sušenje brže na višim temperaturama. Sušenje, u našim realnim životnim uslovima, ovisi i od relativne vlažnosti okoline, npr. atmosfersko sušenje odjeće, ukoliko je relativna vlažnost zraka niža utoliko je veći broj molekula vode koji prelaze u zrak s mokre odjeće nego broj molekula koji se iz zraka vraćaju. Relativna



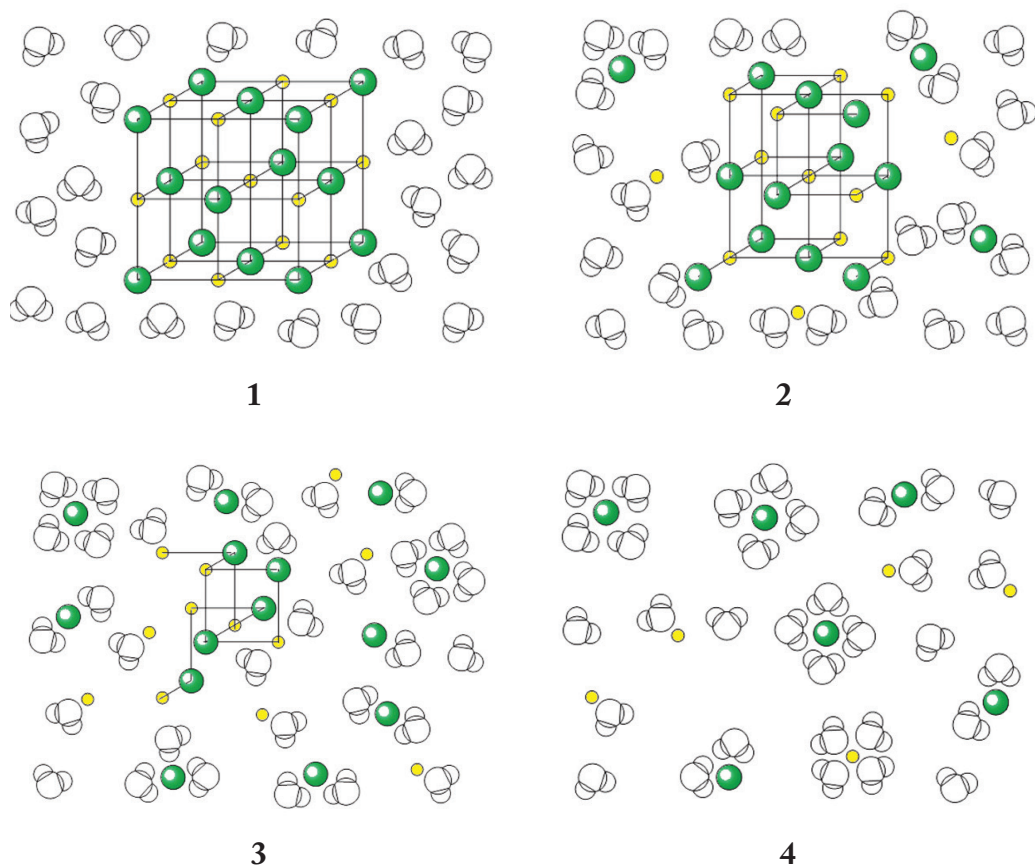
vlažnost zraka je procentni udio od njegove zasićenosti vlagom na određenoj temperaturi. Ako je relativna vlažnost zraka 100% sušenje odjeće nije moguće, što je ovaj procenat niži brže je sušenje.

### 6.3.5 Rastvaranje čvrstih tvari u vodi

Pravilo da se slično u sličnom rastvara je generalno, postoje polarne tvari koje se neće rastvarati u vodi, kao što postoje nepolarne tvari koje se rado miješaju s vodom. Ne može se unaprijed predvidjeti rastvorljivost neke tvari u bilo kojem rastvaraču, to ovisi od fizičko-hemijskih osobina tvari i rastvarača. Neke čvrste tvari mogu imati ionski karakter ili kovalentni sa naglašenim ionskim udjelom u vezi (polarno kovalentne), prema generalnom pravilu ove tvari trebaju se dobro rastvarati u vodi. Međutim, kod nekih tvari je veza među ionima ili atomima u molekuli snažna, tako da voda nije u stanju da svojom polarnosti razbije kristalnu rešetku tvari i prevede ione kao slobodne u rastvor. Tako ove tvari, iako polarne građe, nijesu rastvorljive u vodi ili su izrazito slabo rastvorljive (npr. kreda, pijesak i sl.).

Proces rastvaranja čvrstih tvari u vodi teče u dva glavna koraka. Prvi je razgradnja kristalne rešetke čvrstog spoja, a drugi solvatacija iona ili molekula (slika 6.20). U prvom koraku molekule vode okružuju ione ili polarne molekule rastvorene tvari i to na način da se jedan pol molekule vode orijentiše prema suprotnom polu ionske ili molekulske jedinice rastvarane tvari. Na ovaj način voda uspijeva otrgnuti molekulsku ili ionsku jedinku i prevesti je u rastvor. Drugi korak je solvatacija, to je proces okruživanja rastvorenih jedinki molekulama rastvarača, u slučaju vode ovaj proces se naziva hidratacija. Rastvorene jedinice, ioni ili molekuli, biće stalno u rastvoru okruženi određenim brojem molekula vode. Pozitivni ioni biće hidratirani molekulama vode koje su negativnom stranom svog dipola orijentisane prema ionu, a negativni ioni biće hidratirani pozitivnom stranom molekula vode.

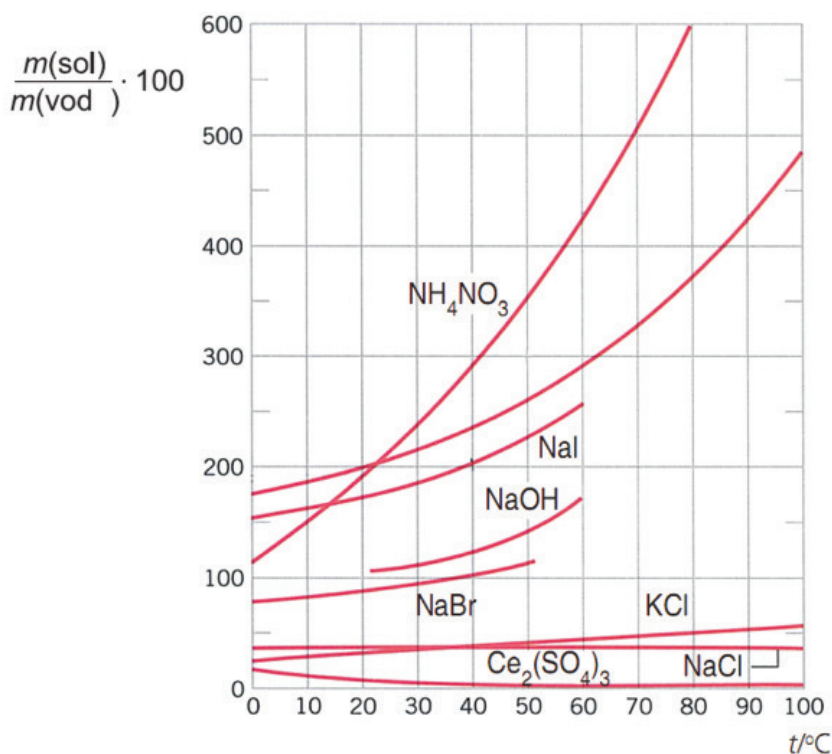
Ionske i neke polarne kovalentne tvari tokom rastvaranja u vodi daju veći broj čestica (iona) nego što je formulska jedinica spoja. Npr. šećer glukoza rastvaranjem u vodi daje jednu molekulu glukoze, dok sol (NaCl) daje dva ione  $\text{Na}^+$  i  $\text{Cl}^-$ . Ova pojava utiče na neke fizičke osobine rastvora navedene u nastavku ovog poglavlja.



*Slika 6.20. Proces rastvaranja ionske kristalne tvari, razgradnja kristalne rešetke i hidratacija iona*

Sa stanovišta energetske procesa prvi korak razgradnje rešetke je endoterman (zahtijeva energiju), a proces hidratacije je egzoterman (oslobađa energiju). U konačnici proces rastvaranja može biti endoterman ili egzoterman, ovisno o količini potrošene i oslobođene energije. Ukoliko je rastvaranje egzoterman proces rastvorljivost tvari opada s porastom temperature. Suprotno, ukoliko je rastvaranje endoterman proces rastvorljivost raste s porastom temperature. Rastvorljivost se definiše kao maksimalna masa rastvorene tvari u 100 grama vode na određenoj temperaturi.

Neke ionske ili generalno polarne kristalne tvari neće se rastvarati u vodi bez obzira što postoje elektrostatske predispozicije. Razlog je snažna kristalna rešetka unutar tvari koju molekule vode nijesu u stanju da razgrade i otrgnu ione. Ovo je razlog zašto se neke soli izrazito slabo rastvaraju u vodi.



Slika 6.21. Rastvorljivost u ovisnosti od temperature. Većina tvari bolje se rastvaraju povišenjem temperature ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{NaI}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ); neke ostaju iste ( $\text{NaCl}$ ); dok se neke slabije rastvaraju na višoj temperaturi ( $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ ).

### 6.3.6 Rastvaranje tečnih tvari u vodi

Kontakt ostalih tečnosti sa vodom može dovesti do njihovog potpunog miješanja, potpune odvojenosti ili djelimičnog miješanja. Da li će se i u kojoj mjeri neka tečnost rastvarati u vodi ovisi od niza faktora, najviše od polarosti molekule. Kako je prethodno navedeno, veća polarnost molekule tečnosti pretpostavlja bolju rastvorljivost u vodi.

**Hidrofobne tečnosti** (npr. benzen) ostat će odvojene od vode, ovisno o gustini biće donji ili gornji sloj dvofazne smjese. One ne mogu graditi prave rastvore sa vodom, a mogu dejstvom emulgatora biti koloidno rastvorene u vodi. Ovakvi rastvarači značajni su u tehnologiji i analitičkoj hemiji. Snažnim mućkanjem hidrofobnog rastvarača s vodenom smjesom dobije se kratkotrajna emulzija tokom koje neke tvari iz vodene faze prelaze u fazu hidrofobnog rastvarača. To su tvari koje imaju veći afinitet za miješanje sa hidrofobnim tečnostima nego

sa vodom i na ovaj način se obavlja ekstrakcija (izdvajanje) od smjese tvari u vodenoj fazi. U principu ovaj način se, uz modernu opremu za ekstrakciju, koristi za proizvodnju mnogih biljnih i životinjskih ekstrakata u farmaceutskoj, kozmetičkoj i prehrambenoj industriji.



*Slika 6.22. Ekstrakcija lijevkom za odvajanje (lijevo), na sličnom principu rade i moderni industrijski ekstraktori (desno)*

Postoje i rastvarači koje se **djelimično miješaju** sa vodom kao npr. dietil-eter. On se generalno ne miješa sa vodom, no u manjoj količini može biti rastvoren u vodi ili voda u njemu.

**Hidrofilne tečnosti** potpuno će se miješati sa vodom gradeći homogenu smjesu koja se sastoji samo od jedne faze. Pritisak para hlapivije komponente bit će veći pa se sastav para može razlikovati od sastava tečne faze. Međutim, mnoge smjese različitih rastvarača kod određenog omjera komponenti formiraju tzv. azeotropne smjese. To su smjese konstantnog sastava i tačke ključanja, što znači da se destilacijom ne mogu razdvojiti na komponente. Azeotropne smjese nastaju kada omjeri komponenata dostignu određenu vrijednost. Na primjer, zagrijavanjem smjese nitratne kiseline ( $\text{HNO}_3$ ) i vode jednakog masenog udjela (50 %  $\text{HNO}_3$ , 50 %  $\text{H}_2\text{O}$ ) para će se uglavnom sastojati od vode. Isparavanjem vode u tečnom dijelu smjese će se smanjivati udio vode, a povećavati udio nitratne kiseline, sve dok udio nitratne kiseline ne poraste na 68%. U tom omjeru nitratne kiseline i vode (68 %  $\text{HNO}_3$ , 32 %  $\text{H}_2\text{O}$ ) nastaje azeotropna smjesa koja ključa na 122 °C, pare ove smjese sadrže jednak omjer vode i nitratne kiseline. Suprotno, da je u početnoj smjesi sadržaj nitratne kiseline bio preko 68 %, zagrijavanjem ove smjese pare bi sadržavale dominantno nitratnu kislelinu, sve dok se njen udio ne bi spustio na 68 % i opet bi nastala azeotropna smjesa čije pare imaju stalan

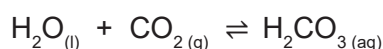
i jednak sastav vode i kiseline. Etanol (alkohol) i voda grade azeotropnu smjesu (95,6 % alkohol, 4,4 % voda), zato nije moguće destilacijom dobiti 99-100 % alkohol. Za dobijanje čistog alkohola (99 % i više) s najviše 1 % vode u sebi, treba se pri destilaciji ukloniti voda sredstvima koja vežu vodu, npr. kalcij-oksidi (CaO).

Interesantno je da miješanjem hidrofilne tečnosti sa vodom, nastala smjesa često nema volumen koji je zbir pojedinačnih volumena obje komponente. Navedena smjesa vode i alkohola ima manji volumen nego zbir volumena vode i alkohola prije miješanja.

### 6.3.7 Rastvaranje gasova u vodi

Rastvorljivost gasova u vodi ovisi o njihovoj prirodi, temperaturi tečnosti, pritisku gasa iznad tečnosti. Neki gasovi se izuzetno slabo rastvaraju u vodi kao npr. vodik, kisik, azot. Gasovi koji stupaju u određenu reakciju s vodom (amonijak, ugljen-dioksid, itd.) se mnogo bolje rastvaraju u vodi. Generalno pravilo „slično se u sličnom rastvara“ može se primijeniti i na rastvorljivost gasova u vodi. Voda je izrazito polaran rastvarač, gasovi koji su stanju ostvariti određenju elektrostatsku interakciju sa vodom će imati bolju rastvorljivost. Bez obzira na slabu rastvorljivost kisika u vodi, njegov sadržaj u prirodnim vodama je dovoljan za potrebe živog svijeta vodenih staništa.

Povećanjem temperature opada rastvorljivost gasova u vodi. Prokuhavanjem vode uklanjaju se gasovi rastvoreni u vodi. Povećanje pritiska iznad rastvora gasova u vodi dovodi do veće rastvorljivosti gasova. Ova pojava koristi se u proizvodni pjenušavih ili tzv. gaziranih pića koja se prave rastvaranjem ugljen-dioksida pod pritiskom. Ugljen-dioksid se dobro rastvara u vodi, djelimično gradeći karbonatnu kiselinu (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>).



Povećanjem pritiska gornja reakcija se pomjera u smjesu nastanka kiseline, odnosno bolje rastvorljivosti ugljen-dioksida. Ipak, najveći dio ugljen-dioksida je hidratisan molekulama vode, a samo mali dio reaguje i stvara karbonatnu kiselinu.

Vežu između rastvorenog gasa u tečnosti i pritiska ustanovio je britanski naučnik W. Henri (Henry) početkom 19. stoljeća. Sadržaj rastvorenog gasa u tečnosti srazmjern je pritisku gasa iznad tečnosti u skladu s relacijom:

$$x = k \times p$$

- x - količinski udio gasa u rastvoru  
p - pritisak gasa iznad rastvora  
k - Henrijeva konstanta, ovisi o prirodi tečnosti i gasa



*Slika 6.23. Pjenušava pića stajanjem u otvorenoj posudi na atmosferskom pritisku brzo gube rastvoreni gas. Stajanjem hladne vode na sobnoj temperaturi dolazi do smanjenja rastvorljivosti gasova koje nekad možemo vidjeti izdvojene na zidovima posude.*

Pored proizvodnje pjenušavih pića posljedice Henrijevog zakona osjećaju ronionci. Tokom ronjenja u većim dubinama ronionci moraju udisati komprimovanu smjesu zraka (najviše  $O_2$  i  $N_2$ ) da bi izjednačili vanjski pritisak koji se povećava s dubinom vode. Usljed povećanog pritiska u dubini vode povećava se sadržaj rastvorenih gasova u krvi. Suprotno, izranjanjem dolazi do smanjenja pritiska i izdvajanja gasova iz krvi. Ukoliko ronionc naglo izranja, gasovi od brzog izdvajanja mogu zapjeniti u krvi, što izaziva jake bolove i može prouzrokovati smrtni ishod. U cilju spječavanja ovog efekta ronionci moraju polagano i postepeno da izranjaju. Ovaj problem je umanjen potpunom ili djelimičnom zamjenom azota sa helijumom u smjesi gasova za ronjenje. Helijum ima oko 50 % manju rastvorljivost u vodi od azota, tako izaziva i manje pjenušanje krvi tokom izranjanja.

Gasovi koji hemijski reaguju sa vodom ( $HF$ ,  $CO_2$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $NH_3$ , itd.) ne pokoravaju se Henrijevom zakonu, njihova rastvorljivost u vodi je mnogo veća od atmosferskih gasova.

### 6.3.8 Koligativne osobine rastvora

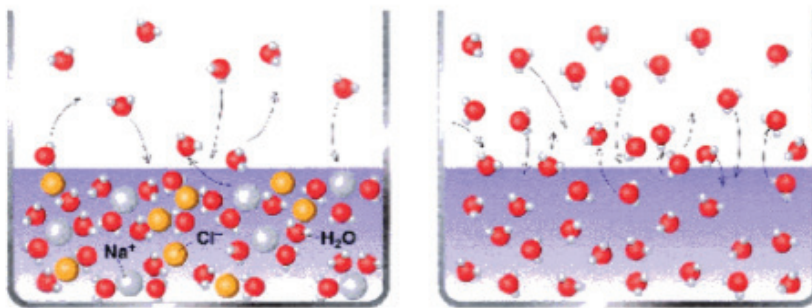
Tri osobine razblaženih rastvora, koji se sastoje od hlapivog rastvarača i nehlapive rastvorene tvari, uobičajeno se nazivaju **koligativne osobine rastvora**. Te osobine opisanih rastvora, odnosno rastvarača su:

- sniženje pritiska para rastvarača,
- povećanje tačke ključanja i smanjenje tačke zamrzavanja rastvarača,
- osmotski pritisak rastvora.

Navedene osobine vezane su za određene promjene fizičkih svojstava rastvarača koje svakako utiču i na rastvor. Radi se o promjenama pritiska para, tačaka ključanja i zamrzavanja i fizičkom kretanju rastvarača protivno gravitaciji. Uzrok tih promjena i kretanja kod rastvarača je rastvorena tvar, odnosno čestice (molekule, ioni) nastale rastvaranjem, a čiji broj može biti veći od formulske jedinice spoja, ovisno koliko iona nastaje iz formulske jedinice. Zakoni i formule koligativnih osobina rastvora koji se obrađuju u nastavku teksta vrijede samo za pomenute rastvore, gdje rastvorenu tvar smatramo nehlapivom.

### 6.3.8.1 Pritisak para rastvora

Rastvor uvijek ima različit pritisak para od čistog rastvarača. Poznato je da u unutrašnjem ili vanjskom prostoru voda vremenom ispari iz posude iako nije zagrijavana, a razlog je već pomenuti pritisak para tečnosti (potpoglavlje 6.3.4.3). Ako u vodu rastvorimo šećer vrijeme potrebno za isparenje vode biće produženo. Razlog je niži pritisak para rastvora šećera i vode u odnosu na čistu vodu. Čestice rastvorene tvari se, između ostalih dijelova rastvora, raspoređuju i pri vrhu rastvora. Na vrhu rastvora u određenim uslovima temperature i pritiska postoji istovremen odlazak čestica rastvarača u parno stanje i povratak u tečnost. Broj čestica koji pređe u parno stanje je veći, tako da vremenom rastvarač isparava. Ukoliko se na površinskom sloju raspoređi određeni broj čestica rastvorene tvari, proces prelaska u parno stanje molekula rastvarača biće usporen dok će učestalost povratka molekula rastvarača iz stanja pare u tečnost ostati ista. Ovo se manifestuje sniženjem pritiska para rastvarača odnosno rastvora. Na ovaj način dolazi do usporavanja samog procesa isparavanja.



*Slika 6.24. U rastvoru nehlapive rastvorene tvari i hlapivog rastvarača dio površine rastvarača je zauzet česticama rastvorene tvari koje djelimično sprječavaju isparavanje rastvarača*

Kvantitativan učinak ove pojave otkrio je F. M. Raul (Raoult) još u 19. stoljeću. Pritisak para rastvarača proporcionalan je količinskom udjelu rastvarača u rastvoru.

$$p = p' \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$p$  - pritisak para iznad rastvora

$p'$  - pritisak para čistog rastvarača

$n_A$  - količina rastvarača

$n_B$  - količina rastvorene tvari

Raulov zakon vrijedi za tzv. idealne rastvore. Generalno može se iskazati da su to rastvori gdje se komponente mogu destilacijom potpuno razdvojiti ili gdje je rastvorena tvar nehlapiva. Kod tzv. neidealnih rastvora mogu postojati pozitivna ili negativna odstupanja od Raulovog zakona.

#### 6.3.8.2 Povećanje tačke ključanja rastvora

Prema prethodnoj lekciji pritisak para rastvora je niži od pritiska para čistog rastvarača. Odatle proizilazi da bi tačka ključanja rastvora trebala biti veća od tačke ključanja čistog rastvarača. To je tačno u praksi. Ako se 30 g soli rastvori u 1 kg vode tačka ključanja rastvora porast će za oko 0,5 °C u odnosu na tačku ključanja čiste vode. Generalno za razblažene rastvore vrijedi da je povećanje tačke ključanja  $\Delta T$  proporcionalno molalitetu rastvora  $b$  ( $b = n_B/m_A$ ).

$$\Delta T = K_e \frac{n_B}{m_A}$$

$\Delta T$  - povećanje tačke ključanja

$K_e$  - ebulioskopska konstanta čija vrijednost je karakteristika svakog rastvarača, za vodu iznosi 0,512 Kkg/mol

$n_B$  - količina čestica rastvorene tvari

$m_A$  - masa rastvarača

Količina čestica rastvorene tvari, kod tvari koje disociraju u vodi, ovisi o novonastalom broju iona. Tako natrij-hlorid (NaCl) disocira:



Od jedne molekulske formulske jedinice nastaju dvije čestice - iona. Zato se u



navedenu formulu uvodi i faktor disocijacije  $f$ , koji govori o broju čestica nastalom iz formulske jedinice.

$$\Delta T = f K_e \frac{n_B}{m_A}$$

u slučaju natrij-hlorida  $f = 2$ .

### 6.3.8.3 Smanjenje tačke zamrzavanja rastvora

Tačka zamrzavanja neke tvari je ona vrijednost temperature gdje je jednak pritisak para tečne i čvrste faze te tvari. Kako je pritisak para rastvora manji od čistog rastvarača, temperatura u kojoj je jednak pritisak para čvrste i tečne faze bit će niža za rastvor nego za rastvarač. Relacija koja povezuje ovu razliku identična je kao kod povećanja tačke ključanja rastvora uz razliku u konstanti.

$$\Delta T = K_k \frac{n_B}{m_A}$$

odnosno kod tvari koje disociraju u vodi:

$$\Delta T = f K_k \frac{n_B}{m_A}$$

$T$  - povećanje tačke ključanja

$K_k$  - kriokopska konstanta čija vrijednost je karakteristika svakog rastvarača, za vodu iznosi 1,86 Kkg/mol

$n_B$  - količina čestica rastvorene tvari

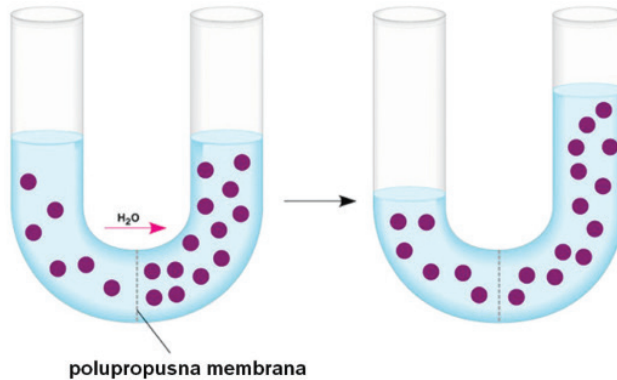
$m_A$  - masa rastvarača

$f$  - broj čestica nastao disocijacijom molekulske formulske jedinice

### 6.3.8.4 Osmoza i osmotski pritisak

Osmoza je proces kretanja rastvarača kroz polupropusnu (semipermeabilnu) membranu. Polupropusne membranske tvari su materijali koji omogućavaju prolazak nekim česticama dok nekim ne dozvoljavaju. Živi organizmi sadrže dosta različitih tvari ovih karakteristika, ovisno koje tvari treba propustiti, a kojima zabraniti prolaz. Samim tim polupropusna membrana ima značajnu ulogu u metabolizmu živih stvorenja. U slučaju rastvora, polupropusna membrana dopušta prolazak česticama rastvarača, a ne dopušta prolaz nekim ili svim česticama rastvorenih tvari. Kod dva rastvora odvojena polupropusnom membranom, rastvarač će se kretati iz područja manje koncentracije rastvorenih čestica u područje veće

koncentracije. Razlog ovog putovanja čestica rastvarača su različite vrijednosti osmotskih pritisaka u rastvorima. Preciznije, rastvarač će se kretati iz područja manjeg osmotskog pritiska u područje većeg, a sa ciljem njihovog izjednačavanja odnosno približavanja.



*Slika 6.25. Razlika u nivou lijevog i desnog dijela rastvora je posljedica različitih osmotskih pritisaka. Molekule rastvarača prelaze kroz polupropusnu membranu iz dijela rastvora manjeg osmotskog pritiska u dio s većim osmotskim pritiskom.*

Vrijednost osmotskog pritiska data je relacijom:

$$\Pi = f c R T$$

$\Pi$  - osmotski pritisak

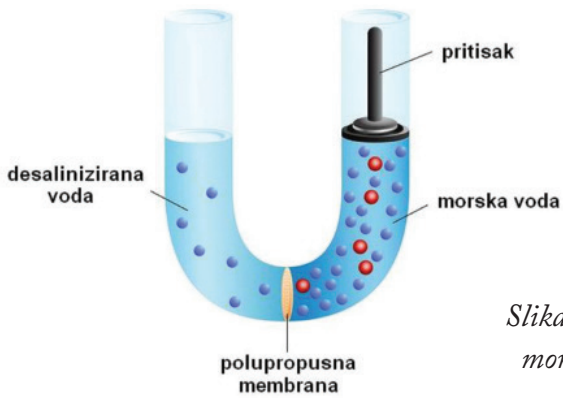
f - broj čestica nastao disocijaciom molekulske formulske jedinice

c - koncentracija rastvorene tvari

R - univerzalna gasna konstanta 8,314 J/molK

T- apsolutna temperatura

Rastvarač se kreće dok se osmotski pritisci ne izjednače ili dok osmotski ne dosegne vrijednost hidrostatskog pritiska. Hidrostatski pritisak na slici 6.25. predstavlja razliku između nivoa rastvora u lijevom i desnom dijelu savijene cijevi. Povećanjem hidrostatskog pritiska izvana može doći do procesa suprotnog osmozi, da molekule rastvarača putuju kroz membranu iz područja većeg u područje manjeg osmotskog pritiska. Ovaj proces naziva se **reverzna osmoza** i ima primjenu u desalinizaciji morske vode s ciljem dobijanja pitke vode. Morska voda se podvrgava velikom pritisku, molekule vode prolaze kroz polupropusnu membranu u područje desalinizirane vode (slika 6.26).

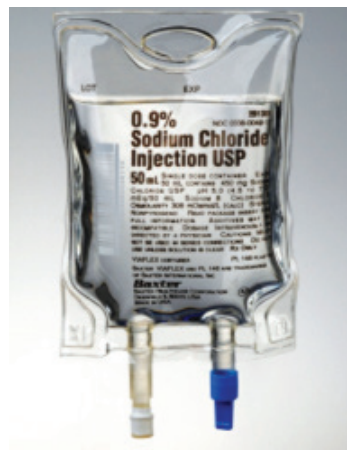


*Slika 6.26. Desalinizacija morske vode primjenom reverzne osmoze*

Osmotski pritisak ima važnu ulogu u živim organizmima. Čelijska membrana, pa i ljudski organizam u cjelosti, se ponaša kao polupropusna membrana. Vodu i neke rastvorene tvari propušta dok nekim ne dozvoljava prolaz. Rastvori se prema našem organizmu, ovisno o osmotskom pritisku, mogu ponašati kao:

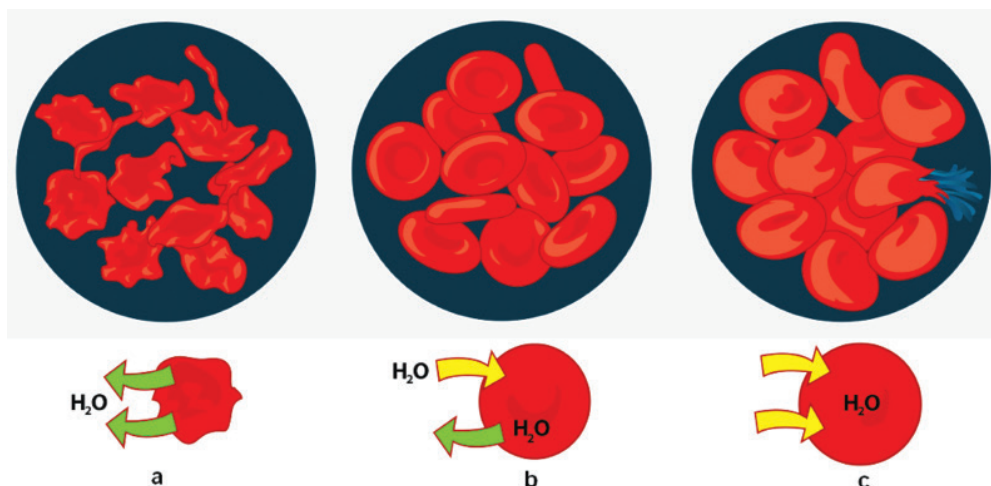
1. izotonični,
2. hipertonični,
3. hipotonični.

