

UVOD

Kemija i njena podjela

Kemija proučava prirodne materije i promjene u sastavu materije. Znači da kemija proučava:

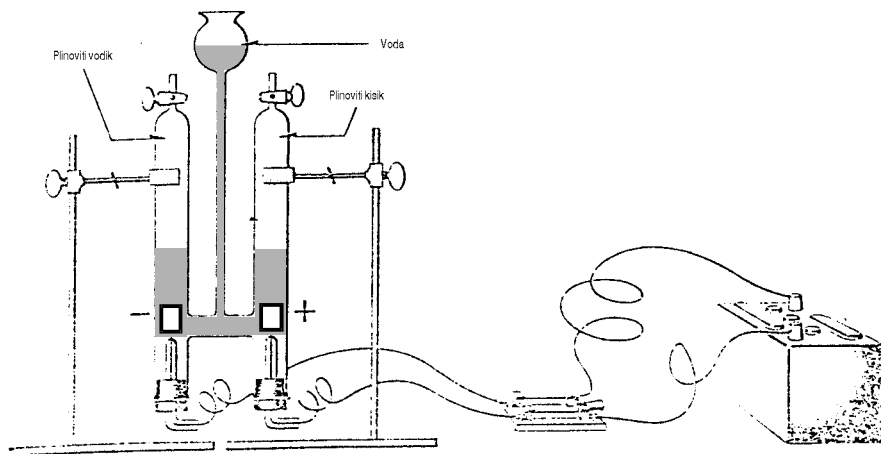
- ***osobine***
- ***sastav***
- ***strukturu i***
- ***promjene supstanci i zakonitosti kojima podliježu kemijski procesi.***

Na primjer, voda se može prevesti u dva plina, vodik i kisik. Kemičari proučavaju kakva je voda, kako i zašto se može prevesti u ova dva plina i kakvi su ti plinovi. Energija koja se utroši ili oslobodi pri ovakvim promjenama također se proučava u kemijskoj nauci.

1.1. Kakva je razlika između fizikalnih i kemijskih promjena

Promjene materije mogu se uvrstiti u dvije velike skupine. ***U fizikalnim promjenama, osnovna kemijska priroda materije se ne mijenja.*** Primjer fizikalne promjene je smrzavanje vode. Tečna voda i led imaju isti kemijski sastav. Kada se led istopi, dobivena tečnost je ista kao ona koju smo smrznuli.

U kemijskim promjenama (kemijskim reakcijama) dolazi do promjena u osnovnoj kemijskoj prirodi materije. Primjer kemijske promjene je prevođenje tečne vode u plinoviti vodik i kisik (slika 1.1.). U tom procesu se ne mijenja samo fizikalno stanje vode, već i osnovna priroda vode i nastaju dvije nove supstance, vodik i kisik. Ovi plinovi imaju sopstvene osobine po kojima se razlikuju kako između sebe, tako i od vode. Pomoću kemijske reakcije, iz vodika i kisika može se ponovo dobiti voda.



Slika 1.1. Voda se kemijski mijenja elektrolizom

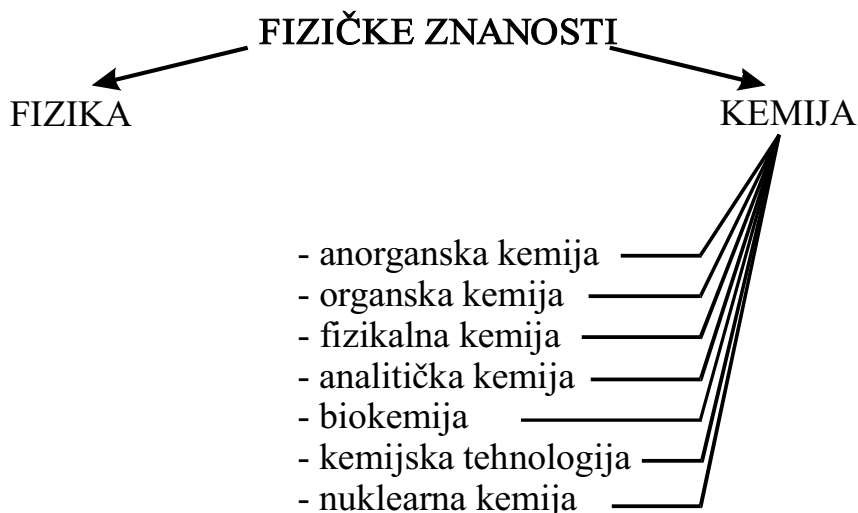
Dalja krupna razlika između fizikalnih i kemijskih promjena tiče se količina energije koje u tim promjenama učestvuju. S rijetkim izuzecima, u kemijskim promjenama troši se ili oslobađa mnogo više energije nego u fizikalnim promjenama. Na primjer, pri kemijskom stvaranju 1,00 g tečne vode iz plinovitog vodika i kisika, oslobađa se četrdeset i sedam puta više energije nego pri fizikalnom stvaranju 1,00 g leda smrzavanjem vode.

1.2. Podjela kemije – glavne grane

U kemiji ima više samostalnih oblasti, a najvažnije su:

- **anorganska kemija**, bavi se proučavanjem svih kemijskih tvari, a među njima i mnogih koje sadrže ugljik
- **organska kemija**, proučava tvari koje sadrže ugljik, a među njima i takve koje su sastavni dijelovi organskog svijeta (životinja i biljaka)
- **fizikalna kemija**, proučava međusobnu zavisnost kemijskih i fizikalnih promjena, te nužno zadire u područja anorganske i organske kemije
- **analitička kemija** bavi se proučavanjem onih fizikalnih i kemijskih procesa kojima se može zaključiti kvalitativni i kvantitativni kemijski sastav ispitivane tvari
- **biokemija** se bavi proučavanjem tvari i kemijskih promjena u živim organizmima pa je tijesno povezana s prva četiri područja kemije

- **kemijska tehnologija** proučava metode i naprave koje služe u tehnici za dobivanje anorganskih i organskih proizvoda potrebnih za različite ljudske djelatnosti.
- **nuklearna kemija** proučava reakcije u kojima učestvuju atomska jezgra (nukleusi).



1.3. Povijest kemije

| Razdoblje | Po čemu je značajno |
|---|--|
| Period empirije (do 4. stoljeća naše ere) | <p>Sticanje prvih znanja o dobivanju metala iz ruda (zlato, srebro, kalaj, bakar, olovo, željezo, živa); o obrađivanju kože; proizvodnji stakla; dobivanju lijekova i boja iz biljaka; dobivanju alkohola; itd. (Egipat, Kina i Indija).</p> <p>Pojavila su se prva filozofska učenja o građi prirode po kojima je materija primarna i sve izgrađeno od iste osnovne materije – od jednog “elementa”. (Indija i Grčka - Tales, Anaksimenes, Heraklit, Empedokle, Aristotel). Javlja se prvo učenje o strukturi materije, po kojem su sva tijela izgrađena od najsitnijih i “nedjeljivih” čestica, atoma (Leukip, Demokrit). Ogromna većina supstanci koje se nalaze na zemlji može se razložiti u sastojke ili preobraziti raznim kemijskim promjenama. Stari Grci su pretpostavljali da postoje osnovne supstance koje se ne mogu razložiti i od kojih su izgrađene sve druge supstance. Tales, filozof, astronom i geometar koji se rodio u Miletu (Mala Azija)</p> |

| | |
|--|--|
| | <p>oko 640. godine prije n.e. uočio je da voda okrepljuje biljke, i da se nalazi u velikim količinama u tijelima ljudi i drugih živih bića. Na osnovu toga je izveo teoriju da je voda osnovna supstanca iz koje su izgrađene sve druge. Kasnije su i drugi filozofi iz Zapadne Male Azije razvili svoje teorije o osnovnim supstancama. Anaksimenes, Milećanin koji je umro oko 525. godine prije n. e. smatrao je da je zrak osnovna supstanca. Heraklit, filozof i pjesnik iz ranog petog stoljeća prije n.e. smatrao je da je osnovna materija vatra. Konačno, veliki grčki filozof Empedokle dao je ideju koja je bila prihvaćena u naučnoj javnosti sve do osamnaestog stoljeća n. e. Ovaj mudri čovjek, rođen oko 500. godine prije n.e. na južnoj obali Sicilije, prvi je izrazio mišljenje da se materija ne sastoji iz jednog osnovnog materijala, već iz “četiri elementa” – zraka, zemlje, vatre i vode.</p> <p>Ova proizvoljna hipoteza jedva da je imala eksperimentalnog opravdanja. Tačno je, doduše, kao što su zapazili i stari Grci, da kada gori štap od zelenog drveta nastaje vatra, voda izlazi napolje i ključa na krajevima štapa, a javlja se i zadimljeni zrak, dok je ostatak pepeo ili zemlja. Ovakvo posmatranje jedva da bismo mogli smatrati dovoljnim kao osnovu za teoriju tako značajnu kao što je bila Empedoklova. Pa ipak, njegova teorija je uvažavana više od 2000. godina, i mnoge inače dobro obaviještene ličnosti smatrale su je tačnom. Ovo je bila posljedica činjenice da se kvantitativna eksperimentalna kemija nije uobličila kao nauka sve do osamnaestog stoljeća naše ere.</p> |
| <p>Period alkemije (od 4. do 16. stoljeća)</p> | <p>Istočna alkemija. Alkemija se počela razvijati na istoku. Njeni korijeni su u brončanom dobu u Egiptu i Mezopotamiji, gdje su nastali metalurgija, bojarstvo i vještina pravljenja stakla. U Aleksandriji, u trećem stoljeću prije naše ere, ove tehničke vještine, spojene sa grčkim špekulativnim duhom, dale su kao proizvod alkemiju. Kroz osvajanja i trgovinu, alkemija se proširila do Arabije, Indije, Kine, gdje je preuzela praksu i filozofiju ovih istočnih kultura.</p> <p>Džabir Ibn – Hajan i Al-Razi (Razes), arapski alkemičari iz osmog i desetog stoljeća naše ere, prvi put su razvili teoriju da se metali sastoje iz sumpora i žive, teoriju koja je kasnije snažno uticala na evropske alkemičare. Taoizam kineskog alkemičara iz četvrtog stoljeća, Ko Hunga, odrazio se u beskrajnom traganju za “životnim eliksirom”, čime su se alkemičari vjekovima bavili.</p> <p>Alkemija stiže u Evropu. Alkemija je ušla kroz Granadu i procvjetala u maurskom Kalifatu u Kordobi. Uglavnom preko prijevoda arapskih tekstova na latinski jezik, naročito u Toledu i</p> |

| | |
|--|---|
| | <p>prenošenjem ovih tekstova preko Pireneja kroz Barcelonu, ovo veliko naučno zaviještanje saracenske kulture postalo je dio buduće povijesti Evrope i svijeta.</p> <p>Srednjovjekovna alkemija. Alkemija je u toku srednjeg stoljeća postala naširoko poznata i privlačna za sve ljude. Diletanti i amateri bavili su se alkemijom u želji za znanjem. Šarlatani su prevarantski iskrivljivali alkemiju da postignu svoje niske lične ciljeve. Dvorski alkemičari uzaludno su se upinjali da pretvore proste metale u zlato i tako osiguraju finansijsku stabilnost evropskim monarhijama. Potkraj četrnaestog stoljeća počeo je jenjavati srednjovjekovni uspon alkemijske aktivnosti. Bilo je ipak stvoreno dosta novih tehnika i novog znanja.</p> <p>Tehnički napreci alkemije. Dima, francuski kemičar iz devetnaestog stoljeća, napisao je da je “kemijska nauka rođena na lončarevom točku, u radionici staklara, na kovačkom nakovnju, u salonu parfimerije”. Ipak, ni ovi zanati nisu mogli nastati bez dugotrajnog i postepenog usavršavanja tehničkih vještina i oruđa koje su izvršili alkemičari. Tragajući stoljećima za svojim neuhvatljivim ciljevima, alkemičari su obrađivali sve moguće vrste materijala – metale, minerale, biljke, meso, kosu, perje, kosti i izlučevine – na sve moguće načine – žarenjem, sublimiranjem, amalgamiranjem, rasprostiranjem, bistrenjem, filtriranjem. Ove poslove su obavljali upotrebljavajući vrlo raznovrstan pribor. Mnoga njihova primitivna oruđa razvila su se u dijelove složenih laboratorijskih instrumenata i kompleksnih industrijskih aparata današnjeg doba. Nesumnjivo, destilacija je najvažniji postupak koji su alkemičari primjenjivali. Čak i danas je to najznačajniji pojedinačni proces u kemijskoj industriji, kao i osnovna metoda za razdvajanje supstancija u istraživačkim laboratorijima.</p> |
| <p>Period medicinske kemije ili jatrokemije (17. stoljeće)</p> | <p>Medicinski napreci alkemije. U šesnaestom stoljeću počelo je lagano udaljavanje od fanatičnog i uzaludnog traganja za preobražajem elemenata. Napori alkemičara su usredsređeni na izradu lijekova za ljudske bolesti. Ovom razvoju jatrokemije ili medicinske kemije najviše je doprinio Paracelzus, rođen u Švicarskoj 1493. godine. Kao već priznati ljekar i kirurg, Paracelzus je oštrim riječima napao medicinska vjerovanja i praksu svoga doba. On je eksperimentirao tražeći specifične kemijske lijekove za specifična oboljenja, i postigao značajne uspjehe. On je bio prvi Evropljanin koji je upotrebljavao opijum u medicinske svrhe, a jedinjenja željeza, žive i arsena koje je on davao kao lijekove još uvijek donose farmakopeje (zvanični zbornici lijekova). Paracelzus se sada smatra za prvog stvarnog</p> |

| | |
|--|--|
| | <p>praktičara kemijske medicine. Počev od njegovog doba, kemija predstavlja važan vid obrazovanja ljekara i medicinske prakse.</p> <p>Prijelaz – od pseudonauke, magije i vještine na sistematsko eksperimentalno proučavanje materije, energije i njihovih promjena bio je postepen. Ipak alkemičari su ostavili bogato naslijeđe. Za budućnost su osigurani uređaji, tehnike i procesi od trajne vrijednosti. Alkemičari su otkrili najmanje četiri nova elementa – antimon, arsen, bizmut i fosfor. Kao i stotine važnih jedinjenja i smjesa. Priču o alkemičarima završit ćemo riječima velikog engleskog filozofa iz sedamnaestog stoljeća Fransisa Bekona (Francis Bacon):</p> <p><i>“Alkemija se može usporediti sa čovjekom koji je rekao svojim sinovima da je negdje u vinogradu zakopao zlato. Kopajući oni nisu našli zlato, ali su, prevrćući zemlju oko korijena, osiguravali bogatu berbu”.</i></p> |
| <p>Moderna kemija</p> <p>I period (17. i 18. stoljeća)</p> <p>II period 19. i 20. (stoljeća)</p> | <p>Uvode se naučne metode u ispitivanju sastava i osobina supstanci – kemijska analiza Robert Bojl (Robert Boyl 1627-1691). Georg Ernst Štal (G.E. Sthal) (1660-1734) postavlja flogistonsku teoriju “vatrena tvar” da bi objasnio gorenje i proces u metalurškoj peći koja je bila dominantna sve do pred kraj 18. stoljeća, kad ju je, otkrićem procesa oksidacije, oborio A. L. Lavoazije (Antoine Laurent Lavoasier 1734-1794). Ova teorija nije se mogla održati. Razvila se kemija plinova.</p> <p>Lomonosov (Mihail Vasiljevič Lomonosov 1711- 1765) je otkrio zakon o neuništivosti materije i dao pravo objašnjenje gorenja. Otkriveni su i objašnjeni osnovni kemijski zakoni. Postavljena je atomsko-molekularna teorija građe materije, kemija je postala egzaktna nauka - (nauka koja teži za tačno određenim saznanjima, koja bi se mogla matematičkim i eksperimentalnim putem izložiti i dokazati).</p> <p>Mendeljejev (Mendeleev Dmitrij Ivanovič 1834-1907) je otkrio zakon periodičnosti i svrstao elemente u periodni sistem. Proučena je struktura atoma i molekula. Otkriveni su mnogi elementi i njihovi izotopi. Dobiveni su vještački elementi kojih nema u prirodi. Sintetizirane su mnoge nove supstance. Kemija se naglo razvila i postala baza za razvoj mnogih grana suvremene tehnike i nauke.</p> |

1.4. Kemija je eksperimentalna nauka

Kemičari naročito pažljivo proučavaju promjene koje se zbivaju pri kemijskim reakcijama. Moguće je pratiti promjene temperature, boje i mnogih drugih osobina materije. Kemičari ne samo da posmatraju takve promjene već nastoje i da tačno izmjere **koliko** se, na primjer temperatura ili boja mijenjaju. Pri razlaganju vode i pri svim drugim kemijskim promjenama kemičare zanima **koliko** je energije apsorbirano ili oslobođeno. Oni određuju ne samo **kakvi** proizvodi nastaju, već i **koliko** svakog proizvoda nastaje. Kemijske činjenice utvrđuju se na osnovu laboratorijskih posmatranja kvalitativnog tipa, i na osnovu kvantitativnih mjerenja. Pošto prikupe eksperimentalne činjenice, kemičari razmišljaju i pokušavaju pronaći odnos između tih činjenica. Na osnovi otkrivenih sličnosti i razlika oni nastoje razviti teoriju koja bi objasnila postojanje posmatranih činjenica. **Teorija je racionalno tvrđenje koje se slaže sa ustanovljenim činjenicama i objašnjava te činjenice.**

Radi provjere teorija vrše se dopunski eksperimenti, koji prije svega trebaju utvrditi tačnost predskazanih činjenica. Teorije se mogu mijenjati u skladu sa novootkrivenim činjenicama koje su u vezi sa istim predmetom ili drugim predmetima.

Važno je imati na umu da su teorije u suštini ipak nagađanja, proizvodi ljudskog intelekta zasnovane na određenim prirodnim činjenicama. Većina naučnih teorija stalno se mijenja – neke veoma mnogo, druge samo u detaljima – sa pribavljanjem novih činjenica. Ali teorije su veoma važne, pošto nastoje da uvedu red u zamršeno klupko eksperimentalnih nalaza. Osim toga one pokazuju kako treba razviti nove eksperimente. Naizmjenično primjenjujući eksperimente i teoriju, naučnici se trude da što bolje razumiju prirodu.

1.5. Proučavanje materije

U prirodi ima na milione raznih vrsta kemijskih materijala. Svi oni, međutim, postoje u samo tri različita **stanja materije – tečnom, čvrstom i plinovitom**. Voda može biti u čvrstom stanju (led) ako je temperatura ispod 0°C. Iznad 100°C, pri normalnom pritisku, voda je samo u plinovitom stanju. Stanje u kome će se neka supstanca nalaziti zavisi jednim dijelom od prirode te supstance, a također i od temperature i pritiska kojima je izložena. Na primjer, voda se može održati u tečnom stanju i na temperaturama iznad 100°C ako se primijeni visoki pritisak.

Prelasci materije iz jednog stanja u drugo pri zagrijavanju ili hlađenju veoma su česti. Željezo, koje znamo kao čvrstu sivu materiju, pri topljenju prelazi u svjetlucavu, srebrnastu tečnost. Ako se temperatura veoma povisi, željezo prelazi u plinovito stanje. Neke supstancije prelaze iz čvrstog stanja u plinovito, i obrnuto, ne prelazeći kroz tečno stanje. Ovaj neposredni prelazak iz čvrstog u plinovito stanje naziva se **sublimacija**. Primjer supstance koja sublimira je ugljen – dioksid, koji postoji u čvrstom stanju kao **suh led**, a pri zagrijavanju prelazi direktno u plinovito stanje. Dalji primjer je elementarni jod.

Dakle, materija je sve što osjećamo čulima. U stalnom je kretanju i neuništiva je.

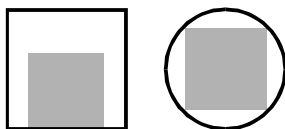
Materija, u užem smislu riječi, je **građa tijela**, a njene glavne osobine su da ima **zapreminu i masu (težinu)**.

Masa je mjera za inerciju tijela. Masa nekog tijela zavisi od količine materije od koje je tijelo izgrađeno i od brzine kojom se kreće. Najmanju masu tijelo ima u stanju mirovanja.

Supstanca (tvar)

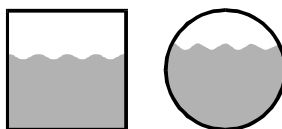
Supstanca je jedna određena vrsta materije (voda, kuhinjska sol, željezo, bakar, kisik itd.) Supstanci ima vrlo mnogo i po osobinama se razlikuju jedna od drugih. Supstanca može biti **čvrsta, tekuća ili plinovita**. Ovo su fizikalna **stanja** (najčešće skraćeno: **stanja**). Kada se supstance zagrijavaju ili hlade, one normalno prelaze iz jednog stanja u drugo stanje zbog povećanja ili smanjenja energije čestica (kinetička energija).

Čvrsto stanje. Stanje u kojem supstanca posjeduje određenu **masu, volumen i oblik**



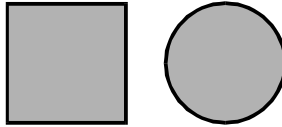
Čvrste tvari imaju određeni oblik

Tekućina. Stanje u kojem supstanca ima određenu **masu i volumen**, ali može mijenjati oblik.



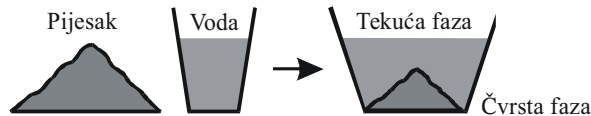
Tekućine mogu mijenjati oblik

Plin (gas). Stanje u kojem tvar ima određenu **masu**, ali ne i određeni **volumen** ili **oblik**. On će ispuniti prostor koji zauzima. Supstanca u plinskom stanju se naziva **plinovita** (gasovita).



Plinovi nemaju stalan volumen

Faza. Odvojeni dio smjese tvari sa dva ili više stanja. Smjesa pijeska i vode sadrži dvije faze – **čvrstu** fazu (pijesak) i **tekuću** fazu (voda).



Para. Vrsta **plina** koji se primjenom pritiska (tlaka) može prevesti u tečnost.

Fluid. Supstanca koja može teći: **plin ili tekućina**.

Tri osnovna tipa kemijskih supstanci su: **elementi, spojevi (jedinjenja) i smjese**.

Element je supstanca izgrađena od jedne vrste atoma (vodik, sumpor, aluminij). Tvar koja se ne može razdvojiti u jednostavnije tvari kemijskom reakcijom. Postoji preko sto poznatih elemenata svrstanih u **periodni sistem**. Elementi su građevne jedinice svih **spojeva**. Na sobnoj temperaturi većina elemenata je u čvrstom ili plinovitom stanju.

Spoj (jedinjenje) je supstanca nastala međusobnim povezivanjem atoma dvaju ili više elemenata (voda, natrij-klorid, šećer, etil alkohol). Ima drugačije fizikalne i kemijske osobine od elemenata od kojih je građeno. Proporcija svakog od elemenata u spoju je konstantna; npr. voda je uvijek građena od dva dijela vodika i jednog dijela kisika. To se prikazuje njenom kemijskom formulom, H_2O . Spojevi se teško cijepaju u svoje elemente, a jedino se mogu razdvojiti putem kemijskih reakcija.

Homogena smjesa je takva mješavina dvaju ili više čistih supstanci u kojoj se ni pomoću mikroskopa ne mogu zapaziti granice među njima (zrak, otopina šećera u vodi, smjesa alkohola i vode, mesing).

Supstance se dijele na :

- smjese
- čista tvar (jedna tvar)

Smjese mogu biti:

- čvrste (legure)
- tečne (vodene otopine – alkohol + voda)
- plinovite (zrak)

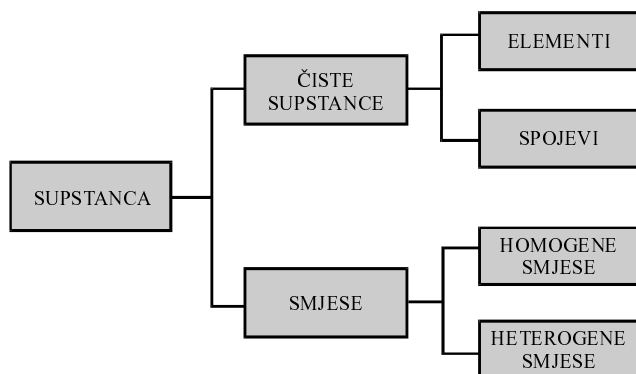
Razlika između čistih tvari i smjesa je u tome što čiste tvari imaju konstantne fizikalno – kemijske osobine u svim uvjetima: stalnu gustoću, talište, vrelište, boju, vodljivost, kristalnu rešetku, kemijska svojstva.

Smjese imaju promjenljive fizikalno – kemijske osobine koje zavise od sastava smjese.

Heterogena smjesa je mješavina čistih supstanci među kojima se granica uočava (granit, malter – smjesa kreča, pijesak i voda, smjesa soli i pijeska)

RAZLIKE IZMEĐU SMJESE I SPOJA

| <i>SMJESA</i> | <i>SPOJ</i> |
|---|--|
| Može se rastaviti fizikalnim postupkom | Ne može se rastaviti fizikalnim postupkom |
| Sastav smjese je promjenjiv | Sastav spoja je stalan |
| Svojstva smjese su mješavina svojstava komponenata iz kojih je smjesa nastala | Svojstva spoja se razlikuju od svojstava komponenata iz kojih je spoj nastao |
| Pri nastajanju smjese najčešće dolazi do malih izmjena topline sa okolinom | Pri nastajanju spoja najčešće se oslobađa velika količina energije |



homogens-istog roda, iste vrste, jednostran, jednorodan.

hetero - koji pripada drugoj vrsti sastavljen od raznorodnih elemenata

Razdvajanje smjesa

1. Selektivno otapanje (sol, ruda)
2. Filtriranje (cijedenje) preko filtra razdvajaju se u talog i otopinu
3. Sedimentiranje (slijeganje) - isplivavanje
4. Centrifugiranje
5. Odlijevanje ili dekantiranje
6. Magnetno odvajanje
7. Destilacija
8. Sublimacija
9. Ekstrakcija (izvlačenje)









1.6. Elementi i simboli

Ogromna većina supstanci koja se nalazi na zemlji može se razložiti u sastojke ili preobraziti raznim kemijskim promjenama. Još su stari grčki filozofi pretpostavljali da postoje osnovne supstance koje se **ne mogu** razložiti i od kojih su izgrađene sve druge supstance. Ove proste supstance nazivamo **elementima**.

Označavanje elemenata, odnosno metala i raznih kemijskih spojeva (otkrivenih prije i za vrijeme alkemista) kratkim simbolima datira još od početka srednjeg stoljeća. Tako je sedam poznatih metala onog vremena identificirano sa sedam onda poznatih nebeskih tijela (Sunčeva sistema) i označeno njihovim simbolima.

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|--|
| Sunce zlato | Mjesec srebro | Saturn olovo | Mars željezo | Venera bakar | Jupiter (kalaj) kositar | Merkur živa |
|  |  |  |  |  |  |  |

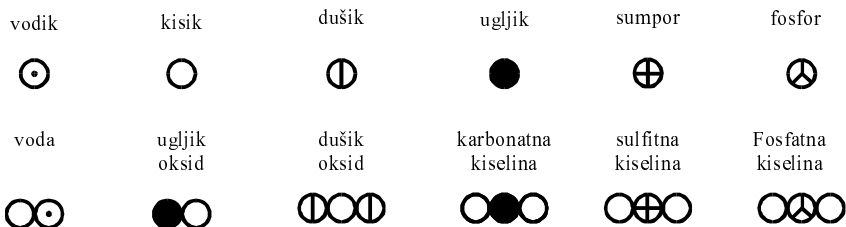
Daljnji su simboli tog vremena bili:

| | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|--|
| vatra | zrak | zemlja | voda | sumpor | sol | ocat | potaša |
|  |  |  |  |  |  |  |  |

Šveđanin **Jens Berzelijus (Jöns Berzelius 1799-1848)**, najpoznatiji kemičar 19. stoljeća, izmislio je prost sistem kemijskog obilježavanja elemenata, koji je objavio 1814. godine. **Berzelijus** je kao simbol elementa uzeo prvo slovo iz njegovog naučnog (obično latinskog) imena. Tako, C predstavlja ugljik (carboneum), H vodik (hidrogenium), a U uran (uranium).

Često je prvo slovo naučnog imena kod više elemenata isto – jedanaest elemenata imaju imena koja počinju slovom C. Zbog toga najveći dio elemenata imaju simbole koji se sastoje od dva slova. Ovi simboli uvijek počinju velikim prvim slovom naziva

elementa, a zatim slijedi malo slovo, koje može biti uzeto iz bilo kojeg dijela naziva. **Bercelijusov** sistem nisu odmah prihvatili kemičari onog vremena. Jedan od najvećih protivnik bio mu je engleski kemičar **Džon Dalton (John Dalton 1766-1844)**. On je imao svoje simbole za elemente i kemijske spojeve, npr.



Tek pojavom engleskog prirodoslovca **Roberta Bojla** u 17. stoljeću počinje doba kemijske znanosti. U svojoj knjizi “Chymista sceptius” koja je izašla 1661 godine, **Bojl** daje prvu tačnu **definiciju elementa** kao osnovne tvari koja se ne može razložiti na jednostavnije tvari niti se može izgraditi od jednostavnijih tvari. Time **Bojl** udara temelje današnje kemijske znanosti i ruši staro alkemijsko učenje o pretvaranju neplemenitih kovina u zlato. Zbog toga se s pravom **Bojl** smatra ocem kemijske znanosti.

Pri kraju osamnaestog stoljeća daje francuski kemičar **A. L. Lavoazije** prvu tabelu od 33 elementa i tačno definira pojam **kemijskog spoja**.

2. ZAKONI KEMIJSKOG SPAJANJA PO MASI

Pojam elementa star je preko 2000 godina, ali da bi se došlo do spoznaje o tome što je elementa, a što je kemijski spoj u današnjem smislu riječi trebalo je načiniti mnogo eksperimenata, prikupiti mnogobrojna iskustva i otkriti zakone kemijskih spajanja.

Postoje četiri zakona koji određuju izgradnju kemijskih spojeva od elemenata, odnosno prema kojima se atomi elemenata spajaju u kemijske spojeve. To su:

- *zakon o održanju mase,*
- *zakon stalnih omjera masa,*
- *zakon umnoženih omjera masa i*
- *zakon spojnih masa.*

2.1. Zakon o održanju mase

Otkrio ga je potkraj 18. stoljeća francuski kemičar **A. L. Lavoazije**. Nikakve promjene ne mogu se opaziti u ukupnoj masi tvari koje sudjeluju u nekoj kemijskoj reakciji. Dakle, *ukupna masa svih supstancija koje sudjeluju u kemijskoj reakciji ne mijenja se u toku kemijske reakcije. Ta se zakonitost danas zove zakonom o održanju mase.*

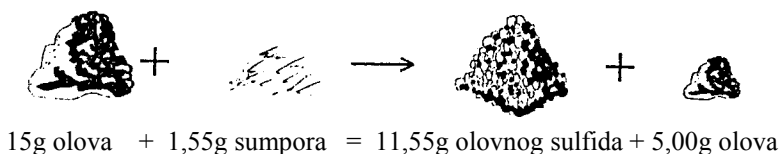
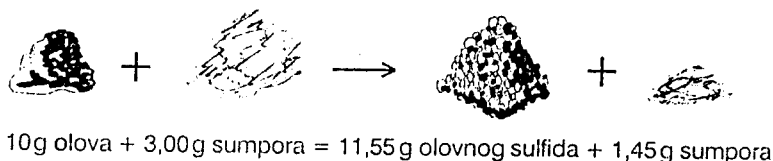
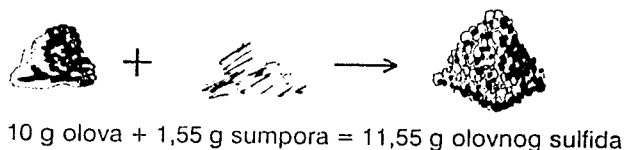
Lavoazije je otkrio navedeni zakon, jer je uveo u kemiju vagu i druge postupke mjerenja. Zato se on s pravom naziva osnivačem suvremene kemije.

Stotinu godina nakon **Lavoazijea** njemački kemičar **H. Landold** proveo je vrlo precizna mjerenja mase reaktanata i produkata za veliki broj kemijskih reakcija. Tačnost njegovih mjerenja bila je takva da je u reakcijskoj smjesi mase 10 g mogao opaziti promjene mase od 0,000001 g. Prema **Einsteinovoj jednadžbi** o ekvivalentnosti mase i energije, $E = mc^2$, pri svakoj kemijskoj reakciji mora se dio ukupne mase supstance pretvoriti u energiju. Pri kemijskim reakcijama gubitak mase je tako malen da ga ne možemo ustanoviti vaganjem, pa možemo smatrati da je zakon o održanju mase ispravan, onako kao ga je 1785. godine definirao **Lavoazije**.

2.2. Zakon stalnih omjera masa

Otkrio ga je 1799. godine francuski kemičar **L. J. Prust (Louis-Joseph Proust 1754-1826)**. Zakon stalnih omjera masa glasi: **neki određeni kemijski spoj uvijek sadrži iste kemijske elemente spojene u istom stalnom omjeru masa.**

Analizirajući sastav uzoraka mnogih spojeva **Prust** je otkrio da isti kemijski spoj pripremljen na različite načine uvijek sadrži iste masene udjele elemenata koji čine taj spoj. Tako je analizom ustanovljeno da su maseni udjeli vodika i kisika u odnosu 1:8. To znači da se uvijek 1g vodika spaja sa 8g kisika i da pri tome nastaje 9g vode. Pripremi li se uzorak bakrova(II) oksida zagrijavanjem bakra na zraku, žarenjem bakrova(II) karbonata ili bakrova(II) nitrata, analizom bilo kojeg uzorka uvijek će se ustanoviti da bakrov oksid sadrži 79,9% bakra i 20,1% kisika. Nakon devet godina dodatnih istraživanja **Prust** je formuirao zakon stalnih omjera masa.



Slika 2.1. Shematski prikaz Prustova zakona stalnog omjera masa

Šezdeset godina nakon objavljivanja zakona o stalnim omjerima masa potvrdio je njegovu vrijednost vrlo preciznim mjerenjem belgijski kemičar **J. S. Stas**.

2.3. Zakon umnoženih omjera masa

Kada se dva elementa spajaju tako da daju više nego jedan kemijski spoj onda se mase jednog elementa koje se spajaju s određenom masom drugog elementa odnose kao mali cijeli brojevi.

Tu je zakonitost, koju nazivamo zakon umnoženih omjera 1802 godine otkrio engleski kemičar **Džon Dalton (John Dalton 1766-1844)**. Na primjer, ugljik i kisik čine dva spoja. U jednom je maseni omjer ugljika i kisika 1:1,33, a u drugom 1: 2,66. Mase kisika koje se spajaju s ugljikom u ova dva spoja, odnose se kao mali cijeli brojevi jer je $1,33:2,66 = 1:2$. Isto tako bilo koji uzorak vode sadrži vodik i kisik u masenom omjeru 1:8. Međutim, vodikov peroksid (H_2O_2) se sastoji također, samo od vodika i kisika, ali je maseni omjer vodika i kisika 1:16. U vodi se 8g kisika spaja sa 1g vodika, a u vodikovom peroksidu se 16g kisika spaja sa 1g vodika. Mase kisika koje se spajaju sa vodikom u ova dva različita spoja odnose se kao mali cijeli brojevi $8:16=1:2$.

Za ilustraciju zakona može poslužiti pet dušikovih oksida, koji nastaju spajanjem atoma elemenata dušika i kisika. Tako se 100g dušika spaja sa :

| | | |
|------|----------------------------------|---------------------|
| 57g | kisika u didušik oksid | N_2O |
| 114g | kisika u dušik oksid | NO |
| 171g | kisika u didušik trioksid..... | N_2O_3 |
| 228g | kisika u dušik dioksid | NO_2 ili N_2O_4 |
| 285g | kisika u didušik pentoksid | N_2O_5 |

Vidimo da se mase kisika koji se spaja sa dušikom jedne te iste mase (100g) odnose kao

$$1:2:3:4:5$$

što dobivamo dijeljenjem sa najmanjom masom (57g).

2.4. Zakon spojnih masa

Otkrio ga je 1789. godine njemački kemičar **Jeremias Benjamin Richter (1762-1807)**, a možemo ga izraziti ovako: **mase dviju elementarnih tvari (ili jednostavni umnošci tih masa) koje reagiraju s nekom trećom elementarnom tvari iste mase reagiraju i međusobno, a isto tako i sa nekom četvrtom elementarnom tvari jednake i određene mase.**

Tako se 1g vodika spaja sa 3g ugljika u metan, a sa 8 g kisika u vodi. Prema tome, 3g ugljika moraju reagirati i sa 8g kisika. I stvarno na taj način nastaje ugljik dioksid. Isto tako mora reagirati 3g ugljika, odnosno 8g kisika i sa nekom drugom elementarnom tvari određene ali jednake mase, npr. sa 35,5 g klora, pri čemu nastaju ugljik tetraklorid (ClC_4), odnosno diklor oksid (Cl_2O).

Mase elementarnih tvari sa kojima one ulaze u međusobne kemijske reakcije nazivaju se spojnim masama ili ekvivalentnim masama.

Ekvivalentna masa (ekvivalent) elementa (E) je broj koji se dobije dijeljenjem atomske težine (A_r) tog elementa sa njegovom valencijom (v)

$$E = \frac{A_r}{v}$$

Gramekvivalent (val) nekog elementa je onoliko grama tog elementa kolika je njegova ekvivalentna težina. Kod elemenata promjenljive valencije promjenljiva je i ekvivalentna težina. Takav je slučaj, na primjer kod sumpora:



$$E_s = 32/2 = 16$$



$$E_s = 32/4 = 8$$



$$E_s = 32/6 = 5,33$$

Zakon ekvivalentnih odnosa vrijedi i za jedinjenja.

Supstance međusobno reagiraju u težinskim količinama koje su razmjerne njihovim ekvivalentnim težinama.

Ekvivalentna težina (ekvivalent) neke supstance je broj koji pokazuje koliko grama te supstance reagira bez ostatka s jednim gramekvivalentom neke druge supstance (na primjer 1,008g vodika ili 8g kisika)

$$\text{Ekvivalent kiseline} = \frac{\text{molekulska masa kiseline}}{\text{broj vodikovih atoma u njoj molekuli koji se mogu zamijeniti atomima metala}}$$

$$\text{Ekvivalent baze (lužine)} = \frac{\text{molekulska masa baze}}{\text{broj hidroksilnih grupa u njoj molekuli}}$$

2.5. Daltonova atomska teorija

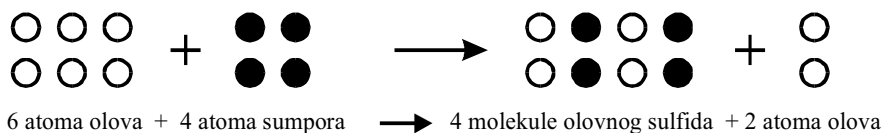
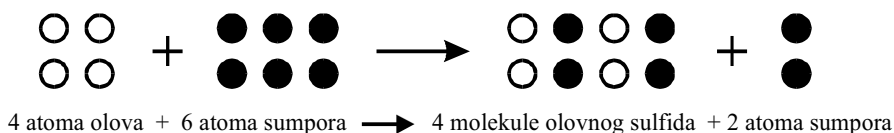
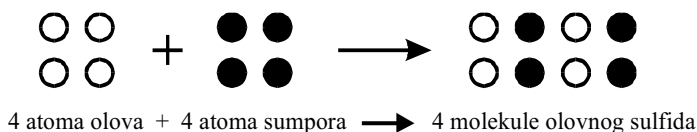
Krajem 18. stoljeća analizom je određen sastav mnogih spojeva i prikupljeno mnogo eksperimentalnih podataka. Međutim, manjkala je odgovarajuća teorija koja bi objasnila eksperimentalno dokazan **Lavoazijev** zakon o održanju mase i **Prustov** zakon stalnih omjera masa. Prihvatljivu **atomsku teoriju** koja objašnjava ove zakone dao je 1803. godine već spomenuti **John Dalton**. Tokom razrade svoje teorije i sam je došao

do trećeg zakona o kemijskom spajanju, zakona umnoženih omjera masa. On je pretpostavio:

1. Svaki je element sastavljen od vrlo sitnih čestica, atoma.
2. Svi su atomi nekog elementa jednaki, imaju jednaku masu i jednaka kemijska svojstva.
3. Atomi različitih elemenata imaju različita kemijska svojstva i različitu masu.
4. Atomi jednog kemijskog elementa ne mogu se nikakvim kemijskim reakcijama pretvoriti u atome drugog elementa, odnosno atomi ne nestaju niti nastaju tokom kemijske reakcije.
5. Spojevi nastaju spajanjem dvaju ili više atoma različitih elemenata. Čestica koja nastaje spajanjem dvaju ili više atoma zove se **molekula** (*lat. molliculus = sitan*).
6. U danom spoju omjer različitih atoma je stalan.

Kao što vidimo, Daltonova ideja sastojala se u tome da su sve supstance izgrađene od malih čestica, atoma, koji se ne mogu razložiti na manje čestice. Atomi pojedine elementarne supstance imaju karakteristična svojstva, različita od svojstava drugih elementarnih supstanci. To je u osnovi ista ideja koju su iznijeli grčki filozofi materijalisti prije 2500. godina, kao i **Ruger Bošković (1711-1787)**. Razlika je u tome što su grčki filozofi do svojih ideja došli razmišljanjem, **Ruger Bošković** matematičkim postupkom, a **Dalton** na osnovi eksperimentalnih dokaza. **Dalton** je shvatio da se atomi različitih elemenata spajaju međusobno i tvore molekule, najmanje čestice spoja u kojima je omjer broja različitih atoma stalan.

Kako se na osnovi Daltonove atomske teorije objašnjava zakon stalnog omjera masa različitih atoma u nekom spoju, jasno prikazuje slika 2.2.


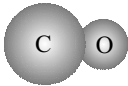


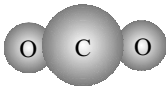


Slika 2.2. Daltonovo objašnjenje zakona stalnih omjera na primjeru olovnog sulfida

Svojom teorijom **Dalton** je uspješno objasnio temeljne zakone kemijskog spajanja. On je atome različitih elemenata označavao vlastitim slikovnim simbolima. Njemu je bilo jasno da su atomi tako sitne čestice da ne može izmjeriti masu jednog atoma, ali je zaključio da ako se npr. 10g olova spaja sa 1,55g sumpora, onda je i omjer masa atoma olova i sumpora jednak 10:1,55. Tako je došao na ideju da svakom atomu pripiše relativnu atomsku masu, odnosno broj koji kazuje koliko je puta masa atoma nekog elementa veća od mase atoma vodika.

Daltonova atomska teorija također objašnjava zakon umnoženih omjera masa. Već smo rekli da ugljik i kisik čine dva spoja. U jednom je maseni omjer ugljika i kisika 1:1,33, a u drugom 1:2,66. Mase kisika koje se spajaju s ugljikom u ova dva spoja, odnose se kao mali cijeli brojevi jer je $1,33:2,66 = 1:2$. Razlika između ugljikova monoksida i ugljikova dioksida jest u tome što se u ugljikovom monoksidu jedan atom ugljika uvijek spaja s jednim atomom kisika, a u ugljikovu dioksidu jedan atom ugljika se spaja s dva atoma kisika.