Izotonični rastvori imaju isti osmotski pritisak kao i ćelijska tečnost ljudskog organizma. Infuzioni rastvori koji se daju bolesnicima direktno u krv trebaju biti izotonični. Ovi rastvori sadrže rastvorenu sol i hranjive tvari kojima se reguliše osmotski pritisak tako da bude blizak osmotskom pritisku ćelijske tečnosti. Sportisti tokom dugotrajnih iscrpljujućih disciplina imaju potrebu za vodom, međutim, sadržaj vode se obavezno obogaćuje tvarima kojima se dobija izotonični napitak. Genralno, izotoničnim napitkom se smatra rastvor koji sadrži sol ( $\text{NaCl}$ ) u istoj koncentraciji kao i naša krv, a to je 0,9 %  $\text{NaCl}$ . Dodatkom nekih hranjivih tvari može sadržavati i manji procenat soli.



*Slika 6.27. Infuzija je izotonični rastvor soli i hranjivih tvari*

Na slici 6.28. prikazano je ponašanje ćelija eritrocita u izotoničnoj, hipertoničnoj i hipotoničnoj sredini. U izotoničnoj sredini eritrociti zadržavaju oblik i volumen usljed bliskih vrijednosti osmotskog pritiska unutar i izvan eritrocita. U hipertoničnoj sredini dolazi do izlaska vode iz eritrocita usljed većeg osmotskog pritiska izvan ćelije, ovdje se dešava „sušenje“ i deformacija eritrocita. U hipotoničnoj sredini osmotski pritisak je veći izvan ćelije, zato voda ulazi u eritrocite, oni usljed ovog procesa nabubre i pucaju.



Slika 6.28. Ponašanje eritrocita u različitim uslovima osmotskog pritiska: hipertoničan (a), izotoničan (b), hipotoničan (a)

Hipotonični i hipertonični rastvori se koriste u domaćinstvu, tokom pripreme supе i kuhanja tjestenine. Supa se pripravlja kuhanjem životinjskog tkiva u čistoj vodi, izrazito hipotoničnoj sredini, a razlog je da dođe do bubrenja ćelija koje pucanjem ispuštaju sadržaj u rastvor. Iz tog razloga, sol se kao začin dodaje supi u kasnijoj fazi kuhanja. Kuhanje tjestenine obavlja se suprotno, uz dodatak soli na početku, a razlog je dobijanje hipertonične sredine koja će spriječiti izlazak hranjivih tvaru u rastvor (slika 6.29).

Proces suprotan osmozi je **difuzija** (poglavlje 1.1). To je proces miješanja gasova i tečnosti. Kod rastvora, radi se o slobodnom kretanju čestica rastvorene tvari u rastvaraču, suprotno od osmoze gdje se koncentracija mijenja kretanjem rastvarača. Difuzija ovisi o pokretljivosti rastvorenih čestica (dimenzije čestica, temperatura, pritisak) i viskozitetu rastvarača. Što je viskozitet rastvarača manji brže je kretanje i miješanje rastvorenih čestica (slika 6.30).



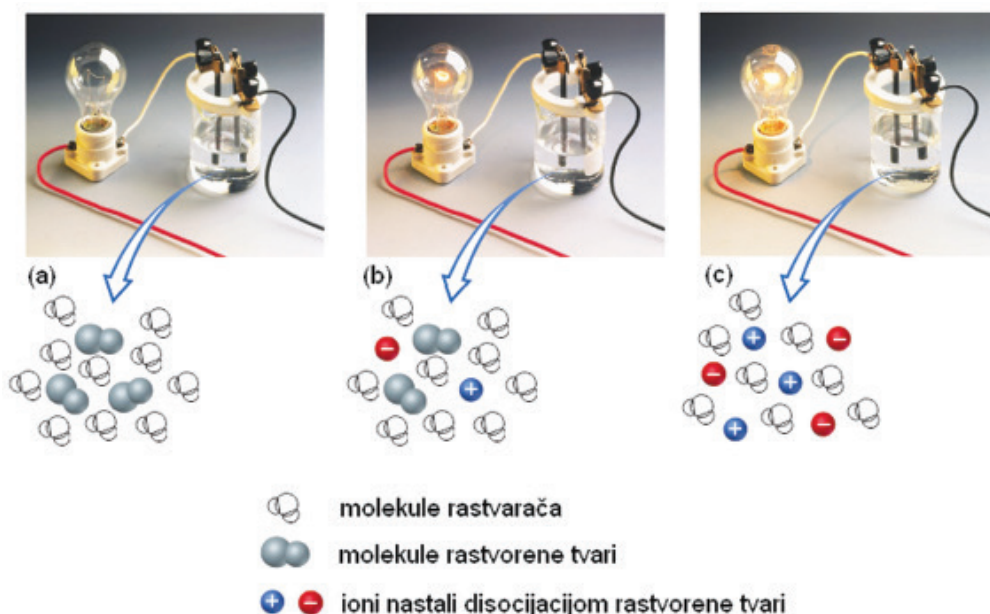
*Slika 6.29. Koncentrat supe se dobija kuhanjem životinjskog tkiva u hipotoničnoj sredini (čista voda), tako dolazi do pucanja ćelija tkiva i izlaska sadržaja ćelija u rastvor. Dehidratacijom ovog rastvora ostaje koncentrat koji uz dodatak začina čini smjesu za supu. Suprotno, kuhanje tjestenine treba obavljati u hipertoničnoj sredini (slana voda) da se masa tjestenine ne bi raspala.*



*Slika 6.30. Miješanje boja u mlijeku oslikava brzinu difuzije. Mlijeko najnižeg procenta masnoće ima najmanji viskoziteti i u njemu je miješanje najbrže. U mlijeku visoke masnoće difuzija je najsporija.*

### 6.3.9 Prolazak struje kroz rastvore - elektroliti

Na slici 6.31. prikazana su tri rastvora u kojima su uronjene elektrode s ciljem ispitivanja provodljivosti jednosmjerne struje. Prvi rastvor sadrži rastvoreni šećer u vodi, drugi sirćetnu kiselinu u vodi, a treći je rastvor hloridne kiseline. Rastvori su vezani u strujno kolo, a indikator provodljivosti je sijalica.



Slika 6.31. Vodljivost jednosmjerne struje vodenih rastvora ne-elektrolita – šećer (a), slabog elektrolita – sirćetne kiseline (b) i elektrolita – hloridne kiseline (c)

Sijalica najbolje svjetli u slučaju rastvora hloridne kiseline. Molekula vodik-hlorida (HCl) je kovalentne prirode sa naglašenim polarnim karakterom gdje je negativno naelektrisanje na atomu hlora, a pozitivno na atomu vodika. U snažnoj dielektričnoj sredini vode, molekule nekih tvari koje su polarne kovalentne veze razdjeljuju se na ione što se naziva **disocijacija**. To je slučaj i sa vodik-hloridom koji u vodenoj sredini daje ione  $H^+$  i  $Cl^-$ , a ovaj rastvor je ustvari hloridna kiselina. Nastali ioni omogućavaju prijenos struje koji je jasno uočljiv svjetlom sijalice. Rastvor šećera u vodi ne provodi struju što je vidljivo iz sijalice koja ne sija. Molekule šećera ne disociraju, one su dispergovane u vodenoj masi bez naelektrisanja na sebi, tako da ne postoje osnovni uslovi za prijenos struje. U slučaju sirćetne kiseline sijalica sija, ali slabijim sjajem nego kod hloridne kiseline. Postoji mogućnost prijenosa struje, ali mnogo slabije nego kod hloridne kiseline. Molekule sirćetne kiseline disociraju u vodi samo djelimično, većina molekula ostaje nedisocirana.

Tvari koje rastvorene u vodi ili rastaljene omogućavaju protok električne struje nazivaju se **elektroliti**. Suprotno, tvari čiji vodeni rastvori ne provode struju nazivaju se ne-elektroliti. Iz navedenog slučaja zaključujemo da je hloridna kiselina elektrolit, sirćetna kiselina slabi elektroliti, a šećer ne-elektrolit.

Tabela 6.3. Neke tvari koje se ponašaju kao elektroliti, slabi elektroliti i ne-elektroliti

Elektroliti	Slabi elektroliti	Ne-elektroliti
natrij-hlorid NaCl	sirćetna kiselina CH <sub>3</sub> COOH	šećer C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>
hloridna kiselina HCl	fluoridna kiselina HF	glukoza C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>
nitratna kiselina HNO <sub>3</sub>	nitritna kiselina HNO <sub>2</sub>	urea (NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CO
natrij-hidroksid NaOH	amonijak NH <sub>4</sub> OH	alkohol C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH

Inače, da bi nešto provodilo struju mora biti naelektrisano i pokretno. Kuhinjska sol tj. natrij-hlorid je ionski spoj i jak elektrolit. U čvrstoj kristalnoj rešetki ove tvari već postoje ioni Na<sup>+</sup> i Cl<sup>-</sup>. Međutim, ioni u kristalnoj rešetki nijesu pokretni, oni u sklopu rešetke mogu imati vibracije i rotacije, ali nemaju mogućnost putovanja, zato čvrsta sol ne provodi struju. Rastvaranjem u vodi, ioni soli dobijaju slobodu kretanja i ovaj rastvor dobro provodi struju. Razlog zašto vlažnom kožom treba izbjegavati kontakt s električnim uređajima dijelom potiče od prisustva soli na površini kože. Prisustvo soli na našoj koži rezultat je znojenja. Navlažena koža višestruko povećava provodljivost struje i opasnost od strujnog udara jer se povećava pokretljivost iona soli. Tipični elektroliti su uglavnom tvari iz tri grupe spojeva koje nazivamo kiselinama, bazama i solima i o njima se detaljnije govori u nastavku.

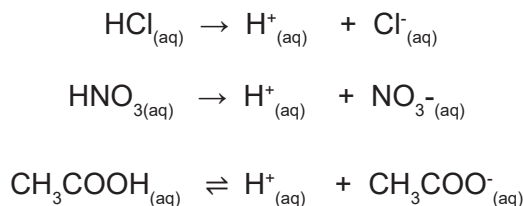
U navednim slučajevima, prolaskom struje, došlo je do fizičkih promjena rastvora. Protok struje kroz rastvore elektrolita može uzrokovati i hemijske promjene, i suprotno, hemijske promjene mogu generirati protok struje. Odnos hemijskih reakcija i električne struje predstavlja posebnu oblast hemije pod nazivom elektrohemija i obrađen je u nastavku pod istoimenim poglavljem.

### 6.3.9.1 Kiseline, baze (alkalije) i soli

Iz ove tri grupe spojeva dolaze tvari koje najčešće koristimo u opisu tipičnih elektrolita, manje ili veće jačine, a razlog je mogućnost da ove tvari u vodenom rastvoru disociraju na ione. Uobičajena definicija kiselina je da su to tvari koje rastvorene u vodenom rastvoru disocijacijom daju hidronij ion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (često se piše samo H<sup>+</sup>), dok su baze (alkalije) tvari koje u vodenom rastvoru daju hidroksidni ion OH<sup>-</sup>. Ovu definiciju kiselina i baza u nauku je uveo švedski hemičar S. Arrhenius (Arrhenius) krajem 19. stoljeća. Nekoliko desetljeća kasnije nešto širu definiciju kiselina i baza dao je danski hemičar J. Brønsted (Brønstedt) opisujući kiseline kao tvari koje doniraju H<sup>+</sup> ion dok su baze tvari koje primaju H<sup>+</sup> ion. Skoro istovremeno sa

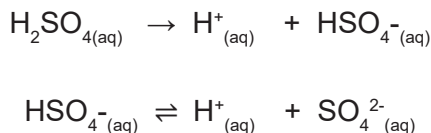
Brenštedom, američki kemičar G.N. Luis (Lewis) kiseline je opisao kao tvari koje primaju elektronski par, a baze kao tvari koje doniraju elektronski par. Luisova definicija smatra se najširokom u opisu kiselinsko-baznih svojstava tvari.

Iako nije široko, već uglavnom ograničeno na vodene rastvore, Areniusovo predstavljanje ovih tvari je najprihvaćenije u opisu njihovih hemijskih karakteristika. Hloridna, nitratna i sirćetna kiselina u vodenom rastvoru disociraju u skladu s hemijskim jednačinama:



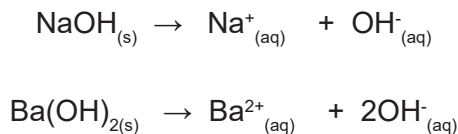
S obzirom da svaka od kiselina u vodenom rastvoru daje jedan  $\text{H}^+$  ion (proton) spadaju u kategoriju monoprotonskih kiselina. Dvosmjerna strelica kod disocijacije sirćetne kiseline ukazuje da je riječ o slaboj kiselini koja samo djemično disocira. Hloridna i nitratna kiselina skoro potpuno disociraju i smatraju se jakim kiselinama.

Sulfatna kiselina u vodenom rastvoru disocira u dva stepena, tokom disocijacije daje dva  $\text{H}^+$  iona te se smatra diprotonskom kiselinom.

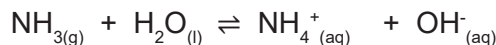


U drugom stepenu disocijacija je djelimična i zato je strelica dvosmjerna, no izrazita disocijacija u prvom stepenu sulfatnu kiselinu čini jakom kiselinom.

Analogno jakim kiselinama, jake baze (alkalije) su tvari koje u vodenom rastvoru potpuno disociraju dajući  $\text{OH}^-$  ion, kao npr. natrij-hidroksid i barij-hidroksid:



Amonijak je slaba baza i njegova disocijacija u vodenom rastvoru se prikazuje dvosmjernom strelicom:



Inače čista voda sadrži u maloj količini i  $\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$  ione, oba u koncentraciji

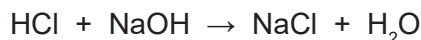


$c = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ . Proizvod njihovih koncentracija je konstantan broj koji ima vrijednost  $10^{-14}$ , što znači da porastom koncentracije  $\text{OH}^-$  iona opada koncentracija  $\text{H}^+$  iona i obrnuto. Kako čista voda ima istu koncentraciju oba iona ( $10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ ), ne smatra ni kiselom ni alkalnom, već neutralnom. Povećanje koncentracije jednog od iona nužno vodi smanjenju drugog i čini da vodeni rastvor bude kiseo ili alkalni.

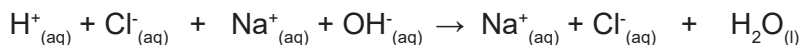
Reakcijom baza i kiselina nastaju spojevi koji se nazivaju soli. Sama reakcija kiselina i baza naziva se neutralizacija, a razlog je što u međusobnoj reakciji jedno drugom umanjuju ili poništavaju kiselost odnosno alkalnost, odnosno što u reakciji nastaje i voda kao neutralna tvar.



npr.



S obzirom da su natrij-hidroksid i hloridna kiselina jaka baza, odnosno jaka kiselina, rastvoreni u vodi oni su potpuno disocirani, reakcija se prikazuje u ionskom obliku:



Tokom ove reakcije samo reaguju  $\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$  ioni, dok  $\text{Cl}^-$  i  $\text{Na}^+$  ioni ostaju u rastvoru jer je nastali produkt  $\text{NaCl}$  rastvoran u vodi. U slučaju da je nastala sol nerastvorna u vodi pisala bi se u molekulskom obliku, npr. reakcija barij-hidroksida i sulfatne kiseline:



Kiseline, baze i soli su velike grupe spojeva. Većina tvari koji čine žive organizme pokazuju određeni alkalni ili kiseo karakter. Jake kiseline i jake baze, kao pomoćni ili glavni reagensi, imaju veliku primjenu u industrijskim procesima dobivanja raznih materijala i produkata. Soli su najzastupljenija grupa spojeva u neživom svijetu. Zemljina kora je najvećim dijelom sačinjena od soli, a veliki broj ruda određenih elemenata je u formi soli. Neke od tih soli, u određenim prirodnim uslovima, mogu se djelimično rastvoriti u vodi i dospjeti kao mineralne tvari u izvorskim i podzemnim vodama. Soli su uglavnom ionske strukture ili kovalentne sa izraženom polarnosti. Ukoliko se rastvaraju u vodi taj rastvor provodi struju, znači soli rastvorne u vodi su jaki elektroliti.

## 7. HEMIJSKE REAKCIJE

Hemijske promjene dešavaju se usljed hemijskih reakcija koje se opisuju hemijskim jednačinama. Generalno, hemijska reakcija je proces pri kojem se stvaraju nove hemijske veze u česticama produkata. Ovo stvaranje novih veza prati prethodno raskidanje veza u česticama reaktanata, a to raskidanje i nije nužno u nekim vrstama hemijskih reakcija. Sistematizaciju hemijskih reakcija je nemoguće pa i nepotrebno uspostavljati, no prema raznim faktorima i okolnostima mogu se napraviti određene podjele ovisno od:

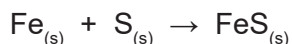
- broja reaktanata i nastalih produkata hemijske reakcije,
- osobina nastalog produkta,
- postojanja procesa razmjene elektrona između reaktanata,
- energetske karakteristike reakcije (oslobađanja ili vezanja energije), itd.

S obzirom na različite kategorije navedenih primjera podjele, sve hemijske reakcije mogu se vezati za više različitih vrsta reakcija. Neka hemijska reakcija ne može pripadati samo nekom od primjera, tako da se može reći da je hemijska reakcija sastavljena od niza osnovnih reakcija.

## 7.1 VRSTE HEMIJSKIH REAKCIJA

### 7.1.1 Analiza i sinteza

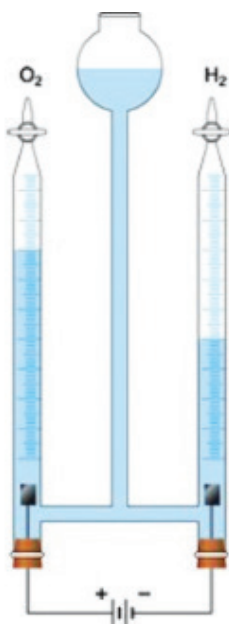
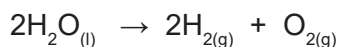
Često dvije ili više tvari ulaze u hemijsku reakciju i kao produkt daju jednu tvar. Ova vrsta hemijske reakcije naziva se **sinteza**. Znači, sinteza je hemijski proces pri kojem se iz jednostavnijih tvari dobijaju složenije. Primjer je reakcija sinteze željezo(II)- sulfida.



Suprotno, u nekim reakcijama jedna tvar se razdvaja dajući kao produkte dvije ili više tvari. Ovakva vrsta reakcija naziva se **analiza**. Kod analize reaktant je uvijek samo jedna tvar. Primjer je analiza tj. razgradnja kalcij- karbonata (krečnjak, kreda ili mramor).

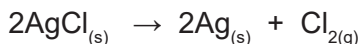


Ova reakcija se odvija uz zagrijavanje, pa se zato naziva **termička analiza**. Ukoliko se za izazivanje i odvijanje reakcije analize koristi struja onda je riječ o **elektrolizi**, a to je primjer analize vode:



*Slika 7.1. Laboratorijsko dobijanje vodika i kisika elektrolizom vode. Volumen izdvojenog vodika dva puta je veći od kisika što je vidljivo i iz stehiometrijskog omjera jednačine.*

Neke reakcije analize odvijaju se uz prisustvo svjetlosti, npr. srebro-hlorid je bijeli prah koji se stajanjem na svjetlu razlaže i daje crne kristale srebra.

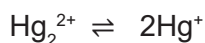
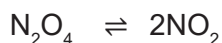


Srebro-bromid i srebro-iodid se razlažu na isti način. Ove reakcije su se koristile u tradicionalnoj izradi fotografija. Kada svjetlost pada na fotografsku ploču, premazanu slojem ovih tvari, dolazi do izdvajanja srebra koje daje zatamnjenje. Reakcije koje se odigravaju uz prisustvo svjetlosti nazivaju se **fotohemijske reakcije**, a navedena reakcija je primjer **fotohemijske analize**.

*Slika 7.2. Čuvanje preparata od fotohemijskih reakcija. Hemikalije i mnogi farmaceutski preparati čuvaju se u zatamnjenim bocama ili s preporukom za čuvanje na tamnom mjestu*



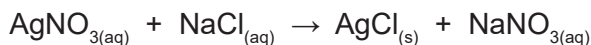
Poseban primjer analize i sinteze predstavljaju ravnotežne reakcije **asocijacije** i **disocijacije**, kao npr. reakcije:



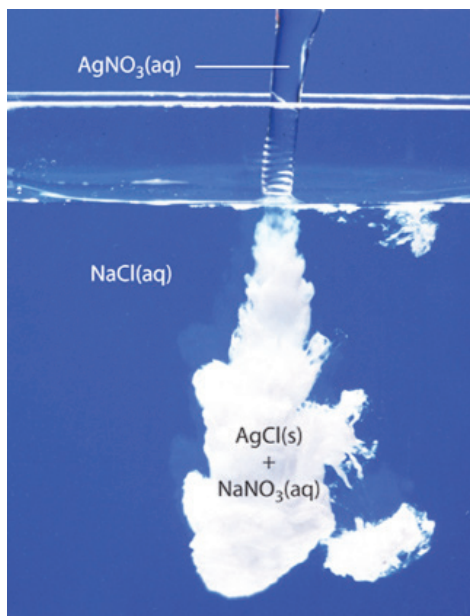
Disocijacija je reakcija u desno ka raspadu veće čestice (molekula, atom, ion) u više manjih, a asocijacija je reakcija u lijevo ka spajanju više čestica u jednu veću.

### 7.1.2 Taloženje i supstitucija

Kada se miješanjem dva bistra rastvora dešava hemijska reakcija pri kojoj se dobija nerastvoriv produkt koji se izdvaja kao talog, reakcije se nazivaju **taložne reakcije**. Primjer miješanja dva vodena rastvora: jedan je rastvor natrij-hlorida, a drugi je rastvor srebro-nitrata.



Tokom ove reakcije vidljivo će se izdvojiti bijeli talog srebro-hlorida jer je on nerastvoriv u vodi. Pored njega u rastvoru će biti prisutan i natrij- nitrat, ali on neće mijenjati vidljiva svojstva rastvora jer je rastvoran u vodi.

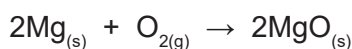


*Slika 7.3. Stvaranje nerastvornog bijelog srebro-hlorida (AgCl) dodatkom rastvora srebro-nitrata (AgNO<sub>3</sub>) u rastvor natrij-hlorida (NaCl)*

Tokom ove reakcije odvija se i supstitucija elemenata. Srebro iz AgNO<sub>3</sub> se vezalo za Cl iz NaCl, nastao je talog AgCl, a u rastvoru je ostao NaNO<sub>3</sub>. Može se zaključiti da su srebro i natrij zamijenili mjesta u spojevima, zato se ove reakcije nazivaju **supstitucija** (zamjena). Supstitucije su česte reakcije u hemiji, ne samo kod taloženja, već i mnoge druge vrste reakcija prati supstitucija.

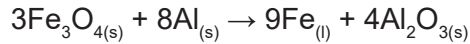
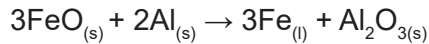
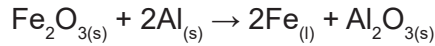
### 7.1.3 Sagorijevanje, egzotermne i endotermne reakcije

Ove vrste reakcija podrazumijevaju reakcije gorenja i eksplozije. One se odvijaju uz učešće zraka, tačnije kisika iz zraka, oslobađaju znatne količine energije i nazivaju se **egzotermne** reakcije, suprotno reakcije koje zahtijevaju utrošak energije nazivaju se **endotermne**. Primjer reakcija sagorijevanja magnezija u kisiku:



Tokom ove reakcije oslobađa se energija u vidu toplote i intenzivne bijele svjetlosti. Slična je reakcija varenja željeza, kod koje se oslobađa toplota u tolikoj mjeri da željezo prelazi u tečno stanje koje se lako nanosi na površinu. Reaguje

smjesa željeznih oksida ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeO}$  i  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) sa elementarnim aluminijem:



Ova reakcija se neće desiti od sebe, ničim izazvana, već je potrebna inicijalna energija iz aparata za varenje. U nastavku oslobođena energija održava reakciju. Slično je sa smjesom zraka (kisika) i zemnog gasa, neće goriti dok je ne aktivira varnica. Znači egzotermne reakcije se, bez obzira na energetski potencijal, ne moraju desiti od sebe već su često ovisne o inicijalnoj energiji. U konačnici energetskog bilansa hemijske reakcije, ako je oslobođena energija veća od inicijalne, reakcija se smatra egzotermnom. U suprotnom slučaju reakcija je endotermna.

Kontrolisane reakcije sagorijevanja imaju važnu ulogu u životu čovjeka, u cilju zagrijavanja prostora, stvari, predmeta, a oslobođena toplotna energija može se pretvoriti u mehanički rad. Grijanje prostorija korištenjem zemnog gasa, uglja, nafte ili drveta omogućeno je oslobađanjem energije nastale pri ovim reakcijama. Pokretanje prijevoznih sredstava omogućeno je pretvaranjem energije dobijene pri ovim reakcijama u mehanički rad.



*Slika 7.4. Spajanje tračnica alumotermijskim varenjem*

Energija dobijena na ovaj način naziva se hemijskom energijom jer se oslobađa putem hemijskih reakcija. Ukoliko se reakcije sagorijevanja dešavaju ekstremno brzo, uz oslobađanje velike energiju koja ima razornu moć, takve reakcije nazivaju se eksplozijama. One su značajne u nizu privrednih sektora, prije svega

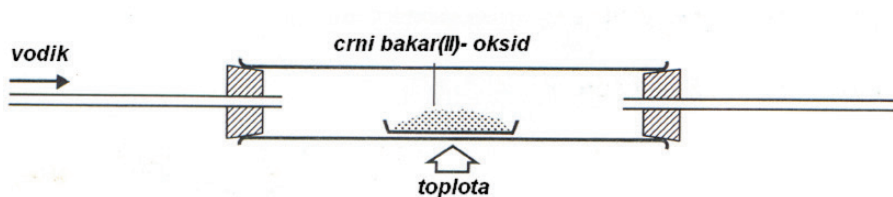
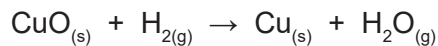
u građevinskoj, rudarskoj i vojnoj industriji (rušenje objekata, probijanje puteva i sl.). No odvijanje eksplozivnih reakcija nije uvijek poželjno, nekontrolisano mogu dovesti do požara i eksplozija sa ljudskim i materijalnim gubicima.



*Slika 7.5. Nekontrolisano oslobođena hemijska energija može prouzročiti gubitak života i veliku materijalnu štetu; Znak za opasnost od zapaljive tvari*

#### 7.1.4 Oksidacija i redukcija

Prelaskom vodika preko crnog bakar(II)-oksida, prikazano na slici 7.6. crni prah se boji u ružičasto. Ova reakcija predstavlja se jednačinom:



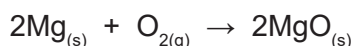
*Slika 7.6. Grafički prikaz eksperimenta redukcije bakar(II)-oksida sa vodikom*

Bakar(II)-oksid gubi kisik, a vodik veže kisik u hemijski spoj. Hemijski posmatrano vodik se **oksiduje** (veže kisik), suprotno bakar se **redukuje** (gubi kisik). Vodik je ovdje u ulozi redukcionog sredstva dok se bakar(II)-oksid ponaša kao oksidaciono sredstvo. Redukcija i oksidacija uvijek se pojavljuju zajedno u hemijskoj reakciji. Da bi se jedna tvar redukovala druga se mora oksidovati i

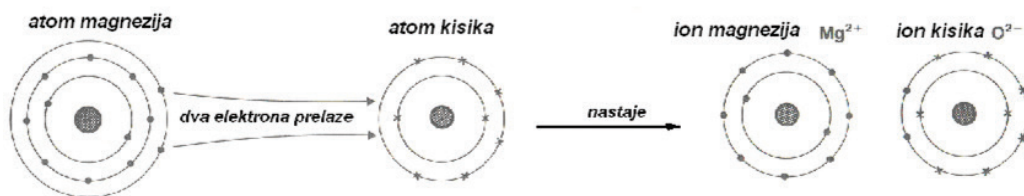
obrnuto. To je razlog što se ove reakcije generalno nazivaju **redoks reakcije**. No redoks reakcije su mnogo širi pojam od gubitka i vezanja kisika i podrazumijevaju transfer elektrona između atoma reaktanata. Prvi naučni radovi na ovu temu uzimali su kisik kao najbolji primjer ovih reakcija, te je otuda ostao naziv oksidacija - vezanje kisika, redukcija - gubitak kisika.

#### 7.1.4.1 Generalna definicija oksidacije i redukcije

Gorenjem magnezija u zraku odvija se sljedeća reakcija:



Ovo je primjer reakcije sagorijevanja, a također i reakcije sinteze. No, ovo je i redoks reakcija. Lako je zaključiti da se magnezij oksidovao, a kisik redukovao, odnosno da je magnezij redukciono, a kisik oksidaciono sredstvo. Ako se detaljnije, na nivou atoma i elektrona, pogleda ova reakcija uočava se transfer elektrona između magnezija i kisika (slika 7.7).