Dušik i kisik, na primjer, čine više različitih oksida. U didušikovom monoksidu, dva se atoma dušika spajaju s jednim atomom kisika. U dušikovu monoksidu jedan se atom dušika spaja s jednim atomom kisika, a u dušik dioksidu na jedan atom dušika dolaze dva atoma kisika, slika 2.3.

| | | | | | atomi dušika | atomi kisika |
|--|--------------------|---|--------|--------------|-----------------|-----------------|
| | didušikov monoksid |  | N_2O | 28:16 (7:4) | 2 | 1 |
| | ugljikov monoksid |  | | | | |
| | dušikov monoksid |  | NO | 14:16 (7:8) | 2 | 2 |
| | dušikov dioksid |  | NO_2 | 14:32 (7:16) | 2 | 4 |
| | ugljikov dioksid |  | | | | |

Slika 2.3. Objasnjenje zakona umnoženih omjera. U sva tri slučaja broj dušikovih atoma je jednak. Brojevi kisikovih atoma, odnosno mase kisika koje se spajaju s određenom masom dušika, stoje u omjeru 1 : 2 : 4

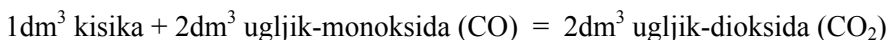
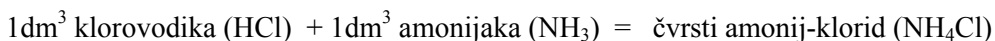
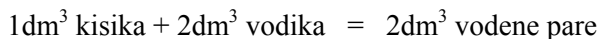
Kako su atomi izvanredno malene čestice, to je i njihova masa izvanredno malena. Prema tome atom određenog elementa ne možemo vagati i tako odrediti apsolutnu masu atoma. Zato je **Dalton** uveo pojam **relativne atomske mase (A_r)**, koju je nazvao **atomskom težinom**. Definirao ju je kao omjer mase atoma (m_a) elementa i mase atoma vodika [$m_a(H)$].

$$A_r = \frac{m_a}{m_a(H)}$$

Dalton je naime pretpostavio da je vodikov atom najlakši i uzeo ga je kao standard, tj. uzeo je njegovu relativnu atomsku masu jedinicom. Međutim, vodik nije zadovoljio kao standard, o čemu će biti kasnije govora. Kemičari – za razliku od fizičara- iz povijesnih razloga još i danas često zovu relativnu atomsku masu atomskom težinom.

2.6. Avogadrov zakon

Francuski kemičar **Josef Luis Gaj-Lisac (Joseph Luis Gay-Lussac 1788-1850)** počeo je 1805. godine niz pokusa s ciljem određivanja volumnog udjela kisika u zraku. On je određeni volumen vodika pomiješao sa zrakom i zatim izazvao eksploziju dobivene smjese. U ostatku plina zatim je analizom odredio višak vodika ili kisika. Pri tom je ustanovio da se pri nastajanju vode uvijek spaja jedan volumni udio kisika s dva volumna dijela vodika. Pokuse je nastavio s drugim plinovima pa je tako ustanovio da se jedan volumni dio klorovodika (HCl) spaja tačno s jednim volumnim dijelom amonijaka (NH₃), dva volumna dijela ugljikova monoksida (CO) spajaju se s jednim volumnim dijelom kisika itd. Na osnovu takvih mjerenja **Gay-Lussac** je 1809. godine formulirao tzv. **zakon stalnih volumnih omjera: pri istoj temperaturi i pritisku volumeni plinova koji međusobno reagiraju, ili nastaju kemijskom reakcijom, odnose se kao mali cijeli brojevi.**



Eksperimenti koje je proveo **Gay-Lussac** bili su jedan od prvih dokaza o postojanju atoma i molekula. Ovako jednostavan zakon trebao je i jednostavno teorijsko objašnjenje. Bitan doprinos poimanju zakona stalnih volumnih omjera dao je 1811. godine talijanski fizičar **Amadeo Avogadro (1776-1856)**. On je postavio hipotezu da **jednaki volumeni različitih plinova, uzetih pri jednakoj temperaturi i jednakom pritisku sadrže jednak broj čestica.** U prvo vrijeme to je bila samo hipoteza. Kako su kasnija mjerenja pokazala da je ta hipoteza tačna, nazvana je **Avogadrov zakon.**

Ipak, **Avogadrova** hipoteza u to vrijeme još nije riješila problem zašto, na primjer, iz jednog volumnog dijela vodika i jednog volumnog dijela klora nastaju dva volumna dijela klor vodika. Prema **Avogadrovoj** hipotezi to bi značilo da iz jedne čestice vodika i jedne čestice klora moraju nastati dvije čestice klorovodika. Ako su čestice u plinovima vodika i klora atomi, kako se u to doba mislilo, onda se tokom reakcije oni moraju raspasti na pola da bi nastao isti broj čestica klorovodika. To je pak u suprotnosti sa idejom o nedjeljivosti atoma.

2.7. Avogadrova hipoteza o molekulama

Da rastumači bit **Gay-Lussacova** zakona spojnih volumena, **Avogadro** je pretpostavio da najmanje čestice nekog plina nisu slobodni atomi, već skupine malog broja atoma. Te skupine, atoma nazvao je **molekulama** (lat. *molliculus* = *sitan*). Dakle, molekula je najmanja čestica plina koja se kreće naokolo u prostoru kao jedna cjelina. Prema zakonu o održanju mase masa molekula mora biti jednaka sumi masa atoma koji se u molekuli nalaze.

Na temelju te pretpostavke o postojanju molekula **Avogadro** postavlja hipotezu: **plinovi jednakog volumena pri istoj temperaturi i pritisku sadrže isti broj molekula.**

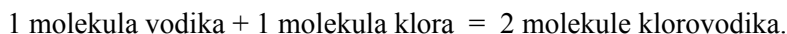
Primijenimo li **Avogadrovu** hipotezu na spomenuti primjer spajanja vodika i klora u klorovodik, imamo:



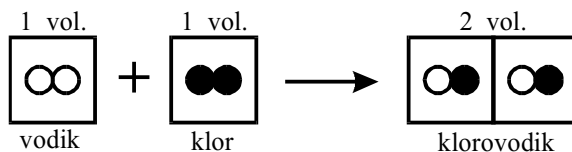
odnosno



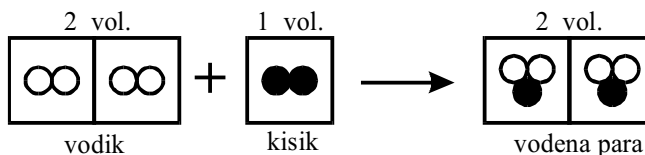
tj.



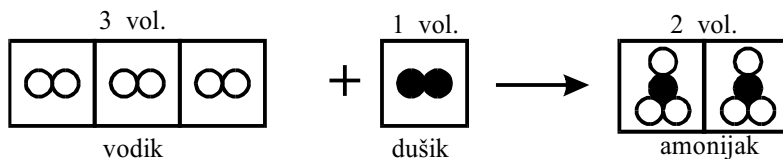
Sadrži li svaka molekula klorovodika po jedan atom vodika i klora, svaka molekula klora i vodika mora sadržavati po dva atoma klora odnosno vodika da bi dale dvije molekule klorovodika. Prema tome, reakciju spajanja vodika i klora u klorovodik možemo shematski prikazati ovako:



Spajanje vodika i kisika u vodenu paru po volumenu možemo analogno prikazati ovako:



a spajanje vodika i dušika u amonijak po volumenu ovako:



Iz tih dviju shematskih jednadžbi jasno izlazi da molekula vode u vodenoj pari sadrži 2 atoma vodika i 1 atom kisika, a molekula amonijaka 3 atoma vodika i 1 atom dušika.

2.8. Simboli elemenata i formule spojeva

Slično kao što se u stenografiji upotrebljavaju znakovi kojima se kratko i jednostavno može zabilježiti izgovoreno, tako i kemičari koriste svoj sistem znakova i simbola kojima bilježe i opisuju kemijske promjene. Već smo upoznali **Daltonove slikovne simbole**, ali njih su zamijenili mnogo praktičniji koji se sastoje od prvog ili prva dva slova latiniziranih imena elemenata. Kao što smo već rekli njih je predložio švedski kemičar **Jöns Jakob Berzelius (1779 – 1848)**, vidi tablicu 2.1.

Tablica 2.1. Značenje simbola i formula spojeva

| Simbol ili formula | Ime ili značenje |
|---|---|
| O | 1 atom kisika |
| 2 O | 2 atoma kisika |
| O ₂ | molekula kisika sastavljena od 2 atoma kisika |
| 2 O ₂ | 2 molekule kisika |
| 3O | 3 atoma kisika |
| O ₃ | molekula ozona sastavljena od 3 atoma kisika |
| 2 O ₃ | 2 molekule ozona |
| H ₂ O | molekula vode sastavljena od 2 atoma vodika i 1 atoma kisika |
| NH ₃ | molekula amonijaka sastavljena od 1 atoma dušika i 3 atoma vodika |
| CH ₄ | molekula metana sastavljena od 1 atoma ugljika i 4 atoma vodika |
| C ₆ H ₁₂ O ₆ | molekula glukoze sastavljena od 6 atoma ugljika, 12 atoma vodika i 6 atoma kisika |

Neki elementi dolaze, na primjer, u obliku dvoatomnih molekula. Takvi su vodik, kisik, dušik, fluor, klor, brom i jod, a njihove molekule prikazujemo kemijskim formulama: H₂, O₂, N₂, F₂, Cl₂, Br₂ i J₂. Kisik se javlja i kao “ozon” čije se molekule sastoje od tri atoma, pa mu je odgovarajuća kemijska formula O₃. Fizikalna i kemijska svojstva običnog kisika, O₂, i ozona, O₃, različita su.

Molekule tzv. bijelog fosfora sastoje se od četiri atoma, pa bijeli fosfor obilježavamo formulom P₄. Molekule sumpora najčešće imaju osam atoma, pa zbog toga elementarni sumpor obilježavamo formulom S₈, iako su poznate i molekule sumpora S₂, S₆, S₁₀, S₁₂ i dr. Ovih nekoliko primjera pokazuje da **nemetalni elementi najčešće tvore jednostavne molekule**.

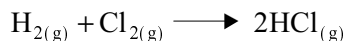
U elementarnom ugljiku, arsenu, selenu, teluru i još nekim metaloidima, atomi se međusobno vezuju tako da tvore složene strukture koje uključuju veliki broj istovrsnih atoma. Slično se i atomi metala slažu, poput kuglica, tvoreći trodimenzionalne strukture od velikog broja atoma. Zato sve metaloide, metale i ugljik kad su u elementarnom stanju obilježavamo samo znakom elementa.

Molekula vode sastoji se od dva atoma vodika i jednog atoma kisika pa je odgovarajuća kemijska formula vode H_2O . Općenito, formule molekula pišemo tako da navedemo broj atoma koji čine jednu molekulu.

Pri međusobnom spajanju atoma metala s atomima nemetala najčešće nastaju složene strukture. **Formule spojeva sa složenim strukturama, u kojima nema izoliranih molekula, pišu se tako da pokazuju omjer najmanjih brojeva različitih atoma od kojih je nastao spoj.** Tako se sastav kalcijeva karbonata, odnosno kalcita, krečnjaka (vapnenca) ili mramora, može prikazati formulom CaCO_3 . Ta formula kazuje da su u kalcijevu karbonatu atomi kalcija, ugljika i kisika vezani u omjeru 1:1:3. U strukturi kalcijeva karbonata nema izoliranih molekula CaCO_3 . Najjednostavnije formule takvih spojeva zovu se **formulske jedinke**.

Da bi se opisala neka kemijska reakcija i sastavila njezina jednadžba upotrebljavaju se simboli atoma, odnosno formule molekula i formulskih jedinaka koje u reakciji sudjeluju. Pri proučavanju kemijskih reakcija često je važno znati agregatno stanje supstance koja u reakciji sudjeluje ili nastaje. Čvrsto stanje supstance u kemijskoj reakciji označava se sa **(s)**, što dolazi od latinskog *solidus* = **krut ili čvrst**. Tekuće stanje supstance označava se sa **(l)**, a potječe od latinskog *liquidus* = **tekući**. Plinovito stanje supstance označava se sa **(g)** što potječe od riječi **gas** = **plin**. Riječ **gas** izmislio je belgijski liječnik **Van Helmont** u 17. stoljeću polazeći od grčke riječi **chaos** = **nered**. **Tako je on jednom riječju najbolje opisao stanje čestica supstance u plinovitom stanju.** Reaktanti u vodenoj otopini označavaju se sa **(aq)** što potječe od latinskog *aqua* = **voda**.

Spajanjem vodika i klora, na primjer, nastaje klorovodik (HCl). Kako su vodik i klor pri uobičajenim uvjetima u plinovitom stanju, reakcija između ta dva elementa prikazuje se jednadžbom:



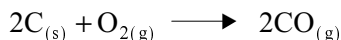
U jednadžbi kemijske reakcije reaktanti se pišu na lijevoj, a produkti na desnoj strani.

Iz navedenog primjera je vidljivo, - a to **treba dobro upamtiti – da se broj atoma tokom kemijske reakcije ne mijenja.** Kao još jedan primjer razmotrimo reakciju gorenja metana u kisiku:

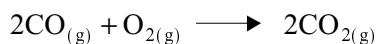


Broj atoma na lijevoj strani jednadžbe mora biti jednak broju atoma na desnoj strani jednadžbe. Tokom reakcije atomi ne nestaju niti nastaju.

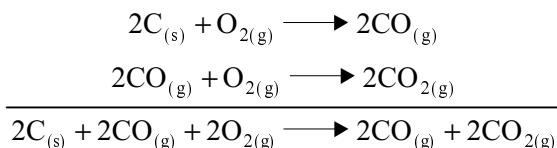
Koji će produkti kemijske reakcije nastati, često ovisi o temperaturi i pritisku reakcijske smjese i o omjeru u kojima se nalaze reaktanti. Tako gorenjem ugljika, uz nedovoljan pristup, zraka nastaje ugljikov monoksid, CO, što se prikazuje jednadžbom:



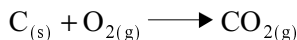
Ugljikov monoksid i sam dalje gori u ugljikov dioksid, CO₂, što se prikazuje jednadžbom:



To je konačni produkt gorenja ugljika. Kada se do nekih produkata dolazi postupno, putem nekoliko kemijskih reakcija, može se napisati tzv. sumarna jednadžba tako da se saberu sve pojedinačne jednadžbe reakcija. Na primjer:



Ukinu li se jednaki članovi na lijevoj i desnoj strani jednadžbe dobiva se sumarna jednadžba:



Pri pisanju jednadžbe reakcije treba uzeti u obzir građu molekula reaktanata i produkata. Kisik se javlja u obliku dvovalentnih molekula O₂. Zato je trebalo uzeti dva atoma ugljika koji u reakciji s molekulom kisika daju dvije molekule ugljikova monoksida (prva jednadžba).

2.9. Nazivanje binarnih kemijskih spojeva

Mnogim kemijskim spojevima u prošlosti su davana tzv. *trivijalna imena*. Neka od njih su se toliko uvriježila da ih i danas koristimo. Tako se još uvijek upotrebljava naziv živi kreč (vapno), gašeni kreč, gorka sol, Glauberova sol, modra galica, zelena galica, bijela galica, gips, kuhinjska sol, Mohrova sol, crvena krvna sol, žuta krvna sol, olovni šećer itd.

| | |
|------------------|---|
| živi kreč | CaO |
| gašeni kreč | Ca(OH) ₂ |
| gorka sol | MgSO ₄ · 7H ₂ O |
| Glauberova sol | Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O |
| modra galica | CuSO ₄ · 5H ₂ O |
| zeleni galica | FeSO ₄ · 7H ₂ O |
| bijela galica | ZnSO ₄ · 7H ₂ O |
| gips | CaSO ₄ · 2H ₂ O |
| kuhinjska sol | NaCl |
| Mohrova sol | (NH ₄) ₂ FeSO ₄ · 6H ₂ O |
| crvena krvna sol | K ₃ [Fe(CN) ₆] |
| žuta krvna sol | K ₄ [Fe(CN) ₆] |
| olovni šećer | Pb(CH ₃ COO) ₂ |

Kako se broj poznatih kemijskih spojeva naglo povećava postalo je jasno da bi pamćenje trivijalnih naziva nekoliko miliona spojeva postalo nemoguće. Problem je bilo moguće riješiti samo uvođenjem **sistema nazivanja kemijskih spojeva**. Kada kemičar jednom nauči sistem nazivanja spojeva može na osnovu imena spoja napisati njegovu formulu, i obratno, na osnovu formule može spoj nazvati.

Mnogi se anorganski spojevi mogu smatrati složenima od elektropozitivnih (moguće i kationskih) i elektronegativnih (moguće i anionskih) dijelova. U najjednostavnijem slučaju kada spoj sadrži jedan elektropozitivan i jedan elektronegativan konstituent, ime spoja tvori se od imena elektropozitivnog konstituenta koje se navodi prvo i imena elektronegativnog konstituenta koje se navodi kao drugo. Ime elektropozitivnog konstituenta navodi se kao **posvojni pridjev**. **Imena aniona (elektronegativnih konstituanata) tvore se na osnovu korijena imena elementa s nastavkom -id.**

Uobičajena imena aniona

| Anion | Ime |
|-----------------|---------|
| F ⁻ | fluorid |
| Cl ⁻ | klorid |
| Br ⁻ | bromid |
| I ⁻ | jodid |
| O ²⁻ | oksid |
| N ³⁻ | nitrid |
| P ³⁻ | fosfid |

Ispred imena svakog konstituenta dolazi prefiks koji označava njegovu brojnost.

Prefiksi koji označavaju broj atoma ili skupina u imenu kemijskog spoja

| Prefiks | Broj |
|---------|------|
| mono | 1 |
| di | 2 |
| tri | 3 |
| tetra | 4 |
| penta | 5 |
| heksa | 6 |
| hepta | 7 |
| okta | 8 |

Primjeri:

| Tvar | Formula | Sastav jedinice |
|------------------------|--------------------------------|-----------------------------------|
| natrijev klorid | NaCl | 1 atom natrija i 1 atom klora |
| kalcijev oksid | CaO | 1 atom kalcija i 1 atom kisika |
| trikalcijev difosfid | Ca ₃ P ₂ | 3 atoma kalcija i 2 atoma fosfora |
| triželjezni tetraoksid | Fe ₃ O ₄ | 3 atoma željeza i 4 atoma kisika |
| diželjezni trioksid | Fe ₂ O ₃ | 2 atoma željeza i 3 atoma kisika |
| didušikov monoksid | N ₂ O | 2 atoma dušika i 1 atom kisika |
| dušikov monoksid | NO | 1 atom dušika i 1 atom kisika |
| dušikov dioksid | NO ₂ | 1 atom dušika i 2 atoma kisika |
| didušikov trioksid | N ₂ O ₃ | 2 atoma dušika i 3 atoma kisika |
| didušikov tetraoksid | N ₂ O ₄ | 2 atoma dušika i 4 atoma kisika |
| sumpor dioksid | SO ₂ | 1 atom sumpora i 2 atoma kisika |
| sumpor trioksid | SO ₃ | 1 atom sumpora i tri atoma kisika |

Prefiks mono se nikada ne upotrebljava pri imenovanju prvog elementa. Na primjer, CO nazivamo ugljik monoksid, a ne monougljikov monoksid.

Nomenklatura, odnosno nazivi kemijskih spojeva složene građe obrađivat će se u narednim poglavljima.

Dakle, kao što elemente prikazujemo njihovim kraticama, simbolima, i kemijske spojeve prikazujemo skupom simbola ovih elemenata koji čine dotični kemijski spoj (tzv. **elementarni sastav**). Taj skup simbola, koji prikazuje sastav kemijskog spoja, nazivamo **formulom kemijskog spoja**. Dok se simbolom označuje samo jedna vrsta atoma, odnosno jedan jedini atom, formulom označujemo skup različitih vrsta atoma koji se nalaze spojeni u molekuli dotičnog kemijskog spoja, ako je on molekulske strukture. Drugim riječima formula nam pokazuje koji su atomi i kojem brojčanom omjeru spojeni u kemijskom spoju ako je on atomske strukture. Zato možemo

općenito kazati da **formulom označujemo skup atoma koji čine tzv. (formulsku) jedinku**. Tako jedan atom natrija i jedan atom klora u formuli NaCl ne označuju molekulu, već jedinku spoja natrij-klorid koji je atomske, a ne molekulske strukture. Međutim, formula vode H₂O, koja je molekulske strukture, predstavlja i molekulu i jedinku vode. No, ponekad se, jednostavnosti radi, i takve formulske jedinke kao što je NaCl nazivaju molekulama u širem smislu. Skup istovrsnih atoma koji se nalaze u molekuli elementarne tvari, i koji predočuju molekulu, označujemo **formulom elementarne tvari**.

Dakle, formulu dobivamo tako da atome koji čine (formulsku) jedinku, tj. njihove simbole, napišemo jedan do drugog, a broj istovrsnih atoma označimo uz simbol u formi indeksa nadesno dolje.

Kasnije ćemo upoznati i druge vrste formula, kao što su strukturne, elektronske itd.

3. MOLARNE VELIČINE

Prema Avogadrovom zakonu jednaki volumeni različitih plinova pri istoj temperaturi i pritisku sadrže jednak broj čestica. Prema tome, mase jednakih volumena različitih plinova odnose se kao mase molekula tih plinova.

Omjer mase i volumena neke supstance jest *gustoća* te supstance, pa također vrijedi: *gustoće različitih plinova mjerene pri istoj temperaturi i pritisku odnose se kao mase molekula tih plinova.*

Od svih plinova gustoća vodika je najmanja, pa su kemičari odlučili mjeriti relativne gustoće plinova prema vodiku. Tako je nađeno da je gustoća kisika 16 puta veća, klora 35,5 puta veća, klorovodika 18,25 puta veća, ugljikova monoksida 14 puta veća, ugljikova dioksida 22 puta veća, a vodene pare 9 puta veća od gustoće vodika.

Na osnovi **Cannizzarova tumačenja** da se atomi plinovitih elemenata spajaju u dvoatomne molekule, proistječe da je masa atoma kisika 16 puta veća od mase atoma vodika. Masa molekule klorovodika je 18,25 puta veća od mase molekule vodika, H₂, odnosno 36,5 puta veća od mase atoma vodika, H.