Slika 7.7. Grafički prikaz oksidacije magnezija kisikom

Uočava se da tokom reakcije magnezij predaje dva elektrona kisiku. Na osnovu ovog dolazi se do definicije oksido-redukcionih procesa: **tvar koja predaje elektrone se oksiduje, dok se tvar koja prima elektrone redukuje; tvar koja predaje elektrone je redukciono sredstvo, dok je tvar koja prima elektrone oksidaciono sredstvo.** U toku hemijske reakcije oksidovanoj tvari raste oksidacioni broj dok redukovanoj opada. Primanje i predavanje elektrona ovdje ne treba uzeti doslovno, jer većina tvari u prirodi je kovalentne veze gdje ne postoji potpuno predavanje/primanje elektrona. Tako u nekim reakcijama nije ni lako utvrditi koja tvar tj. element se oksiduje, a koji redukuje. Uglavnom se utvrđivanje bazira na Paulingovoj skali elektronegativnosti (poglavlje 5.3), gdje elektronegativniji element u spoju ima negativan oksidacioni broj, a manje elektronegativnom se pripisuje pozitivan oksidacioni broj. Brojčana vrijednost tog naelektrisanja ovisi o



broju angažovanih valentnih elektrona u hemijskoj vezi. Na bazi navedene skale i iskustava mogu se izvući neka pravila pri određivanju oksidacionog broja:

1. oksidacioni broj elemenata je nula,
2. zbir svih oksidacionih brojeva svih atoma u molekuli jednak je nuli,
3. zbir svih oksidacionih brojeva svih atoma u složenom ionu jednak je naelektrisanju tog iona,
4. u kovalentnim spojevima oksidacioni broj atoma (elementa) ima vrijednost zamišljenog naelektrisanja koji bi se javio na tom atomu kada bi se zajednički elektronski parovi dodijelili elektronegativnijem elementu,
5. kisik uvijek ima oksidacioni broj  $-2$ , izuzev u peroksidima (spojevi opšte formule  $X_2O_2$ ) gdje je  $-1$ ; fluor je najelektronegativniji element pa se kisiku u spojevima s fluorom pripisuje pozitivno naelektrisanje,
6. vodik je uvijek  $+1$ , izuzev u spojevima s metalima gdje se njegov oksidacioni broj računa kao  $-1$ ,
7. metali su u spojevima s nemetalima uvijek pozitivnog oksidacionog broja, metali 1. grupe Periodnog sistema elemenata su  $+1$ , a 2. grupe  $+2$ .

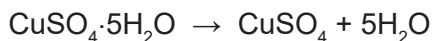
### 7.1.5 Povratne reakcije

Plavo obojeni bakar(II)-sulfat pentahidrat ima hemijsku formulu  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , znači da bakar(II)-sulfat sadrži vodu vezanu u svojoj kristalnoj strukturi. Kristalni spojevi koji sadrže vezanu vodu nazivaju se **hidratizirane tvari**, a voda se naziva **kristalnom vodom**. Šta se dešava zagrijavanjem bakar(II)-sulfata pentahidrata?

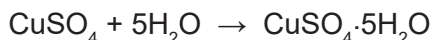


*Slika 7.8. Zagrijavanje bakar(II)-sulfata pentahidrata (plav) i nastanak anhidrovanog (bezvodnog) bakar(II)-sulfata (bijel)*

Zagrijavanjem plavog bakar(II)-sulfata pentahidrata dolazi do gubitka vode, a zaostali prah ima bijelu boju. Ovaj bijeli bakar(II)-sulfat naziva se anhidrovani. Reakcija se može napisati na sljedeći način:



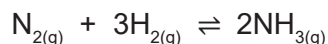
Dodatkom vode, bijeli prah opet mijenja boju u plavu usljed nastanka hidratizovanog bakar(II)- sulfata.



Rekacija se može desiti i bez dodatka vode, anhidrovani bakar(II)-sulfat u stanju je kupiti vlagu iz zraka i ostvariti hidrataciju. Ovo je primjer **reverzibilne** ili **povratne** hemijske reakcije. Reverzibilne reakcije mogu teći u oba smjera ovisno od reakcionih uslova. Označavaju se simbolom dvosmjerne strelice  $\rightleftharpoons$ . Obično okolinski uslovi diktiraju kojem će smjeru reakcija više biti naklonjena. Većina hemijskih reakcija u prirodi, naročito u živim organizmima, su reverzibilne, s tim što nekada uslovi reakcije mogu izaći iz okvira reverzibilnosti, tako da reakcija ode nepovratno u jednom smjeru.

#### 7.1.5.1 Povratne reakcije u industriji

Neke reakcije kojima se dobijaju važni industrijski produkti imaju osobinu reverzibilnosti. Ova situacija nije poželjna jer smanjuje prinos željenih produkata. Primjer reakcije između azota i vodika pri čemu nastaje amonijak:



Reverzibilnost ove reakcije stvara probleme jer se željeni produkt amonijak, raspada na vodik i azot. Tehnološki cilj ovog procesa je stvoriti uslove u kojima bi ova reakcija težila stvaranju amonijaka, što na kraju povećava ekonomičnost procesa. Uslovi se kreiraju na bazi **Le Šateljeovog principa** (Le Chatelier). Istoimeni naučnik je tokom istraživanja povratnih reakcija zaključio da će reakcija ići u smjeru u kojem se suzbija uticaj nametnutih vanjskih faktora. Ukoliko, u navedenom slučaju, u sistem dovodimo amonijak i povećavamo njegovu koncentraciju u sistemu, reakcija će ići u smjeru njegove razgradnje, znači ići će u lijevo jer se na taj način suzbija vanjski uticaj povećanja koncentracije amonijaka. S druge strane, ukoliko iz sistema odvodimo amonijak ili povećavamo sadržaj azota i vodika reakcija će ići u smjeru nastanka amonijaka, što je poželjno u

procesu dobijanja amonijaka. Preduzete mjere upravo idu ka uklanjanju nastalog amonijaka iz procesa, prije nego se u povratnom procesu razgradi.

Pored promjene sadržaja reaktanata i produkata, reakcijom se može upravljati i promjenom pritiska, ukoliko je bar jedan od učesnika reakcije gasovita tvar. U navedenom slučaju svi učesnici reakcije su gasovite tvari, a Le Šateljov princip nam kaže da će reakcija ići u smjeru suzbijanja vanjskog uticaja. To znači da će povećanjem pritiska reakcija biti više usmjerena ka strani u kojoj je zbir parcijalnih pritisaka učesnika reakcije manji. Na desnoj strani reakcije imamo dva mola gasovitog amonijaka, a na lijevoj jedan mol azota i tri mola vodika - ukupno četiri mola gasovite tvari na lijevoj strani jednačine. U skladu s Avogadrovim zakonom (poglavlje 4.2) i Daltonovim zakonom parcijalnih pritisaka (poglavlje 4.3) pritisak sistema bi rastao pomjeranjem reakcije u lijevo jer je tamo veći broj molova. Suprotno, kada se izvana djeluje povećanjem pritiska (sabijanjem reakcionog prostora, dodatkom reaktanata i sl.) sistem će nastojati za suzbije taj uticaj i reakcija će se pomjerati u desno, ka manjem broju molova produkata, odnosno ka smanjenju pritisku reakcione smjese i vanjskog uticaja. Ovo znači da će sinteza amonijaka biti efikasnija na višem pritisku, a upravo se to i dešava tokom procesa proizvodnje ove tvari.

## 7.2 BRZINA HEMIJSKE REAKCIJE

Brzina predstavlja promjenu neke veličine ili procesa u jedinici vremena. U mehanici brzina je pređeni put u jedinici vremena, u slučaju protoka to je volumen u jedinici vremena, itd. Kako izraziti brzinu hemijske reakcije?



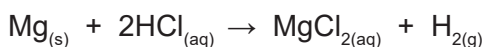
*Slika 7.9. Primjeri brzine odvijanja hemijskih reakcija*



U ovoj reakciji najjednostavnije je pratiti količinu nastalog vodika. Razlog je njegovo izdvajanje iz reakcione smjese u obliku gasovite tvari, a time se omogućava jednostavno mjerenje njegovog volumena.

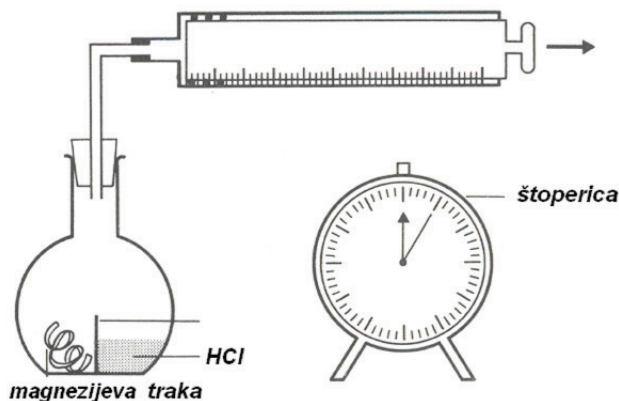
### 7.2.1 Mjerenje brzine hemijske reakcije

Zaključeno je da se brzina hemijske reakcije može pratiti prema promjeni količine nekog od reaktanata ili produkata u jedinici vremena. Primjer mjerenja brzine hemijske reakcije: reakcija magnezija i hloridne kiseline:



U ovoj reakciji najlakše je pratiti promjenu količine nastalog vodika. Potrebno je povezati reakcionu posudu sa cilindrom za mjerenje volumena i pratiti promjenu volumena vodika.

Traka magnezija prelivena je hloridnom kiselinom, u istom trenutku aktivirano je mjerenje vremena. Izdvojeni vodik se kreće prema izlazu posude i tokom vremena stvara pritisak na klip cilindra.



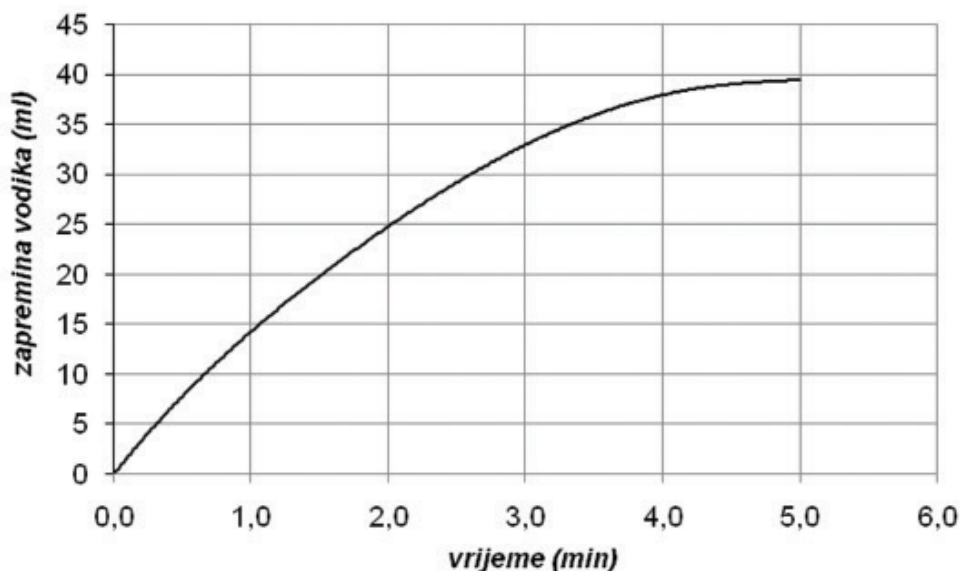
*Slika 7.11. Grafički prikaz aparature za mjerenje brzine hemijske reakcije između magnezija i hloridne kiseline*

Pomjeranje klipa graduisanog cilindra i mjerenje vremena na štoperici omogućavaju praćenje volumena izdvojenog vodika u vremenu. Dobijeni rezultati su prikazani u tabeli 7.1.

Tabela 7.1. Promjena volumena izdvojenog vodika sa vremenom u reakciji magnezija i hloridne kiseline

Volumen (mL)	0	8	14	20	25	29	33	36	38	39	40
Vrijeme (min)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4	4,5	5

Rezultati se mogu predstaviti grafički, kao volumen vodika u funkciji vremena (slika 7.12):



Slika 7.12. Promjena volumena izdvojenog vodika sa vremenom u reakciji magnezija i hloridne kiseline

Praćenjem vrijednosti iz tabele 7.1. i slike 7.12. ukazuju na slijedeće:

1. reakcija je najbrža u prvoj minuti, i tada kriva linija ima najstrmiji oblik,
2. brzina reakcije se smanjuje tokom vremena,
3. nakon 5 minuta izdvajanje vodika je minimalno, reakcija je usporena i kriva linija dobija oblik horizontalne linije,
4. ukupni volumen izdvojenog vodika za 5 minuta iznosi 40 mL, znači da je prosječna vrijednost izdvajanja vodika 8 mL/min.

Ovaj način mjerenja brzine hemijske reakcije može se koristiti za svaku reakciju u kojoj se izdvaja gasoviti produkt. Postoje hemijske reakcije čiju je brzinu nepotrebno mjeriti, to su reakcije koje se odvijaju izuzetno brzo. Već je

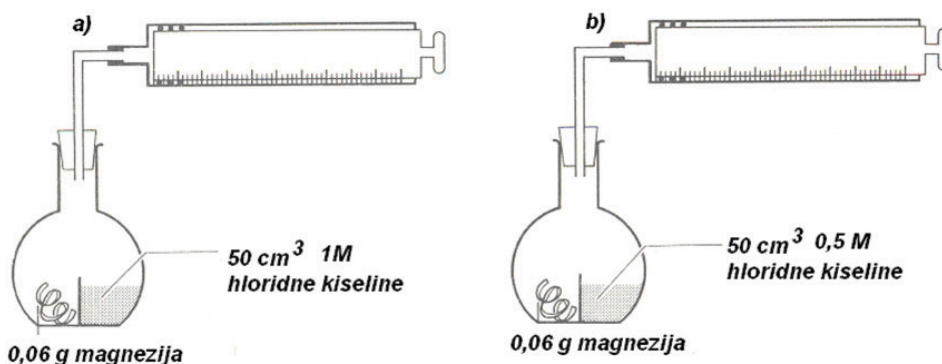
spomenuto da se ove reakcije nazivaju eksplozije, dešavaju se u djeliću sekunde i obično oslobađaju veliku količinu energije.

## 7.2.2 Faktori koji utiču na brzinu hemijske reakcije

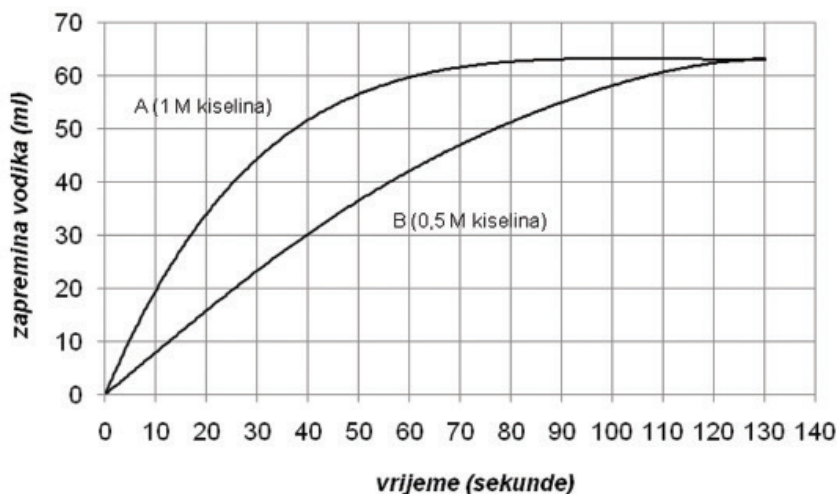
### 7.2.2.1 Uticaj koncentracije

Reakcija se može odvijati sporije ili brže u ovisnosti od koncentracije reaktanata. Primjer, reakcija magnezija i hloridne kiseline uz različite koncentracije hloridne kiseline (Slika 7.13):

- a)  $c = 1 \text{ M}$ ,
  - b)  $c = 0,5 \text{ M}$ ;
- $M = [\text{mol}/\text{dm}^3]$



Slika 7.13. Grafički prikaz reakcije između magnezija i hloridne kiseline različitih koncentracija



Slika 7.14. Promjena volumena izdvojenog vodika sa vremenom u reakciji magnezija i hloridne kiseline različitih koncentracija (1M i 0,5M)

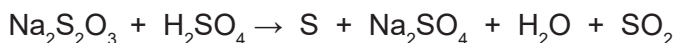
Iz slike 7.14. se može zaključiti slijedeće:

1. kriva A je strmija od krive B, zaključuje se da reakcija A ima veću brzinu,
2. reakcija A se završava nakon 80 sekundi, a reakcija B nakon 120 sekundi,
3. obje reakcije na kraju izdvajaju 60 mL vodika. Brzina reakcije A = 0,75 mL/s, dok je brzina reakcije B = 0,5 mL/s.

Zaključuje se **da povećanjem koncentracije reaktanata, povećava se brzina hemijske reakcije.**

### 7.2.2.2 Uticaj temperature

Brzina hemijske reakcije ovisi od temperature. Primjer uticaja temperature na brzinu hemijske reakcije može se pratiti pri reakciji natrij-tiosulfata i sulfatne kiseline, gdje kao produkt nastaje žuti talog sumpora čije se izdvajanje uzima kao parametar praćenja brzine reakcije.



U nekoliko reakcionih smjesa, na različitim temperaturama, praćena je brzina (vrijeme) stvaranja žutog taloga. Čaša se nalazi na bijelom papiru koji u sredini ima ucrtano slovo "x". Posmatrano odozgo, nakon nekog vremena, oznaka postaje nevidljiva zbog prekrivanja žutim zamućenjem od izdvojenog sumpora kao produkta reakcije (slika 7.15).



*Slika 7.15. Ucertani znak vremenom postaje nevidljiv zamućenjem rastvora usljed izdvajanja elementarnog sumpora*



Tabela 7.2. Brzina izdvajanja sumpora pri reakciji natrij-tiosulfata i sulfatne kiseline u ovisnosti od temperature

temperatura (°C)	20	30	40	50	60
vrijeme kada "x" postaje nevidljiv (s)	200	125	50	33	24

porastom temperature oznaka "x" brže nestaje

Iz ovog eksperimenta se zaključuje da se **reakcija ubrzava porastom temperature**. U prosjeku, porastom temperature za 10 °C, reakcija se dva puta ubrzava. Ovakva pojava ima veliki značaj u svakodnevnom životu, npr. neka hrana i lijekovi se skladište u hladnjacima jer niska temperatura usporava hemijsku razgradnju i propadanje.

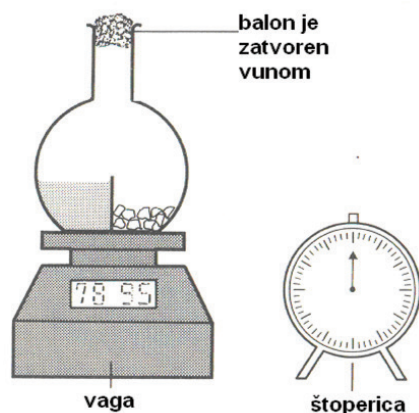
### 7.2.2.3 Uticaj površine reaktanata (brzina reakcije čvrstih tvari)

U mnogim reakcijama u kojima je jedan od reaktanata čvrsta tvar, njena površina utiče na brzinu hemijske reakcije. Primjer: reakcija mramora (kalcij-karbonat) i hloridne kiseline:



Brzina ove reakcije se može pratiti gubitkom mase reakcione smjese što je posljedica izdvojenog ugljik(IV)-oksida koji kao gasovita tvar napušta reakcionu smjesu.

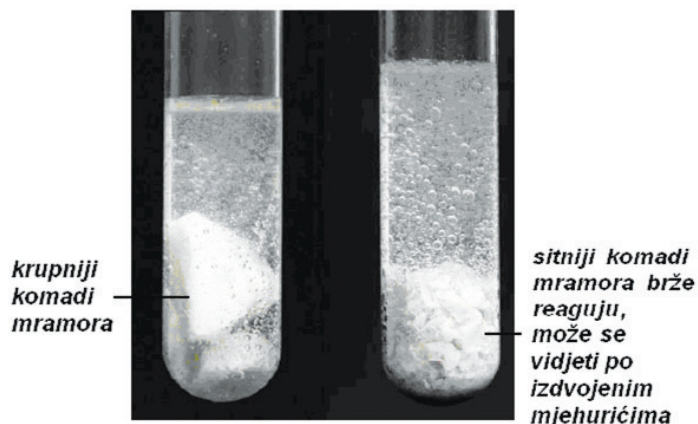
Slika 7.16. Grafički prikaz eksperimenta za određivanje brzine reakcije između kalcij-karbonata i hloridne kiseline ovisno o veličini dodirnih površina reaktanata



Komadići mramora stavljeni su u posudu koja je na vrhu zatvorena vunom. Vuna treba spriječiti eventualno izlaženje tečnosti iz posude tokom reakcije.

Posuda sa reakcionom smjesom nalazi se na vagi. Dodatkom kiseline u posudu aktivirano je praćenje vremena. Promjena mase je očitavana u minutama, sve do kraja reakcije koja se ogleda prestankom promjene mase.

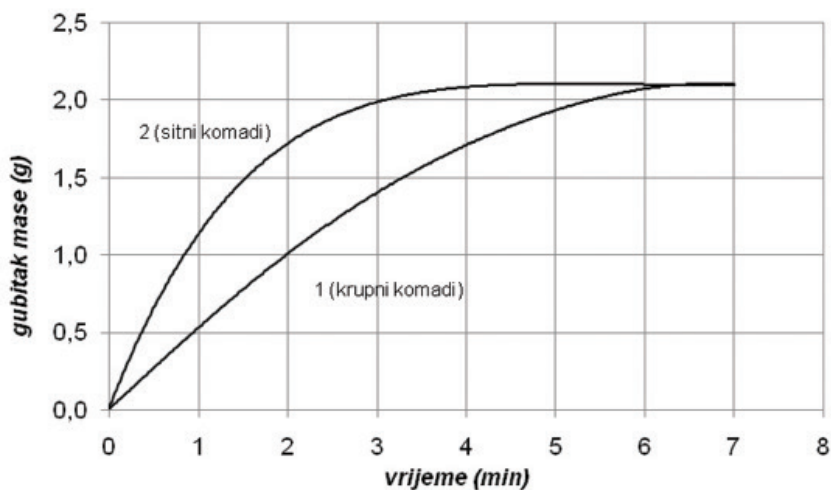
Eksperiment je obavljen dva puta, jedan sa sitnim, drugi sa krupnim komadima mramora, odnosno sa različitim dodirnim površinama reaktanata. Kod usitnjenog mramora reakciona površina je veća.



*Slika 7.17. Reakcija između mramora i hloridne kiseline ovisno od veličine komada mramora*

Ako se uporede krupniji i sitniji komadi mramora jednake ukupne mase, ukupna površina predstavlja zbir površina svih komadića, i veća je kod skupine sačinjene od sitnijih komada.

Rezultati se mogu predstaviti kao gubitak mase u funkciji vremena, slika 7.18:



*Slika 7.18. Promjena mase reakcione smjese sa vremenom u reakciji mramora i hloridne kiseline ovisno od veličine komadića mramora*

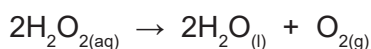
Iz eksperimenta se zaključuje:

1. Krivulja 2 je strmija od krivulje 1, reakcija sa sitnijim komadićima mramora odvija se brže
2. U oba eksperimenta, završetkom reakcije gubitak mase je isti
3. U slučaju sitnijih komada reakcija je završena za 4 minute, a u slučaju krupnijih komada za 6 minuta

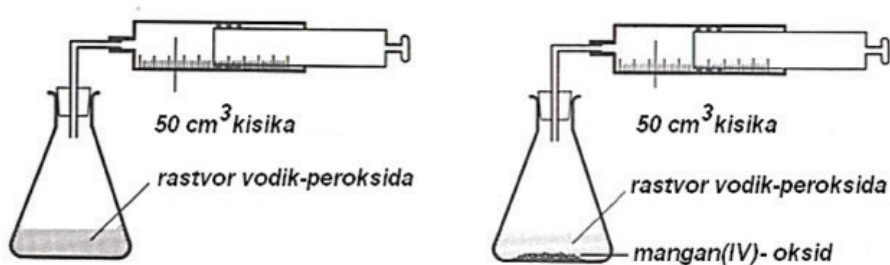
Iz navedenog se zaključuje **da brzina hemijske reakcije raste s povećanjem dodirne površine reaktanata.**

#### 7.2.2.4 Uticaj katalizatora

Vodik-peroksid je bezbojna tečnost formule  $\text{H}_2\text{O}_2$ , stajanjem se razlaže na vodu i kisik:



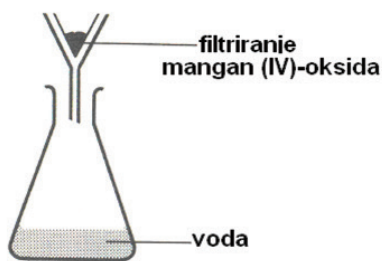
Brzina ove reakcije može se pratiti izdvojenom količinom (volumenom) kisika uz aparaturu prikazanu na slici 7.19. U prvom slučaju prati se izdvajanje kisika iz rastvora čistog vodik-peroksida, a u drugom slučaju je rastvoru vodik-peroksida dodat mangan(IV)-oksid.



Slika 7.19. Grafički prikaz eksperimenta razlaganja vodik-peroksida bez i sa dodatkom mangan(IV)-oksida

Iz eksperimenta se zapaža sljedeće:

- a) U prvom slučaju reakcija razlaganja  $\text{H}_2\text{O}_2$  teče izuzetno sporo i za sakupljanje 50 mL kisika potrebno je oko 500 dana.
- b) U drugom slučaju u rastvoru vodik-peroksida je dodat 1 gram mangan(IV)-oksida, reakcija teče mnogostruko brže i 50 mL kisika se sakupi za nekoliko minuta.



*Slika 7.20. Filtriranje mangan (IV)-oksida iz rastvora nakon izdvojenog kisika*

Filtriranjem i sušenjem mangan(IV)-oksida, koje je obavljeno nakon reakcije, utvrđeno je da masa od 1 grama mangan(IV)-oksida ostaje ista kao i prije reakcije.

Mangan(IV)-oksid je doveo do znatnog povećanja brzine ove reakcije, a pri tome nije izgubio ni djelić svoje mase, što znači da nije učestvovao u reakciji. On je samo **katalizirao** ovu reakciju.

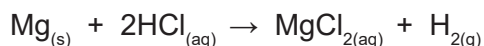
**"katalizatori su tvari koje svojim prisustvom ubrzavaju hemijsku reakciju ali ne učestvuju u reakciji."**

Katalizatori su važne tvari u industrijskim procesima proizvodnje mnogih tvari i materijala. Živi svijet funkcionira posredstvom katalizatora koji se nazivaju **enzimi**. Npr. organi sistema za varenje izlučuju tvari koje ubrzavaju proces varenja, a pri tome hemijski ne reaguju. Inače, veliki broj reakcija u ljudskom tijelu su katalizirane enzimima.

Pored reakcija čiju je brzinu poželjno povećati, postoje i reakcije gdje je poželjno sporije odvijanje. Tvari koje imaju suprotan učinak od katalizatora, usporavaju hemijsku reakciju, nazivaju se **inhibitori**. Uglavnom djeluju tako da ulaze u reakciju s nekim međuproduktima reakcije. Tipičan primjer inhibitora su antioksidansi, tvari koje sprječavaju oksidaciju nekih proizvoda ili određenih vitalnih tvari u živim organizmima. Za razliku od katalizatora, tvari koje se koriste kao inhibitori nekada ulaze u hemijsku reakciju i troše se.

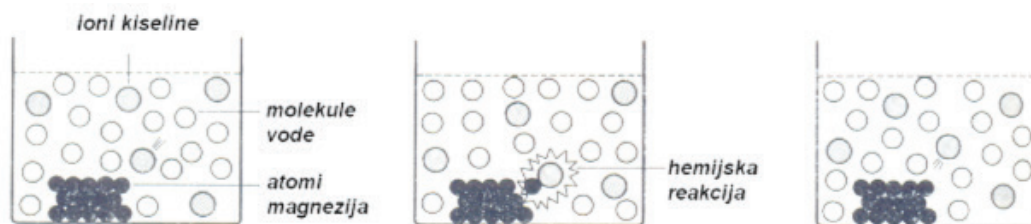
### 7.2.3 Kako pojedini faktori utiču na brzinu hemijske reakcije?

U jednom od prethodnih primjera opisana je reakcija magnezija i razblažene hloridne kiseline:



Uslovi koji moraju biti ispunjeni da bi magnezij i hloridna kiselina stupili u

reakciju su da molekule ovih tvari moraju biti u neposrednom dodiru i moraju imati dovoljno veliku reakcionu energiju.



Slika 7.21. Grafički prikaz reakcije magnezija i hloridne kiseline

Slika 7.21. prikazuje neprekidno kretanje molekula (iona) kiseline, pri čemu dolaze u kontakt s površinom iona magnezija. Ako tokom kontakta molekule posjeduju dovoljno energije, odigrava se hemijska reakcija. Količina izdvojenog vodika u jedinici vremena ovisit će od broja uspješnih kontakata reakcionih čestica.