3.1. Relativna atomska i molekulska masa

Da bi se razumjeli maseni omjeri reaktanata i produkata u kemijskim reakcijama, trebalo je naći jedinicu mjerenja, odnosno etalon prema kojem će se određivati mase svih reaktanata i produkata. Kako se pokazalo da je vodik najlakši od svih elemenata, prirodno je bilo da se atom vodika uzme za jedinicu atomske mase. Trebalo je prema tome odrediti koliko je puta masa atoma nekog elementa, ili masa molekule nekog spoja, veća od mase atoma vodika. Na osnovu mnogobrojnih mjerenja krajem 19. i početkom 20. stoljeća načinjena je *tablica atomskih težina*, ili *relativnih atomskih masa elemenata* prema vodiku kao jedinici atomske mase. To je učinio **J. Dalton** uspoređujući mase svih atoma s masom najlakšeg atoma – atoma vodika. Dobivene vrijednosti nazvao je *atomske težine*.

Kasnije se pokazalo da bi bilo praktičnije relativne atomske mase određivati prema atomu kisika, jer se on spaja s mnogo većim brojem drugih atoma nego vodik.

Godine 1961. uvedena je nova jedinica atomske mase. Ta se jedinica određuje prema izotopu ugljika – 12 i naziva **unificirana atomska jedinica mase, a označava se sa u ili m_u** .

Unificirana atomska jedinica mase jednaka je jednoj dvanaestini mase atoma izotopa ugljika -12.

Masa atoma izotopa ugljika – 12 iznosi $19,926 \cdot 10^{-27}$ kg.

$$u = \frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C}) = \frac{1}{12} 19,926 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$u = \frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C}) = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Podijelimo li mase atoma s unificiranom atomskom jedinicom mase dobit ćemo relativnu atomsku masu (A_r).

$$A_r(x) = \frac{m_a(x)}{u}$$

Relativna atomska masa je broj koji pokazuje koliko puta je masa nekog atoma veća od unificirane atomske jedinice mase.

Primjer:

Izračunati relativnu atomsku masu vodika, ako znamo da je masa atoma vodika $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg.

Zadano je:

$$m_a(\text{H}) = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Traži se:

$$A_r(\text{H})$$

$$A_r(\text{H}) = \frac{m_a(\text{H})}{u}$$

$$A_r(\text{H}) = \frac{1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}$$

$$A_r(\text{H}) = 1,0075 \approx 1,008$$

Relativna molekulska masa vodika je 2,016 jer je masa molekule vodika, H₂, 2,016 puta veća od unificirane atomske jedinice mase.

Relativna molekulska masa spoja dobije se tako da se zbroje relativne atomske mase atoma koji čine molekulu spoja.

| | | | | | |
|----------------------|----------------------|-----------------------|-----------|-----------------------|------------------------|
| H 1,008 | O 16,00 | Cl 35,45 | H 1,01 | C 12,01 | 2H 2,02 |
| H 1,008 | O 16,00 | Cl 35,45 | Cl 35,45 | 2 O 32,00 | O 16,00 |
| H ₂ 2,016 | O ₂ 32,00 | Cl ₂ 70,90 | HCl 36,46 | CO ₂ 44,01 | H ₂ O 18,02 |

Relativna atomska masa označava se simbolom A_r , a relativna molekulska masa simbolom M_r .

Upamtite!

Relativna atomska masa, A_r , jest broj koji kazuje koliko je puta masa nekog atoma veća od unificirane atomske jedinice mase, u.

Relativna molekulska masa, M_r , jest broj koji kazuje koliko je puta masa neke molekule veća od unificirane atomske jedinice mase, u.

Relativna molekulska masa spoja izračunava se tako da se zbroje relativne atomske mase svih atoma u molekuli spoja ili formulskoj jedinki spoja.

3.2. Mol

Znamo da se u jednom gramu tvari nalazi veliki broj atoma, odnosno molekula. Prema tome i u kemijskim reakcijama sudjeluje veliki broj jedinki. S takvim je brojevima nespretno računati, a ne možemo ih niti jasno zamisliti. Zbog toga je dogovoreno da količinu tvari iskazujemo **količinom ili množinom**.

Znak za količinu je **n** , a jedinica kojom iskazujemo količinu je ***mol* (znak: *mol*)**. Mol je jedna od sedam osnovnih jedinica SI-sustava (vidi dodatak na kraju knjige).

Mol je količina (množina) uzorka koji sadrži onoliko jedinki koliko ima atoma u 0,012 kg ugljika izotopa ¹²C.

Postoji veća jedinica ***kilomol (kmol)***

$$1 \text{ kmol} = 1000 \text{ molova} = 10^3 \text{ molova}$$

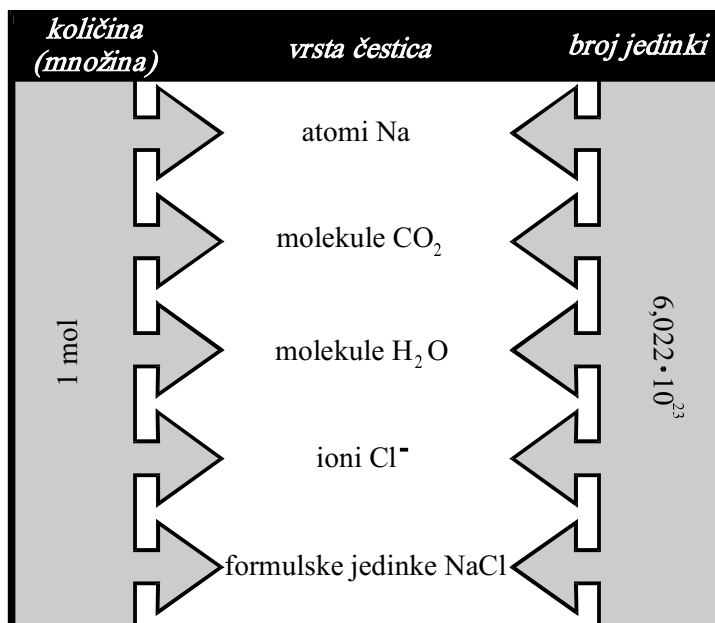
i manja jedinica ***milimol (mmol)***

$$1 \text{ mmol} = 0,001 \text{ mol} = 10^{-3} \text{ molova}$$

Broj ugljikovih atoma u 12 grama ugljika izotopa ^{12}C je $6,022 \cdot 10^{23}$. Taj broj je poznat kao Avogadrov broj. Taj broj često se naziva i Lošmit-ov (Loschmidt) broj jer ga je matematičar Lschmidt prvi brojčano odredio.

Avogadrov broj je nezamislivo velik. Na svijetu ima preko 6 milijardi ljudi. Pretpostavimo da svi sudjeluju u brojenju Avogadrovog broja čestica 12,01 g ugljika brzinom od dvije čestice u sekundi, brojenje bi trajalo oko 2 miliona godina.

Prikažimo shematski



Zapamtimo:

Jedan mol atoma, molekula, iona, formulskih jediniki ili bilo kojih drugih jediniki sadrži Avogadrov broj tih jediniki.

Prema tome na temelju shematskog prikaza možemo zaključiti:

$$\begin{aligned}
 1 \text{ mol atoma Na} &= 1 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atoma Na} \\
 3 \text{ mola atoma Na} &= 3 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atoma Na} \\
 \frac{1}{2} \text{ mola atoma Na} &= \frac{1}{2} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atoma Na}
 \end{aligned}$$

Shvatimo li prema tome Avogadrov broj čestica kao određeni skup istovrsnih jediniki, onda količina (množina) samo označava brojnost tih skupova.

Brojnost i količina (množina) tvari su, prema tome, proporcionalne veličine povezane **Avogadrovom konstantom** N_A (neki autori obilježavaju Avogadrovu konstantu sa L).

$$N(x) = N_A \cdot n(x)$$

odnosno

$$N_A = \frac{N(x)}{n(x)}$$

Eksperimentalno dobivena vrijednost te konstante je

$$N_A = (6,022045 \pm 0,000131) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Za naša računanja dobit ćemo dovoljnu tačnost uvrštavajući:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Zapamtimo:

Brojčana vrijednost Avogadrove konstante jednaka je Avogadrovom broju, ali ima jedinicu mol⁻¹.

Izraz za količinu (množinu) tvari je

$$n(x) = \frac{N(x)}{N_A}$$

Količina tvari ovisi samo o broju jedinki u uzorku, jer je N_A konstanta.

Kako možemo izračunati količinu (množinu) tvari, objasniti ćemo sljedećim primjerom.

1 gram natrija sadrži $2,619 \cdot 10^{22}$ atoma natrija. Izračunajmo količinu (množinu) natrijevih atoma.

Zadano je:

$$N(\text{Na}) = 2,619 \cdot 10^{22}$$

Traži se:

$$n(\text{Na})$$

$$n(\text{Na}) = \frac{N(\text{Na})}{N_A}$$

$$= \frac{2,619 \cdot 10^{22}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$$

$$= 4,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

U uzorku natrija u kojem ima $2,619 \cdot 10^{22}$ atoma, količina atoma natrija je $4,35 \cdot 10^{-2}$ mola .

Upamtite !

Avogadrov broj atoma nekog elementa, ili molekula neke supstance, ili bilo kojih definiranih čestica, zove se mol te supstance.

Ako se želi odvagati 1 mol neke supstance, onda treba odvagati onoliko grama te supstance kolika je njezina relativna molekulska masa.

Masa jednog mola neke supstance naziva se molarna masa te supstance.

3.3. Molarna masa

Količina (množina) je fizička veličina određena brojem čestica u uzorku. Broj čestica u jednom molu je vrlo velik, golim okom izravno ih ne možemo vidjeti, pa ni izbrojiti. Zbog toga ne možemo izravno odrediti ni količinu tvari koju je potrebno poznavati da bismo mogli pratiti kemijsku reakciju.

U kemijskom laboratoriju većinu uzoraka možemo lako izvagati, što znači da određujemo njihovu masu. Masu i količinu povezuje fizička veličina koju nazivamo ***molarna masa (znak M)***.

Molarna masa karakterizira čistu tvar, a određena je omjerom

$$M(x) = \frac{m(x)}{n(x)}$$

Upamtite:

Molarna masa nekog elementa jest onoliko grama tog elementa kolika je njegova relativna atomska masa.

Molarna masa nekog spoja jest onoliko grama tog spoja kolika je njegova relativna molekulska masa.

Molarna masa označava se znakom M, a izražava jedinicom g mol⁻¹.

Primjer:

1. Izračunajte molarne mase:

- a) natrija
- b) vode
- c) sumporne kiseline

a) $M(\text{Na}) = A_r(\text{Na}) \text{ g mol}^{-1}$
 $M(\text{Na}) = 22,99 \text{ g mol}^{-1}$

b) $M(\text{H}_2\text{O}) = M_r(\text{H}_2\text{O}) \text{ g mol}^{-1}$
 $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O})$
 $= 2 \cdot 1,008 + 16$
 $= 18,016$
 $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,016 \text{ g mol}^{-1}$

c) $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) \text{ g mol}^{-1}$
 $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O})$
 $= 2 \cdot 1,008 + 32,06 + 4 \cdot 16$
 $= 98,08$
 $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,08 \text{ g mol}^{-1}$

2. Izračunajte količinu (množinu) zlata u 1,70 g zlata

$$n(\text{Au}) = \frac{m(\text{Au})}{M(\text{Au})} = \frac{1,70\text{g}}{197\text{g mol}^{-1}} = 0,863 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

3. Izračunajte broj atoma u 1,70 g zlata.

U prošlom zadatku izračunali smo da količina zlata u 1,70 g zlata iznosi $n(\text{Au}) = 0,863 \cdot 10^{-2}$ mol. Broj atoma zlata, $N(\text{Au})$, doznat ćemo tako da količinu (množinu) zlata, $n(\text{Au})$, pomnožimo Avogadrovom konstantom, N_A .

$$\begin{aligned} N(\text{Au}) &= n(\text{Au}) \cdot N_A \\ &= 0,863 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ &= 5,20 \cdot 10^{21} \end{aligned}$$

4. Koliko treba odvagati srebrenog nitrata, ako je za kemijsku reakciju potrebno 0,5 mola?

Zadano je:

$$n(\text{AgNO}_3) = 0,5 \text{ mola}$$

Traži se:

$$m(\text{AgNO}_3)$$

$$n(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3)}$$

$$m(\text{AgNO}_3) = n(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{AgNO}_3)$$

$$M(\text{AgNO}_3) = M_r(\text{AgNO}_3) \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{AgNO}_3) = A_r(\text{Ag}) + A_r(\text{N}) + 3A_r(\text{O})$$

$$= 107,9 + 14,01 + 48,00$$

$$= 169,91$$

$$m(\text{AgNO}_3) = 0,5 \text{ mol} \cdot 169,91 \text{ g mol}^{-1}$$

$$m(\text{AgNO}_3) = 84,96 \text{ g}$$

3.4. Brojnost jedinki

Za označavanje broja elementarnih čestica koristi se simbol N, gdje na primjer $N(p^+)$ označava broj protona, a $N(e^-)$ broj elektrona. Oznaku N koristimo za **označavanje brojnosti jedinki** (lat. *numerus = broj*). Jedinke u nekom uzorku mogu biti atomi, molekule, ioni, skupine atoma, protoni, ali i zrna kave ili zrna kukuruza.

Na primjer:

$N(\text{H}_2\text{O})$ – broj molekula vode

$N(\text{CO}_2)$ – broj molekula ugljikovog (IV) oksida

$N(\text{Cl}^-)$ – broj kloridnih iona

$N(\text{SO}_4^{2-})$ – broj sulfatnih iona

$N(\text{NaCl})$ – broj formulskih jedinki natrijevog klorida

Primjer:

1. Dječak je kupio vrećicu bombona. Kako će bez brojanja saznati koliko bombona ima u vrećici. Jednostavno tako da izvaže vrećicu s bombonima i jedan bombon. Dijeljenjem mase svih bombona s masom jednog bombona dobit će broj bombona.

Budući da atome u nekom uzorku zaista ne možemo izbrojiti, postupit ćemo jednako. Odredimo masu uzorka, podijelimo je s masom jednog atoma i dobijemo broj atoma u uzorku:

$$N(x) = \frac{m(x)}{m_a(x)}$$

odnosno

$$m(x) = N(x) \cdot m_a(x)$$

gdje je:

$N(x)$ – broj atoma u uzorku
 $m(x)$ – masa uzorka
 $m_a(x)$ – prosječna masa atoma

Ako je tvar (y) građena od molekula, masa uzorka je $m(y) = N(y) \cdot m_f(y)$

gdje je:

$m(y)$ - masa uzorka
 $N(y)$ - broj molekula u uzorku
 $m_f(y)$ - prosječna masa formulske jedinice spoja

2. Koliko atoma natrija ima u gramu natrija, ako je masa jednog atoma $38,175 \cdot 10^{-27}$ kg?

Zadano je:

$$m_a(\text{Na}) = 38,175 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 38,175 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$
$$m(\text{Na}) = 1 \text{ g}$$

Traži se:

$$N(\text{Na})$$

$$N(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{m_a(\text{Na})}$$

$$N(\text{Na}) = \frac{1\text{g}}{38,175 \cdot 10^{-24} \text{ g}}$$

$$N(\text{Na}) = 2,619 \cdot 10^{22}$$

3. Ako je broj molekula vode u uzorku $3,343 \cdot 10^{22}$, a masa jedne molekule vode $29,916 \cdot 10^{-24}$ g izračunaj masu uzorka vode.

Zadano je:

$$m_f(\text{H}_2\text{O}) = 29,916 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 3,343 \cdot 10^{22}$$

Traži se:

$$m(\text{H}_2\text{O})$$

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{O}) &= m_f(\text{H}_2\text{O}) \cdot N(\text{H}_2\text{O}) \\ &= 29,916 \cdot 10^{-24} \text{ g} \cdot 3,343 \cdot 10^{22} \\ &= 1 \text{ g} \end{aligned}$$

| <i>Zapamtimo:</i> | | | | |
|---------------------------|----------|----------|-----------------------|-----------------------|
| Fizikalne veličine | Znak | Jedinica | Fe | H ₂ O |
| Relativna atomska masa | $A_r(x)$ | 1 | 55,8 | - |
| Relativna molekulska masa | $M_r(y)$ | 1 | - | 18 |
| Količina (množina) tvari | $n(x)$ | mol | 1 mol željeza | 1 mol vode |
| Brojnost jedinki | N | 1 | $6,022 \cdot 10^{23}$ | $6,022 \cdot 10^{23}$ |
| Molarna masa | $M(x)$ | g/mol | 55,8 g/mol | 18 g/mol |

3.5. Molarni volumen

Pri radu s plinovitim tvarima mnogo je pogodnije određivati volumen nego masu. Međutim, da bismo mogli i volumen povezati s količinom (množinom) koja je temelj kemijskog računa, valja najprije upoznati osnovne zakonitosti ponašanja plinova pri kemijskim reakcijama. Plin je najjednostavnije zamisliti kao mnoštvo molekula koje se neprestano gibaju u cijelom prostoru koji im je na raspolaganju. Udaljenost između čestica plinovite tvari je tako velika, da su privlačne sile zapravo vrlo male.

Jedan od prvih znanstvenika koji je ispitivao ponašanje plinova bio je francuski kemičar **Joseph Gay-Lussac**. On je početkom 19. stoljeća otkrio **zakon volumnih omjera**.

Omjeri volumena plinova koji međusobno reagiraju ili nastaju kemijskom reakcijom, su mali cijeli brojevi, ako se mjerenja izvode pri stalnom pritisku (tlaku) i temperaturi.

Prvo objašnjenje **Gay-Lussac-ovog** zakona dao je **Amadeo Avogadro** koji je pretpostavio da najmanje čestice nekog plina najčešće nisu slobodni atomi, već skupine malog broja atoma – molekule. Temeljem spoznaje o postojanju molekula **Avogadro je pretpostavio: plinovi jednakih volumena pri istoj temperaturi i pritisku (tlaku) sadrže jednak broj čestica, prema tome i jednake količine plinova.**

Pedesetak godina poslije, nakon Avogadrove smrti, njegova pretpostavka je prihvaćena i od tada govorimo o **Avogadrovom zakonu**.

Nakon prihvaćanja Avogadrovog zakona put do povezivanja volumena plina i količine bio je zapravo jednostavan. Trebalo je odrediti volumen plina koji sadrži Avogadrov broj čestica, tj. volumen jednog mola plina. Taj je volumen nazvan **molarni volumen (znak V_m)**. **To je fizička veličina određena omjerom volumena plina i količine. Pri istoj temperaturi i istom pritisku molarni volumen je jednak za sve plinove.**

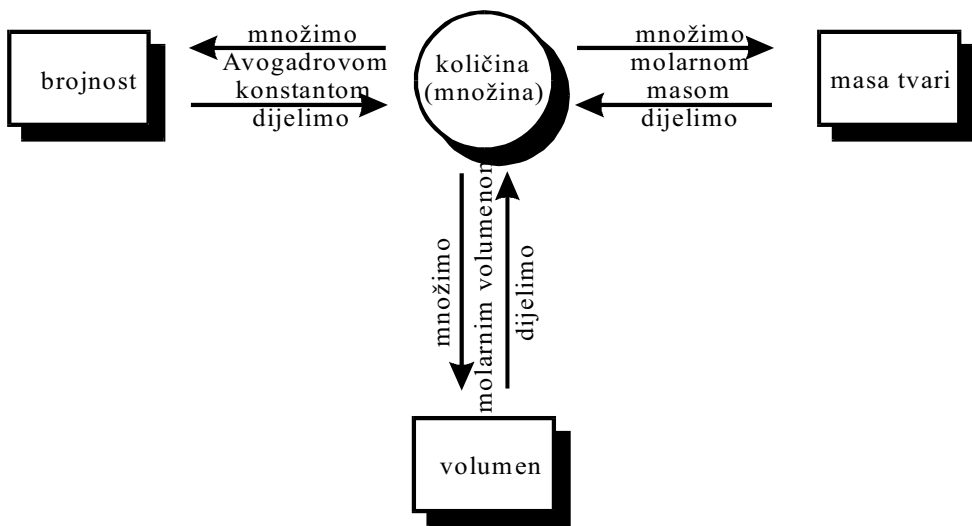
$$V_m = \frac{V_{(\text{plin})}}{n_{(\text{plin})}}$$

Jedinica molarnog volumena u SI-sistemu je kubični metar po molu (m^3/mol), ali se češće koristi decimalna jedinica kubični decimetar po molu (dm^3/mol).

Vrijednost molarnog volumena ovisi o pritisku i temperaturi. Pri **standardnim uvjetima (s.u.) 1 mol bilo kojeg plina zauzimat će volumen od $22,4 \text{ dm}^3$** . Taj volumen nazivamo **standardni molarni volumen, V_m^\ominus (θ - theta)**.

$$V_m^\ominus = \frac{V_{(\text{plin})}^\ominus}{n_{(\text{plin})}} = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} \quad \text{pri s.u.}$$

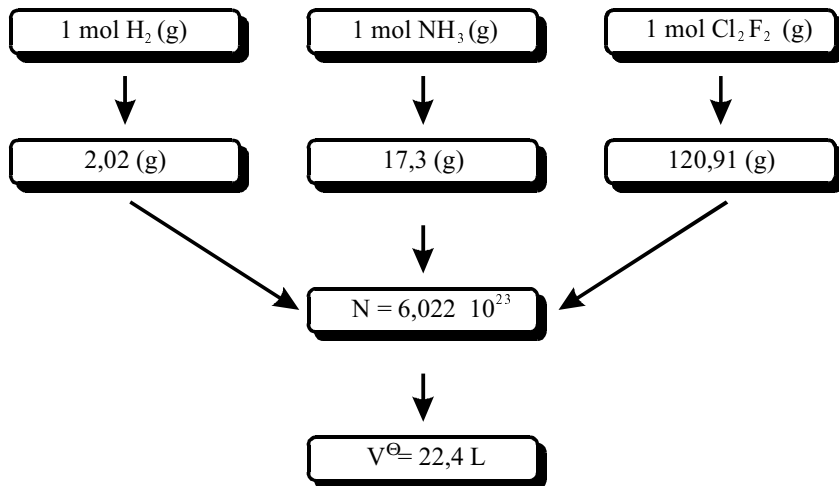
Zapamtimo!



Gotovo sva računanja u kemiji vezana su na količinu (množinu) jer vrijedi:

$$n(x) = \frac{N(x)}{N_A} = \frac{m(x)}{M(x)} = \frac{V(x)}{V_m}$$

Ponovimo:



Primjer:

1. Izračunaj količinu plina koji zauzima volumen od 5 l pri standardnim uvjetima.
(litra je dopuštena jedinica izvan SI - sistema, a obilježava se sa l ili L - vidi na kraju knjige)

Zadano je:

$$V_{(\text{plin})}^{\ominus} = 5 \text{ l}$$

Traži se:

$$n_{(\text{plin})}$$

$$V_m^{\ominus} = \frac{V_{(\text{plin})}^{\ominus}}{n_{(\text{plin})}} \quad \text{iz izraza dalje slijedi:}$$

$$n_{(\text{plin})} = \frac{V_{(\text{plin})}^{\ominus}}{V_m^{\ominus}} = \frac{5 \text{ l}}{22,4 \text{ l mol}^{-1}} = 0,22 \text{ mol}$$

2. Izračunaj volumen amonijaka pri standardnim uvjetima ako je masa amonijaka 100 g.

Zadano je:

$$m(\text{NH}_3) = 100 \text{ g}$$

Traži se:

$$V^{\ominus}(\text{NH}_3)$$

Iz izraza za računanje količine vrijedi odnos

$$\frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{V^{\ominus}(\text{NH}_3)}{V_m^{\ominus}}$$

pa je:

$$V^{\ominus}(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} \cdot V_m^{\ominus} = \frac{100 \text{ g}}{17,03 \text{ g mol}^{-1}} \cdot 22,4 \text{ l mol}^{-1} = 131,53 \text{ l}$$

3.6. Procentni sastav (maseni udio) i određivanje formule spoja

Sastav smjese i kemijskog spoja najčešće iskazujemo *masenim udjelom kojem je znak W*.

3.6.1. Maseni udio sastojka u smjesi

Maseni udio je brojčana veličina, jedinica je 1, kojom iskazujemo masu jednog sastojka u ukupnoj masi smjese ili otopine

$$W(\text{sastojak}) = \frac{m(\text{sastojak})}{m(\text{smjesa})}$$

Maseni udio nekog sastojka u smjesi ili otopini jednak je omjeru mase tog sastojka i ukupne mase svih sastojaka smjese ili otopine.

Vrijednost masenog udjela iskazuje se decimalnim brojem ili postotkom, rjeđe promilom.

Zbroj (zbir) masenih udjela svih sastojaka u smjesi je 1 ili 100 %.

Primjer:

1. Mlijeko je smjesa različitih vrsta čistih tvari – masti, bjelančevina, mliječnog šećera i vode. Analizom mlijeka dobiveni su slijedeći podaci:

- mast ($W = 3,6 \%$)
- bjelančevine ($W = 3,2 \%$)
- mliječni šećer ($W = 5,5 \%$)
- voda ($W = 87,7 \%$)

Izračunaj masu vode koju sadrži 2 dl mlijeka, ako je gustoća mlijeka $\rho(\text{ro}) = 1,034 \text{ g/cm}^3$.

Zadano je:

$$\begin{aligned} W(\text{H}_2\text{O}) &= 87,7 \% = 0,877 \\ V(\text{mlijeko}) &= 2 \text{ dl} = 200 \text{ cm}^3 \\ \rho(\text{ro}) &= 1,034 \text{ g/cm}^3 \end{aligned}$$

Traži se:

$$m(\text{H}_2\text{O})$$

Iz zadanih podataka najprije moramo izračunati masu mlijeka

$$\rho(\text{mlijeko}) = \frac{m(\text{mlijeko})}{V(\text{mlijeko})} \quad \text{iz toga slijedi da je:}$$

$$m(\text{mlijeko}) = \rho(\text{mlijeko}) \cdot V(\text{mlijeko}) = 1,034 \text{ g/cm}^3 \cdot 200 \text{ cm}^3 = 206,8 \text{ g}$$

Sada možemo računati masu vode:

$$W(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{m(\text{mlijeko})}$$

slijedi da je:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = W(\text{H}_2\text{O}) \cdot m(\text{mlijeko}) = 0,877 \cdot 206,8 \text{ g} = 181,36 \text{ g}$$

3.6.2. Maseni udio elementa u spoju

Budući da je molekula svakog spoja izgrađena od najmanje dva elementa, možemo masenim udjelom iskazati i sastav spoja. Pri tome valja uzeti u obzir i broj atoma traženog elementa u molekuli spoja.

Maseni udio jednog elementa u spoju jednak je omjeru mase tog elementa i ukupne mase svih elemenata u tom spoju.

$$W(A, A_x B) = \frac{m(A)}{m(A_x B)} = \frac{x \cdot A_r(A)}{M_r(A_x B)}$$

Primjer:

1. Izračunajmo maseni udio vodika i kisika u vodi.

Zadano je:

spoj H_2O

Traži se:

$W(\text{H})$

$W(\text{O})$

Ponovimo kako ste do sada učili. Iz formule spoja vidljivo je da molekula vode ima dva atoma vodika i jedan atom kisika, pa je:

$$W(\text{H}) = \frac{2 \cdot m_a(\text{H})}{m_f(\text{H}_2\text{O})}$$

$$W(\text{O}) = \frac{m_a(\text{O})}{m_f(\text{H}_2\text{O})}$$

budući da je:

$$\begin{aligned}m_a(x) &= A_r(x) \cdot u \\ m_r(y) &= M_r(y) \cdot u \quad \text{slijedi:} \\ W(\text{H}) &= \frac{2 \cdot A_r(\text{H}) \cdot u}{M_r(\text{H}_2\text{O}) \cdot u} & W(\text{O}) &= \frac{A_r(\text{O}) \cdot u}{M_r(\text{H}_2\text{O}) \cdot u} \\ W(\text{H}) &= \frac{2 \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2 \cdot 1,008}{18,06} & W(\text{O}) &= \frac{A_r(\text{O})}{M_r(\text{H}_2\text{O})} = \frac{16,00}{18,06} \\ &= 0,1119 = 11,9\% & &= 0,8881 = 88,81\%\end{aligned}$$

Procenta oksigena može se izračunati i na slijedeći način:

$$W(\text{O}) = 100 - W(\text{H}) = 100 - 11,19 = 88,81 \%$$

Poznavanje bilo empirijske, bilo molekulske formule spoja omogućuje određivanje masenog udjela pojedinog elementa u spoju, odnosno procentualnog sastava spoja. Ako se na primjer želi izračunati maseni udio bakra u bakrovom(I) sulfidu, Cu_2S , treba najprije izračunati njegovu relativnu molekulsku masu

$$M_r(\text{Cu}_2\text{S}) = 2A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) = 2 \cdot 63,55 + 32,6 = 159,16$$

Odvaže li se 159,16 g bakrova(I) sulfida, razumije se da ta odvaga sadrži 127,1 g bakra i 32,06 g sumpora međusobno vezanih u spoju. Maseni udio bakra u spoju, $W(\text{Cu})$, kao i maseni udio sumpora, $W(\text{S})$, izračunava se tako da se načini omjer mase jedne komponente spoja prema masi svih komponenata u spoju, ili molarne mase jedne komponente prema molarnoj masi spoja, ili relativne molekulske mase jedne komponente prema relativnoj masi spoja

$$\begin{aligned}W(\text{Cu}) &= \frac{m(\text{Cu})}{m(\text{Cu}_2\text{S})} = \frac{2M(\text{Cu})}{M(\text{Cu}_2\text{S})} = \frac{2M_r(\text{Cu})}{M_r(\text{Cu}_2\text{S})} \\ &= \frac{127,1\text{g}}{159,16\text{g}} = \frac{127,1\text{ gmol}^{-1}}{159,16\text{ gmol}^{-1}} = \frac{127,1}{159,16} = 0,7986\end{aligned}$$

Na jednak način kao u prošlom zadatku se može izračunati maseni udio sumpora u spoju, tj. on iznosi $(1 - 0,7986) = 0,2014$, odnosno 20,14 %.

3.6.3. Određivanje empirijske i molekulske formule

Poznavanjem masenih udjela elemenata u nekom spoju možemo odrediti njegovu formulu, što je naročito važno kada se sintetizira neki novi spoj. Iz podataka za masene udjele elemenata u spoju se može izračunati tzv. **empirijska formula** spoja.

Empirijska formula prikazuje najmanji odnos broja atoma elemenata u molekuli ili formulskoj jedinici kemijskog spoja.

Objasnimo to jednim primjerom.

Etin i benzen su dva organska spoja posve različitih svojstava, a iste empirijske formule CH. Iz nje saznajemo samo da je odnos ugljikovih i vodikovih atoma u molekulama tih spojeva 1:1. Nešto slično smo naučili već kad smo govorili o značenju pojma formulska jedinica. I ona prikazuje samo odnos broja kationa i aniona u kristalu ionskog spoja.

Molekulska formula prikazuje stvarni odnos broja atoma elemenata u molekuli.

Da bismo mogli odrediti molekulsku formulu valja poznavati empirijsku formulu i relativnu molekulsku masu spoja.

Primjer:

1. Empirijska formula nekog organskog spoja je CH₂O. Relativna molekulska masa spoja je 90,08. Odredi molekulsku formulu spoja.

Zadano je:

empirijska formula CH₂O
M_r(spoj) = 90,08

Traži se:

molekulska formula

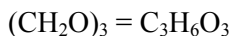
Pomoću zadane empirijske formule spoja i podataka u periodnom sistemu elemenata odredimo relativnu masu jedinice CH₂O koju ćemo označiti sa E_r.

$$\begin{aligned} E_r(\text{CH}_2\text{O}) &= A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) \\ &= 12,01 + 2 \cdot 1,008 + 16,00 \\ &= 30,026 \end{aligned}$$

Dijeljenjem relativne molekulske mase s relativnom masom empirijske jedinice saznat ćemo koliko je puta broj atoma svake vrste veći u molekulskoj formuli.

$$\frac{M_r(\text{spoj})}{E_r(\text{CH}_2\text{O})} = \frac{90,08}{30,03} = 2,999 \approx 3$$

Broj 3 pokazuje da je u molekularnoj formuli broj atoma svake vrste 3 puta veći od broja atoma u empirijskoj formuli. Prema tome molekularna formula spoja je



Kvantitativni sastav nekog kemijskog spoja možemo odrediti **kvantitativnom kemijskom analizom**. Dobivene rezultate najčešće iskazujemo masenim (procentnim, težinskim) udjelima. Slijedećim primjerom ćemo pokazati kako se može temeljem rezultata kvantitativne elementarne analize izračunati molekularnu formulu spoja.

2. Kemijskom analizom ustanovljeno je da je u nekom fosforom oksidu maseni udio fosfora 0,4364, a kisika 0,5636. Relativna molekularna masa tog oksida je 283,88. Odredi empirijsku i molekularnu formulu.

Zadano je:

$$W(\text{P}) = 0,4364$$

$$W(\text{O}) = 0,5636$$

$$M_r(\text{fosforov oksid}) = 283,88$$

Traži se:

empirijska formula

molekularna formula

Najprije ćemo izračunati masu pojedinog elementa u 100 g spoja

$$W(\text{P}) = \frac{m(\text{P})}{m(\text{spoj})}$$

u 100 g spoja

$$m(\text{P}) = W(\text{P}) \cdot m(\text{spoj}) = 0,4364 \cdot 100 \text{ g} = 43,64 \text{ g}$$

$$m(\text{O}) = W(\text{O}) \cdot m(\text{spoj}) = 0,5636 \cdot 100 \text{ g} = 56,36 \text{ g}$$

Budući da je broj jedinki razmjernan količini (množini), vrijedi odnos:

$$N(\text{P}) : N(\text{O}) = n(\text{P}) : n(\text{O})$$

$$n(\text{P}) : n(\text{O}) = \frac{m(\text{P})}{M(\text{P})} : \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{43,64 \text{ g}}{30,97 \text{ g mol}^{-1}} : \frac{56,36 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = 1,4091 : 3,5225$$

Izračunate vrijednosti pokazuju odnos brojnosti atoma fosfora i kisika u spoju nepoznate formule. Taj odnos valja prikazati cijelim brojevima, jer oni predstavljaju odnos broja atoma. Zato dobivene vrijednosti dijelimo s najmanjim brojem.

$$N(\text{P}) : N(\text{O}) = \frac{1,4091}{1,4091} : \frac{3,5225}{1,4091} = 1 : 2,499 = 1 : 2,5$$

Kako još uvijek nismo dobili cijele brojeve valja omjer pomnožiti nekim cijelim brojem da se dobije omjer cijelih brojeva. U našem slučaju valja pomnožiti s 2:

$$N(\text{P}) : N(\text{O}) = 1 : 2,5 / \cdot 2$$

$$N(\text{P}) : N(\text{O}) = 2 : 5$$

Prema tome empirijska formula spoja je P_2O_5 .

Broj atoma svake vrste u molekularnoj formuli odredit ćemo dijeljenjem relativne molekulske mase spoja (M_r) s relativnom masom empirijske jedinice (E_r)

$$\frac{M_r(\text{spoj})}{E_r(\text{P}_2\text{O}_5)} = \frac{283,88}{141,94} = 2$$

Molekularna formula spoja je $(\text{P}_2\text{O}_5)_2 = \text{P}_4\text{O}_{10}$

Slijedećim primjerom prikazat ćemo kako se određuje molekularna formula hidratne soli.

3. Zagrijavanjem 0,05 mola hidratne soli $\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ispari sva voda. Pri tome se masa soli smanji za 1,802 g. Koliko molekula vode sadrži formulska jedinica te hidratne soli?

Zadano je:

$$n(\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}) = 0,05 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1,802 \text{ g}$$

Traži se:

$$N(\text{H}_2\text{O})$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1,802 \text{ g}}{18,016 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0999 \text{ mol} \approx 0,1$$

$$n(\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}) : n(\text{H}_2\text{O}) = 0,05 : 0,1$$

$$N(\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}) : N(\text{H}_2\text{O}) = 0,05 : 0,1$$

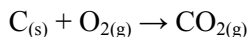
Opet dijelimo s najmanjim brojem da dobijemo cijele brojeve

$$N(\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}) : N(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,05}{0,05} : \frac{0,1}{0,05} = 1 : 2$$

Formulska jedinka soli sadrži dvije molekule vode, pa je njena formula $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

3.6.4. Izračunavanje na osnovu jednadžbe kemijske reakcije

Na osnovu jednadžbe kemijske reakcije mogu se izračunati mase reaktanata koji sudjeluju u reakciji i mase produkata koji nastaju reakcijom. Da bi se izračunala, na primjer, masa ugljikova dioksida, CO_2 , koja nastaje izgaranjem 1000 g ugljika, treba napisati jednadžbu reakcije



Da bi smo odgovorili na postavljeni zadatak treba najprije izračunati količinu ugljika, $n(\text{C})$, u uzorku ugljika čija je masa $m(\text{C}) = 1000 \text{ g}$. To ćemo učiniti tako da masu ugljika, $m(\text{C}) = 1000 \text{ g}$ podijelimo molarnom masom ugljika, $M(\text{C}) = 12,01 \text{ g mol}^{-1}$.

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{1000 \text{ g}}{12,01 \text{ g mol}^{-1}} = 83,26 \text{ mol}$$

Prema tome uzorak ugljika mase 1000 g odgovara količini ugljika od 83,26 mola. Iz jednadžbe reakcije gorenja ugljika proizlazi da mora nastati jednaka količina ugljikova dioksida, tj. da je:

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2)$$

Masa nastalog ugljikova dioksida izračuna se tako da se količina ugljikova dioksida pomnoži njegovom molarnom masom.

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 83,26 \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g mol}^{-1} = 3664 \text{ g}$$

Dakle, izgaranjem 1000 g ugljika nastaje 3664 g ugljikova dioksida. Jednakim postupkom može se izračunati koliko treba kisika za izgaranje 1000 g ugljika, odnosno izračunati mase reaktanata i produkata u bilo kojoj kemijskoj reakciji.

Jednadžba $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$ pokazuje da iz jednog atoma ugljika i jedne molekule kisika nastaje jedna molekula ugljikova dioksida. Isto tako vrijedi da reakcijom $6,022 \cdot 10^{23}$ atoma ugljika sa $6,022 \cdot 10^{23}$ molekula kisika nastaje $6,022 \cdot 10^{23}$ molekula ugljikova dioksida.

3.7. Molarni volumen plinova

Uz **Gay-Lussacov zakon spojnih volumena** postoje još dva zakona prema kojima se vladaju plinovi: **Boyle-Mariotteov zakon** i **Charles-Gay-Lussacov zakon**. Oba navedena zakona odnose se na *idealni plin*, tj. onaj kojemu jedinice (atomi i molekule) imaju ukupno zanemarljivo malen vlastiti volumen, a *van der Waalsove* sile između njih ne postoje. Prema tome, idealni plin se ne može pretvoriti u tekuće i čvrsto stanje. Plin koji nema takve osobine je *realni plin*. On se može pretvoriti u tekuće i čvrsto stanje uz uvjete kod kojih su *van der Waalsove* sile znatno veće nego u plinskom stanju, tj. gdje je znatno smanjena međusobna udaljenost molekula: visok pritisak (tlak) i niska temperatura (mala kinetička energija molekula).

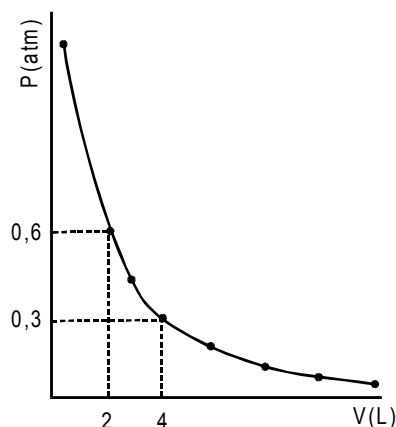
Općenito je poznato da plinovi nemaju određeni volumen i oblik. Volumen plina ovisi o volumenu posude koja mu stoji na raspolaganju, a njegov oblik je određen oblikom posude. Poznati engleski znanstvenik **Robert Boyle (1626-1691)** prvi je tačno mjerio kako se volumen plina mijenja s pritiskom. On je 1660. godine pronašao da je umnožak vrijednosti pritiska, p , i volumena, V , konstantan za uzetu količinu plina pri stalnoj temperaturi:

$$p \cdot V = \text{konst.}$$

Istu je zakonitost 1677. godine neovisno pronašao i francuski prirodoslovac **E. Mariotte (1620-1684)**. **Boyle-Mariotteov** zakon često se piše u obliku:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

gdje je V_1 volumen uzete količine plina pri pritisku p_1 , a V_2 volumen istog plina pri pritisku p_2 . Grafički prikaz toga zakona dat je na slici 3.1.



Slika 3.1. Grafički prikaz **Boyle-Mariotteovog** zakona za određenu količinu plina pri određenoj temperaturi. Okomica (vertikalna) na apscisi iz bilo koje tačke na krivulji pokazuje volumen plina, a okomica iz iste tačke na ordinatu prikazuje pripadni pritisak te količine plina. Kad bi povećali količinu plina ili povišali temperaturu plina trebalo bi nacrtati drugu hiperbolu.

Ako se povisi temperatura plina, njegov se volumen pri istom pritisku (tlaku) povećava. Promjena volumena i pritiska plina pri promjeni temperature proučavali su francuski znanstvenici **Jacques Alexandre Charles (1746-1823)** i **J. L. Gay-Lussac (1778-1850)**. Charles je 1787. godine objavio da se pri istom porastu temperature volumen

različitih plinova poveća za isti iznos. Godine 1802. **Gaj-Lussac** je pak odredio porast volumena kad se plin ugrije za 1°C. **Pri konstantnom pritisku, za svaki °C povećanja temperature, volumen se poveća za 1/273 dio od volumena koji plin ima na 0°C, a sniženjem temperature volumen se smanji za isti iznos.**

To se može izraziti jednačbom:

$$V_t = V_0 \left(1 + \frac{1}{273} \cdot t \right) \quad p = \text{const.}$$

Gay - Lussac je također eksperimentalno dokazao da se pri konstantnom volumenu povećanjem temperature povećava i pritisak. **Za svaki °C povećanja temperature, pritisak se povećava za 1/273 dio od pritiska koji je plin imao na 0°C. Snižanjem temperature pritisak se smanji za isti iznos, što se može izraziti jednačbom:**

$$p_t = p_0 \left(1 + \frac{1}{273} \cdot t \right) \quad V = \text{const.}$$

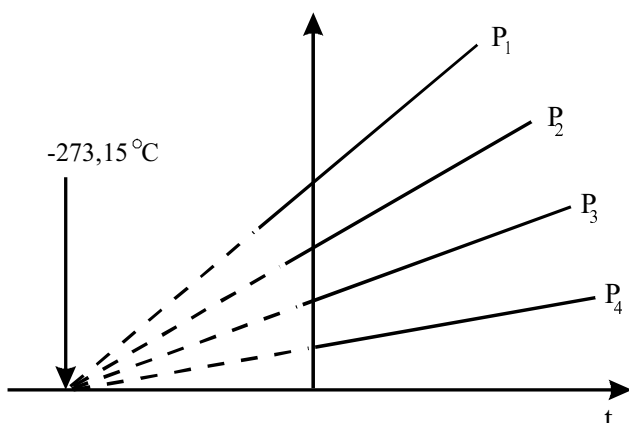
Na osnovi Gay-Lussacovih mjerenja izlazi da za stalnu količinu plina vrijedi odnos:

$$\frac{V}{T} = \text{const.}$$

Taj se zakon obično piše u obliku

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

gdje je V_1 volumen neke količine plina pri temperaturi T_1 , a V_2 volumen iste količine plina pri temperaturi T_2 . Grafički prikaz Gay-Lussacovog zakona dat je na slici 3.2.