### 7.2.3.1 Koncentracija

Veći broj kontakata između čestica reaktanata u jedinici vremena znači veću brzinu hemijske reakcije. Broj kontakata se povećava sa višom koncentracijom tvari, sudari između čestica su učestaliji i veća je vjerovatnoća odigravanja reakcije. Na početku reakcije koncentracija reaktanata je maksimalna, veliki broj čestica kiseline se sudara s magnezijevim česticama što rezultira povećanom brzinom reakcije. Nakon izvjesnog vremena koncentracija čestica kiseline i količina magnezija se smanjila, te tako broj sudara i brzina reakcije. To je i razlog zašto se reakcija usporava tokom vremena.

### 7.2.3.2 Temperatura

Veća energija reakcionih čestica također povećava brzinu hemijske reakcije. Čestice s višom energijom se brže kreću, sudari su efikasniji i reaktivnost je veća. Pri niskoj temperaturi čestice ne posjeduju dovoljno energije, one se kreću i sudaraju, ali ti sudari često završe bez reakcije. Porastom temperature povećava se energija čestica tako da sudari postaju efikasniji, a hemijska reakcija brža.

### 7.2.3.3 Površina reaktanata

Reakcija magnezija i kiseline teče brže ako je magnezij usitnjen. Čestice kiseline ostvaruju kontakt jedino sa česticama magnezija koje su na njegovoj površini, a njihov ukupni broj je manji u slučaju kada je magnezij u obliku krupnijih komada. Sitnjenjem se povećava kontakt čvrstog magnezija s rastvorom, povećava se broj sudara tako i brzina reakcije.

### 7.2.3.4 Katalizatori

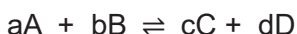
Uslovi za odigravanje hemijske reakcije su kontakt i dovoljna reakciona energija čestica reaktanata. Reakciona energija molekula uglavnom se veže za njihovi kinetičku energiju i energiju vibracija. Da li će sudar molekula rezultirati reakcijom ovisi o ovim energijama, molekule moraju imati veću energiju od tzv. energije aktivacije hemijske reakcije. Npr. bilijarske kugle će se sudariti i odbiti jedna od druge, no ako se sudare velikom kinetičkom energijom mogle bi se razbiti jedna o drugu, upravo ovo razbijanje predstavlja hemijsku reakciju. Za razliku od prethodnih faktora koji su vezani za učestalost broja sudara i energije čestica reaktanata, katalizator djeluje na način da snizi aktivacionu energiju hemijske reakcije. U navedenom poređenju sudara bilijarskih kugli, katalizator bi činio kugle manje tvrdim tako sa se one raspadnu i pri blažem udaru. Znači, svojim prisustvom katalizator stvara uslove u kojima je potrebna niža energija za odigravanje hemijske reakcije što značajno može ubrzati reakciju. Ova aktivaciona energija se često opisuje kao energetska barijera koja se dejstvom katalizatora spušta na niži nivo. Ovo svojstvo katalizatora izuzetno je značajno u industriji jer omogućava veću proizvodnju uz niži utrošak energije, što na kraju snižava cijenu proizvoda.

## 7.3 USMJERENOST I RAVNOTEŽA HEMIJSKE REAKCIJE

Većina hemijskih reakcija u prirodi i mnoge u tehnologiji imaju reverzibilni (povratni) karakter, što znači da i produkti reakcije u nekoj mjeri reaguju. U početnoj fazi reakcije koncentracije reaktanata su maksimalne i reakcija ide u smjeru nastajanja produkata. No kako vremenom pada koncentracija reaktanata, a raste produkata, reakcija je sve više spora u tom smjeru, a raste u suprotnom smjeru - reakcije produkata. Nakon nekog vremena uspostavlja se ravnotežno stanje u kojem se koncentracije produkata i reaktanata više ne mijenjaju. Ovo stanje se naziva dinamička ravnoteža. U ovom stanju reakcija se i dalje odvija, no

jednakom brzinom u oba smjera tako da koncentracija produkata i reaktanata ostaje ista, otuda i naziv dinamička ravnoteža. Odvođenje iz sistema bilo kojeg od učesnika reakcije pomjerao bi ravnotežu u skladu s već pomenutim Le Šateljeovim principom, zato je pojam dinamičke ravnoteže hemijske reakcije uglavnom vezan za zatvorene sisteme. Uticaj vanjskih faktora, temperature i pritiska, također bi narušio postojeću ravnotežu i uspostavio novu u skladu sa novim uslovima.

Stanje dinamičke ravnoteže prvi su proučavali i matematički izrazili norveški naučnici, matematičar C. Guldberg i hemičar P. Vage (Waage). U stanju ravnoteže reakcija:



ima međusobnu ovisnost koncentracija reaktanata i produkata u skladu s relacijom:

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

gdje su:

K - konstanta ravnoteže hemijske reakcije

a, b, c, d - koeficijenti stehiometrijskog odnosa

[A], [B] - koncentracija reaktanata

[C], [D] - koncentracija produkata reakcije

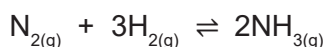
Ovaj zakon je poznat i pod imenom **zakon o djelovanju masa**. Vrijednost konstante ravnoteže za određenu hemijsku reakciju vezana je za tačno utvrđene vrijednosti pritiska i temperature, u slučaju njihove promjene mijenja se i vrijednost konstante. Međutim, u slučaju uvođenja u sistem nekog od reaktanata i produkata bez promjene temperature i pritiska, konstanta se neće mijenjati. U tom slučaju mijenat će se koncentracije učesnika reakcije, a te nove vrijednosti koncentracija uvrštene u formulu moraju zadovoljiti vrijednost konstante. Znači da konstanta ostaje stalna vrijednost, pa otuda i njen naziv i njen značaj. Značaj konstante je da u definisanim uslovima hemijske reakcije omogućava izračunavanje omjera koncentracija učesnika reakcije.

Što je vrijednost konstante veći broj, utoliko u ravnoteži ima više produkata nego reaktanata. Suprotno, ako je vrijednost ravnoteže ispod jedinice, odnosno što je bliže nuli, tada je u ravnoteži više reaktanata nego produkata.

### 7.3.1 Ravnoteža u homogenim i heterogenim sistemima

U izraz za konstantu ravnoteže hemijske reakcije ulaze samo gasovite i rastvorene tvari. Razlog je što se one, kao mjerom sadržajnosti, mogu izraziti koncentracijom. Čvrste i tečne tvari ne ulaze u konstantu ravnoteže, iako učestvuju u hemijskoj reakciji, a razlog je konstantnost njihove koncentracije tj. gustine tokom reakcije. Koncentracija kao mjera i nema smisla za čiste tečne i čvrste tvari, njihova mjera sadržajnosti u prostoru je prije svega gustina. Tokom reakcije ove tvari se troše, smanjuje se njihova masa, no gustina (koncentracija) ostaje konstantna. Istina, ako tečna i čvrsta tvar posjeduju visok napon para, mogu biti faktori u izrazu za hemijsku ravnotežu u skladu sa vrijednostima parcijalnih pritisaka tih para u sistemu.

Ukoliko su svi učesnici reakcije ravnomjerno raspoređeni u cijelom prostoru odigravanja reakcije, ili jednostavnije, ukoliko su svi u jednoj fazi, npr. gasovite tvari, tada je riječ o **homogenom sistemu**, te se u izraz za konstantu ravnoteže pišu koncentracije svih učesnika reakcije.



konstanta ravnoteže ove reakcije ima izraz:

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3}$$

Na temperaturi 472 °C konstanta ravnoteže ove reakcije ima vrijednost 0,103 (mol/dm<sup>3</sup>)<sup>-2</sup> što znači da je manji dio azota i vodika ušao u reakciju i dao amonijak kao produkt.

Ukoliko su neki učesnici u reakciji čvrste ili tečne tvari, oni neće uticati na vrijednost konstante ravnoteže. Mogu se pisati u izrazu za konstantu ravnoteže, međutim, vrijednosti njihovih koncentracija su jedan. Npr. reakcija termolize kalcij-karbonata:



ima izraz za konstantu ravnoteže:

$$K = \frac{[\text{CaO}] \times [\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

kako su vrijednosti [CaCO<sub>3</sub>] i [CaO] = 1, piše se samo:

$$K = [\text{CO}_2]$$



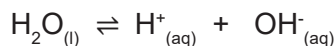
Kako  $\text{CaCO}_3$  i  $\text{CaO}$  nisu ravnomjerno raspoređeni u cijelom sistemu odigravanja reakcije, već samo na malom prostoru, riječ je o **heterogenom sistemu**. Vrijednost konstante isključivo ovisi o koncentraciji, tj. pritisku ugljik(IV)-oksida jer je pritisak para kalcij-karbonata i kalcij-oksida zanemarljivo mali.

### 7.3.2 Ravnoteža u vodenim rastvorima elektrolita

Rastvorene tvari u masi rastvarača se ponašaju slično kao molekule gasovitih tvari, ravnomjerno su raspoređene cijelim volumenom rastvarača i zato se tokom njihovih reakcija u rastvoru na njih može primijeniti Guldberg-Vageov zakon. Rastvarač može učestvovati u ovim reakcijama, no njegov sadržaj se neće znatno mijenjati i ostat će konstantan, pa neće ući u izraz za konstantu ravnoteže. U izraz za konstantu ravnoteže ulaze samo promjenjivi parametri.

#### 7.3.2.1 Disocijacija čiste vode

Čista, destilovana voda sadrži određeni broj hidronij ( $\text{H}^+$ ) i hidorksilnih ( $\text{OH}^-$ ) iona koji potiču od disocijacije čiste vode.



Konstanta ravnoteže ove reakcije ima izraz:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Čista voda je u tečnom stanju, uz to i predominantna sadržajem, tako da je njena koncentracija konstantna. Voda neće uticati na vrijednost izraza pa se piše:

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

Ova konstanta se naziva ionski proizvod vode i označava se  $K_w$ . Čista voda vrlo slabo disocira. Na sobnoj temperaturi vrijednost konstante iznosi  $10^{-14} \text{ mol/dm}^3$  što znači da su koncentracije  $\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$  iona u istom iznosu od  $10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ . U slučaju promjene koncentracije jednog iona mijenja se i koncentracija drugog u skladu s vrijednosti proizvoda njihovih koncentracija koji mora ostati  $10^{-14} \text{ mol/dm}^3$ .

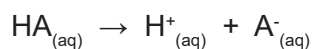
Npr. ako se dodatkom kiseline koncentracija  $\text{H}^+$  iona poveća na  $10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ , koncentracija  $\text{OH}^-$  iona istovremeno opada na  $10^{-9} \text{ mol/dm}^3$ , zato što je:

$$10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \times 10^{-9} \text{ mol/dm}^3 = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6 = K_w$$

Promjenom koncentracije jednog iona, mora se promijeniti koncentracija i drugog, tako da se zadovolji vrijednost konstante  $K_w$  od  $10^{-14}$  mol<sup>2</sup>/dm<sup>6</sup>.

### 7.3.2.2 Disocijacija kiselina i baza

U prethodnom 6. poglavlju navedeno je nekoliko definicija kiselina i baza. U slučaju njihovog ponašanja u vodenom rastvoru najpogodnije je kiseline definirati kao tvari koje u vodenom rastvoru proizvode stvaranje  $H^+$  iona, a baze kao tvari koje proizvode stvaranje  $OH^-$  iona. Ako kiselinu generalno označimo formulom HA, njena disocijacija u vodi se piše:



za jake kiseline, dok će za slabe kiseline jednačina biti povratna i ravnotežna:



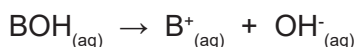
U prvom slučaju, za jake kiseline, reakcija je potpuna u smjeru nastajanja iona. Početna kiselina HA u vodi je potpuno disocirala, i njena ravnotežna koncentracija je zanemarljivo mala. U tom slučaju koncentracija nastalih iona se lako izračuna iz stehiometrijskog omjera reakcije i nema potrebe jednačinu tretirati kao ravnotežnu.

U drugom slučaju disocira slaba kiselina, preciznije ne-jaka kiselina. Pored nastalih iona u rastvoru se nalazi i nedisocirana kiselina i to uglavnom u mnogo većoj koncentraciji nego nastali ioni. Njihove koncentracije su u ravnoteži, u skladu s vrijednosti konstante disocijacije kiseline koja ima izraz:

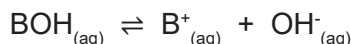
$$K = \frac{[H^+] \times [A^-]}{[HA]}$$

Matematički, iz izraza za konstantu zaključujemo da što je konstanta manja, kiselina proizvode manje iona, odnosno većinom ostaje rastvorena u molekulskom obliku i smatra se slabijom kiselinom. Što je konstanta veća, više je proizvedenih iona i kiselina ima veću jačinu.

Identično je i sa bazama. Ako generalno bazu označimo sa BOH, u vodi će jaka baza disocirati:



dok će slaba baza imati ravnotežnu jednačinu:



Koncentracije iona disocijacijom jake baze izračunavat će se iz stehiometrijskog omjera, dok će ioni nastali disocijacijom slabe baze računati iz konstante ravnoteže:

$$K = \frac{[\text{B}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

Pored konstante ravnoteže jačina kiselina i baza se može izraziti i stepenom disocijacije  $\alpha$ . Izraz opisuje procenat disociranih molekula baze ili kiseline:

$$\alpha = \frac{n'}{n} \times 100(\%)$$

$n'$  - broj disociranih molova baze ili kiseline

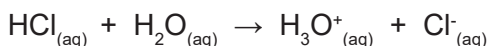
$n$  - ukupan broj molova (disociranih i nedisociranih) baze ili kiseline

Relacija je jednostavna, ali isto tako i ograničena, jer vrijednost stepena disocijacije ovisi o sadržaju drugih tvari u rastvoru. Više ima opisni nego praktični računski značaj. Njom se jednostavno može opisati jačina baza i kiselina, što je vrijednost procenta veća utoliko je jača kiselina ili baza.

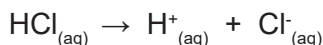
### 7.3.2.3 Jačina baza i kiselina

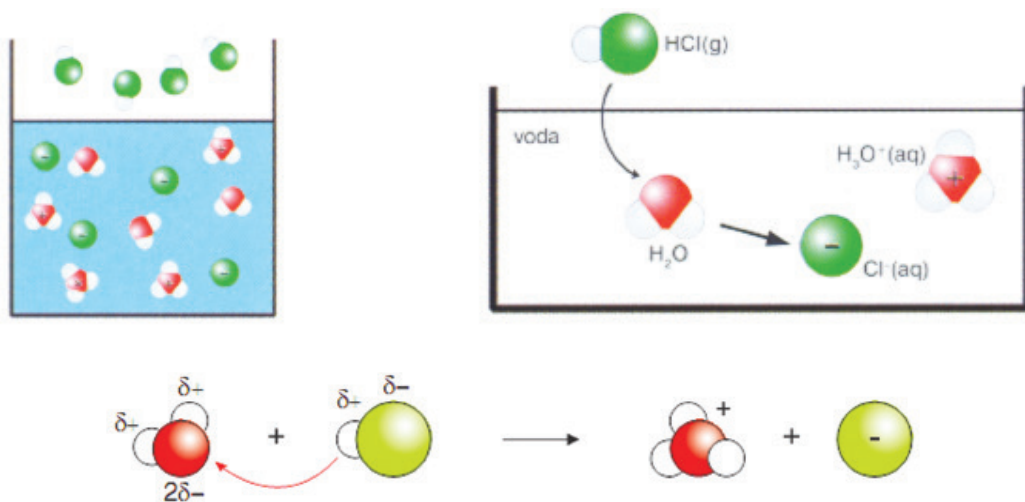
Jačina kiselina ovisi o sadržaju nastalih  $\text{H}^+$  iona iz jednog mola kiseline rastvorene u vodi, odnosno jačina baze od sadržaja nastalih  $\text{OH}^-$  iona rastvaranjem jednog mola baze u vodi. Ukoliko je stepen disocijacije veći, rastvaranjem kiseline u vodi nastat će više  $\text{H}^+$  iona odnosno rastvaranjem baze nastat će više  $\text{OH}^-$  iona.

Uvid u rastvaranje i disocijaciju kiseline u vodi na primjeru hloridne kiseline  $\text{HCl}$ :



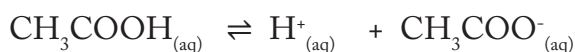
ili jednostavnije





Slika 7.22. Grafički prikaz disocijacije hloridne kiseline i nastanka hidronij iona  $H_3O^+$  ( $H^+$ ) i hloridnih iona  $Cl^-$

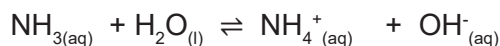
Prema jačini kiseline se dijele na jake, srednje jake i slabe kiseline. Kod jakih kiselina gotovo sve rastvorene molekule kiseline su disocirale, kiselina u molekulskom obliku skoro da ne postoji u rastvoru. Slabe kiseline su samo malim dijelom disocirale u vodenom rastvoru, većina kiseline egzistira rastvorena u molekulskom obliku, npr. disocijacija sirćetne kiseline:

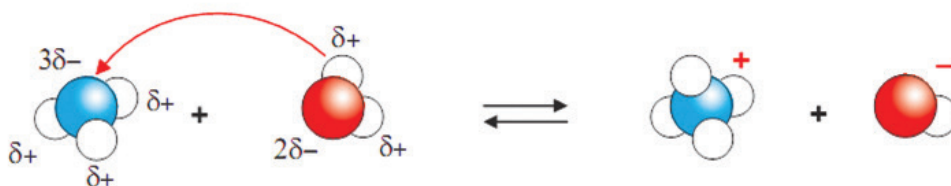
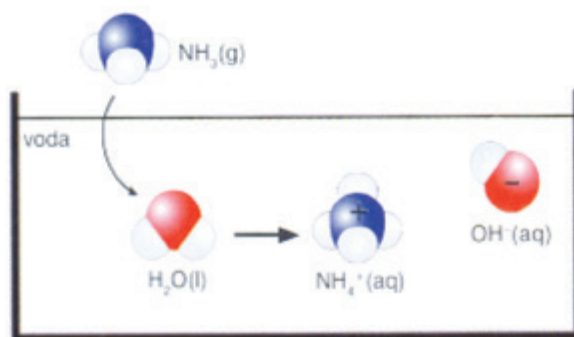


Većina sirćetne kiseline u vodenom rastvoru ostaje u molekulskom obliku kao  $CH_3COOH$ , samo mali broj je prešao u ione  $H^+$  i  $CH_3COO^-$ . Slabe kiseline imaju mali stepen disocijacije  $\alpha$ , a generalno njihove konstante disocijacije su niže od  $10^{-4}$ . Kiseline koje ne disocijiraju potpuno, a imaju konstantu disocijacije iznad  $10^{-4}$  smatraju se srednje jakim, takva je npr. fosfatna kiselina  $H_3PO_4$ .

Pri obavljanju poslova s jakim kiselinama visoke koncentracije treba biti vrlo oprezan, zbog oslobađanja toplotne energije. Razblaživanje koncentrovanih kiselina treba obavljati polagano uz stalno miješanje, jer kapi iz smjese usljed oslobođene toplote mogu izlijetati iz posude i izazvati oštećena na koži i očima. U takvim slučajevima kožu treba sapirati rastvorom sode-bikarbone, a oči vodom i bornom kiselinom.

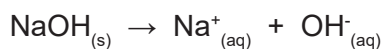
Rastvaranje i disocijacija baza u vodi na primjeru amonijaka  $NH_4OH$ :



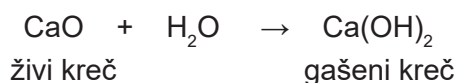


Slika 7.23. Grafički prikaz reakcije amonijaka i vode i nastanak amonij iona  $NH_4^+$  i hidroksidnih iona  $OH^-$

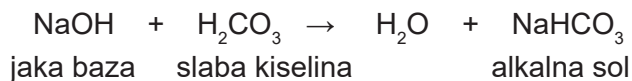
Baze se, kao i kiseline, dijele na jake, srednje i slabe. Kao i kod kiselina jakim bazama se smatraju one koje su potpuno disocirane u vodi, dok su slabe baze vrlo malo disocirale i produkovala  $OH^-$  ione. Amonijak je slaba baza i manjim dijelom je disocirao, većina amonijaka u vodenom rastvoru ostaje kao hidratizirane molekule  $NH_3 \cdot H_2O$ . Natrij-hidroksid je najpoznatija jaka baza, naziva se i živa ili kaustična soda. Čvrsta je tvar, rastvara se u vodi i kao i sve jake baze disocira potpuno:



Natrij-hidroksid i slične jake baze ima veliki značaj u industrijskoj proizvodnji i procesima. Uglavnom ne kao primarna sirovina za proizvodnju, već kao tvar koja stvara alkalnu sredinu za odigravanje hemijskih reakcija ili za neutralizaciju kiselih otpadnih tvari i sl. Slična je primjena i nekih kiselina kada reakcioni uslovi proizvodnje traže kiselu sredinu. Možda najpoznatija baza je kalcij-hidroksid ili gašeni kreč  $Ca(OH)_2$ . Spada u srednje jake baze i poznat je odavnina kao materijal u građevinarstvu. Tradicionalno se dobijao gašenjem (vodom) živog kreča  $CaO$ , a gusto dobijena suspenzija se koristila za krečenje zidova. Danas se najviše koristi kao važna komponenta u smjesama za maltere i za prečišćavanje otpadnih voda.



Mnoge tvari, iako nijesu baze, usljed stvaranja alkalne sredine smatraju se alkalijama, kao npr. soda bikarbona  $\text{NaHCO}_3$ . U pitanju je sol nastala reakcijom jake baze ( $\text{NaOH}$ ) i slabe i nestabilne karbonatne kiseline ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), kao takva pokazuje alkalni karakter.



Analogna je situacija sa solima jakih kiselina i slabih baza, kao npr. amonij-hlorid ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), ova sol će pokazivati kiselni karakter.

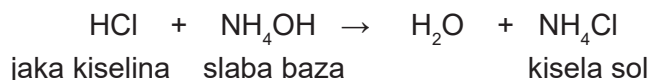


Tabela 7.3. Poznatije baze i kiseline, njihove jačine i njihova primjena ili prisustvo

Formula	Nazivi	Jačina	Primjena/Prisustvo
HCl	hloridna kiselina solna kiselina	jaka kiselina	želudac; higijenska sredstva
$\text{HNO}_3$	nitratna kiselina	jaka kiselina	industrija raznih vrsta materijala, eksplozivi, mineralna đubriva
$\text{CH}_3\text{COOH}$	sirćetna kiselina acetatna (octena) kiselina	slaba kiselina	voće, alkoholna pića...
$\text{H}_2\text{SO}_3$	sulfitna (sumporasta) kiselina	slaba kiselina	kisele kiše, konzervansi u prehrambenoj industriji
$\text{H}_2\text{SO}_4$	sulfatna (sumporna) kiselina	jaka kiselina	industrija raznih vrsta materijala
$\text{H}_3\text{PO}_4$	fosfatna kiselina	srednje jaka kiselina	zaštita metalnih površina, konzervisanje bezalkoholnih pića
$\text{Ca(OH)}_2$	kalcij-hidroksid (gašeni kreč)	srednje jaka baza	komponenta građevinskih materijala, prečišćavanje otpadnih voda
NaOH	natrij-hidroksid (živa soda)	jaka baza	pomoćna tvar u mnogim procesima proizvodnje
$\text{NH}_4\text{OH}$	amonij-hidroksid (rastvor amonijaka)	slaba baza	industrija, postrojenja za hlađenje, kozmetika

#### 7.3.2.4 pH skala

Veliki broj tvari u prirodi imaju manji do veći kiseli ili alkalni karakter. U živoj i neživoj prirodi rijetko se može sresti prisustvo jakih baza ili jakih kiselina, većina tvari ima blagu ili umjerenu kiselu ili alkalnu prirodu. U cilju prepoznavanja jačine kiselinsko-alkalnih osobina tvari danski kemičar S. Sørensen (Sørensen) predložio je pH skalu kojom će se jednostavno opisati jačina kiselinsko-alkalnih osobina tvari i sredine. Koncentracije  $H^+$  i  $OH^-$  iona u vodenom rastvoru mogu se kretati u širokom pojasu vrijednosti, otprilike od  $10 \text{ mol/dm}^3$  do  $10^{-15} \text{ mol/dm}^3$ .

$$pH = -\log [H^+]$$

pH - broj koji opisuje koncentraciju  $H^+$  iona u rastvoru

$[H^+]$  - koncentracija  $H^+$  iona u rastvoru izražena jedinicom  $\text{mol/dm}^3$

Logaritmovanjem vrijednosti koncentracija, brojčana vrijednost se pojednostavljuje i dobija se skala kojom se jednostavno opisuje kiselost/alkalitet. S obzirom da su vrijednosti koncentracija  $H^+$  ili  $OH^-$  iona u prirodnim uslovima skoro uvijek niže od  $1 \text{ mol/dm}^3$ , vrijednost dekadnog logaritma bi bila negativna te se iz tog razloga u relaciju stavlja minus, tako se dobija pozitivna vrijednost broja pH.

Kako su vrijednosti koncentracija  $H^+$  i  $OH^-$  međuovisne prethodno opisanim ionskim proizvodom vode (7.3.2.1).

$$K_w = [H^+] \times [OH^-]$$

Identičnim logaritmovanjem cijelog izraza ionskog proizvoda vode dobija se:

$$pK_w = pH + pOH$$

kako je  $K_w = 10^{-14} \text{ mol/dm}^3$ ,  $pK_w = 14$

$$14 = pH + pOH$$

Ovom relacijom je jednostavno opisana međuovisnost koncentracija  $H^+$  i  $OH^-$  iona. Ukoliko je  $pH = 7$ ,  $pOH = 7$ ; ako je  $pH = 10$ ,  $pOH = 4$ , itd.

U praksi se, u cilju opisivanja kiselno-alkalnih osobina, skoro uvijek upotrebljava samo vrijednost pH koja se uglavnom kreće od 1 do 14. Kisela sredina je medij u kojoj je koncentracija  $H^+$  iona viša od koncentracije  $OH^-$  iona, a to su vrijednost gdje je pH manje od 7. Što je pH bliže 7 kiselost je slabija, što je bliže vrijednosti 1 kiselost je jača. Neutralna sredina ima pH u vrijednosti 7. Alkalna sredina ima pH preko 7, što je pH bliže 14 to je alkalitet sredine jači.

Tabela 7.4. Međusobna ovisnost koncentracija  $H^+$  i  $OH^-$  iona u vodenom rastvoru na sobnoj temperaturi

	pH	$C_{H^+}$ (mol/dm <sup>3</sup> )	$C_{OH^-}$ (mol/dm <sup>3</sup> )	pOH
	0	1	$10^{-14}$	14
	1	$10^{-1}$	$10^{-13}$	13
↑ jako kiselo	2	$10^{-2}$	$10^{-12}$	12
	3	$10^{-3}$	$10^{-11}$	11
	4	$10^{-4}$	$10^{-10}$	10
↓ slabo kiselo	5	$10^{-5}$	$10^{-9}$	9
	6	$10^{-6}$	$10^{-8}$	8
n e u t r a l n o	7	$10^{-7}$	$10^{-7}$	7
	8	$10^{-8}$	$10^{-6}$	6
↑ slabo alkalno	9	$10^{-9}$	$10^{-5}$	5
	10	$10^{-10}$	$10^{-4}$	4
	11	$10^{-11}$	$10^{-3}$	3
↓ jako alkalno	12	$10^{-12}$	$10^{-2}$	2
	13	$10^{-13}$	$10^{-1}$	1
	14	$10^{-14}$	1	0



Slika 7.24. Indikatorska traka (lakmus papir) služi za brzo i okvirno određivanje pH vrijednost (lijevo), obično ima crvenu boju u kiseloj sredini, a plavu u alkalnoj. Precizno mjerenje pH sredine obavlja se pH-metrom (desno)

pH skala ima važnu ulogu u opisivanju mnogih stanja i procesa u prirodi. Ispitivanje pH zemljišta prije uzgoja poljoprivrednih kultura je vrlo važno. Većina



poljoprivrednih kultura najbolje uspijeva u zemljištu čiji je pH u intervalu 6,5 do 7,5 jedinica. Zemljište koje pokaže nizak pH (ispod 5) je česta pojava, tako kiselo nije pogodno za poljoprivredu jer daje niži prinos, uz to biljka uzgajana na kiselom tlu više je sklona usvajanju otrovnih teških metala, npr. kadmija, olova i sl. koji mogu kontaminirati poljoprivredni proizvod. Ovakvo obradivo zemljište bi se trebalo neutralizirati, obično se to obavlja dodatkom gašenog kreča ili pepela.

Želučani sok ima pH vrijednost između 1 i 2, radi se o izrazito kiseloj sredini koja je neophodna za varenje hrane ali i njenu dezinfekciju, jer hloridna kiselina prisutna u želucu ubija mnoge mikroorganizme eventualno prisutne u hrani. Povećanje pH (smanjenje kiselosti) želučanog soka vodi slabijem varenju hrane. S druge strane sniženje pH (povišenje kiselosti) može izazvati neugodnost osobama i zdravstvene probleme u vidu tzv. žgaravice. Problem viška kiseline u želucu može se jednokratno riješiti neutralizacijom putem konzumiranja alkalnih tvari kao npr. soda bikarbona ili još bolje upotrebom lijekova iz grupe antacida. Ovi lijekovi obično sadrže alkalnu tvar magnezij-hidroksid i amfoternu tvar aluminij-oksidi. Amfoterne tvari se ponašaju kao baze i kao kiseline, u kiseloj sredini ponašaju se kao baze, u alkalnoj kao kiseline. U kiseloj sredini želuca aluminij-oksidi reaguju će kao baza i obavljati neutralizaciju.