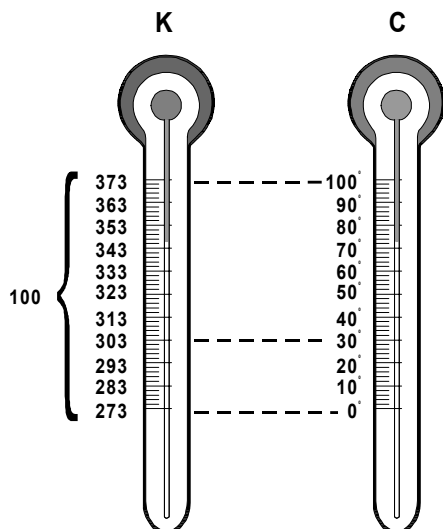
Slika 3.2. Grafički prikaz Gay-Lussacovog zakona. Volumen neke količine plina proporcionalan je temperaturi. U tački u kojoj pravac siječe apscisu volumen plina je jednak nuli. Ta tačka odgovara temperaturi apsolutne nule, odnosno 0 K ili -273,15°C.

Temperatura, T , mora se izraziti kao apsolutna ili termodinamička temperatura u kelvinima, K. Između temperature izražene u kelvinima, odnosno apsolutne ili termodinamičke temperature, T , i nama dobro poznate **Celzijusove temperature**, t , vrijedi slijedeći odnos:

$$t / ^\circ\text{C} = (T / \text{K}) - 273,15$$

Gey-Lussac je također pronašao da je pri zagrijavanju određene količine plina u posudi stalna volumena, omjer pritiska i apsolutne temperature plina, T , konstantna:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$



Slika 3.3. Stepen Celzijusove temperaturne ljestvice i stepen termodinamičke temperaturne ljestvice su jednaki. Razlika je samo u položaju nule na ljestvici. Tačka zamrzavanja vode u Celzijusovoj temperaturnoj ljestvici označava se sa 0°C , dok u termodinamičkoj temperaturnoj ljestvici ona iznosi $273,15\text{ K}$.

Sve tri zakonitosti, Boyle-Mariotteov zakon i oba Gay-Lussacova zakona, mogu se izraziti jednom jednadžbom:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Očito, volumen, pritisak i temperatura plina međusobno su zavisne veličine. Zato je dogovoreno da se volumen neke količine plina uvijek izražava pri standardnim uvjetima, (s.u.), a to su standardni pritisak, koji je jednak 101325 Pa (1 atm), i standardna temperatura koja iznosi $273,15\text{ K}$ (0°C).

Već smo nekoliko puta naglasili da mol bilo koje supstance sadrži Avogadrov broj čestica. Prema tome i mol bilo kojeg plina mora imati jednak volumen pri istom pritisku i istoj temperaturi. Tačnim mjerenjima nađeno je:

Jedan mol bilo kojeg plina pri standardnim uvjetima zauzima volumen od 22,4 l . Volumen što ga zauzima jedan mol plina pri standardnim uvjetima naziva se molarni volumen plina i označava oznakom V_m^0 .

Uobičajeno je da se volumen plina izmjeren pri standardnim uvjetima označava zasebnim znakom, V^0 . Isto se tako molarni volumen plina pri standardnim uvjetima označava zasebnim znakom, V_m^0 . Općenito valja zapamtiti da znak 0 označava da je neka fizikalna veličina određena pri standardnim uvjetima. Za plinove su ti standardni uvjeti temperatura 0°C i pritisak 101325 Pa. Prema tome za standardni molarni volumen plinova dobiva se:

$$V_m^0 = \frac{V^0}{n} = \frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 22,4 \text{ l mol}^{-1}$$

22,4 l plina uzeta pri standardnim uvjetima, 0°C i 101325 Pa sadrži Avogadrov broj, odnosno $6,022 \cdot 10^{23}$ čestica plina.

Količina supstance može se izraziti ovim omjerima:

$$n = \frac{V^0}{V_m^0} \quad ; \quad n = \frac{N}{N_A} \quad ; \quad n = \frac{m}{M}$$

Primjer:

1. Koliki volumen pri standardnim uvjetima zauzima 10^{18} molekula plina?

Rješenje: Volumen zadane količine plina pri standardnim uvjetima bit će:

$$\begin{aligned} V^0 &= \frac{N}{N_A} \cdot V_m^0 \\ &= \frac{10^{18}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} \cdot 22,4 \text{ l mol}^{-1} \\ &= 3,72 \cdot 10^{-5} \text{ l} = 37,2 \text{ mm}^3 \end{aligned}$$

3.8. Jednadžba stanja idealnih plinova

Ako se u jednadžbi za stanje plina

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_1 V_1}{T_1}$$

uvrste podaci za pritisak (tlak) i volumen što ga zauzima 1 mol plina pri standardnim uvjetima, dobiva se

$$\begin{aligned}\frac{pV}{T} &= \frac{p^{\circ} V_m^{\circ}}{T^{\circ}} \\ &= \frac{101325 \text{ Nm}^{-2} \cdot 0,0224 \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}}{273,15 \text{ K}} \\ &= 8,314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \quad \text{ili} \quad \frac{\text{Nm}}{\text{Kmol}}\end{aligned}$$

Ako u neki izraz ulaze same konstantne veličine, p° , V_m° i T° , onda se dobije nova konstanta, koja se naziva **univerzalna plinska konstanta** i označava se sa **R**. Prema tome, jednadžba stanja za 1 mol plina može se napisati u obliku:

$$\frac{pV}{T} = R$$

gdje je:

p – pritisak [p] = atm

V – molarni volumen plina, [V] = $\frac{1}{\text{mol}} \left(\frac{\text{m}^3}{\text{kmol}} \right)$

T – termodinamička temperatura, [T] = K

R – opća plinska konstanta, [R] = $\frac{1 \text{ atm}}{\text{mol K}} \left(\frac{\text{m}^3 \text{ atm}}{\text{kmol K}} \right)$

Za n mola plina ista jednadžba glasi:

$$\frac{pV}{T} = nR$$

odnosno u uobičajenom obliku:

$$pV = nRT$$

Količina plina može se izraziti i tako da se masa plina podijeli njegovom molarnom masom, pa jednačba prelazi u oblik:

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

Ta se jednačba zove **opća jednačba stanja idealnih plinova**. Ona strogo vrijedi za tzv. idealne plinove, kakvih u prirodi nema.

Čestice idealnog plina su zamišljene tačke, koje nemaju vlastitog volumena i među kojima ne djeluju nikakve privlačne sile.

Čestice realnog plina, molekule ili atomi plemenitih plinova imaju vlastiti volumen i među njima djeluju privlačne sile.

Jednačba stanja idealnog plina može se pri uobičajenim laboratorijskim uvjetima primijeniti i na realne plinove, ako se ne nalaze u uvjetima koji se previše razlikuju od stanja idealnog plina. Uz previsok pritisak i nisku temperaturu mora se primijeniti jednačba stanja realnih plinova, tzv. **van der Waalsova jednačba**, koja uzima u obzir privlačne sile među molekulama i volumen molekula.

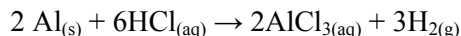
Dakle, međusobna zavisnost pritiska, volumena i temperature plinova kao što su vodik, kisik i dušik samo se približno pokorava jednačbi stanja idealnih plinova, ali dovoljno tačno za svakodnevna izračunavanja. Iz jednačbe proizlazi da bi pri temperaturi 0 K, tj. pri apsolutnoj nuli temperature, pritisak i volumen plina morali biti jednaki nuli. Međutim, realni plinovi pri 0 K još imaju volumen, i to jednak volumenu samih čestica plina. Mjerenja su uz to pokazala da pri visokom pritisku realni plinovi pokazuju manji pritisak nego što proistječe iz jednačbe. To se može objasniti privlačnim silama među česticama plina, koje su to jače što su čestice plina bliže. Zbog privlačnih sila među česticama realnog plina pritisak na stjenku (zidove) posude bit će manji nego u slučaju idealnog plina među čijim česticama, zamišljenim tačkama, ne djeluju nikakve privlačne sile.

Primjeri:

1. Otapanjem 0,243 g aluminija u klorovodičnoj kiselini razvilo se 327 ml suhog vodika pri 99,36 kPa i 17°C. Kolika je molarna masa aluminija?

Rješenje:

Na osnovu jednačbe reakcije otapanja aluminija u kiselini:



vidimo da se otapanjem dva mola aluminija u klorovodoničnoj kiselini nastaje 3 mola vodika, pa možemo postaviti razmjer (odnos):

$$\frac{n(\text{Al})}{n(\text{H}_2)} = \frac{2}{3}$$

Količinu vodika, $n(\text{H}_2)$, odredit ćemo neposrednim mjerenjem pritiska, volumena i temperature razvijanja vodika. Na osnovu opće plinske jednačbe proizlazi:

$$n(\text{H}_2) = \frac{p(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2)}{R \cdot T}$$

Ako se ovaj izraz uvrsti u prethodnu jednačbu dobiva se:

$$n(\text{Al}) = \frac{2p(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2)}{3 \cdot R \cdot T}$$

Količina aluminija, $n(\text{Al})$, određena je omjerom mase aluminija, $m(\text{Al})$, i njegove pripadne molarne mase, $M(\text{Al})$.

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})}$$

Iz posljednje dvije jednačbe proizlazi:

$$\frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{2 \cdot p(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2)}{3 \cdot R \cdot T}$$

Za molarnu masu aluminija konačno se dobiva:

$$M(\text{Al}) = \frac{3 \cdot m(\text{Al}) \cdot R \cdot T}{2 \cdot p(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2)}$$

U ovaj izraz treba uvrstiti masu aluminija izraženu u kilogramima, temperaturu u Kelvinima, a volumen vodika u m³.

$$\begin{aligned} M(\text{Al}) &= \frac{3 \cdot 0,243 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 290,15 \text{ K}}{2 \cdot 99360 \text{ Pa} \cdot 0,327 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} \\ &= 0,027 \text{ kg mol}^{-1} \\ &= 27 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

Molarna masa aluminija je 27 g mol⁻¹

2. Neki uzorak plina sumpor vodika volumena 550 cm³ i nalazi se pod pritiskom od 25 mbar. Ako se volumen plina smanji na 100 cm³, koliki je pritisak plina pri konstantnoj temperaturi?

Zadano je:

$$\begin{aligned} p_1 &= 250 \text{ mbar} \\ V_1 &= 550 \text{ cm}^3 \\ V_2 &= 100 \text{ cm}^3 \\ t &= \text{konstanta} \end{aligned}$$

Traži se:

$$p_2 = ?$$

Prema Boyle-Mariotteovom zakonu

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

$$\begin{aligned} p_2 &= \frac{p_1 V_1}{V_2} \\ &= \frac{250 \text{ mbar} \cdot 550 \text{ cm}^3}{100 \text{ cm}^3} \\ &= 1375 \text{ mbar} = 1,375 \text{ bar} \end{aligned}$$

3. 2,5 l plina nalazi se pod pritiskom 1,87 bar. Temperatura plina je 30°C. Koliki će biti volumen plina ako se pritisak promjeni na 2,9 bar, a temperatura na 5°C?

Zadano je:

$$V_1 = 2,5 \text{ l}$$

$$t_1 = 30^\circ\text{C}; T_1 = 303,15 \text{ K}$$

$$p_1 = 1,87 \text{ bar}$$

$$p_2 = 2,9 \text{ bar}$$

$$t_2 = 5^\circ\text{C}; T_2 = 278,15 \text{ K}$$

Traži se:

$$V_2 = ?$$

Opća plinska jednačba definirana je izrazom:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad / \cdot T_1 \cdot T_2$$
$$p_1 \cdot V_1 \cdot T_2 = p_2 \cdot V_2 \cdot T_1 \quad / : (p_2 \cdot T_1)$$

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{p_2 \cdot T_1}$$
$$= \frac{1,87 \text{ bar} \cdot 2,5 \text{ l} \cdot 278,15 \text{ K}}{2,9 \text{ bar} \cdot 303,15 \text{ K}}$$
$$= 1,48 \text{ l}$$

4. U boci volumena 50 dm³ nalazi se dušik pod pritiskom 1,52 · 10⁴ kPa. Temperatura plina je 30°C. Izračunaj masu dušika u boci.

Zadano je:

$$V(\text{N}_2) = 50 \text{ dm}^3 = 0,05 \text{ m}^3$$

$$p(\text{N}_2) = 1,52 \cdot 10^4 \text{ kPa} = 1,52 \cdot 10^7 \text{ Pa}$$

$$t(\text{N}_2) = 30^\circ\text{C}; T = 303,15 \text{ K}$$

Traži se:

$$m(\text{N}_2) = ?$$

Zadatak ćemo riješiti pomoću opće plinske jednačbe:

$$pV = nRT$$

Budući da je

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

$$p \cdot V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M} / \cdot M$$

$$p \cdot V \cdot M = m \cdot R \cdot T / : (R \cdot T)$$

$$m = \frac{p \cdot V \cdot M}{R \cdot T}$$

R je opća plinska konstanta

$$R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Budući da je džul jednak umnošku njutna i metra:

$$J = N m$$

Opća plinska konstanta je

$$R = 8,314 \text{ N m K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Za paskal uvrstimo

$$\text{Pa} = \text{N m}^{-2}$$

Slijedi da je masa dušika

$$\begin{aligned} m(\text{N}_2) &= \frac{1,52 \cdot 10^7 \text{ Nm}^{-2} \cdot 0,05 \text{ m}^3 \cdot 28,02 \text{ gmol}}{8,314 \text{ NmK}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 303,15 \text{ K}} \\ &= 8,45 \cdot 10^3 \text{ g} \\ &= 8,45 \text{ kg} \end{aligned}$$

5. U vakuumskoj cijevi volumena 250 cm^3 , pritisak plina je $3,2 \cdot 10^{-6} \text{ mbar}$, a temperatura 34°C . Izračunaj broj molekula plina.

Zadano je:

$$\begin{aligned} p(\text{plin}) &= 3,2 \cdot 10^{-6} \text{ mbar} = 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ bar} \\ &= 3,2 \cdot 10^{-9} \cdot 10^5 \text{ Pa} \\ &= 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ Pa} \\ V(\text{plin}) &= 250 \text{ cm}^3 \\ &= 250 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 \\ &= 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 \\ t &= 34^\circ\text{C}; \quad T = 307,15\text{K} \end{aligned}$$

Traži se:

$$N(\text{plin}) = ?$$

Iz opće plinske jednadžbe tražimo množinu plina

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T / : (R \cdot T)$$

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Kako je $n = \frac{N}{N_A}$ slijedi

$$\frac{N}{L} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} / N_A$$

$$N = \frac{p \cdot V \cdot N_A}{R \cdot T}$$

$$= \frac{3,2 \cdot 10^{-4} \text{ Nm}^{-2} \cdot 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{8,314 \text{ NmK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 307,15\text{K}}$$

$$= 0,0189 \cdot 10^{15}$$

$$N(\text{plin}) = 1,89 \cdot 10^{13}$$

6. U zatvorenom cilindru nalazi se 310 g argona pod pritiskom 20,0 bar. Temperatura plina je 35°C. Cilindar se zagrije do temperature 80°C, a dio plina ispusti se u atmosferu dok se ne postigne pritisak od 1,5 bar. Kolika je masa argona ispuštenog u atmosferu?

Zadano je:

$$p_1(\text{Ar}) = 20,0 \text{ bar} = 20,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$t_1 = 35^\circ\text{C}; \quad T_1 = 308,15\text{K}$$

$$t_2 = 80^\circ\text{C}; \quad T_2 = 353,15\text{K}$$

$$p_2(\text{Ar}) = 1,5 \text{ bar} = 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$m_1(\text{Ar}) = 310\text{g}$$

Traži se:

$$m(\text{Ar}) = ?$$

Prema opcjoj plinskoj jednadžbi vrijedi za dva stanja istog plina:

$$\frac{p_1 \cdot V_1 \cdot M_1}{p_2 \cdot V_2 \cdot M_2} = \frac{m_1 \cdot T_1}{m_2 \cdot T_2}$$

Budući da je $V_1 = V_2$, a $M_1 = M_2$ slijedi:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{m_1 \cdot T_1}{m_2 \cdot T_2}$$

Iz toga je:

$$\begin{aligned} m_2 &= \frac{m_1 \cdot T_1 \cdot p_2}{p_1 \cdot T_2} \\ &= \frac{310\text{g} \cdot 308,15\text{K} \cdot 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{20,0 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 353,15\text{K}} \\ &= 20,29\text{g} \end{aligned}$$

Iz razlike u masi $m = m_1 - m_2 = 310\text{g} - 20,29\text{g} = 289,71\text{g}$

Masa argona koja je ispuštena u atmosferu $m(\text{Ar}) = 289,71\text{g}$

4. GRADA ATOMA

4.1. Atom kroz povijest

Svojim razmišljanjima o prirodi čovjek je još u davna vremena došao na misao da se svijet sastoji od nevidljivih sitnih čestica tvari.

Danas je predodžba da su sve tvari građene od atoma sama po sebi shvatljiva. Činjenica je da nam je tek od nedavno dostupan izravan dokaz postojanja atoma. Od kraja prošlog stoljeća možemo ih vidjeti pomoću elektronskog mikroskopa.

Tvorcem ideje o atomu obično se smatra grčki filozof **Demokrit** koji je živio prije 2400 godina, iako povijest, kao tvorca atomističke ideje, spominje i njegova učitelja **Leukipa**. Oni su pretpostavili da se sav svijet sastoji od sitnih nevidljivih i nedjeljivih čestica tvari koje se kreću praznim prostorom. Te čestice **Demokrit** je nazvao atomima (**grčki atomos = nedjeljiv**). Kretanje atoma je vječno kao što su i atomi vječni, a svekoliko nastajanje i nestajanje koje se odigrava u svijetu, nije ništa drugo do spajanje i razdvajanje atoma.

Nakon dvadeset stoljeća zaborava, ponovo se javljaju pristaše atomističke teorije. Jedan od njih je bio i **Ruger Bošković (1711-1787)**. On je smatrao da su atomi fizičke tačke, čestice bez dimenzija iz kojih izlaze sile. Među tačkama djeluju privlačne i odbojne sile, pri čemu na malim udaljenostima prevladavaju odbojne, a na velikim udaljenostima privlačne sile između kojih se uspostavlja ravnoteža (**Boškovićev zakon sila**). Moderna kvantna fizika potvrđuje njegovu teoriju.

Početkom 19. stoljeća (1804) **J. Dalton** je ponovo oživio atomističku teoriju o građi tvari i nazvao **najsitnije čestice atomima** odajući tako priznanje **Demokritu**. On je pokusima dokazao da se atomi uvijek spajaju u određenim omjerima masa, što je ukazalo na to da su atomi čestice sa sebi svojstvenom masom.

Atom je najmanja građevna jedinica elementa, koja može postojati sama ili biti kemijski vezana s atomima istog ili drugih elemenata.

Tijekom vremena razvojem sve boljih eksperimentalnih postupaka, kemičari i fizičari su sve više saznawali o atomu pa su i redefinirali **Daltonov** pojam atoma.