*Slika 7.25. Antacidi sadrže alkalne i amfoterne tvari i tako neutraliziraju kiselinu u želucu. Prednost antacida je što nemaju negativan učinak na organizam, no njihov učinak je kratak, za sistemsko rješenje problema na dnevnoj bazi koriste se tvari koje regulišu stvaranje kiseline u želucu.*



Sniženje pH vrijednosti u ustima uzrokovan je kiselinama koje luče bakterije prirodno nastanjene u usnoj duplji. Ove kiseline uzrokuju kvarenje zuba - karijes. PASTE za zube, pored niza učinaka, trebala bi imati alkalni karakter, tako da na određeno vrijeme zaustavi ili uspori pad pH vrijednosti prema kiseloj sredini.

pH ljudske krvi je blago alkalna i nalazi se u uskom pojasu od 7,36 do 7,44 je-

dinica. Povećanje pH krvi od pola jedinice imalo bi smrtni ishod za čovjeka, no krv je tzv. **puffer**. Pufferi su tvari koje svojim prisustvom u sredini sprječavaju nagle promjene pH pri dodatku kiseline ili baze. Čista destilovana voda ima vrijednost pH = 7. Dodatkom nekoliko kapi npr. hloridne kiseline u čašu te vode pH znatno pada, otprilike na vrijednost 2. Međutim, ako destilovana voda sadrži puferske tvari u takvom omjeru da je pH tog rastvora isto 7 (npr. fosfatni puffer), dodatak kapi kiseline neće dovesti do velikog pada pH, tj. skoro da će ostati isti - oko vrijednosti 7. **Tvari koje rastvaranjem u vodi omogućavaju stabilnost pH vrijednosti rastvora tj. ublažavaju nagle promjene pH koje mogu nastati dodatkom kiselih ili alkalnih tvari, nazivaju se pufferi.** Naša krv je puffer, tj. smjesa više pufera:oksi- i deoksi-hemoglobinski, proteinski, fosfatni i karbonatni, pa je tako pH krvi stabilan u uskom pojasu vrijednosti 7,36-7,44. Bez ovog pufera mali sadržaj kiselih ili alkalnih tvari dospjelih u krv, doveli bi po poremećaja pH i smrtnog učinka na čovjeka.



Slika 7.26. Okvirne pH vrijednosti nekih tvari

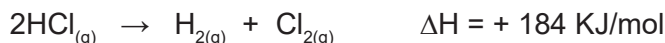
## 7.4 ENERGETSKE PROMJENE PRI HEMIJSKIM REAKCIJAMA

Hemijske reakcije se uvijek odvijaju uz izmjenu energije. Ukupni bilans energetskih promjena tokom hemijske reakcije može značiti da je reakcija ili oslobodila ili utrošila energiju. Računa se ukupni bilans energije, iz razloga što mnoge hemijske reakcije imaju veliki potencijal za oslobađanje energije, no ipak se ne dešavaju, a da bi se desile potrebno je dovesti energiju. Kako je već navedno, ako je tokom reakcije oslobođena energija veća od dovedene reakcija se karakteriše kao egzotermna, suprotno ako je u ukupnom bilansu energija utrošena reakcija je endotermna. Sagorijevanje uglja zahtijeva određeni utrošak energije potrebne za paljenje, no energija koja se kasnije oslobodi gorenjem je neuporedivo veća, to je tipičan primjer egzotermne reakcije. Sinteza glukoze tokom procesa fotosinteze u zelenim listovima biljaka nije moguća bez sunčeve svjetlosne energije i toplote. Ova reakcija traje dok je dostupna sunčeva energija, bez nje reakcija se usporava i na kraju prekida, ovo je tipičan primjer endotermne reakcije.

Energija koja se oslobodi ili utroši tokom hemijske reakcije naziva se entalpija i označava se  $H$ , a njena promjena tokom reakcije delta sa  $H$ . Ako se tokom hemijske reakcije oslobodi energija, vrijednost  $H$  ima negativan predznak, npr. gorenje uglja:



Utrošak energije tokom hemijske reakcije entalpiji daje pozitivnu vrijednost, npr. reakcija razlaganja vodik-hlorida:



### 7.4.1 Eksplozivne reakcije

Eksplozivi su čiste tvari ili smjese kojima se iniciranjem mehaničkog udara, varnice, svjetla i sl. može izazvati ekstremno brza i izrazito egzotermna hemijska reakcija, koju prati oslobađanje gasova pritiska mnogo većeg od okoline. Tokom ove reakcije energija se oslobađa u vidu toplote, svjetlosti i mehaničkog udara. Iniciranje eksploziva ovisi od energije aktiviranja, što je ona niža eksploziv lakše eksplodira.

Prema namjeni razlikuju se vojni i privredni eksplozivi, vojni kao punjenja za municiju, a privredni u svrhu građevinske i rudarske industrije. Prema načinu djelovanja eksplozivi se dijele na:

- inicijalne eksplozive i
- razorne eksplozive

Inicijalni eksplozivi nijesu glavni nosioci eksplozije, njihov sadržaj u eksplozivnom punjenju je mali, a uloga je da svojom eksplozijom izazovu aktivaciju glavnog eksplozivnog materijala. Inicijalni eksplozivi imaju veoma malu energiju aktiviranja koja može biti od udara, varnice, trenja, toplote i sl. Poznate tvari koje se koriste kao inicijalni eksplozivi su živa(II)-fulminat, srebro-fulminat, olovo-azid.



*Slika 7.27. Miniranje tla s ciljem probijanja saobraćajnica; Znak za opasnost – eksplozivna tvar*

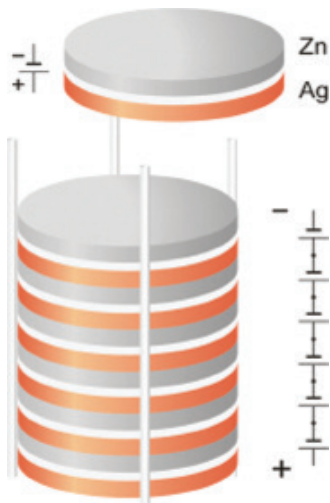
Razorni eksplozivi su manje osjetljivi na mehaničke i toplotne uticaje. Uglavnom se aktiviraju eksplozijom inicijalnih eksplozivnih tvari. Nosioci su glavnine eksplozivnog punjenja. Poznati razorni eksploziv je dinamit, inoviran od strane švedskog hemičara A. Nobela u 19 stoljeću. Ova inovacija dovela je do ubrzanog razvoja rudarstva i saobraćaja u svijetu, jer je upotreba eksploziva omogućila mnogo brže probijanje puteva, jama i sl. Dinamit je kasnije zamijenjen modernijim eksplozivima, a danas je, kao vojni eksploziv, najviše u upotrebi trinitrotoluen (TNT). TNT je također prisutan u smjesi eksploziva koji se koriste u rudarstvu i građevinarstvu. Pored opasnosti i nerijetko nehumane upotrebe (vojne svrhe), eksplozivi imaju ogroman značaj za modernizaciju društva u zadnjih dvjesto godina.



## 8. ELEKTROHEMIJA

U prethodnim poglavljima obrađene su teme provodljivosti struje kod pojedinih vrsta materijala i rastvora, zatim elektroliza, kao tip analize, koji se dešava pod dejstvom električne struje. S obzirom da je u fokusu hemijskih redoks reakcija transfer elektrona, logično je da takve vrste reakcija mogu biti uzajamno povezane sa protokom električne struje jer su elektroni glavni nosioci struje. Oblast hemije koja proučava međusobno pretvaranje hemijske i električne energije i zakone po kojima se to pretvaranje odigrava naziva se **elektrohemija**. U praktičnom polju uglavnom se pod elektrohemijom podrazumijeva izučavanje procesa koji se dešavaju na granici između električnog provodnika i elektrolita pri kojima dolazi do prenosa elektrona između elektrode i elektrolita. Ukoliko je neka hemijska reakcija izazvana vanjskom strujom (npr. elektroliza vode) riječ je o pretvorbi električne energije u hemijsku, a ukoliko je je pojava napona produkt hemijske reakcije (npr. baterije) radi se o transformaciji hemijske energije u električnu. Početak elektrohemije se veže za kraj 18. stoljeća i istraživanja italijanskog fizičara A. Volte, koji je objasnio određene pojave provodljivosti životinjskih tkiva, a koje je tokom eksperimenata primijetio njegov sunarodnik, profesor medicine, L. Galvani. Volta je ustanovio da se pojavljuje napon i teče struja ako se dva različita

metala spoje tkaninom koja je navlažena rastvorom soli ili se metali spoje životinjskim tkivom. Također je ustanovio da jačina struje ovisi od upotrebljenih metala, tako je ustanovio tzv. Voltin niz: cink, olovo, željezo, bakar, srebro, zlato. Ovaj niz ide od manje ka više plemenitim metalima i danas se naziva Voltin elektrohemijski ili naponski niz metala. Spajajući pločice cinka i srebra sa tkaninom koja je navlažena rastvorom soli, Volta je dobio prvi galvanski članak (naziva se i galvanski spreg ili galvanska ćelija), tj. dobio je prvu bateriju. Ova pretvorba hemijske u električnu energiju, putem baterije, samo nekoliko godina kasnije dovela je do suprotnog otkrića, strujom su izazivane hemijske reakcije koje se inače ne bi dešavale.



*Slika 8.1. Shema prve baterije od uvezanih pločica cinka i srebra, tzv. Voltin stub, redanjem pločica mogao je dati napon jednosmjerne struje od nekoliko desetina volti. Muzejski eksponat originalnog Voltinog članka*

Ova dva otkrića vremenom su širena i usavršavana, a isto se dešava u današnjem vremenu. Elektrohemijska industrija danas je jedna od najvažnijih grana savremene tehnike. Danas je teško zamisliti život bez baterija, akumulatora i bez velikog broja metala i mnogih drugih proizvoda hemijske industije koji se dobijaju putem struje, u reakcijama na elektrodama.

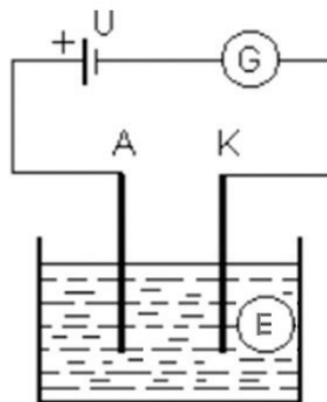
## 8.1 ELEKTROLIZA

Elektroliza je postupak gdje se pomoću električne struje izazivaju hemijske reakcije na elektrodama. Elektrode su obično sačinjene od metalnog ili grafitnog

materijala. Pored elektroda za postupak elektrolize potreban je rastvor ili talina elektrolita koji će omogućiti protok struje i odigravanje reakcija. Reakcije se odvijaju u dijelu rastvora/taline elektrolita koji je u kontaktu sa elektrodama. Izvor struje, elektrode i elektrolitni dio zajedno čine elektrolitičku ćeliju.

Slika 8.2. Prost prikaz ćelije za elektrolizu.

$U$  - izvor napona (struje);  $A$  - anoda;  $K$  - katoda;  $G$  - galvanometar (ampermetar koji mjeri struje manje jačine);  $E$  - rastvor elektrolita, u rastvoru mora biti prisutan rastvoreni elektrolit u protivnom strujno kolo neće biti zatvoreno



Uobičajeno je da se elektroda negativnog naelektrisanja naziva katoda, u polju jednosmjerne struje ona privlači pozitivne ione koje se iz tog razloga nazivaju kationi. Suprotno, elektroda pozitivnog naelektrisanja naziva se anoda, u polju jednosmjerne struje ona privlači negativne ione koje se iz tog razloga nazivaju anioni.



Uvidom u reakcije na katodi i anodi zaključak je da se na katodi odvija redukcija, a na anodi oksidacija. Upravo ova činjenica vodi ispravnoj postavljanju katode i anode. Elektrode se, što je bilo uobičajeno, ne trebaju vezati za pozitivno i negativno naelektrisanje već za oksido-redukcijske procese. Tako je katoda elektroda na kojoj se odigrava redukcija, a anoda je elektroda na kojoj se odigrava oksidacija.

Kao u svim redoks reakcijama obavlja se transfer elektrona i dok se jedna tvar oksiduje druga se mora redukovati. Elektroliza je endotermna reakcija, ne dešava se spontano i zahtijeva izvanski utrošak energije u vidu struje. Ima veliki značaj u proizvodnji mnogih tehnički važnih materijala, osobito mnogih metala.

### 8.1.1 Elektroliza taline elektrolita

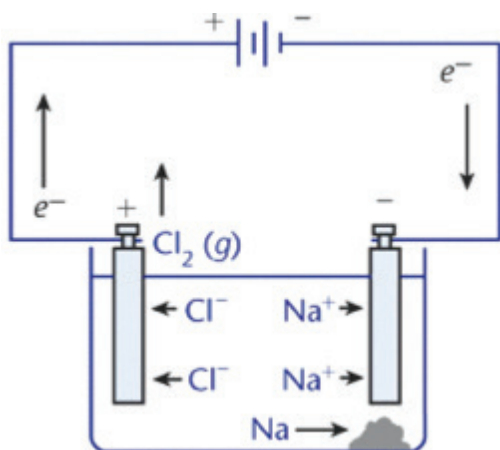
Elektroliti su tvari čije taline ili rastvori provode struju (poglavlje 6.3). Natrij-hlorid je dobar primjer elektrolita čija se elektroliza u rastaljenom stanju može



pratiti. Natrij-hlorid ili kuhinjska sol je bijela kristalna tvar, fizički i hemijski stabilna. Ionske je strukture, topi se na 800 °C i u tom procesu se kristalna rešetka soli raspada, sol prelazi u talinu koju čine slobodni ioni.

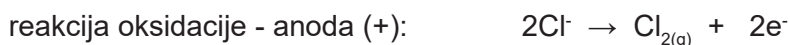
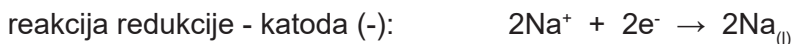


Kako je već navedeno u prethodnim poglavljima, da bi nešto provodilo struju mora imati naelektrisanje i posjedovati pokretljivost. Ioni u kristalnoj rešetki nemaju pokretljivost dok u rastaljenoj tvari imaju slobodu kretanja.



*Slika 8.3. Elektroliza taline natrij-hlorida*

Natrijevi ioni ( $\text{Na}^+$ ) kao pozitivno naelektrisani ioni kreću se prema negativnoj elektrodi. Hloridni ioni ( $\text{Cl}^-$ ) kao negativno naelektrisani kreću se prema pozitivnoj elektrodi. Reakcije na elektrodama su sljedeće:

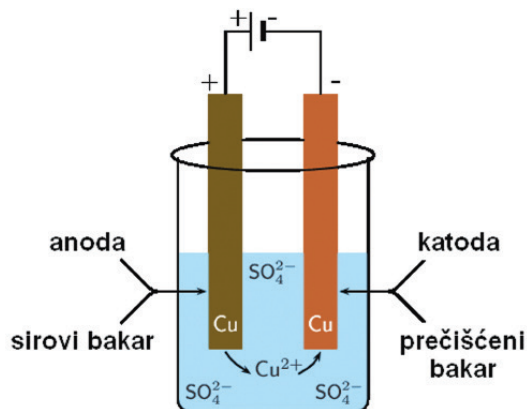


Elementarni natrij, izdvojen na katodi, je u tečnom stanju, dok je hlor u gasovitoj formi. Tehnološki postupak dobijanja natrija i hlora upravo se i zasniva na ovoj metodi. Mnogi metali i nemetali se industrijski dobijaju na ovaj način.

### 8.1.2 Elektroliza s rastvorljivom elektrodom

Dobar primjer ove elektrolize su dvije bakarne elektrode spojene na izvor struje i uronjene u isti rastvor bakarnog iona (slika 8.4). Kao rastvor bakarnog iona ( $\text{Cu}^{2+}$ ) koristi se rastvor bakar(II)-sulfata pentahidrata ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ).

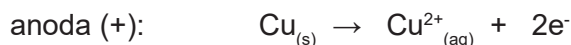
*Slika 8.4. Elektroliza s rastvorljivom elektrodom, ujedno i način elektrorafinacije bakra*



Pod uticajem električnog polja  $\text{Cu}^{2+}$  ioni se kreću prema katodi gdje se redukuju u elementarni bakar:



U istom trenutku na anodi se dešava oksidacija elementarnog bakra koji otpušta dva elektrona i u formi iona prelazi u rastvor:



Koliko se bakarnih iona redukuje na katodi, isto toliko se sa anode oksiduje atoma bakra koji pređu u rastvor kao bakarni ioni, tako da je koncentracija bakarnih iona u rastvoru stalna. To se i može provjeriti vaganjem elektroda nakon određenog vremena ovog procesa, koliko se smanjila masa anode toliko se povećala masa katode.

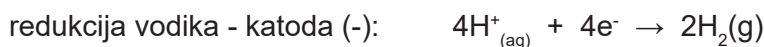
Ova metoda elektrolize se koristi u tehnološkom procesu proizvodnje čistog bakra, koji kao materijal ima veliku primjenu u elektrotehnici, no mora imati visoku čistoću. Anoda je od sirovog bakra dobijenog metalurškim procesom, a ovaj bakar sadrži dosta nečistoća i treba se rafinisati. Katoda je od čistog-rafinisanog bakra. Proces se naziva elektrorafinacija bakra i dobije se bakar čistoće preko 99 %. Mnogi drugi metali se također prečišćavaju elektrorafinacijom.



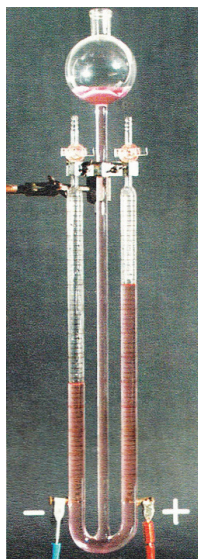
*Slika 8.5. Postrojenje za elektrorafinaciju bakra, paralelno se radi sa više parova anoda-katoda od sirovog i rafinisanog bakra*

### 8.1.3 Elektroliza vode

Čista voda vrlo slabo disocira, u skladu s ionskim proizvodom vode (poglavlje 7.3.2), koncentracije  $H^+$  i  $OH^-$  iona su izrazito niske tako da čista voda ne provodi struju. Zato se elektroliza vode mora obaviti uz prisustvo rastvorenog elektrolita koji će omogućiti protok struje, a da pri tome procesu ioni elektrolita neće reagovati na elektrodama i ometati elektrolizu vode. Npr. hloridna kiselina ( $HCl$ ) jeste jak elektrolit, u vodi disocira na  $H^+$  i  $Cl^-$  ione, na katodi bi se izdvajao vodik, međutim, na anodi bi se izdvajao hlor umjesto kisika, zato hloridna kiselina nije pogodna. Sulfatna kiselina ( $H_2SO_4$ ) je pogodan elektrolit za ovaj proces, radi se o jakom elektrolitu koji disocira na  $H^+$  i na hidrogensulfatni ion  $HSO_4^-$  odnosno dalje na sulfatni ion  $SO_4^{2-}$ . Upotrebom struje manje gustine, sulfatni ion neće reagovati na elektrodi i spriječiti izdvajanje kisika. Reakcije na elektrodama su sljedeće:



Minimalan napon za ovaj proces ima teorijsku vrijednost od 1,23 V, u praksi treba biti i nešto veći. Kao i svi procesi elektrolize i ovaj je endoterman. Utrošak energije je relativno veliki i zbog tzv. prenapona, a to je dodatno praktično povećanje napona izdvajanja tvari na elektrodama, usljed prirode tvari koja se izdvaja i materijala elektrode. U elektrolizi vode koriste se elektrode od platine, jer je prenapon izdvajanja vodika i kisika na njima najmanji.



*Slika 8.6.  
Laboratorijsko  
dobijanje vodika  
Hofmanovim  
aparatom, uz  
rastvor sulfatne  
kiseline kao  
elektrolit i  
elektrode od  
platine Pt*

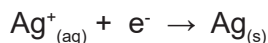
Relativno veliki utrošak energije tokom ovog procesa jedna je i od prepreka za širu upotrebu vodika kao energenta. Većina industrijski proizvedenog vodika, još uvijek se ne dobija procesom elektrolize već hemijskim postupcima. Prednost vodika dobijenog elektrolizom se ogleda u neiscrpnim zalihama vode kao sirovine iz koje se dobija. Još jedna prednost vodika kao energenta je nastanak vodene pare kao produkta gorenja, a ona je neškodljiva po životnu sredinu. Zato se pretpostavlja da bi vodik mogao u skorij budućnosti bar djelimično zamijeniti gas i benzin.

Slika 8.7. U tehnološki naprednim zemljama već se koriste automobili i stanice za napajanje vodikom. Vodik se pretpostavlja kao gorivo budućnosti s obzirom na neiscrpane zalihe vode, no još uvijek problem predstavlja veliki utrošak energije (struje) u elektrolitičkom procesu njegovog dobijanja.



### 8.1.4 Faradejevi zakoni elektrolize

Reakcije na elektrodama tretiraju i zapisuju elektrone kao učesnike reakcije, reaktante ili produkte, ovisno o elektrodi i reakciji. Ako se posmatra redukcija srebrnog iona  $\text{Ag}^+$  na katodi:



Zaključuje se da jedan mol iona srebra, u reakciji sa jednim molom elektrona, na katodi izdvaja jedan mol srebra. Mol iona, atoma ili molekula je definisan kao količina tih čestica u vrijednosti Avogadrovog broja  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ . Elektroni se svojom prirodom mogu smatrati i česticama, pa će jedan mol elektrona imati naelektrisanje:

$$Q = N_A \times e = 6,022 \times 10^{23} \times 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$Q = 6,022 \times 10^{23} \times 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$Q = 96487 \text{ C}$$

gdje je:

$Q$  - količina naelektrisanja u kulonima (C)

$e$  - naelektrisanje jednog elektrona u kulonima (C)

Vrijednost količine naelektrisanja od 96487 C naziva se **Faradejeva konstanta (F)**, to je ustvari naelektrisanje koje nosi jedan mol elektrona. Ovu zakonitost

ustanovio je britanski naučnik M. Faradej (Faraday) tokom prve polovine 19. stoljeća. On je relaciju između izdvojene mase (količine) tvari i protoka struje definisao u dva zakona koji se nazivaju po njemu.

Smisao oba Faradejeva zakona može se izraziti sljedećom rečenicom:

**„količina tvari izdvojena na elektrodi srazmjerna je količini elektriciteta koji je prošao kroz ćeliju, a obrnuto srazmjerna broju elektrona koji učestvuju u reakciji“**

$$n = \frac{Q}{zF}$$

gdje je:

n - količina tvari (mol)

Q - količina naelektrisanja koja je prošla tokom procesa elektrolize (C)

F - Faradejeva konstanta (96487 C)

z - broj elektrona koji učestvuje u reakciji, npr. za reakciju  $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ ,  $z = 1$ ; za reakciju  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ,  $z = 2$ , itd.

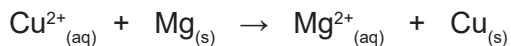
Dalje se količina elektriciteta može izraziti jačinom struje (I) i vremenom (t),  $Q = I \times t$ ; a količina tvari masom (m) i molarnom masom (M),  $n = m / M$ ; tako se dobija relacija lako mjerljivih veličina: mase, jačine struje i vremena

$$m = \frac{I t M}{z F}$$

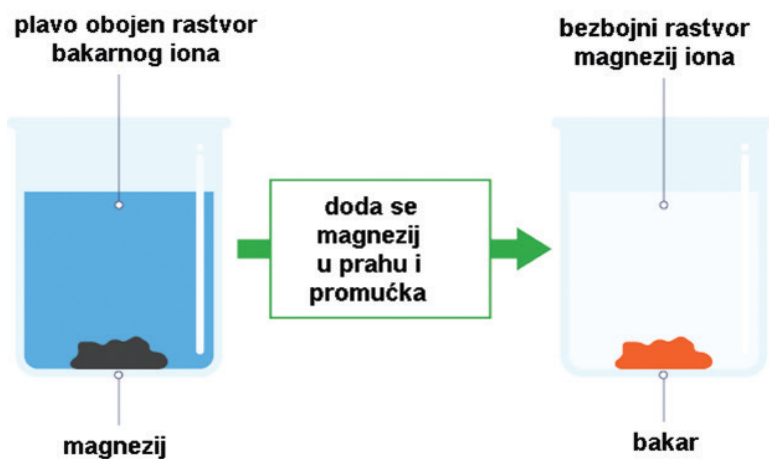
koja se koristi u proračunima tokom procesa dobijanja tvari elektrolizom.

## 8.2 GALVANSKI ČLANCI

Bakarne soli rasrtvorene u vodi daju karakteristično plavo obojenje rastvora koje potiče od bakarnog iona  $\text{Cu}^{2+}$ . Dodatkom magnezija u prahu ovom rastvoru doći će do reakcije zamjene iona:



Bakarni ion se redukovao u elementarni bakar i izdvojio kao smeđe-crni talog. Rastvor se obezbojio jer nastali magnezij ion ne daje obojenje.

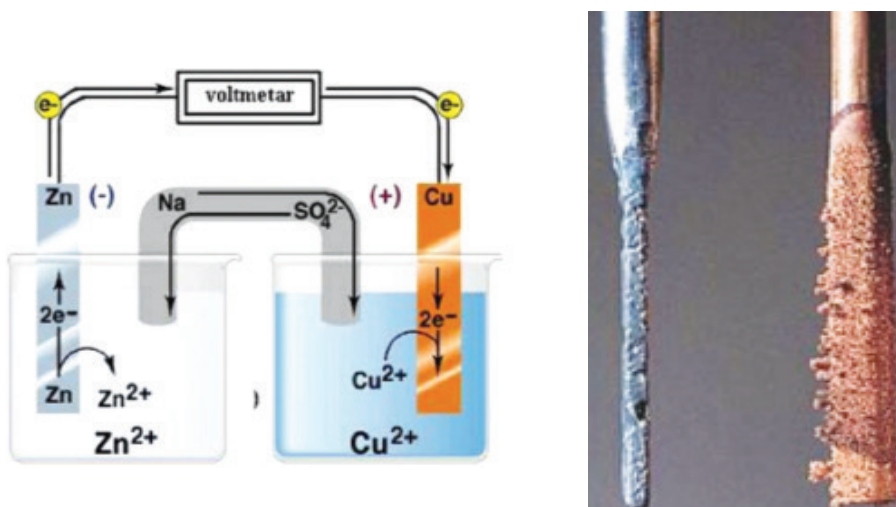


*Slika 8.8. Obezbojenje rastvora usljed reakcije ionske izmjene između bakra i magnezija*

Tokom ove reakcije dolazi do povećanja temperature rastvora. Energija oslobođena toplotom je neznatna kao toplota i skoro neiskoristiva, no ako se ova hemijska energija oslobodi u vidu struje, dobije se tzv. galvanski članak ili baterija. Prvi galvanski članak (bateriju) je napravio Volta u formi stuba cinkovih i srebrnih pločica (slika 8.1). Od Voltinog članka do danas oni su usavršavani, ima ih veliki broj, ovisno od kombinacija različitih materijala i elektrolita. Generalno se dijele na:

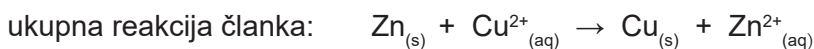
- primarne galvanske članke - baterije,
- sekundarne galvanske članke - akumulatore, tj. akumulatorske baterije koje se mogu dopunjavati.

Tokom istorije razvoja elektrohemije najpoznatiji galvanski članak bio je cink-bakar. Ovaj članak se sastoji od dva rastvora odvojena solnim mostom ili polupropusnom membranom. Prvi je rastvor cink-sulfata ( $\text{ZnSO}_4$ ) u koji je uronjena elektroda od cinka, a drugi je rastvor bakar(II)-sulfata ( $\text{CuSO}_4$ ) u kojem se nalazi elektroda od bakra. Solni most se sastoji od paste natrij-sulfata ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), njegova uloga je da prenosi elektricitet (zatvori strujno kolo), a da onemogući prolazak iona bakra i cinka i miješanje rastvora.



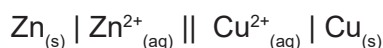
Slika 8.9. Galvanski spreg cink-bakar, daje napon na voltmetru 1,10 V. Izgled cinkove i bakarne elektrode nakon procesa

Kada se elektrode od cinka i bakra spoje provodnikom dolazi do protoka struje čiji napon se očitava na voltmetru. Atomi cinka se oksiduju, prelaze u rastvor i postaju ioni  $Zn^{2+}$ , dok se ioni bakra  $Cu^{2+}$  redukuju u elementarni bakar.



Elektroni oslobođeni na elektrodi od cinka putuju ka bakarnoj elektrodi gdje redukuju  $Cu^{2+}$  ione. Prolazak struje elektrona može se koristiti za obavljanje korisnog rada (sijalica, elektro uređaji) i na tome se zasniva upotreba baterija i akumulatora. Ovaj spreg na voltmetru pokazuje napon od 1,10 V i nepromjenjiv je za ovaj članak, kombinacija drugih metala dala bi drugu vrijednost napona. Napon ovisi od upotrijebljenih materijala u članku i nepromjenjiva je karakteristika svakog članka, međutim, uvezivanjem više istih članaka napon se može višestruko povećavati.

Galvanski članak ima svoj opšteprihvaćeni način pisanja, u navedenom slučaju cink-bakar članka zapis će biti:



Jedna vertikalna crta označava granicu između elektrode i elektrolitnog dijela članka, a dvije crte označavaju polupropusnu membranu (solni most), odnosno

rastvore elektrolita koji se ne miješaju. Na lijevoj strani se piše reakcija oksidacije, a na desnoj redukcije.