Dakle, da još jednom ponovimo: prema Daltonovoj teoriji

- **Sve tvari su građene od sićušnih čestica, atoma,**
- **Atomi se ne mogu cijepati, graditi ili razoriti (danas opovrgnuto – radioaktivnost** koja se pojavljuje kad se rascijepi jezgra nekog atoma, stvarajući zrake ili čestice (**radijacija**) pri čemu nastaje jezgra nekog drugog elementa. Elementi čije se jezgre postepeno cijepaju na ovaj način nazivaju se **radioaktivnim**),
- **Svi atomi istog elementa imaju iste osobine i istu masu (danas opovrgnuto – izotopi** to su atomi elementa u kojem se broj neutrona razlikuje od broja neutrona u drugom atomu istog elementa. Izotopi elemenata imaju isti atomski broj, ali različite masene brojeve. Ugljik ima tri izotopa $^{12}_6\text{C}$ - 6 neutrona; $^{13}_6\text{C}$ - 7 neutrona; $^{14}_6\text{C}$ - 8 neutrona),
- **Atomi različitih elemenata imaju različite osobine i različite mase,**
- **Prilikom građenja spojeva atomi elemenata se kombiniraju u omjeru malih cijelih brojeva** (danas se zna da ovo ne vrijedi za velike organske molekule koje se sastoje od stotine atoma)

Tablica 4.1. Razvoj saznanja o građi atoma

| | | |
|-------|---|---|
| 1804. | John Dalton (1766-1844) engleski kemičar, osnivač atomske teorije | atom je nevidljiva, nedjeljiva kuglica |
| 1897. | Joseph J. Thomson 1906. dobio Nobelovu nagradu za fiziku za dokaz da je elektron čestica, a njegov sin Georg P. Thomson je dokazao da je elektron val i za to dobio Nobelovu nagradu za fiziku 1937. godine | Atom je pozitivno nabijena kuglica u kojoj plivaju sićušni negativno nabijeni elektroni – prema tome djeljiva čestica |
| 1911. | Ernest Rutherford (1871-1937) engleski fizičar, otkrio je α i β čestice i γ zračenje. Dobio Nobelovu nagradu za kemiju 1908. godine. | Atom je nalik Sunčevu sistemu. Sastoji se od jezgre i elektrona koji kruže oko nje. Jezgra je pozitivno nabijena, a elektronski omotač negativno nabijen. Rutherford je prvi upotrebio ime proton za pozitivnu česticu u jezgri. |

| | | |
|--------------------|---|---|
| 1913. | Niels Bohr (1885-1962) , danski fizičar, dobio je Nobelovu nagradu za kemiju 1922. godine. Dobio je počasni doktorat Zagrebačkog sveučilišta | Bohr je postavio kvantnu teoriju o građi atoma prema kojoj se elektroni u atomu kreću po određenim energetskim nivoima. Prijelaz iz jednog nivoa u drugi praćen je apsorpcijom ili emisijom energije |
| 1924. | Louis Victor de Broglie (1892-1987) Francuski fizičar utemeljitelj valne mehanike. Dobio je Nobelovu nagradu za fiziku 1929. godine | Pretpostavio je da je elektron istovremeno i čestica i val (čestica u valnom gibanju) |
| 1926. | Erwin Schrödinger (1887-1961) , austrijski fizičar i osnivač valne mehanike. Dobio Nobelovu nagradu za fiziku 1933. | Razvio je iz de Broglie ve pretpostavke novi model atoma u kojemu elektroni ne kruže po putanjama, već postoji samo vjerojatnost da se elektroni nalaze u određenom prostoru oko jezgre i to opisao složenom diferencijalnom jednačbom. |
| 1932. | James Chadwick (1891-1974) engleski fizičar poznat po radovima iz molekularne fizike. Dobio Nobelovu nagradu za fiziku 1935. god. | Jezgra se sastoji od protona (pozitivno nabijenih čestica) i neutrona (čestice bez naboja) |
| 1969. | | Jezgra se sastoji od više subatomskekih čestica |
| Što će biti sutra? | | Postoji najmanje 200 vrsta osnovnih čestica u atomu. To su razne vrste leptona, kvarkova i antikvarkova, fotona, gravitona, bosona i gluona. Neke od tih čestica još nisu otkrivene, ali fizičari na temelju svojstava atoma smatraju da one postoje. |

4.2. Veličina i masa atoma

Atom je vrlo sitna čestica. Promjer najmanjeg atoma, atoma vodika, $d(\text{H})$ je samo 74,6 pm, dok je promjer najvećeg atoma samo 4 puta veći (oko 300 pm) (p = 10^{-12} piko)

$$d(\text{H}) = 0,000\ 000\ 000\ 074\ 600\text{m} = 74,6 \cdot 10^{-12}\text{m}$$

$$\text{pm} = \frac{1}{1000000000000}\text{m} = 10^{-12}\text{m}$$

uistinu nemoguće izdvojiti jezgre svih atoma željeza naše zamišljene kocke, masa bi ostala gotovo jednaka, oko 8000 t, ali bi sada volumen bio svega 1 mm³.

| Atom | | |
|---------|---------------------|---------------------|
| | Atomska jezgra | Elektronski omotač |
| Promjer | 10 ⁻¹⁴ m | 10 ⁻¹⁰ m |
| Masa | 99,95% mase atoma | zanemariva |

Valja naglasiti da je u atomu broj protona uvijek jednak broju elektrona. Zato možemo reći:

Atom je stabilna i neutralna čestica koja se sastoji od jedne jezgre i odgovarajućeg broja elektrona.

Svojstva elementarnih atomskih čestica su:

Proton, (p⁺), je stabilna elementarna čestica mase 1,673 · 10⁻²⁷kg ima pozitivan elementarni naboj +1,602 · 10⁻¹⁹C (**Kulon jedinica za elektricitet ili električni naboj**), a nabojni broj mu je 1+. Ime je dao **E. Rutherford 1920.** godine, nakon što je pokusom utvrdio da se atom sastoji od jezgre izgrađene od pozitivnih čestica i elektrona

Neutron, (n), je **1932.** godine otkrio **J. Chadwick.** To je elementarna čestica mase približno jednake masi protona (1,675 · 10⁻²⁷kg). Nabojni broj neutrona je 0. Neutroni “sljepljuju” protone u jezgri smanjujući odbojnu silu istovrsno nabijenih protona.

Elektron, (e⁻), kao elementarnu česticu otkrio je **1897.** godine **J. J. Thomson.** Masa elektrona iznosi 9,109 · 10⁻³¹kg i ima negativan naboj – 1,602 · 10⁻¹⁹C. Nabojni broj elektrona je 1-.




Nabojni broj – z je omjer električnog naboja Q i elementarnog naboja e

$$z = \frac{Q}{e}$$

Elementarni naboj – e je najmanji mogući električni naboj i iznosi 1,602 · 10⁻¹⁹C.

Zapamtimo:

Atom je neutralna čestica. Masa protona i neutrona su približno jednake. Naboj protona i elektrona brojčano su potpuno jednaki samo su suprotnog predznaka.

| Atom | | | |
|------------------|---|---|---|
| Atomska jezgra | | | Elektronski omotač |
| Nukleoni | | | Elektron (e^-) |
| Čestica | neutron (n) | proton (p) | |
| Naboj | bez naboja | $+ 1,602 \cdot 10^{-19} \text{C}$ | $- 1,602 \cdot 10^{-19} \text{C}$ |
| Nabojni broj (z) | 0 | 1 + | 1 - |
| Masa čestice | $1,675 \cdot 10^{-27} \text{kg}$ | $1,673 \cdot 10^{-27} \text{kg}$ | $9,109 \cdot 10^{-31} \text{kg}$ |
| |  |  |  |
| | <p>jednaka količina naboja suprotnog predznaka</p> <p>približno jednake mase</p> | | |

4.4. Atomski i maseni broj

Svaki atom je određen atomskim brojem Z i masenim brojem A .

Atomski broj Z je određen brojem protona u jezgri.

Kako je atom neutralan, broj elektrona u elektronskom omotaču mora biti jednak broju protona u jezgri.

$$Z = N(p^+) = N(e^-)$$

Maseni broj A jednak je ukupnom broju protona i neutrona u jezgri

$$A = N(p^+) + N(n)$$

$$N(n) = A - N(p)$$

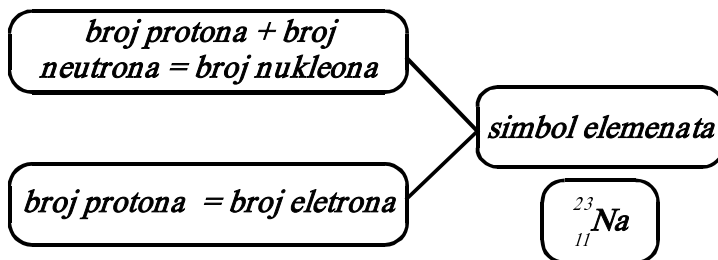
$$N(n) = A - Z$$

Atomski broj pišemo lijevo dole ispred simbola elementa. Maseni broj A pišemo lijevo gore ispred simbola elementa



Vrsta atoma je određena atomskim brojem Z , odnosno brojem protona u jezgri. Zato možemo reći: **kemijski element je skup svih atoma s istim atomskim brojem Z .**

Ponovimo:



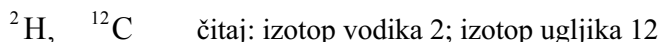
4.5. Izotopi i izobari

Do danas je otkriveno ukupno 109 kemijskih elemenata, pa bi se moglo zaključiti da postoji 109 vrsta atoma. Činjenica je da je do sada u prirodi otkriveno oko 260 vrsta atoma, a u laboratorijima svijeta dobiveno još približno 2000.

Vrsta atoma određena je atomskim brojem, pa valja zaključiti da se atomi istog atomskog broja Z mogu razlikovati po masenom broju A . To znači da mogu imati različit broj neutrona u jezgri. Takve atome istog elementa nazivamo **izotopima**. (*grčki isos = isti, topos = mjesto*)

Svi izotopi jednog kemijskog elementa imaju jednak atomski broj Z , a različit maseni broj A . To znači da imaju jednak broj protona i elektrona, a različit broj neutrona.

Označavanje izotopa:



Izotopi imaju jednaka kemijska svojstva, pa ih kemijskim metodama ne možemo razdvojiti. Fizička svojstva su im različita, pa ih možemo razdvojiti centrifugiranjem, destilacijom i drugim metodama. Vodik je najjednostavniji kemijski element. Ima tri izotopa, odnosno tri različite vrste atoma.



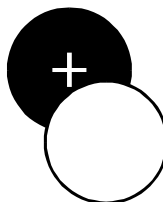
Trojci istog prezimena, a različite mase

običan vodik
protij



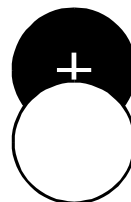
${}^1_1\text{H}$

teški vodik
deuterij



${}^2_1\text{H}$

superteški vodik
tricij



${}^3_1\text{H}$

Slika 4.1. Shematski prikaz jezgara izotopa vodika

Legenda:  proton
 neutron

U prirodnoj izotopskoj smjesi su brojevi udjeli, x pojedinih izotopa:

$$x({}^{16}_8\text{O}) = 99,76\%$$

$$x({}^{17}_8\text{O}) = 0,04\%$$

$$x({}^{18}_8\text{O}) = 0,20\%$$

Brojevi udio je omjer broja čestica jednog sastojka smjese i broja čestica sastojaka u smjesi



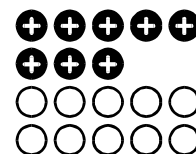
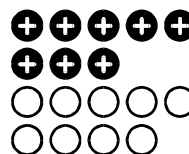
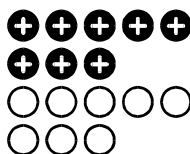
${}^{16}_8\text{O}$



${}^{17}_8\text{O}$



${}^{18}_8\text{O}$



$$x(A, A + B) = \frac{N_{(A)}}{N_{(A)} + N_{(B)}}$$

Slika 4.2. Shematski prikaz jezgara izotopa kisika

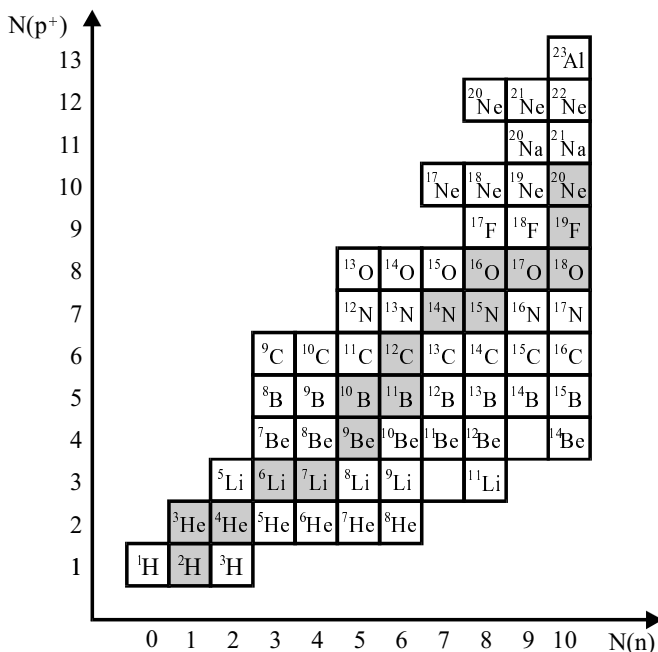
Vrste atoma određenog sastava jezgre tj. određenog atomskog broja Z i određenog masenog broja A nazivamo nuklidima.

Kemijski element je prema tome smjesa nuklida istog atomskog broja Z .

Svi poznati elementi imaju dva ili više izotopa, a neke od njih berilij (Be), fluor (F), natrij (Na), aluminij (Al) nalazimo u prirodi samo kao jedan izotop, jer su ostali izotopi bili vrlo nestabilni, pa su se tijekom vremena raspali. Takve kemijske elemente nazivamo **mononuklidnim elementima**. U prirodi ih ima 20.

Svi ostali elementi su **polinuklidni** – sastoje se od više nuklida. Kalaj (Sn) ima 10 stabilnih izotopa što je najviše u prirodi. Prema tome on je polinuklidni element.

U prirodi osim stabilnih nuklida postoje i radioaktivni, koji se tijekom vremena raspadaju. **Radioaktivnost je spontani proces pri kojem neki atomi emitiraju karakteristične čestice ili zračenja iz jezgre.**



Ponovimo:

| <i>Izotopi imaju</i> | |
|----------------------|------------------|
| isto | različito |
| broj protona | broj neutrona |
| broj elektrona | maseni broj |
| atomski broj | fizička svojstva |
| kemijska svojstva | |

Dio tablice nuklida; tamno naznačeni izotopi su stabilni

Nuklidi jednakog masenog broja A zovu se **izobari**.

Izobari su atomi različitog atomskog broja Z s jednakim masenim brojem A . (grčki isos = isti, baros = težina)

Budući da su to različiti kemijski elementi i kemijska svojstva izobara su različita

4.6. Princip određivanja atomskih masa elemenata

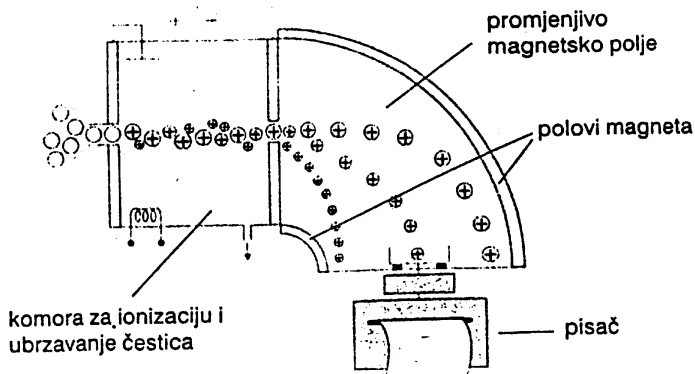
Možemo li atome vagati?

Naučili smo da je masa atoma neshvatljivo mala, pa nije teško zaključiti na nema vage kojom bismo mogli izvagati masu jednog atoma. Početkom 20. stoljeća pronalazak **masenog spektrografa** omogućio je tačno određivanje mase atoma, a time je bilo moguće odrediti i broj izotopa u prirodnom elementu.

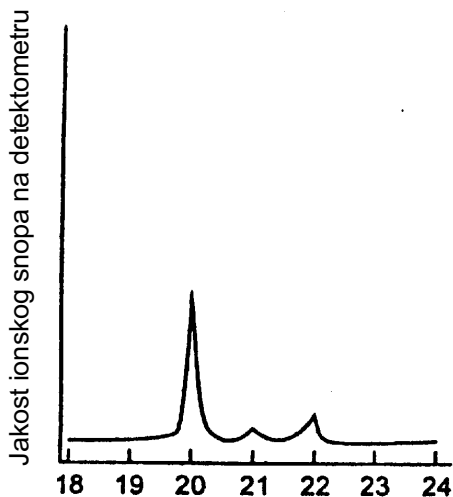
U spektrografu masa (danas spektrometru masa) potrebno je najprije atomima izbity elektrone, tako da se dobiju pozitivno nabijene čestice i ubrzati ih u električnom polju. Ovisno o omjeru mase i naboja te će se čestice pri prolasku kroz magnetsko

polje različito otklanjati (slika 4.3.). Tako razdvojene čestice (izotopi) mogu se onda dokazati pomoću pisaa.

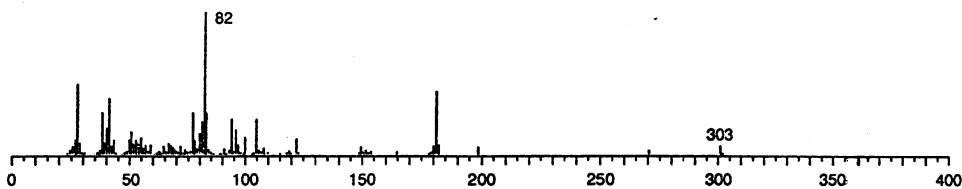
Na taj naain dokazano je da plin neon ima 3 izotopa (slika 4.4.). Tek primjenom masenog spektrometra moglo se dokazati da je većina prirodnih elemenata smjesa nuklida. Poznavajuai brojni udio pojedinog izotopa u prirodnom elementu i relativnu atomsku masu izotopa moguće je izračunati prosječnu relativnu atomsku masu prirodnog elementa. Ona je navedena u periodnom sistemu elemenata i vrlo je često koristimo pri kemijskom računanju. Danas se spektrometrom masa osim atomskih masa određuje molekulska struktura i identificiraju kemijski spojevi, jer je spektrogram masa zapravo "otisak prsta" pojedinog spoja. Zato se i koristi u sudskoj medicini za prepoznavanje droga ili pri analizi urina kako bi se ustanovilo uzimanje nedozvoljenih supstancija (doping), slika 4.5.



Slika 4.3. Shematski prikaz spektrometra masa



Slika 4.4. Spektrogram masa neona



Slika 4.5. Maseni spektar heroina ($C_{21}H_{23}NO_5$)

Primjer:

1. *Spektrometrijskom analizom je utvrđeno da je klor smjesa dvaju izotopa: $^{35}_{17}\text{Cl}$ brojnovog udjela 75,77% i $^{37}_{17}\text{Cl}$ brojnovog udjela 24,23%. Na temelju navedenih podataka objasniti ćemo kako možemo izračunati prosječnu relativnu atomsku masu klora i prosječnu masu atoma klora.*

Rješenje:

Prikazat ćemo pregledno zadane vrijednosti:

| Izotop | Brojevni udio, X | A_r |
|-----------------------|------------------|-------|
| $^{35}_{17}\text{Cl}$ | 0,7577 | 34,97 |
| $^{37}_{17}\text{Cl}$ | 0,2423 | 36,95 |

Prosječnu relativnu atomsku masu izračunat ćemo ovako:

$$A_r = x(^{35}_{17}\text{Cl}) \cdot A_r(^{35}_{17}\text{Cl}) + x(^{37}_{17}\text{Cl}) \cdot A_r(^{37}_{17}\text{Cl})$$

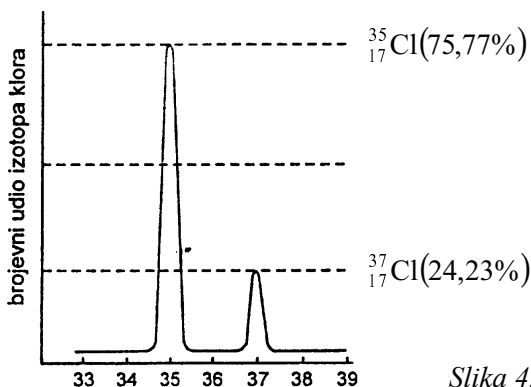
$$A_r = 0,7577 \cdot 34,97 + 0,2423 \cdot 36,95$$

$$A_r = 35,45$$

Sada možemo izračunati i prosječnu masu atoma klora:

$$\begin{aligned} m_a &= A_r(\text{Cl}) \cdot u \\ &= 35,45 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ &= 58,864 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \end{aligned}$$

Naglasimo: takav atom klora se ne može naći u prirodi.



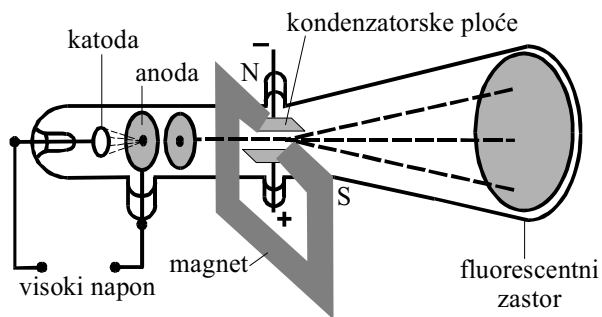
Slika 4.6. Brojevni udio izotopa klora

4.7. Struktura materije

Početak 19. stoljeća pokazali su **H. Davy**, **J.J.Berzelius** i **M. Faraday** da se kemijski spojevi mogu razložiti na elemente utjecajem električne struje. **Faraday** je našao i odnos između količine izlučene elementarne tvari i količine elektrike. Tako je za razvijanje 1,008 g vodika uvijek potrebno 96485 coulomba (coulomb je količina električnog naboja što u jednoj sekundi prođe kroz presjek vodiča kojim teče stalna električna struja od jednog ampera. To je, dakle, jedna ampersekunda $1C = 1As$). Na temelju toga došao je 1874. godine Englez **G.Johnstone Stoney** na misao da je i elektrika sastavljena od sitnih djelića vezanih za atome. Kako, naime, 1,008 g vodika sadrži tačno određen broj atoma ($6,022 \cdot 10^{23}$) za koju je vezana ista količina elektrike od 96485, odnosno približno 96500 C, tako je i za svaki pojedini atom vodika vezana tačno određena količina elektrike (tj. $96485 C / 6,022 \cdot 10^{23} = 1.602 \cdot 10^{-19} C$). Godine 1891. predložio je **Stoney** da se ta elementarna jedinica elektrike nazove **elektronom**.

Nekako u isto vrijeme (1897.) otkrio je Englez **J.J.Thomson** (dobitnik Nobelove nagrade za fiziku 1906.) da prilikom provođenja elektrike kroz veoma razrijeđene plinove u **Crookesovoj cijevi** (pritisak plina manji od 1 Pa) nastaju nevidljive zrake koje se od katode šire u pravcu anode i pod čijim utjecajem mnoge stvari fluoresciraju. Te zrake su nazvane **katodnim zrakama**. Francuz **Jean Perrin** pokazao je da se katodne zrake sastoje od negativno nabijenih čestica.

J.J.Thomson odredio je brzinu kretanja katodnih zraka i odnos između naboja i njihove mase, e/m , tzv. **specifični naboj**. Za to je upotrijebio posebno konstruiranu **Crookesovu cijev**, tzv. **katodnu ili Braunovu cijev** koja omogućuje djelovanje električnog i magnetnog polja na katodne zrake. Dok nije uključeno magnetsko polje (okomito na smjer električnog polja) ni električno polje, katodna zraka pada okomito na fluorescentni zastor, gdje daje svijetlu mrlju (slika 4.7).



Slika 4.7. Katodna ili Braunova cijev

Thomson je eksperimentom utvrdio da je brzina katodnih zraka - v ovisna o električnom naponu u katodnoj cijevi i da je oko $5 \cdot 10^7 m/s$, tj. oko 1/6 brzine svjetlosti, pa je sada mogao odrediti i vrijednost e/m i da iznosi $10^8 C/g$, bez obzira na plin u cijevi i bez obzira na materijal katode. Na osnovu toga određena je i **masa elektrona koja je 1837 puta manja od mase vodikova atoma**.