### 8.2.1 Primarni galvanski članci

Karakteristike primarnih galvanskih članaka je da se ne mogu dopunjavati. To su prije svega baterije za jednokratnu upotrebu. Sastoje se od jednog članka ili kombinacije više istih galvanskih članaka, a sa ciljem povećanja napona. Hemijska energija koju crpi ovaj članak je iz reakcija koje su nepovratne. Recikliranje ovih baterija je jedini vid njihovog ponovnog korištenja, s obzirom da su sačinjene od materijala pogodnih za recikliranje, a i sam proces reciklaže nije zahtjevan.



*Slika 8.10. Deponija utrošenih baterija. Razvijenje zemlje mnogo vode računa o reciklaži baterija*

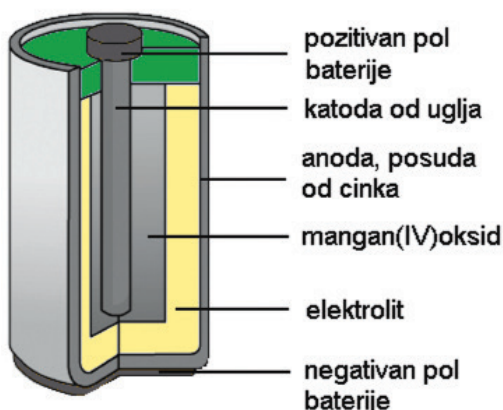
Druga opravdanost recikliranja potiče od potrebe za zaštitom okoline, mnoge hemijske komponente baterija imaju štetan učinak po životnu sredinu.

#### 8.2.1.1 Leklanšeova ili cink-hlorid baterija

Sve do pojave modernih akumulatorskih baterija ovo je bio najpoznatiji i najkorišteniji galvanski članak. Kao primarni galvanski članak još uvijek je značajno u upotrebi, najviše zbog niske cijene. Nekad se navodi i pod imenima suha baterija i cink-ugljena baterija.

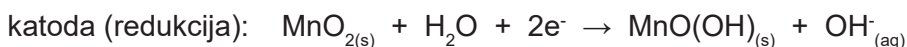
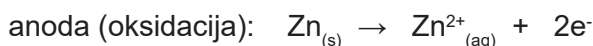
Sadržaj baterije je smješten u čašici izgrađenoj od cinka koji je ujedno i anoda. U središtu baterije nalazi se ugljeni štapić koji je obavijen smjesom grafitu i mangan(IV)-oksida ( $MnO_2$ ), ova smjesa ima funkciju katode. Između katode i anode je posebna vrsta papira i pasta od amonij-hlorida ( $NH_4Cl$ ) i cink-hlorida ( $ZnCl_2$ ). Ova pasta ima funkciju elektrolita, kao polupropusna membrana, ona omogućava prijenos struje, a sprječava kontakt anodne i katodne zone.





Slika 8.11. Presjek sastava cink-hlorid baterije

Kada je baterija u pogonu reakcije na elektrodama su sljedeće:



Napon ovog galvanskog članka iznosi 1,5 V. Pored ovog napona može se naći i cink-hlorid baterija s naponom od 4,5 V koja se dobija serijskim vezanjem tri ista članka unutar jedne baterije.

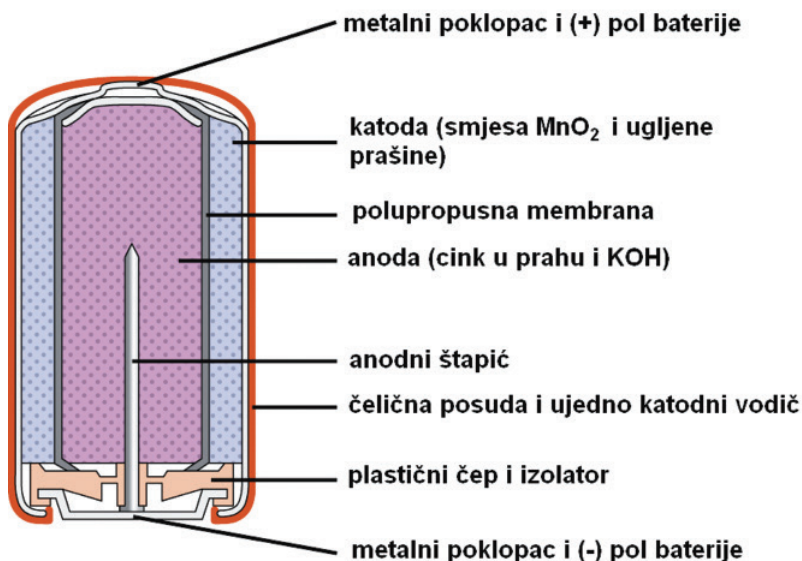
Tokom rada anoda od cinka se troši, a koncentracija cink-hlorida se povećava. Kako je cink-hlorid higroskopan (upija vlagu iz zraka) može doći do nakupljanja vode i pojave curenja ovih baterija. Ova pojava se javlja na baterijama koje su već korištene, a već duže vrijeme stoje u uređajima. Ovim curenjem baterije mogu značajno nanijeti štetu uređajima.

### 8.2.1.2 Alkalna baterija

Alkalna baterija je jedna od naprednijih varijanti Leklanšeovog članka. Posuda je od čelika. Anoda je smještena u sredini baterije, čine je cinkov prah i cinkova cjevčica. Katoda je smjesa mangan(IV)-oksida ( $\text{MnO}_2$ ) i ugljika. Anodna i katodna zona su odvojene polupropusnom membranom od posebne vrste papira. Elektrolit je jaka alkalija kalij-hidroksid (KOH), on je pomiješan sa cinkom u prahu, otuda i naziv alkalna baterija.

Ova baterija u odnosu na običnu cink-hlorid bateriju:

- ima duži broj radnih sati, usljed manjeg unutrašnjeg otpora i većeg sadržaja mangan(IV)-oksida,
- ima veću masu, zbog višeg sadržaja mangan(IV)-oksida i čelične posude,
- ima veću cijenu, zbog većeg sadržaja radnog materijala i složenije izrade.

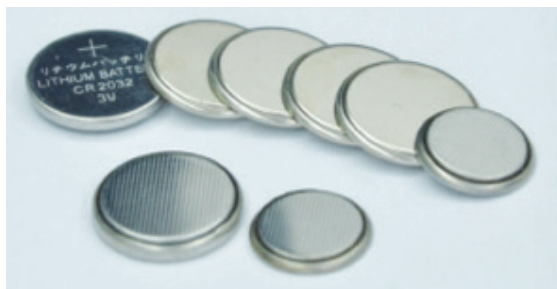


Slika 8.12. Presjek sastava alkalne baterije

S druge strane, reakcije na elektrodama su identične kao kod obične cink-hlorid baterije. Napon je također isti 1,5 V, a može se povećati vezanjem više članaka u jednoj bateriji.

### 8.2.1.3 Dugmaste baterije

Dugmaste baterija (eng. *button cell*) su skupina baterija različitih veličina i punjenja ali istog izgleda, pa otuda i naziv (slika 8.13). U pravilu to su primarni galvanski članci, no u novije vrijeme razvijene su tipovi dugmatih akumulatorskih baterija koje je mogu dopunjavati - sekundarni galvanski članci. Njihovo prisustvo povećano je zadnjih godina, osobito su u upotrebi kod mnogih elektronskih aparata i pomagala koje se koriste u medicini.

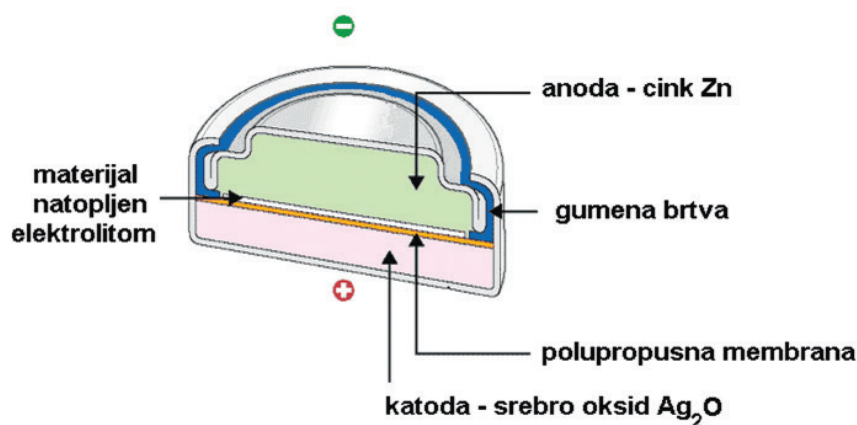


Slika 8.13. Dugmaste baterije imaju raznovrstne dimenzije, no oblik je isti

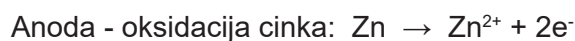
Dugmaste baterije su uglavnom sa jednim galvanskim člankom, rijetko i za posebne potrebe se više članaka uvezuje u jednoj bateriji s ciljem povećanja napona. Napon ovih baterija ovisi od materijala koji čine katodu, anodu i elektrolit. Postoji više vrsta, a najviše se koriste dvije, koje se razlikuju na osnovu naznačenog napona:

1. Anoda je od cinka Zn. Katoda je od srebro-oksida  $\text{Ag}_2\text{O}$ . Elektrolit je kalij-hidroksid KOH. Napon ovog članka je 1,6 V.

Uprošten prikaz hemijskih reakcija na elektrodama tokom pražnjenja izgleda ovako:



Slika 8.14. Presjek sastava dugmaste baterije Zn -  $\text{Ag}_2\text{O}$



2. Anoda je od litija (Li). Katoda je od mangan(IV)-oksida  $\text{MnO}_2$ . Napon ovog članka je 3 V. Jednostavan opis reakcija na elektrodama tokom pražnjenja:

Anoda - oksidacija Li u  $\text{Li}^+$

Katoda - redukcija Mn iz oksidacionog stanja +4 u oksidaciono stanje +3

Ove baterije se često nazivaju litijske dugmaste baterije. Kao i svi primarni galvanski članci ne mogu se dopunjavati i njih treba razlikovati od Li-ion i Li-ion-polimer baterija koje su akumulatorskog tipa, a koje se mogu naći u formu dugmastih baterija.

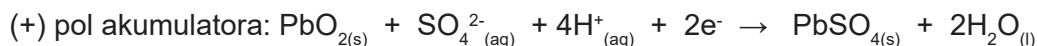
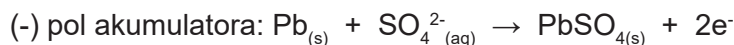
## 8.2.2 Sekundarni galvanski članci

Sekundarni galvanski članci imaju mogućnost punjenja i pražnjenja više puta. Procesom punjenja oni akumuliraju energiju, zato se i nazivaju akumulatori. Na ovaj način oni su jeftiniji izvor energije i mnogo prihvatljiviji u svrhu zaštite okoline, od primarnih članaka. Akumulatori i akumulatorske baterije se često koriste u formi serijski uvezanih članaka koji tako produkuje veći napon akumulatora.

### 8.2.2.1 Olovni akumulator

Ovo je svakako najpoznatiji i najrašireniji sekundarni galvanski članak i za razliku od ostalih prilično je davno razvijen. Olovni akumulator izumljen je još u drugoj polovini 19. stoljeća, s nešto unaprjeđenja taj se akumulator još i danas široko upotrebljava. Sastoji se od katode izgrađene od olova Pb i anode od olovo(IV)-oksida  $\text{PbO}_2$  koje su u formi ploča. Čisto olovo je mekan metal pa se u manjoj količini legira sa kalcijem Ca i antimonom Sb. Usljed toksičnosti antimona, zadnje generacije akumulatora imaju smanjen ili totalno eliminisan njegov sadržaj, a olovo se dodatno legira sa kalajem i srebrom. Elektrolit je rastvor sulfatne kiseline  $\text{H}_2\text{SO}_4$  masenog udjela 38 %, ovaj rastvor je poznat kao akumulatorska kiselina i tokom perioda rada može se maseni udio sniziti i do 30 %. Pločaste katode i anode odvojene su separatorima. To je polupropusni izolacioni materijal koji sprječava kontakt anode i katode, a propušta ione.

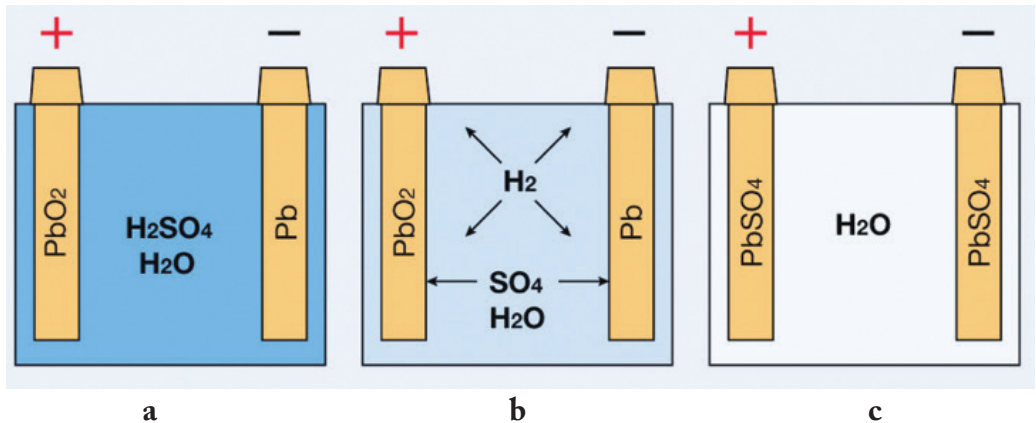
Reakcije na elektrodama tokom pražnjenja akumulatora su sljedeće:



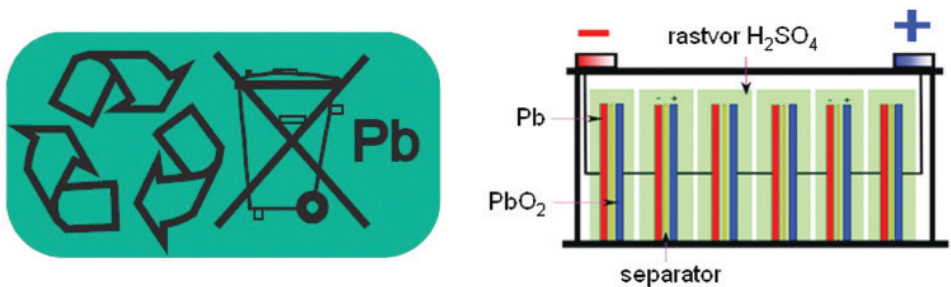
Tokom punjenja reakcije na elektrodama su iste samo u suprotnom smjeru. Za razliku od nekih sekundarnih galvanskih članaka, olovni akumulator treba kontinuirano punjenje s ciljem produženja upotrebljivosti.

Stariji modeli olovnih akumulatora su vremenom gubili rastvor elektrolita usljed isparavanja pa je bilo obavezno dolijevanje akumulatorske kiseline nakon nekog vremena. Moderne verzije akumulatora, tzv. suhi akumulatori, su zatvoreni bez mogućnosti otvaranja, sadrže akumulatorsku kiselinu u formi gela tako da je gubitak isparavanjem eliminisan. Realna mogućnost elektrolize vode tokom punjenja akumulatora se eliminiše dodatkom tvari koje sprječavaju ovu reakciju. U hladnim uslovima, kiselina slabije difundira u ploče akumulatora, uz to je i

njena provodljivost kao elektrolita niža, tako da dolazi do težeg postizanja napona potrebnog za paljenje. Ovo je razlog težeg paljenja vozila tokom zimskih uslova.



Slika 8.15. Hemijski sastav elektroda i elektrolita olovnog akumulatora: napunjen (a), tokom pražnjenja (b), potpuno ispražnjen (c)



Slika 8.16. Oznaka na akumulatorima s ciljem recikliranja i izbjegavanja odlaganja u komunalni otpad (lijevo). Prosta šema olovnog akumulatora od šest ćelija ukupnog napona 12 V (desno).

Navedena reakcija daje napon od 2 V po jednom članku (ćeliji), kako je upotrebnii napon na vozilima većinom 12 V znači da su serijski uvezane šest ćelija. Inače, radni napon na novim i dobro održavanim automobilskim akumulatorima prelazi 12 V. Ćelije olovnog akumulatora se ne smiju prazniti ispod 1,8 V inače će on postati trajno neupotrebljiv. Stajanjem van funkcije duže vremena, bez dopunjavanja, takođe vodi padu napona ovog akumulatora i trajnom oštećenju.

Većina novih akumulatora se proizvodi od olova i olovo oksida dobijenih putem reciklaže. U zemljama gdje je društvena svijest o zaštiti životne sredine i recikliranju na visokom nivou, preko 97 % olova iz starih akumulatora se reciklira.

Pored ekonomskih razloga, recikliranje akumulatora značajno čuva okolinu jer je olovo jedan od metala izrazito štetan po živi svijet.

### 8.2.2.2 Nikl-kadmij (Ni-Cd) baterije

Ovaj sekundarni galvanski članak je razvijen još početkom 20. stoljeća. Predstavlja prvu akumulatorsku bateriju u širokoj potrošnji (kućni aparati i sl.), a proizvođen je i u formi akumulatora većeg kapaciteta (automobili). Ovaj tip punjive baterije imao je mogućnost velikog broja punjenja i pražnjenja, no danas je gotovo povučen iz upotrebe, najviše iz dva razloga:

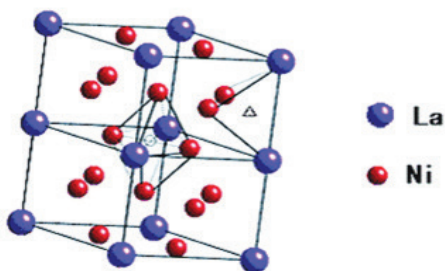
1. Pokazivao je memorijski efekat. To je pojava smanjenja kapaciteta baterije ukoliko se ona puni prije nego se skoro potpuno isprazni.
2. Ekološki razlog. Kadmij je izrazito toksičan metal po okolinu, više nego i olovo.

Ovaj tip baterije je danas značajan s istorijskog razvoja, jer su kasniji napredniji modeli članaka odnosno baterija, koristili tehnička rješenja na bazi Ni-Cd baterije.

### 8.2.2.3 Nikl-metalhidrid (Ni-MH) baterije

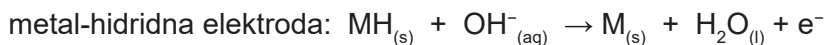
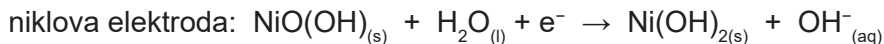
Ovaj članak i baterija su razvijeni tokom sedamdesetih godina 20. stoljeća, na bazi Ni-Cd baterije. Komercijalno dostupan kao baterija za aparate postaje krajem osamdesetih godina istog stoljeća. Njegova primjena danas je smanjena usljed potiskivanja naprednijim litij-baterijskim tehnologijama, no i danas je još uvijek u upotrebi.

Osnovni sastav ovog akumulatora čine nikl-oksidohidroksid  $\text{NiO}(\text{OH})$  elektroda, koja je identična onoj iz Ni-Cd baterija, dok drugu elektrodu predstavlja vodik u formi metal-hidridne elektrode MH. Vodik je ovdje ugrađen u intermetalni spoj (leguru) nikla i lantana  $\text{LaNi}_5$ . Kako su atomi lantana mnogo veći od atoma nikla, građa ove legure ima velike šupljine u kristalnoj strukturi. U ovaj prazan prostor smjeste se atomi vodika, te u konačnici  $\text{LaNi}_5$  popunjen vodikom ima formulu  $\text{LaNi}_5\text{H}_6$ . Elektrolit je rastvor kalij-hidroksida KOH, isto kao i kod Ni-Cd baterije.

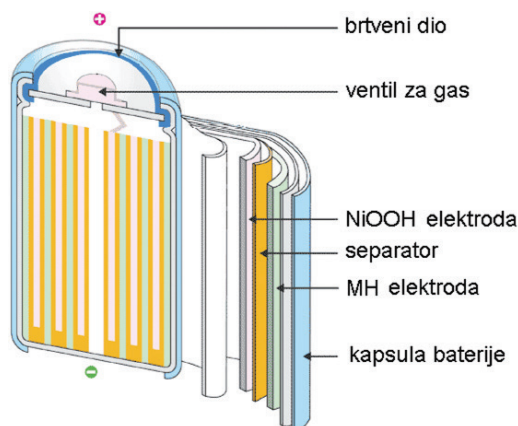


*Slika 8.17. Struktura  $\text{LaNi}_5$ , prazan prostor unutar kristalne rešetke omogućava smještaj malih atoma vodika koji čine jednu od elektroda Ni-MH baterije*

U ovakvoj strukturi elektrode na kojima se odigravaju reakcije su niklova i metal-hidrihna elektroda. Reakcije na elektrodama tokom pražnjenja su sljedeće:



Tokom punjenja reaktanti su isti samo što reakcija ide u suprotnom smjeru. Napon ove ćelije iznosi 1,2 V. Serijskim vezanjem može se umnogostučiti. Ni-MH baterija pokazuje određeni memorijski efekat, manji nego kod Ni-Cd baterije. Ovaj efekat se može eliminisati periodičnim potpunim pražnjenjem i nakon toga maksimalnim punjenjem baterije.



Slika 8.18. Presjek sastava Ni-MH baterije

Prvi serijski automobili na tzv. hibridni pogon imali su Ni-MH baterije. U pitanju su vozila koja se primarno pokreću gorivima na bazi derivata nafte, no posjeduju sistem baterija kao pomoćni pogon koji se dopunjava kad je vozilo u pokretu. Ovim baterijskim pogonom vozilo se pokreće u gradskom režimu vožnje, čime se štedi gorivo i čuva zrak od zagađenja. Ni-MH baterije su još uvijek prisutne u nekim modelima vozila sa hibridnim pogonom, no prednost u ovom segmentu napajanja dobijaju naprednije vrste sekundarnih galvanskih članaka na bazi litija.

#### 8.2.2.4 Litijske baterije

Litijske baterije su moderni sekundarni galvanski članci, trenutno najboljih karakteristika od svih koji su u širokoj upotrebi. Litij je jedan od metala najmanje

gustine tako da su ove baterije osjetno manje mase u poređenju s ostalim. Dijele se u dvije kategorije:

- Litij-ion baterije (Li-ion, LIB)
- Litij-ion-polimer ili često samo Litij-polimer (LIP, LIPB, Li-Poly)

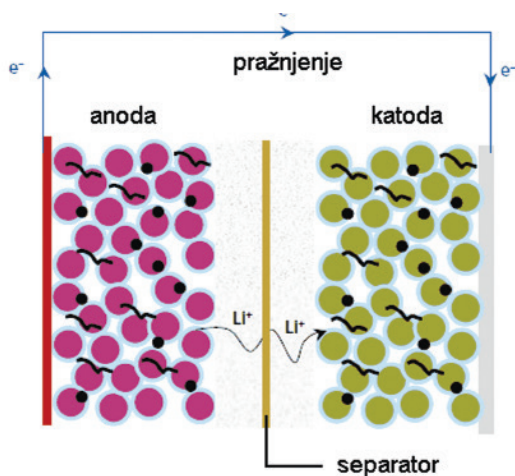
Obje vrste rade na istom elektrohemijском principu i sa istim elektrodama, razlika je u elektrolitu, nekim osobinama i cijeni. Koriste se široko u mnogim elektronskim uređajima: telefoni, digitalne kamere, prijenosni računari, tableti i sl. Također se koriste kao akumulatori elektro-energije za pokretanje automobila koji rade na hibridni pogon ili isključivo na električni pogon tzv. elektromobili.

Jedna elektroda (anoda tokom pražnjenja) se sastoji od smjese litija i ugljika ( $\text{Li}_x\text{C}_y$ ), a druga (katoda tokom pražnjenja) je od oksida litija i još nekog metala (Co, Mn i sl.; npr.  $\text{LiCoO}_2$ ,  $\text{Li}_x\text{Mn}_2\text{O}_4$ ). Reakcije na elektrodama tokom pražnjenja se jednostavno mogu opisati:

anoda: oksidacija Li u  $\text{Li}^+$  tokom koje se oslobode elektroni  $e^-$

katoda: redukcija  $\text{Li}^+$  iona

$\text{Li}^+$  ion nastao oksidacijom na anodi putuje elektrolitom kroz separator do katode gdje se redukuje. Nastala struja elektrona ( $e^-$ ) u ovom zatvorenom kolu pokreće elektrouređaje. U procesu punjenja baterije, reakcije na elektrodama su suprotne. Kao elektrolit kod Li-ion baterija služi rastvor litijevih soli u nekom organskom rastvaraču (dimetil-karbonat i sl.), dok je kod Li-poly baterija elektrolit rastvor litij soli u polimeru (plastičnoj masi - polietilen oksid, poliakrilonitril i sl.), ovo je i osnovna razlika između ovih baterija.



*Slika 8.19. Proces na elektrodama tokom pražnjenja Li-ion i Li-poly baterije*

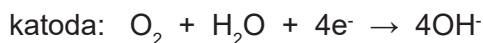
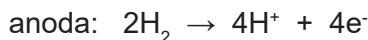


Li-poly baterije su nastale nakon Li-ion baterija. Prednost Li-poly baterija su dobre mogućnosti oblikovanja konačnog izgleda, mogu biti vrlo tanke što je važno kod nekih uređaja, no Li-ion baterije imaju nešto duži vijek trajanja i manju osjetljivost na niske temperature. S druge strane Li-ion baterije pokazuju efekat starosti i kada se ne koriste, a njihova druga loša osobina je zapaljivost organskog rasrtvarača koje može dovesti do eksplozije u slučaju pregrijavanja ili kratkog spoja unutar baterije.

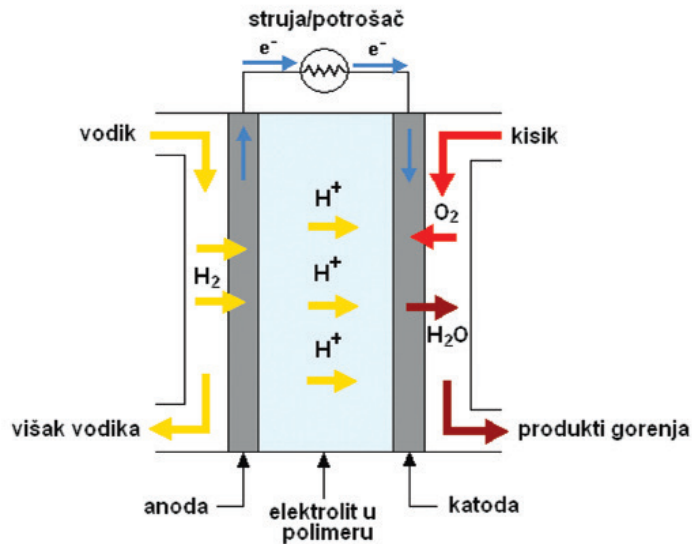
Radni napon ovih baterija se kreće od 2,7 V do 4,2 V, obično je oko 3,6 - 3,7 V, a za potrebe većeg napona (vozila, prijenosni računari i sl.) veže se više ćelija redno (serijski).

### 8.2.3 Gorivi članci

Gorenjem fosilnih goriva u termo-elektranama veliki dio energije ostaje neiskorišten, jer se ova hemijska energija koristi za grijanje pare koja pokreće električne turbine. Gubitak energije ovdje se pojavljuje jer se hemijska energija preko mehaničke (pritisak pare) pretvara u električnu. Međutim, teži se direktnoj transformaciji hemijske energije u električnu, bez pare i turbina, gdje bi iskorištenje bilo mnogo veće. Ovo se može postići putem **gorivih članaka**. Teorijski, energija svake oksidaciono-redukcijske reakcije, gdje se dešava transfer elektrona, može se iskoristiti za pokretanje gorivih članaka. U praksi se koriste reakcije sagorijevanja, a najistraživanija je reakcija gorenja vodika sa kisikom. Tokom gorenja vodika reakcije na elektrodama gorivog članka su:



Vodik  $\text{H}_2$  se oksiduje na anodi i kao hidrogen ion  $\text{H}^+$ , kroz polimer-elektrolit, putuje prema katodi. Elektroni nastali ovom oksidacijom vodika, sa anode, preko potrošača, putuju do katode gdje redukuju kisik  $\text{O}_2$  u hidroksidni ion  $\text{OH}^-$ . Na ovaj način dolazi do organizovanog transfera elektrona sa vodika na kisik umjesto haotičnog koji se dešava prostim gorenjem. Ovaj transfer elektrona predstavlja struju koja pokreće rad potrošača (slika 8.20).



Slika 8.20. Shema gorivog članka sa vodikom kao gorivom

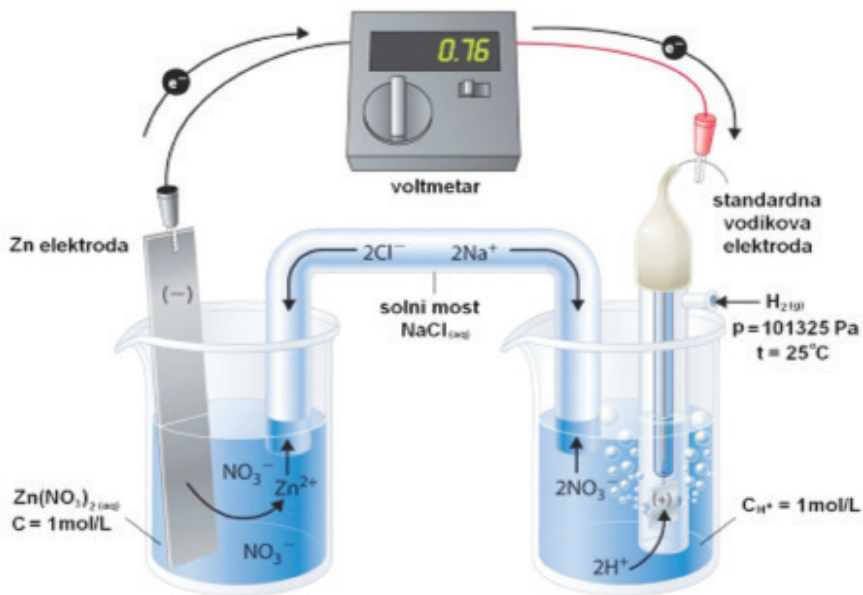
Program Apollo 11 (put na Mjesec) je na ovaj način dobijao struju, gorenjem vodika i kisika. Voda nastala kao produkt gorenja se koristila za potrebe posade. Veliki se novac ulaže u istraživanja gorivih članaka, međutim, rezultati još nijesu u praksi zadovoljavajući, traži se najbolje rješenje za masovnu upotrebu i proizvodnju. Cijene gorivih članaka su visoke i za sada jedinu redovnu upotrebu imaju u svemirskoj tehnici. Mogu se naći i kao pogonsko sredstvo u još uvijek eksperimentalnim modelima automobila.



Slika 8.21. Automobil pokretan energijom iz gorivih članaka (fuel cell), a gorivi članak može biti i dodatni pogon u hibridnim modelima

## 8.2.4 Voltin elektrohemijski niz metala

Elektrohemijske reakcije su redoks reakcije. Na jednoj elektrodi se dešava oksidacija, a na drugoj redukcija. Kada se elektrode od različitih metala uronjene u rastvor elektrolita spoje metalnim provodnikom doći će do protoka elektrona. Elektroni teku sa anode gdje se odigrava oksidacija prema katodi gdje se dešava redukcija. Razlog kretanja elektrona i pojave struje je razlika potencijala između dvije elektrode koji se naziva elektrodni potencijal. Kod članka Cu-Zn ta razlika iznosi 1,1 V, među elektrodama olovnog akumulatora 2 V, kod Ni-MH baterija 1,2 V, itd. Ova razlika potencijala galvanskog članka naziva se elektromotorna sila EMF (eng. *electromotive force*) i identična je naponu. Jasno je da ovaj elektrodni potencijal ne može biti izražen za jednu elektrodu već za par, tako elektroda jednog metala može imati različiti elektrodni potencijal ovisno s kojim drugim metalom je u galvanskom spregu.



Slika 8.22. Spreg cinkove i vodikove elektrode. Desno u spregu je standardna vodikova elektroda, pritisak i temperatura vodika su standardni, koncentracija  $H^+$  iona je  $1 \text{ mol/dm}^3$ , dno elektrode je od platine. Lijevo u spregu je cinkova elektroda pri standardnim uslovima, uronjena u rastvor vlastitog iona  $Zn^{2+}$  koncentracije  $1 \text{ mol/dm}^3$ . Vrijednost napona na voltmetru je  $E^0$  cinka za reakciju  $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

S ciljem određivanja odnosa elektrodnih potencijala pojedinih materijala koji se koriste kao elektrode, uzeta je jedna elektroda kao standard, te se prema njoj izražavaju potencijali svih ostalih materijala. Vrijednost elektrodnog potencijala svakog materijala bit će ona koja se dobije kada je taj materijal u spregu sa

standardnom elektrodom. Kao standardna elektroda uzet je vodik sa potencijalom nula volti. Potencijal svih drugih materijala određuje se kao EMF koja se javlja kada je elektroda od tog materijala u spregu s vodikovom elektrodom. Pri tome spregu elektroda je uronjena u rastvor vlastitog iona koncentracije  $1 \text{ mol/dm}^3$ , pritisak je  $101325 \text{ Pa}$  i temperaturu  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ , a dobijena vrijednost elektromotorne sile materijala označava se simbolom  $E^0$ , superskript  $^0$  znači da su u pitanju standardni uslovi koncentracije i okoline. Vrijednosti  $E^0$  za pojedine metale prikazane su u tabeli 8.1. Date su za reakciju u kojoj metal prima elektrone, u suprotnoj reakciji gdje bi metal otpuštao elektrone bile bi iste vrijednosti sa suprotnim predznakom; npr.  $\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$ ,  $E^0 = -0,76 \text{ V}$ ; za suprotnu reakciju  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ ,  $E^0 = +0,76 \text{ V}$ .

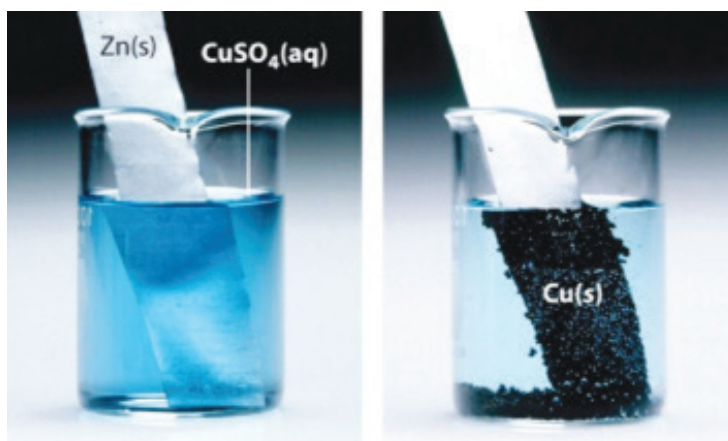
Vrijednosti  $E^0$  nijesu vezane samo za metale i njihove sklonosti ka oksidaciji i redukciji već generalno za sve redoks reakcije, a neke su date u tabeli. Što je  $E^0$  veća, tvar je jači oksidans u datoj reakciji, odnosno u suprotnoj reakciji je slabiji reductent. Prema primjerima u tabeli najjače oksidaciono sredstvo je fluor  $\text{F}_2$  ( $+2,85 \text{ V}$ ), a najslabije litij ion  $\text{Li}^+$  ( $-3,045 \text{ V}$ ). U suprotnoj reakciji od standardne  $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$  potencijal  $E^0$  za Li iznosi  $+3,045 \text{ V}$  što znači da je litij najjači reductent. Upravo ova visoka vrijednost  $E^0$  za Li je razlog njegove upotrebe kao elektrode u baterijama, jer je u stanju da razvije napon ćelije od  $3 \text{ V}$  i više.

*Tabela 8.1. Vrijednosti standardnih elektrodnih potencijala za neke reakcije*

<b>reakcija na elektrodi</b>	<b>standardni elektrodni potencijal <math>E^0</math> (V)</b>
$\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}$	-3,041
$\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$	-2,925
$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,870
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	-1,660
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,760
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,443
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,126
$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	0,000
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,340
$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,770
$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	0,800
$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}$	+0,860
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	+1,690
$\text{F}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,850

Podaci iz tabele su iskazani u reakciji redukcije, primanja elektrona i nastanka elementarnog stanja metala. Ako je  $E^0$  pozitivna znači da se navedena reakcija odigrava spontano. Ako je  $E^0$  negativna, navedena reakcija se neće desiti bez poticaja iz vanjskog izvora napona, odnosno reakcija u suprotnom smjeru će biti spontana. Na bazi vrijednosti mogu se izvesti određeni zaključci:

- što je vrijednost niža (negativnija) utoliko se metal teže redukuje tj. teže prelazi iz ionskog u elementarno stanje; ovo također znači da će taj metal u elementarnom stanju biti skloniji oksidaciji i prelasku u ionski oblik;
- što je vrijednost niža metal će teorijski biti skloniji koroziji i propadanju, u praksi to ne mora značiti jer praktična korozija metala ovisi još od niza drugih faktora;
- metal koji ima nižu vrijednost iz tabele u stanju je istisnuti iz spoja metal koji je ima višu vrijednost (slika 8.23),  $E^0 = -0,763 \text{ V}$  za Zn,  $E^0 = +0,34 \text{ V}$  za Cu; cink se oksiduje u ionski oblik i mijenja bakarne ione u rastvoru koji se redukuje u elementarni bakar izdvojen kao talog.



*Slika 8.23. Zamjena nastaje usljed nižeg standardnog elektrodnog potencijala cinka nego bakra, odnosno jače težnje cinka da uđe u hemijsku reakciju i pređe u ionski oblik*

Prvi elektrohemijski niz metala načinio je A. Volta uspoređujući međusobno metale bez određene standardne vrijednosti, pa se često i naziva Voltin elektrohemijski niz. Volta nije imao egzaktne podatke o vrijednostima standardnih elektrodnih potencijala jer tada nijesu bili ustanovljeni, no zapazio je da će napon biti veći ili manji ovisno o paru metala koji čine galvanski članak. Napravio je niz na bazi mjerenja, u kojima je veća međusobna udaljenost dva metala u nizu proizvodila veći napon u njihovom članku (slika 8.24).

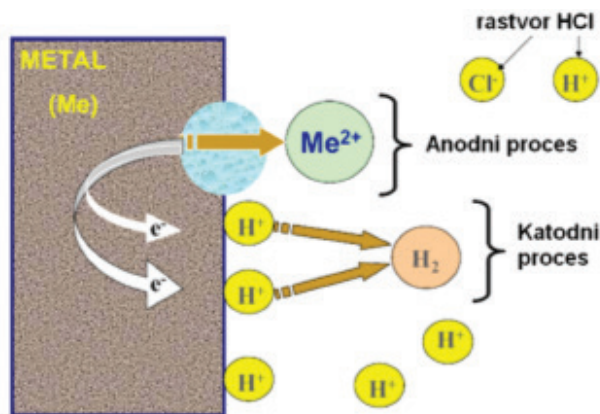


Slika 8.24. Voltin elektrohemijski niz metala

Što je metal više udesno od vodika, sa pozitivnijim  $E^0$ , smatra se plemenitijim, što znači da teže ulazi u reakcije i teže korodira. Suprotno, što je ulijevo više udaljen od vodika, sa negativnijim  $E^0$ , smatra se manje plemenitim i teorijski sklonijim koroziji. No, u praksi, sklonost metala koroziji nije samo na bazi vrijednosti  $E^0$  već i niza drugih faktora o čemu govori nastavak ovog poglavlja.

### 8.3 KOROZIJA METALA

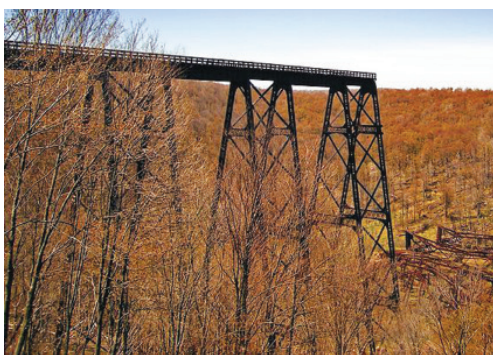
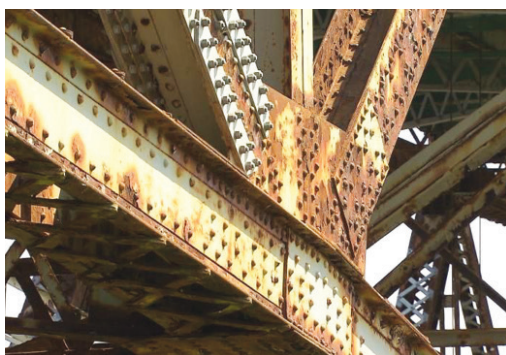
Korozija - propadanje materijala usljed dejstva okoline, posljedica je hemijskog, elektrohemijskog i fizičkog (elektro ili mehaničkog) djelovanja. Naziv potiče od latinske riječi *corrodere* - nagrivanje. Korozija metala je proces propadanja metala usljed njegove hemijske i elektrohemijske interakcije. Čisto hemijski oblik korozije je manje prisutan, vezan je za hemijske reakcije metala u neelektrolitnoj sredini, npr. oksidacija metala sa vrućim gasovima ili reakcija sa nekim tvarima prirodno prisutnim u nafti i njenim derivatima. Elektrohemijski oblik korozije je rašireniji, dešava se u elektrolitima, a uzrokovan je nastajanjem malih galvanskih članaka na površini metala. Hemijski posmatrano korozija je proces oksidacije u kojem metal koji korodira otpušta elektrone, znači ponaša se kao anoda  $M \rightarrow M^{z+} + ze^-$ .



Slika 8.25. Elektrohemijski oblik korozije u primjeru rastvaranja metala u razblaženoj hloridnoj kiselini. Anodni proces je oksidacija metala u metalni ion. Katodni proces je redukcija hidrogen iona  $H^+$  u vodik  $H_2$ .

Teorijski, sklonost metala koroziji određena je njegovim mjestom u elektrohemijskom nizu metala, odnosno vrijednosti njegovog standardnog elektrodnog potencijala. Prema slici 8.24. što je metal više udesno manje je sklon koroziji odnosno više se smatra plemenitim. Zaključuje se da je aluminij (Al) mnogo više sklon koroziji od željeza (Fe), no u praksi je poznata mnogo veća koroziona postojanost aluminijske u odnosu na željezo. Razlog je aluminij-oksida ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), koji kao korozioni produkt aluminijske na površini metala brzo stvara kompaktnu i čvrstu opnu koja sprječava dalju korozionu aktivnost u unutrašnjost metala. Konačni korozioni produkt željeza je željezo(III)-oksida ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), on se sporije formira od aluminij-oksida na površini, međutim, on ima lisnату strukturu što omogućava nastavak korozije u dubinu i vremenom propadanje cijelog predmeta. Ovo je primjer kako produkt korozije ustvari sprječava propadanje metala koji je inače skloniji koroziji. Korozioni produkt je jedan od niza faktora koji praktično mogu zaustaviti, usporiti ili ubrzati koroziju metala.

Korozija metala je veliki uzročnik ekonomskih gubitaka u privredi i domaćinstvima. Količina metala koja nestane u procesu je mala i gubitak je beznačajan, ali se često gubi cijeli mehanički dio što dovodi do troškova. Pored troškova korozija nosi i opasnosti, osobito ako korodiraju dijelovi građevinskih konstrukcija ili dijelovi vozila.

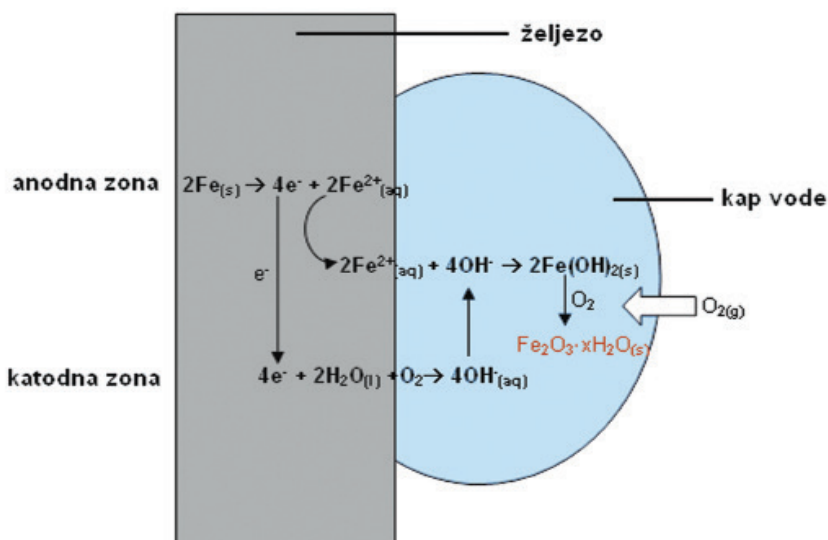


*Slika 8.26. Korozija na otvorenim konstrukcijama može biti opasna. Kolaps mosta u Pensilvaniji (SAD) usljed korozije željezne konstrukcije.*

### **8.3.1 Korozija (hrđanje) željeza**

Korozija ili hrđanje se najčešće vezuje za željezo zbog njegove široke primjene u tehnici i sklonosti ka koroziji. Slika 8.27. prikazuje osnovne elektrohemijske procese tokom korozije željeza. Prisustvo vlage i zraka značajno ubrzava korozioni proces tako

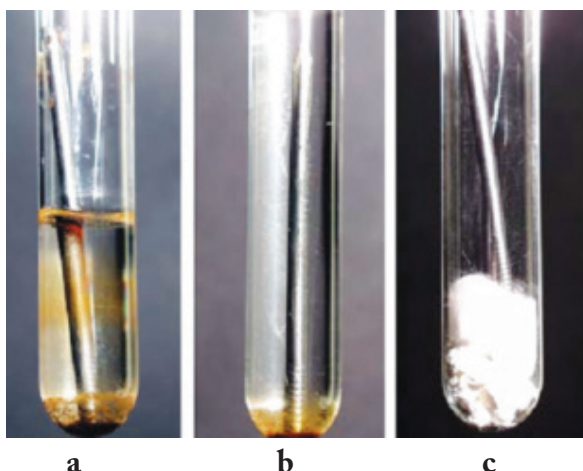
što se na željezu formiraju mali galvanski članci. Dio željeznog predmeta se ponaša kao anoda ( $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ ), a elektroni nastali tokom ove oksidacije putuju u zonu kontakta željeza i vode (katodna zona). U katodnoj zoni, uz učešće elektrona, kisik rastvoren u kapljici vode reaguje sa vodom i nastaje  $\text{OH}^-$  ion. Ovaj ion u površinskom dijelu željeza reaguje sa  $\text{Fe}^{2+}$  ionom i nastaje željezo(II)-hidroksid  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ . Ovaj hidroksid se lako oksiduje kisikom u konačan produkt korozije  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , to je hidratizirani željezo(III)-oksid karakteristične tamno smeđe boje.



Slika 8.27. Elektrohemijske reakcije i produkti tokom procesa hrđanja željeza

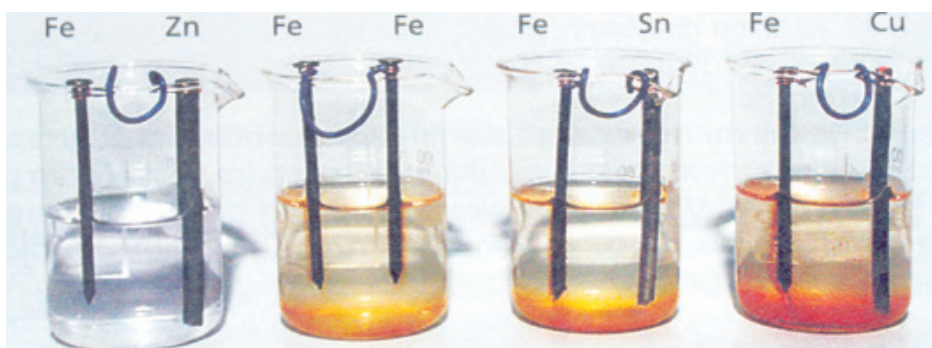
Uslovi okoline u kojima se odigrava korozija željeza su važan faktor. Prisustvo vlage ubrzava koroziju željeza. Voda je medij gdje se odigrava značajan dio reakcija hrđanja željeza opisanih na slici 8.27., uz to voda i omogućuje stvaranje malih galvanskih članaka na masi željeza. Prisustvo mineralnih soli rastvorenih u vodi dodatno ubrzava koroziju. Razlog je povećanje provodljivosti vode jer su rastvoreni minerali elektroliti, a veća provodljivost sredine ubrzava sve elektrohemijske reakcije, tako i koroziju. Slika 8.28. jasno prikazuje viši stepen korozije željeznog eksera u vodovodnoj vodi, koja sadrži nešto rastvorenih minerala, nego u destilovanoj vodi. Realan primjer ovoga imamo kod vozila, gdje prisustvo soli na cestama, tokom zimskih uslova, ubrzava koroziju podnih dijelova vozila. Odsustvom vlage, u primjeru suhog zraka, ne dešavaju se korozioni porcesi na željezu (slika 8.28). Kod suhog zraka nijesu mogući elektrohemijski procesi korozije jer nema vode, jedino je moguća hemijska korozija, a ona se odigrava samo kada je željezo izloženo pregrijanom zraku. Povećanje temperature, kao i kod svake druge hemijske reakcije, pogoduje ubrzanju i hemijske i elektrohemijske korozije.





Slika 8.28. Korozija željeza nakon sedam dana u uslovima vodovodne vode (a), destilovane vode (b) i suhog zraka (c)

Pored ambijentalnih uslova (suh/vlažan zrak, temperatura, rastvorene soli i sl.) koroziju željeza značajno može ubrzati ili usporiti kontakt sa drugim metalima. Ako je željezo u kontaktu s metalom plemenitijim od njega, npr. bakar Cu (slika 8.24), onda će brže da korodira (slika 8.29). Razlog je dodatna pojava galvanskog sprega u kojem je željezo anoda, a plemenitiji metal katoda. Zato kada se prevlake ovih metala kao zaštita nanose na željezo moraju prekriti cijeli predmet, u slučaju malog nedostatka ili oštećenja zaštita nema učinka, naprotiv korozija se dodatno se ubrzava.



Slika 8.29. Ubrzanje ili usporenje korozije željeza ovisno sa kojim je metalom u kontaktu

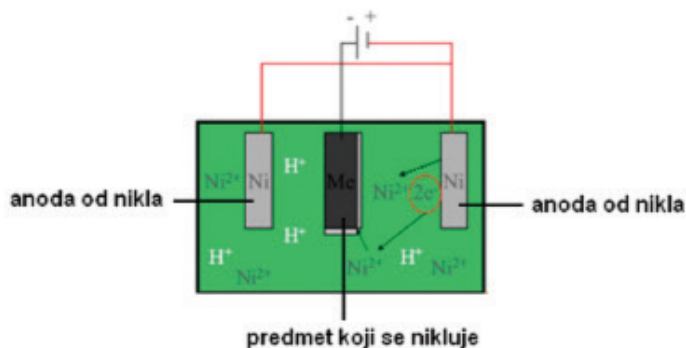
Ako je željezo u kontaktu sa manje plemenitim metalom, npr. cinkom Zn (slika 8.24), njegova korozija se usporava (slika 8.29). Razlog je što se metal manje plemenit od željeza sada ponaša kao anoda, slikovito se može opisati kao da on na „sebe preuzima“ koroziju željeza. Ova pojava široko se koristi u zaštiti željeza od korozije.

U ovom slučaju, ako željezni predmet i nije potpuno prekriven cinkom, korozija će biti usporena.

### 8.3.2 Zaštita željeza od korozije

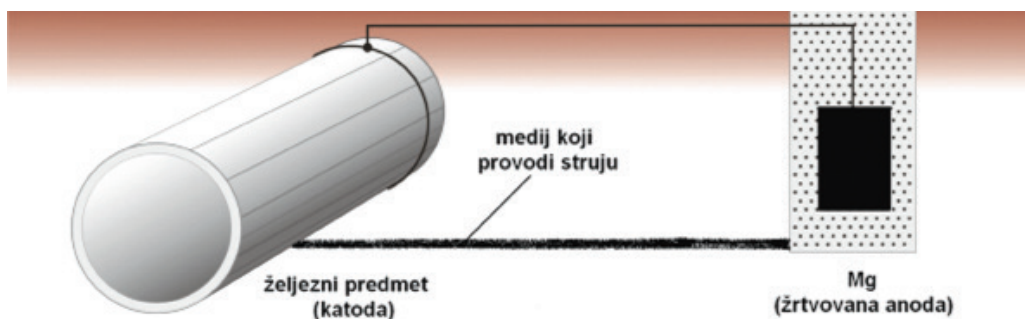
Zaštita željeza od korozije obavlja se na više načina, nekada i kombinacijom više različitih metoda:

- **Legiranje metala.** Željezo se topi i miješa s drugim metalom ili nemetalom i tako se dobija legura boljih karakteristika od samog željeza. Čelik je legura željeza i ugljika i sklon je koroziji. Nehrdajući čelik je legura željeza sa hromom i niklom, a prema namjeni dodaju se i drugi metali. Ovakav čelik obično nosi naziv Inox (franc. *inoxydable* - ne oksiduje) ili *rostfrei* (njem. - ne hrđa). Legiranje željeza je jedna od najefikasniji metoda zaštite, no nije cijenom prikladan za masovnu upotrebu, koristi se tamo gdje je neophodan (radne površine izložene trenju i mehaničkim udarima, posuđe i sl.). Npr. željezne ograde nemaju potrebu za ovakvim čelikom, zato se primjenjuju druge - jeftinije metode zaštite metala (farbanje, galvanizacija).
- **Galvanizacija.** Na željezne predmete se nanosi tanak sloj drugog metala koji sprječava koroziju. Najčešće se nanosi cink, hrom i nikl. Proces je elektrohemijski gdje je katoda predmet koji se štiti dok je anoda od metala kojim se obavlja zaštita, kod cinkovanja i niklovanja. Kod hromiranja, hrom koji se nanosi na željezni predmet nije anoda već je kao ion sadržan u rastvoru. Nikl i hrom pored zaštite imaju i dekorativan učinak, osobito hrom može dati izuzetan sjaj predmetu. Pozlata je nanošenje tankog sloja zlata i uglavnom se radi u dekorativne svrhe. Galvanizacija je efikasna zaštita željeznih predmeta koji nijesu izloženi trenju i mehaničkim udarima. Pored galvanizacije (putem struje) prevlaka se može i fizički nanijeti, prskanjem ili uranjanjem u rastaljeni metal. tako se obično nanosi kalai u procesu kalaiisanja, a nekada i cink.



Slika 8.30. Niklovanja željeznih predmeta. Anode od čistog nikla se „tope“ a nastali  $Ni^{2+}$  ioni putuju prema katodi gdje se vežu na površinu predmeta koji se štiti. Reakcije na elektrodama su: anoda  $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$ ; katoda  $Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$  (lijevo). Hrom daje visoki sjaj obrađenim predmetima (desno).

- **Bruniranje.** Na željezne predmete se hemijskim reakcijama izaziva formiranje željeznog oksida  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , a to je neka vrsta kombinacije željezo(II)-oksida  $\text{FeO}$  i željezo(III)-oksida  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  u jednoj molekuli. Za razliku od lisnate strukture hrđe, ovaj oksid formira kompaktnu opnu i efikasno štiti unutrašnji dio željeznog predmeta od korozije. Ovako zaštićeni predmeti imaju crnu ili smeđu boju. Bruniranje se najviše koristi u zaštiti oružja, alata i optičkih instrumenata.
- **Katodna zaštita žrtvovanom anodom.** Željezo se dovede u kontakt sa manje plemenitim metalom od njega (Mg, Zn), koji postaje anoda i koroziju “preuzima na sebe”, kada se istroši ova žrtvujuća anoda zamijeni se drugom. Željezo je u ovom slučaju katoda, otuda i naziv katodna zaštita. Ova metoda se koristi za zaštitu cjevovoda, rezervoara, brodova. Važno je da predmet zaštite i žrtvovana anoda budu povezani medijem koji je provodnik, da bi se zatvorilo strujno kolo.



Slika 8.31. Katodna zaštita žrtvovanom anodom

- **Katodna zaštita vanjskim izvorom struje.** Željezni predmet se veže na negativan pol vanjske struje - katodu. Na ovaj način se ravnoteža hemijske reakcija korozije, pomoću vanjske struje, tjera u lijevo ( $\leftarrow$ ) ka očuvanju željeza od reakcije oksidacije:



ravnoteža se pomjera u  $\leftarrow$  smjeru

Ova zaštita se primjenjuje na automobilima gdje se masa (šasija i limeni dio

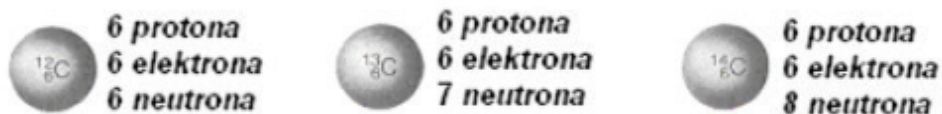
vozila) veže na negativan pol akumulatora - katodu. Također, ovakav vid zaštite se primjenjuje i na raznim cjevovodima i rezervoarima.

- **Promjenom okoline.** Promjena korozivne sredine najčešće se obavlja eliminacijom kisika ili sniženjem provodljivosti tečnog medija. Umjesto vode može se upotrijebiti neki rastvarač koji će stvoriti uslove slabe provodljivosti struje. Umjesto zraka može se stvoriti atmosfera nekog hemijskog nereaktivnog gasa (azot, argon), tako se eliminiše kisik kao značajan učesnik u reakcijama korozije. U slučaju kisika rastvorenog u vodenoj sredini, on se može ukloniti nekim hemijskim sredstvima. Ovaj vid zaštite je ograničen na željezne objekte i predmete u zatvorenoj sredini.



## 9. RADIOAKTIVNOST

Hemijske reakcije uključuju procese u kojima najvažniju ulogu imaju elektroni iz vanjskih ljuski (tzv. valentni elektroni). Ostatak atoma, elektroni iz unutrašnjih ljuski, a naročito čestice iz jezgra atoma, nemaju značajnu ulogu u hemijskim reakcijama. Međutim, neka atomska jezgra pokazuju drugi način aktivnosti, usljed kojeg mogu nastati atomi drugih elemenata. Poznato je da je identifikacija elementa vezana za broj protona u jezgru njegovih atoma. Promjenom (gubitkom) određenog broja protona, npr. cijepanjem jezgre, atom prelazi u drugi element ili iz jednog atoma nastaju dva druga atoma, odnosno iz jednog elementa nastaju dva.



*Slika 9.1 Grafički prikaz tri izotopa ugljika C-12, C-13 i C-14*

Na slici 9.1 su prikazana tri izotopa ugljika. Atomi ugljika C-14 pokazuju nestabilnost usljed nešto većeg broja neutrona. S vremenom atom C-14 iz svog jezgra izbacuje čestice i postaje atom azota. Ovaj proces je praćen oslobađanjem energije u formi radioaktivnog zračenja, zato se kaže da je ugljik C-14 **radioaktivan**. Proces promjena na jezgru atoma praćen emisijom čestica i zračenjem naziva se radioaktivnost.

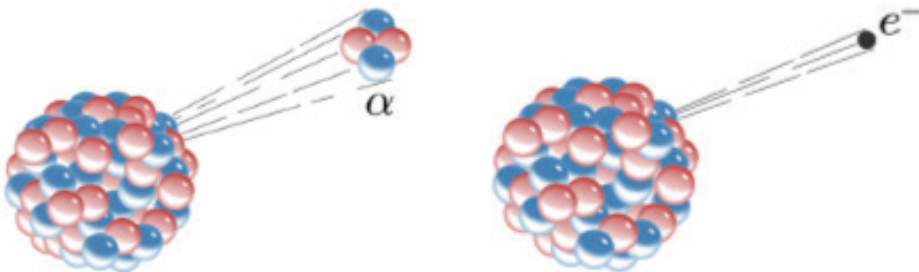
Radioaktivnost, kod većine elemenata, pokazuju samo neki izotopi koji su u malom procentu prirodno zastupljeni u ukupnom elementu i nazivaju se **radioizotopi**. Veliki broj radioizotopa dobija se i umjetnim putem u nuklearnim elektranama i laboratorijama.

## 9.1. RADIJACIJA

Promjene na jezgru atoma dovode do pretvaranja jednog elementa u drugi (transmutacija elemenata) ili nastajanja dva nova elementa, a to ima za posljedicu emisiju čestica i zračenja. Najznačajnije emisije čestica i zračenja tokom nuklearnih reakcija su tri sljedeća slučaja:

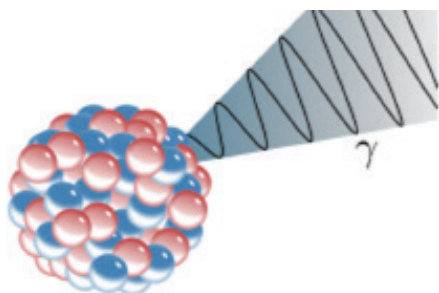
1. alfa čestice ili alfa zraci
2. beta čestice ili beta zraci
3. gama zraci

**Emisija alfa čestica ili alfa zraci.** To je struja čestica iz jezgra koje se sastoji od dva protona i dva neutrona, znači kao jezgro atoma helija. One velikom brzinom izlijeću iz jezgra, ali lako se i zaustavljaju. Npr. list papira ili ljudska koža su neprobojne prepreke za njih, te tako i u zraku imaju mali domet.



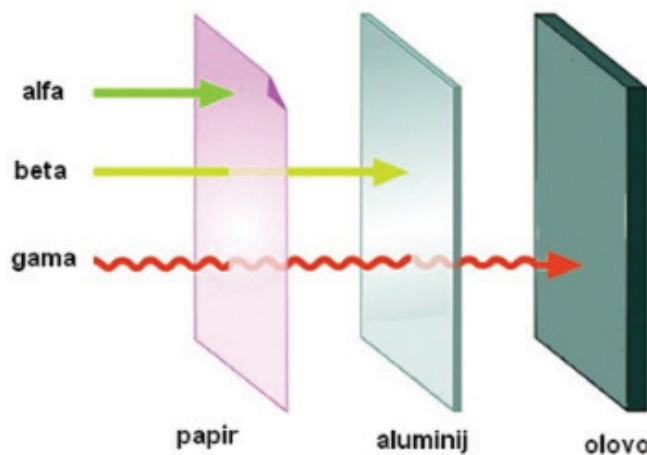
Slika 9.2 Emisija alfa-čestica (lijevo) i beta-čestica (desno)

**Emisija beta čestica ili beta zraci.** Sastoje se od snopa brzih elektrona. Oni potiču iz raspada neutrona, pri čemu nastaje jedan proton i jedan elektron. Prodorniji su od alfa zraka. U zraku mogu putovati oko 20-30 cm, a mogu proći kroz tanku metalnu foliju i ljudsku kožu. No, nekoliko milimetara debela aluminijska ploča je u stanju da spriječi njihovo širenje.



*Slika 9.3 Emisija gama zraka*

**Gama zraci ili gama fotoni.** Ovo su elektromagnetni talasi visoke energije - frekvencije, odnosno male talasne dužine. Imaju veliku prodornu snagu. Prolaze kroz ljudsko tijelo i imaju veliki domet. Najopasniji su produkt radiokativnosti po čovjeka i okolinu i teško se sačuvati od njihovog uticaja. Olovo je jedan od rijetkih materijala koji je u stanju bude prepreka za njihovo širenje.



*Slika 9.4 Prodornost alfa, beta i gama radioaktivnog zračenja*

Izuzetno je opasno rukovati radioaktivnim tvarima i izlagati se pojačanoj radijaciji. U malim dozama radioaktivno zračenje nije opasno i prirodno je prisutno u okolini, no doze zračenja malo veće od prirodnog fona mogu dovesti do pojave niza teških oboljena, najčešće kancerogenih. Izlaganje većim dozama



zračenja prvo izaziva mučninu, povraćanje i umor, zatim se može javiti krvarenje iz desni, gubitak snage i smrt. Visoke doze zračenja u kraćem vremenu dovode do crnila na koži i smrti unutar nekoliko minuta.



*Slika 9.5 Gajgerov brojač*

Mjerenje radioaktivnosti obavlja se nizom instrumenata od kojih je najpoznatiji Gajgerov brojač (Geiger), koji radijaciju pretvara u mjerljivi električni signal. Pored navedenih opasnosti, radijacija ima pozitivnu stranu ako se upotrebljava na kontrolisan način. Najviše se koristi u polju medicine, raznih tehničkih instrumenata i ispitivanja biološke i geološke istorije Zemlje.

### 9.1.1 Vrijeme poluraspada

Brzina radioaktivnog raspada ne ovisi od vanjskih uslova već je to karakteristika svakog elementa, odnosno izotopa. Što je veći broj raspada izotopa nekog elementa u jedinici vremena utoliko je i zračenje izraženije. Brzina radioaktivnog raspada izražava se **vremenom poluraspada**. Vrijeme poluraspada je određeni interval vremena, karakterističan za svaki izotop, u kojem dolazi do raspada polovine prisutne količine tog izotopa.

Npr. atomi C-14 razgrađuju se veoma sporo. Ako se posmatra 100 takvih atoma polovina od njihovog broja (50) će se raspasti tek nakon 5700 godina, dok će se preostalih 50 raspadati po istom zakonu, i nakon novih 5700 godina ostat će 25, itd. Vrijeme od 5700 godina naziva se **vrijeme poluraspada**, to je vrijeme u kojem se raspadne polovina od praćene količine izotopa.

Neki radioaktivni izotopi imaju mnogo kraće vrijeme poluraspada, tako Po-212 (izotop polonija) ima vrijeme poluraspada od  $10^{-7}$  sekundi.

### 9.1.2 Upotreba radijacije

Radijacija ima najveću primjenu u medicini, kako u dijagnostici tako i u terapiji. U dijagnostici se najviše koristi u ispitivanju štitne žlijezde i pluća, a prema

potrebi i drugih organa. Npr. funkcionisanje štitne žlijezde određuje se praćenjem metabolizma radioaktivnog joda unesenog u organizam, dok se ispravnost funkcije pluća određuju udisanjem radioaktivnog plemenitog gasa Kr-81 (izotop kriptona). Kretanje i ponašanje radioaktivnih izotopa unesenih u organizam, prati se instrumentima za mjerenje radioaktivnosti (npr. gama kamera, slika 9.6), jer ovi izotopi tokom svog metaboličkog puta zrače radijaciju.



*Slika 9.6 Gama kamera prati emisiju gama-zraka koje emituju tvari unesene u organizam. Količine radio-izotopa su dozirane u sadržaju koji neće ugroziti zdravlje pacijenta, a omogućavaju detekciju emitovanih zraka*

Terapijska upotreba radijacije vezana je za liječenje kancerogenih bolesti. Gama zraci su zbog svoje prodornosti izuzetno štetni za organizam jer ubijaju ćelije, međutim, u kontrolisanim dozama mogu biti od koristi. Izlaganjem kancerogenih dijelova tkiva zracima dolazi do njihovog uništenja. Ovim procesom se dijelom uništavaju i zdrave ćelije organizma što dovodi do neželjenih efekata terapije koji se manifestiraju kao opšta slabost organizma (obično mučnina i povraćanje). Međutim, korist je neosporno veća od štete koja je, uz pravilno doziranje zračenja, kratkotrajna.

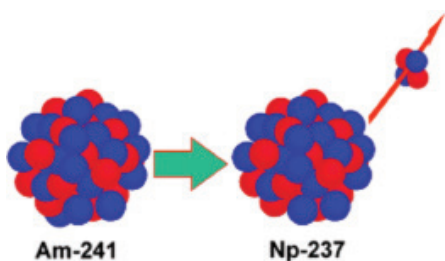


*Slika 9.7 Očuvani fosil vodozemca za koji je radionukleidnom C-14 analizom određeno da potiče iz geološkog perioda jure*

Radioaktivnost ima značajnu primjenu u arheologiji i paleontologiji. Svi živi organizmi sadrže ugljik kao osnovni element. Prirodni ugljik je smjesa tri izotopa, što znači da je u tkivu sadržan i ugljik C-14 u određenoj, vrlo maloj količini. Izotop C-14 nastaje u visokim slojevima atmosfere djelovanjem kosmičkih zraka na azot.

Određeno je da je njegov sadržaj kroz duži period geoloških razdoblja Zemlje konstantan. On reaguje sa kisikom iz zraka i nastaje ugljik(IV)-oksid ( $\text{CO}_2$ ) koji je osnovni izvor hrane za biljke. Putem zraka i biljaka C-14 se brzo i ravnomjerno širi u cjelokupan živi svijet. Živa bića kontinuirano unose i obnavljaju sadržaj C-14 u organizmu, zbog toga je njegova koncentracija u živim bićima jednaka i konstantna. Kada se smrću prekine izmjena tvari između organizma i okoline, unos C-14 se zaustavlja dok se radioaktivni raspad ne zaustavlja i uginulo tkivo počinje gubiti C-14. Određivanjem smanjenja sadržaja C-14 ili promjene njegovog omjera prema izotopu C-12, u nekom uzorku nežive tvari (koja je nekad bila živa), može se izračunati koliko je vremena prošlo od trenutka smrti. Znači što je manji sadržaj C-14 to je predmet analize stariji. Metoda se naziva radionukleidna C-14 analiza, a njom se određuje starost fosila (čovjeka, biljaka i životinja), fosilnih goriva, starih knjiga, pergamenata, tkanina i sl. Ovom metodom se može odrediti starost svih materijala koji su nekad bili sastavni dijelovi živih bića (papir, kosti, drvo, ugalj i sl.).

Mnogi instrumenti rade na bazi zračenja nastalog raspadom radionukleida. Npr. protivpožarni alarmni aparati rade na bazi alfa-čestica, a kao izvor koriste Am-241 (izotop americija).



*Slika 9.8 Radioaktivnim raspadom americija-241 nastaje neptunij i emituje se alfa-čestica (lijevo). Nastala emisija alfa zraka koristi se za detekciju dima i izradu protivpožarnih alarma (desno).*

## 9.2 NUKLEARNA ENERGIJA

Radijacija je redovan vid energije koji se oslobađa tokom promjena na jezgri atoma, no nije jedina energija koji se može osloboditi nuklearnim reakcijama.

Mnogo veća energija oslobađa se cijepanjem (fisijom) ili stapanjem (fuzijom) atomskih jezgara. Ova energija potiče usljed gubitka mase koji nastaje fuzijom i fisijom, a uzrokovan je tzv. defektom mase. Najjednostavnije opisano defekt mase predstavlja razliku masa pojedinačnih nukleona (protoni i neutroni) i ukupne mase jezgre koju čine. Npr. masa jezgre deuterija (vodikov izotop) koji se sastoji od jednog protona i jednog neutrona manja je od zbira pojedinačnih masa jednog protona i jednog neutrona. Ova razlika u masi je izuzetno mala, međutim, njenom transformacijom u energiju putem Ajnštajnovae relacije:

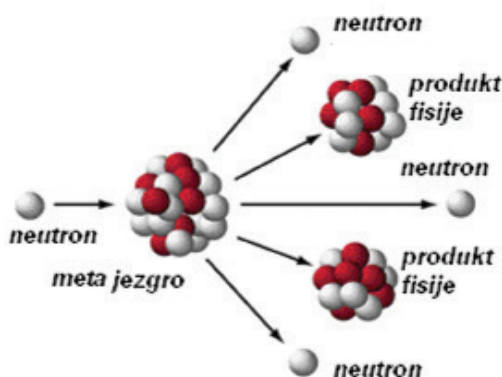
$$E = m \times c^2$$

osloboda se ogromna količina energije koja se može iskoristiti, odnosno koja nastaje u zvijezdama.

### 9.2.1 Nuklearna fisija

Na prethodnom primjeru atoma americija-241 navedeno je da se transformiše u atom neptunija i pri tome emituje alfa-zrake. Kod drugih težih jezgara (atomi s većom atomskom masom) raspad se može odigrati i ujednačenijom podjelom jezgra, tako da iz jednog elementa nastanu dva. Ovakav proces raspada naziva se fisija.

Jezgro izotopa urana U-235 se tokom vještačkog izlaganja udaru brzih neutrona cijepa na kripton-90 i barij-142. Nastali produkti kripton i barij također pokazuju radioaktivnost. Tokom ovog cijepanja oslobađaju se tri neutrona, također velike brzine, koji su u stanju da dalje lančano nastavljaju reakciju (slika 9.9).

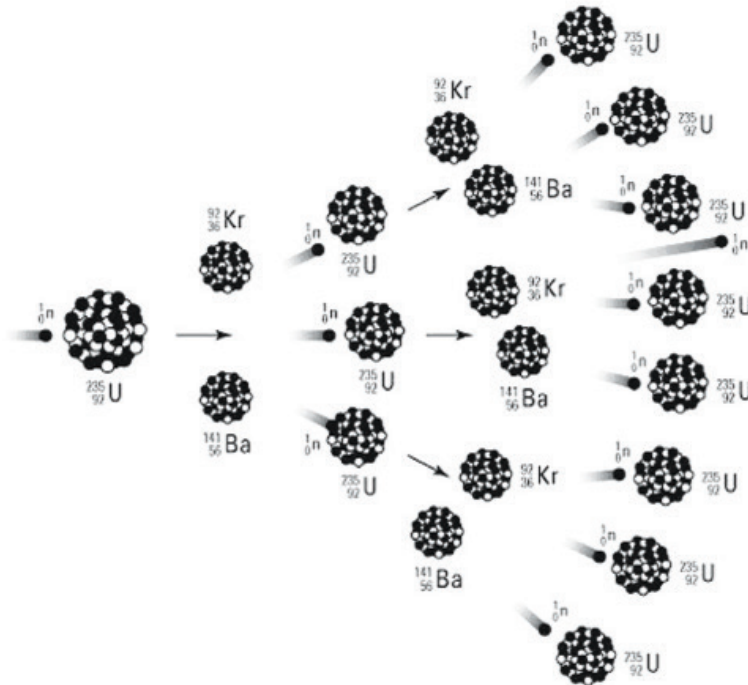


Slika 9.9 Proces fisije

Usljed fenomena gubitka mase, koja se pretvara u energiju, tokom ovog procesa cijepanja izotopa urana dobija se ogromna količina energije. U nekontrolisanoj formi ova energija se oslobađa tokom eksplozije atomske bombe, dok se u kontrolisanom procesu koristi kao izvor energije u nuklearnim termoelektranama.

### 9.2.1.1 Nekontrolisana nuklearna fisija - Atomska bomba

Tri neutrona nastala raspadom jezgre urana U-235 udaraju u preostala jezgra urana dovodeći do njihovog cijepanja. Ovo se zove lančana reakcija. Dešava se u veoma kratkom vremenu i ima veliku progresiju jer se dejstvom jednog neutrona oslobađaju tri koja nastavljaju reakciju, itd.



Slika 9.10 Grafički prikaz lančane reakcije

Progresija lančane reakcije bez kontrole dešava se tokom eksplozije atomske (nuklearne) bombe. Eksplozija ove bombe oslobađa ogromnu toplotnu energiju koja u vidu talasa razara sve pred sobom u velikom prečniku. Ogromna količina radijacije, najviše gama-zraka, koja se oslobodi ovom eksplozijom ima dugoročne posljedice na živi svijet. Kod čovjeka izaziva opekotine, kancerogena oboljenja i generalno veliku stopu smrtnosti desetljećima nakon eksplozije.

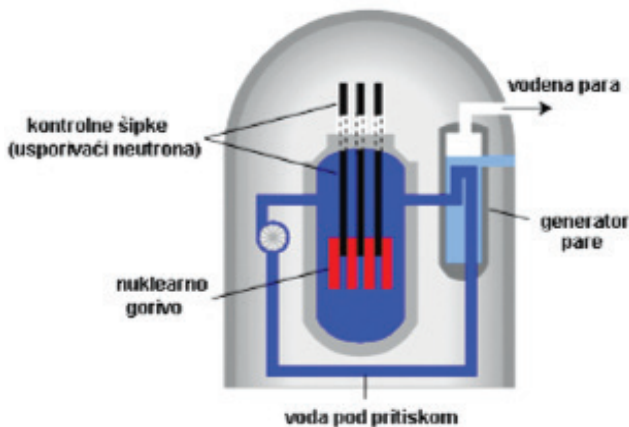
Atomska bomba je prvi put bačena na Hirošimu (Japan), u avgustu 1945. godine i ubila je 80000 ljudi u jednom danu. Od posljedica eksplozije ove bombe naredne godine umrlo je još 60000 ljudi. Njeno punjenje sastojalo se od oko 10 kg urana. Današnje atomske bombe imaju mnogostruko veću snagu od one bačene na Hirošimu.



*Slika 9.11 Nekontrolisana fisija, eksplozija atomske bombe, žrtve i posljedice stanovnika Hirošime*

### 9.2.1.2 Kontrolisana nuklearna fisija - Nuklearne termoelektrane

Lanačana reakcija fisije i oslobođena energija može se koristiti u civilne svrhe. U nuklearnom reaktoru, usporavanjem brzine neutrona kontroliše se i lančana reakcije i tako se usporava fisioni proces (slika 9.13). Usporavanje reakcije obavlja se pomoću borovih šipki koje se povremeno uvlače i izvlače iz nuklearnog reaktora (slika 9.12). Bor je u stanju da absorbuje neutrone i tako usporava lančanu reakciju.

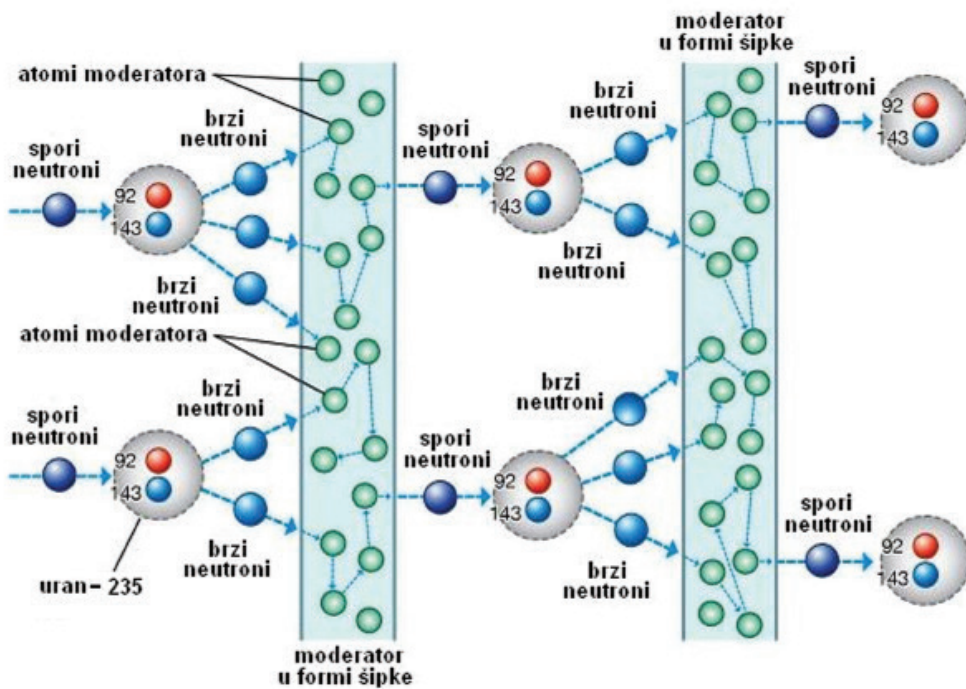


*Slika 9.12 Kontrolisana fisija, šema nuklearnog reaktora i nuklearna elektrana Krško, Slovenija*

Toplota koja nastaje u ovom procesu zagrijava vodu koja pokreće turbine generatora (kao u termoelektrani). Vanjski sloj nuklearnog reaktora napravljen

je od materijala koji je u stanju da apsorbuje radioaktivno zračenje i tako štiti osoblje i okolinu. Produkti fisije čuvaju se nekoliko mjeseci u vodi dok ne smanje radioaktivnost, zatim se zakopavaju duboko u zemlju.

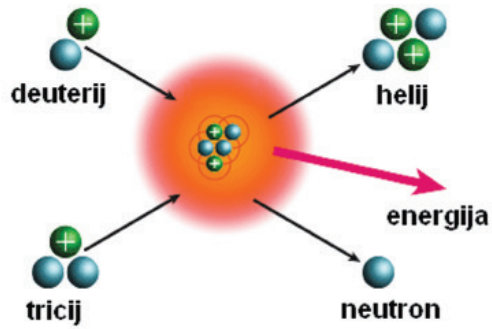
Posljedice eventualne havarije u nuklearnim elektranama bile bi katastrofalne i zato se primjenjuju visoke mjere opreza. Međutim, i pored ovog 1986. godine desila se havarija u nuklearnoj elektrani u Černobilu (bivši SSSR, današnja Ukrajina). Posljedice ove katastrofe i danas se osjećaju, naročito u zemljama sjevero-istočne Evrope. Ovo je razlog postojanja snažnog ekološkog pokreta koji zahtijeva zabranu proizvodnje energije na ovaj način.



Slika 9.13 Djelovanje moderatora neutrona u nuklearnom reaktoru

### 9.2.2 Nuklearna fuzija

Predstavlja proces suprotan fisiji, a znači spajanje manjih jezgara atoma u veće. Praktično je za sada izvodljiv jedino spajanjem malih jezgara tj. jezgara elemenata male atomske mase, npr. vodik. Ovaj proces je moguć uz uslove visokih temperatura (nekoliko miliona  $^{\circ}\text{C}$ ) koja se za sad u početnoj fazi reakcije obezbjeđuje fisionim procesom.



*Slika 9.14 Fuzija vodikovih izotopa oslobađa veliku energiju, nastaje helij uz emisiju neutrona*

Fuzija je za sada praktično realizovana na primjeru Hidrogenske bombe (SSSR pedesetih godina 20. stoljeća, a malo zatim i SAD). To je još jedna vrsta atomske bombe čija je razorna moć još veća od fisione.

Sunce svoju toplotu i svjetlost oslobađa zahvaljujući procesu fuzije vodika tokom koje nastaje helij.





## LITERATURA

- Filipović I., Lipanović S.: *Opća i anorganska kemija*, Školska knjiga, Zagreb, 1995.
- Ponomarev L.I.: *Kvantna kocka*, Školska knjiga, Zagreb, 1995.
- Mušević F.: *Hemija na jednostavan način*, Grafika Šaran, Sarajevo, 2010.
- Sikirica M.: *Stehiometrija*, Školska knjiga, Zagreb, 2001.
- Sinanović K.: *Kemija za univerzitetski studij*, Univerzitet u Sarajevu, 2005.
- Schlager N., Knight J.: *Science of Everyday Things - Chemistry*, Gale group, Michigan, USA, 2001.
- Ouellette R.J.: *Introduction to General, Organic, and Biological Chemistry*, Macmillan Publishing Company, New York, 1992.
- Kostić V., Kostić L.J.: *Hemijsko tehnološki leksikon*, Rad, Beograd, 1997.
- Jaganjac A.: *Živjeti u skladu sa okolišem*, Institut za hidrotehniku, Sarajevo, 2007.
- Herak M., Sever B., Zdjelarević B.: *Kemija oko nas*, Tisak profil, Zagreb, 2003.
- Sikirica M., Holenda K.: *Kemija istraživanjem - Repetitorij*, elektronsko izdanje
- Holman J.: *Chemistry*, Nelson International Editions, Walton on Thames, UK.
- Sikirica M.: *Hemija*, Sarajevo Publishing, Sarajevo, 2005.
- Macrone M.: *Heureka*, Mozaik knjiga, Zagreb, 2007.



## INDEKS POJMOVA

Brojevi stranica označeni masnim slovima odnose se na glavnu odrednicu vezano za određenu temu

### A

aerosol, 90  
alfa zraci, **190**, 194  
alkalna baterija, 168  
amorfne tvari, 11, **12**  
atom, 10, **21**  
atomska masa, 27, 28, **49**

### B

baze, **118**, 119, 145, 146  
beta zraci, 190, **191**

### C

cink-hlorid baterija, **167**, 168

### D

dekantacija, **17**  
destilacija, 17, 18  
dielektička konstanta, **99**, 100  
difuzija, **10**, 115  
dijaliza, 94  
dinamička ravnoteža, **141**, 142  
dipol, **76**, 83, 104  
disocijacija, **117**, 119, 123, 144, 145  
dugmaste baterije, **169**, 170

### E

egzotermne reakcije, 105, **124**, 125  
eksplozivne reakcije, 154  
ekstrakcija, **17**, 107  
elektroliti, **116**, 117, 118, 120, 122, 144, 157, 159, 162, 165, 167  
elektroliza, 157, **158**, 159, 160, 162  
elektronegativnost, **74**, 75, 83, 123, 127, 128  
elektroni, **22**, 23-28, 33, 38  
elektronska konfiguracija, **34**, 37  
emulgatori, 91, 92  
emulzije, 91, 92  
endotermne reakcije, 105, **124**, 125  
energetski nivo, **32**, 78, 80, 81

### F

Faradejevi zakoni, **163**, 164  
filtracija, 17  
fisija, **195**, 197  
fotohemijske reakcije, 123  
foton, **30**, 31, 191  
fuzija, 198

## G

galvanski članak, 158, **164**,  
165-168  
gama zraci, **191**, 193, 196  
gasni zakoni, 62  
gel, 90, **93**  
gorivi članci, 176

## H

heterogene smjese, 16, **17**,  
18, 48, 87-89  
homogene smjese, 16, **17**,  
18, 48, 82, 83, 87-89, 97  
hromatografija, 17, 18

## I

idealni gas, 63, 64  
inhibitori, 139  
intermetalni spojevi, 83  
ionska veza, **69**, 75  
izolatori, 78, **79**, 80  
izotopi, **26**, 39, 191-193,

## K

katalizatori, 139  
kiseline, **118**, 119, 145-153  
koagulacija, **90**, 91  
koloidi, **89**, 90, 93  
korozija metala, 131, **181**,  
182-186  
kovalentna veza, 73, 76  
kristalne tvari, 12, 45, 105  
kritična tačka, 14  
kvant, 29, 30  
kvantna teorija, 28  
kvantni brojevi, 32-34

## L

Le Šataljeov princip, **129**, 130, 142  
legure, **82**, 173  
litijske baterije, 170, **174**

## M

maseni broj, 26, 27  
metalna veza, **69**, **77**  
mol, 53, 54  
molarna masa, 52  
molekula, 22, **45**, 46

## N

neutroni, **25**, 27, 195  
nikl-kadmij baterije, 173  
nikl-metalhidrid baterije, 173  
nuklearna magnetna rezonanca, 39

## O

oksidacija, **126**, 159, 161, 162, 168,  
170, 178, 181  
olovni akumulator, 171  
orbitale, **33**, 34, 37, 38, 78  
osmotski pritisak, 110, **112**, 114, 115

## P

periodni sistem elemenata, **39**, 40, 43  
pH skala, 150  
poluprovodnici, 79  
povratne reakcije, 128, 129  
površinski napon, 101, 102  
princip neodređenosti, 38  
pritisak para, 103, 107, 110, 111, 144  
protoni, **25**, 26, 27, 34, 36, 39, 50,  
119, 189, 191, 195  
provodnici, 42, **79**, 80  
pufri, 153

## R

radioizotopi, 190  
radionukleidna analiza, 194  
ravnoteža hemijske reakcije, 141  
redukcija, **126**, 127, 139, 160,  
162, 168, 170, 178, 181  
rendgenski zraci, 32

## S

sinteza, 62, **122**, 130, 154,  
slobodni elektroni, 69  
sól, 90, **93**  
soli, 42, 70, 105, 106, 115, **118**,  
119, 120, 149, 160, 183  
stehiometrijski račun, 58  
suspenzije, 88, **89**, 148

## T

Tindalov efekat, 94, 95

## V

valenca, 68, **74**  
valentni elektroni, 37  
viskozitet, **100**, 115, 116, 117  
vodikova veza, 76, **83**, 84, 85  
Voltin niz, 158, **178**, 181  
Voltin stub, 158  
vrijeme poluraspada, 192

## Z

zakon Bojl-Mariotov, 63  
zakon Gej-Lisakov, 64  
zakon o djelovanju masa, 142  
zakon održanja mase, 58  
zakon parcijalnih pritisaka, 65  
zakon stalnih omjera masa, 59