Oko 10 godina kasnije (1909.) odredio je američki fizičar **R.A. Millikan** (dobitnik Nobelove nagrade za fiziku 1923. godine) poznatim eksperimentom s uljnim kapljicama **naboj elektrona** $1,6022 \cdot 10^{-19} \text{C}$. Iz te vrijednosti i iz tačne vrijednosti za $e/m = 1,758 \cdot 10^8 \text{ C/g}$ izlazi da je **masa elektrona** $m_e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{C} / 1,758 \cdot 10^8 \text{ C/g} = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{kg}$.

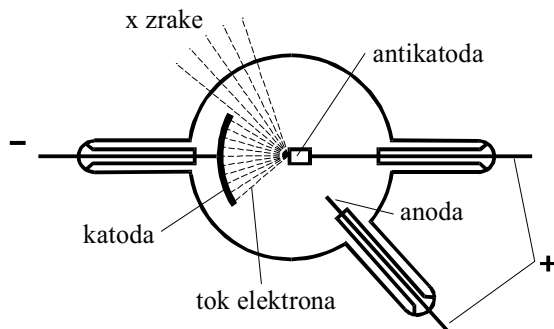
Iz ovih istraživanja dokazano je da je elektron sastavni dio materije.

Godine 1925. ustanovljeno je da elektron ima **kutni zamah**, tj. da se ponaša kao da se okreće oko svoje vlastite ose. Taj kutni zamah, to svojstvo elektrona, naziva se **spinom elektrona** (engl. *spin* = *brzo okretanje zvrka*). Zbog spina elektron ima osobine malog magneta, tj. **posjeduje magnetski dipolni moment** koji je uzrok paramagnetičnosti i feromagnetičnosti tvari. Feromagnetične tvari zadržavaju svoj magnetizam bez obzira da li oko njih postoji magnetno polje, a paramagnetične tvari posjeduju stalni magnetski moment.

4.8. Otkriće rendgenskih zraka i radioaktivnosti

Potkraj 19. stoljeća učinjeno je još jedno važno otkriće. Godine 1895. objavio je njemački fizičar **Wilhelm Konrad Röntgen** (dobitnik Nobelove nagrade za fiziku 1901.) da je u **Crookesovoj cijevi** otkrio nove nevidljive zrake, koje izazivaju fluorescenciju, prolaze kroz materiju, zacrne fotografsku ploču, izbijaju nabijeni elektroskop, a magnet ih ne otklanja. Te zrake nazvao je **X-zrakama** (tako ih je nazvao jer su do tada bile potpuno nepoznate - kao nepoznanica x). Kasnijim ispitivanjima ustanovljeno je da su **X-zrake** ili rendgenske zrake nalik na svjetlosne zrake, ali imaju mnogo kraće valne duljine (10^{-11} do 10^{-9} m ili 0.01 do 1 nm)

Rendgenske zrake nastaju u rendgenskoj cijevi (slika 4.8) Na katodu (konkavnog oblika) i anodu stavi se visok električni napon (oko 50000 V) zbog čega elektroni teku s katode. Nasuprot katodi nalazi se tzv. **antikatoda** (od bakra, paladija ili nekog drugog metala). Sudarom elektrona visoke energije s antikatodom nastaju rendgenske zrake, koje se šire u prostor s antikatode. Kratko



Slika 4.8. Rendgenska cijev

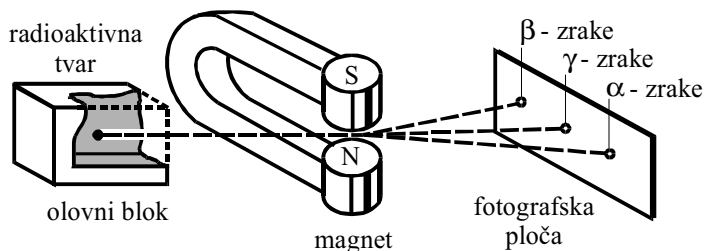
vrijeme nakon otkrića rendgenskih zraka našao je 1896. godine francuski fizičar **Henri Becquerel (Bekerel)** da uranovi spojevi i rude također zacrnjuju fotografsku ploču umotanu u crni papir, fluoresciraju i izbijaju nabijeni elektroskop. Poljakinja **Marie Curie (Kiri) Sklodowska** sistematski je ispitala **Becquerelovo** isijavanje na

uranovom smolincu i ustanovila da je ta uranova ruda aktivnija od čistog uran-oksida. Nakon mukotrpnog odjeljivanja uspjelo joj je 1898. zajedno sa suprugom **Pierrom Curie** izolirati iz uranova smolinca veoma aktivnu elementarnu tvar koju je nazvala u čast svoje domovine **polonijem**. Iste godine uspjeli su supruzi **Curie** izolirati klorid još aktivnijeg elementa koji su nazvali **radij**, a pojavu isijavanja zraka nazvala je **Marie Curie radioaktivnošću**. Za otkriće i studij radioaktivnosti dobili su **Becquerel i supruzi Curie** Nobelovu nagradu za fiziku 1903., a **M. Curie** i Nobelovu nagradu za kemiju 1911. Sam **Becquerel** ustvrdio je nakon toga da se radioaktivno zračenje može otkloniti jakim magnetom. Istodobno je novozelandski fizičar **Ernest Rutherford (Raderford)**, dobitnik Nobelove nagrade za kemiju 1908., otkrio da se u radioaktivnom zračenju nalaze najmanje dvije vrste zraka, koje je nazvao **α i β – zrakama**. Francuz **P. Vilard** uskoro je našao i treću vrstu zraka, **γ – zrake**. Sve tri vrste zraka u magnetnom polju različito se vladaju:

α – zrake otklanjaju se na jednu stranu
 β – zrake otklanjaju se na drugu stranu
 γ – zrake se ne otklanjaju

To je prikazano na slici 4.9.

Na temelju otklona u magnetskom polju ustanovljeno je da su **α – zrake pozitivno nabijene**, a **β – zrake negativno nabijene**. Drugim riječima β – zrake su struja elektrona koja izlazi iz radioaktivnog elementa. Za α – zrake našao je **Rutherford** da su pozitivno nabijeni dijelovi atoma helija. Naime **Rutherford** je ustanovio da se u posudi kroz čiju su vrlo tanku metalnu stjenku prolazile α – zrake nakon nekog vremena nađe element helij. Nadalje je ustanovljeno da su **γ – zrake identične s rendgenskim zrakama, no imaju još kraću valnu duljinu (0.001 do 0.1nm)**.

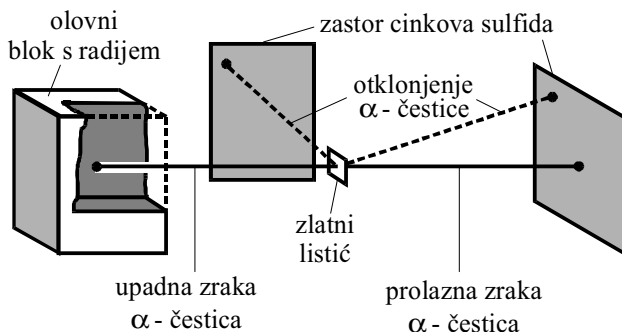


Slika 4.9. Otklon α i β zraka u magnetskom polju

Otkriće elektrona i radioaktivnosti nedvojbeno je pokazalo da atomi elementa nisu kompaktne nedjeljive čestice, već se sastoje od još manjih čestica.

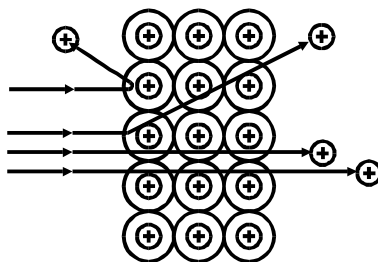
4.9. Atomska jezgra

Rutherford je 1911. pokazao da je masa atoma skupljena u čestici koja je otprilike 10000 puta manja od samog atoma. To je ustanovljeno pokusom (slika 4.10). Na tanak listić tinjca (liskuni - silikatni minerali koji izgrađuju mnoge stijene) (**Rutherford**) ili zlata (**H. Geiger** i **E. Marsden**) usmjeren



Slika 4.10. Pokus kojim je otkrivena atomska jezgra

je snop α - zraka, tj. struja pozitivno nabijenih dijelova atoma helija. Na fluorescirajućem zastoru promatran je pravac α - zrake nakon prolaza kroz listić. Ustanovljeno je da je većina α - čestica prošla kroz listić bez ikakve promjene smjera, a vrlo malo ih se otklonilo, i to obično pod kutom većim od 90° (vidi sliku). Na temelju toga zaključio je **Rutherford** ovo: kada bi atom bio čvrst po cijelom svom volumenu nijedna α - čestica ne bi prošla kroz metalni listić, a da se ne bi otklonila zbog sudara sa atomom. Kako se to nije dogodilo, već baš obratno, tj. većina α - čestica prošla je bez otklona kroz metalni listić, **Rutherford** je zaključio da je masa atoma metalnog listića skupljena u vrlo malu česticu. Nazvao ju je **jezgrom atoma**. Kako je i masa α - čestica skupljena u vrlo maloj čestici, jezgri helijeva atoma, očito je da pri prolazu takve male helijeve jezgre kroz atom metala postoji vrlo malena vjerojatnost sudara s vrlo malom jezgrom atoma metala. Jedino se otkloni ona α - čestica koja je došla u blizinu atomske jezgre metalnog atoma (slika 4.11).



Slika 4.11. Otklon α - čestice prolazom kroz atome metala

Kako je kut otklona veći od 90° , a α - čestica je pozitivno nabijena, znači da je i atomska jezgra metalnog atoma pozitivno nabijena i električnim odbijanjem jako skreće smjer α - čestice.

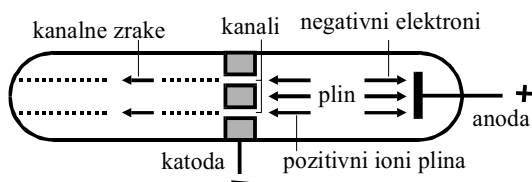
Rutherford je zaključio da je površina presjeka teške atomske jezgre samo $1/100000000$ površine presjeka atoma. Kako je promjer atoma reda veličine 10^{-8} cm, to je **promjer atomske jezgre reda veličine 10^{-12} cm**. Prema tome, veći dio prostora atoma je "prazan".

4.10. Proton

Još je jedno otkriće pridonijelo stvaranju predodžbe o strukturi atoma i same atomske jezgre, a to je otkriće tzv. **kanalnih zraka**. Godine 1886. primijetio je njemački fizičar **Goldstein** da u **Crookesovoj cijevi** nastaju i zrake koje se šire od anode, tj. pozitivnog pola, i prolaze kroz katodu, ako je probušena u obliku kanala (slika 4.12).

Ispitivanjem tih kanalnih zraka u magnetskom i električnom polju, analogno kao i kod katodnih zraka, ustanovljeno je da su to pozitivno nabijene čestice kojima je odnos e/m mnogo manji, tj. masa mnogo veća od istog odnosa kod elektrona, i da taj odnos

varira već prema prirodi plina koji se u velikom razrjeđenju nalazi u cijevi. Nalazi li se u cijevi vodik, nađeno je da čestice kanalnih zraka nose pozitivan naboj koji je jednak ali suprotan naboju elektrona. Masa, pak, čestice jednaka je masi atoma vodika ($e/m = 10^5 \text{ Cg}^{-1}$). Moglo se, dakle, zaključiti da je posrijedi atomska jezgra vodikova atoma, koju je **Rutherford** nazvao **protonom** (grčki *protos* = prvi). Kako je atom neutralna čestica, proizlazi da pozitivno nabijen proton nastaje kada vodikov atom izgubi jedinični negativni naboj, tj. elektron. Drugim riječima, vodikov atom sastoji se od protona kao jezgre i jednog elektrona.



Slika 4.12. Nastajanje kanalnih zraka

4.11. Neutron

Iako su mnogi eksperimenti dokazivali ispravnost **Rutherfordovog** modela atoma, jedan je problem dugo vremena ostao neriješen. Znalo se da je od svih atoma najjednostavniji atom vodika i da sadrži jedan proton, a atom helija dva protona. Prema tome, moglo se očekivati da su mase helija i vodika u omjeru 2:1. Mjerenja su uporno pokazivala da je taj omjer 4:1. Godine 1912. **Thomson** je utvrdio da je neon smjesa atoma različitih masa. Jedino rješenje **Rutherford** i drugi vidjeli su u pretpostavci da jezgra atoma sadrži još neke **subatomske čestice**. Misteriju je tek 1932. godine riješio **J. Chadwick** (1891.-1972.) britanski fizičar, koji je za svoje otkriće neutrona 1935. godine dobio Nobelovu nagradu. On je dokazao da **jezgra atoma sadrži neutrone, električki neutralne čestice s masom gotovo jednakom masi protona.**

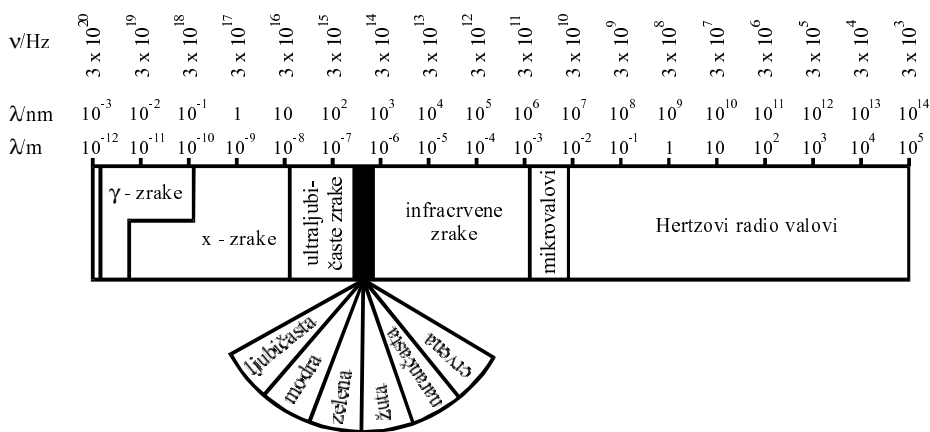
4.12. Rutherfordov model atoma

Na temelju do sada iznesenih činjenica **Rutherford** je dao model atoma. Atom je sastavljen od pozitivno nabijene jezgre oko koje vrlo brzo kruže elektroni, poput planeta oko Sunca. Broj elektrona koji kruže upravo je toliki da svojim negativnim nabojem neutraliziraju pozitivan naboj jezgre. Međutim, taj jednostavni model nije bio u skladu s novootkrivenim činjenicama. Zbog toga već 1913. postavlja danski fizičar **Niels Bohr** kvantnu teoriju strukture atoma, koja je 1925. zaslugom njemačkog fizičara **Wernera Heisenberga**, austrijskog fizičara **Erwina Schrödingera** i engleskog fizičara **Paula Adriena Mauricea Diraca** proširena valnomehaničkim načelima.

5. ELEKTRONSKA STRUKTURA ATOMA

5.1. Emisija i apsorpcija svjetlosti

Kazali smo da su rendgenske zrake i γ -zrake elektromagnetski valovi isto kao i **vidljiva (bijela) svjetlost**. No, dok je **duljina valova vidljive svjetlosti 400-800 nm**, dotle je od rendgenskih zraka 0.01-1 nm, a γ - zraka 0.001-0.1 nm. Osim tih vrsta zraka fizičari su našli i zrake s drugim duljinama valova. Vidljivu svjetlost možemo rastaviti na svjetla svih duljina valova od 400-800 nm staklenom prizmom. Tako dobijemo spektar. Ako se uzme prizma od silicij-dioksida (SiO_2) možemo dobiti i spektar manje valne duljine sve do 200 nm, koje nazivamo **ultraljubičastim ili ultravioletnim zrakama**, a njihovo spektralno područje **ultraljubičastim ili ultravioletnim područjem**. S prizmom od kamene soli (NaCl) i nekih drugih tvari možemo dobiti i spektar zraka veće valne duljine od 800 nm, čak preko 10^5 nm. Te zrake nazivamo **infracrvenim zrakama**, a njihovo spektralno područje **infracrvenim područjem**. Još veće duljine valova imaju **toplinske zrake** (do 0.1 cm), a zatim **radio-valovi** (0.1 cm do 1000 m). Valne duljine svih navedenih valova čine tzv. elektromagnetski spektar prikazan na slici 5.1.



Slika 5.1. Elektromagnetski spektar

Užarena čvrsta tijela i tekućine emitiraju zrake koje daju *kontinuirani spektar* poput Sunčeva spektra, tj. zrake svih mogućih valnih duljina. Međutim, užareni plinovi (npr. pod uticajem električnog luka ili električne iskre) daju *linijski spektar*, tj. emitiraju samo zrake određene valne duljine. Takav određeni *emisijski linijski spektar* plinovitih tvari karakterističan je za dotični kemijski element, tako da na temelju emisijskih spektara možemo identificirati i odrediti elemente u analiziranom uzorku. Tu važnu metodu analitičke kemije nazivamo *spektralnom analizom*. Za nju je potrebna naprava *spektroskop*, odnosno *spektrograf*. Spektroskop je pronašao 1859. njemački fizičar **G. R. Kirchhoff**, a već godinu dana nakon toga otkrio je spektroskopom njemački kemičar **R. W. Bunsen** elemente rubidij i cezij.

Kirchhoff i Bunsen našli su i tzv. *apsorpcijske spektre*. Pustimo li, naime, kroz neku prozirnu tvar svjetlost svih boja (npr. Sunčevu svjetlost) i zatim prolaznu svjetlost rastavimo u spektar, dobijemo u kontinuiranom spektru, u tačno određenim područjima uže ili šire crne crte. Drugim riječima, tvari *apsorbiraju (ugase)* tačno *određena spektralna područja*, odnosno zrake tačno određene valne duljine. I ovo svojstvo služi u analitičkoj kemiji za identificiranje i određivanje tvari, a postupak se naziva apsorpcijska *spektralna analiza*. Takvi apsorpcijski spektri već prema prirodi tvari, postoje u vrlo širokom spektralnom području, od ultraljubičastog, preko vidljivog do infracrvenog. Apsorpcija u nevidljivom spektralnom području, infracrvenom i ultraljubičastom, osobito je važna za bezbojne prozirne tvari, koje su i bezbojne baš zato što propuštaju sav vidljivi dio spektra.

Kako su emisijski i apsorpcijski spektri strogo karakterizirani prirodom tvari koja ih daje, logički moramo zaključiti da im je izvor atom tvari. Drugim riječima, u atomima postoje strukturni dijelovi koji moraju emitirati ili apsorbirati elektromagnetske valove. **Kirchhoff i Bunsen** su ustanovili da plinovi apsorbiraju zrake iste valne duljine koje i emitiraju. Tu pojavu emisije i apsorpcije svjetlosti možemo usporediti s emisijom i apsorpcijom zračnih valova glazbene viljuške. Glazbena viljuška titra i emitira valove zvuka, npr. utjecajem udarca. No, ona može zatitrati i utjecajem samih zvučnih valova, ako njihovi titraji odgovaraju mogućim titrajima viljuške (pojava rezonancije). U tom, dakle, slučaju glazbena viljuška prima, odnosno apsorbira zvučne valove analogno apsorpciji zraka svjetlosti u plinovima. Prema tome, u užarenim plinovima, odnosno njihovim atomima, moraju postojati titrajni mehanizmi (tzv. oscilatori, rezonatori) koji mogu titrati samo s tačno određenim brojem titraja. Međutim, u užarenim čvrstim i tekućim tvarima, koje daju kontinuirani spektar, morali bi postojati oscilatori sa svim mogućim brojem titraja.

Otkrićem elektrona kao sastavnog dijela atoma bio je već potkraj 19. stoljeća riješen problem oscilatora u atomu. Nizozemski fizičar **H. A. Lorentz** ustvrdio je da su elektroni u atomu oni koji emitiraju, odnosno apsorbiraju svjetlost. Postavivši svoju elektronsku teoriju, preokao je uticaj magnetskog i električnog polja na linije spektra analogno utjecaju tih polja na elektrone u katodnim zrakama. Njegov učenik 1896. godine **P. Zeeman** pronašao je da se spektralna linija utjecajem magnetskog polja rastavlja u više linija, tzv. **Zeemanov efekt** (za to otkriće dobio je zajedno sa

Lorentzom Nobelovu nagradu 1902. godine) dok je 1913. **I. Stark** (dobitnik Nobelove nagrade za 1919. godinu) pronašao da se spektralne linije rastavljaju utjecajem električnog polja. Time je bilo nedvojbeno dokazano da emisijski linijski spektar ovisi o elektronskoj strukturi atoma, jer su elektroni uzročnici spektra. Ostalo je, međutim, otvoreno pitanje, zašto atomi pojedinih elemenata emitiraju, odnosno apsorbiraju zrake baš tačno određenih valnih duljina. Ta pitanja riješila su tri genijalna fizičara **Max Planck, Albert Einstein i Niels Bohr**.

5.2. Kvantna teorija

Njemački fizičar **Max Planck (1858-1947)** je 1901. godine odbacio postavku kinetičke teorije topline o kontinuirajućoj raspodjeli energije, odnosno odbacio je postavku o kontinuiranoj emisiji i apsorpciji bilo koje količine energije od atoma i postavio je **kvantnu teoriju diskontinuiranosti energije**. **Užareno tijelo ne može emitirati ili apsorbirati energiju zračenja određene valne duljine u bilo kako malim količinama, već može emitirati ili apsorbirati samo višekratnik od određenog najmanjeg kvantuma energije zračenja, koji je za svaki broj titraja u sekundi ν različit i njemu proporcionalan. Taj najmanji kvant energije-atom energije-dat je Planckovom jednadžbom :**

$$E = h\nu$$

U toj je jednadžbi **E** energija kvanta zračenja s brojem titraja **ν** , koja se emitira ili apsorbira, a **h** je konstanta proporcionalnosti. Ta konstanta **h** naziva se **Planckovom konstantom** (ili Planckovim kvantom djelovanja) i jedna je od temeljnih prirodnih konstanti. Njezina vrijednost je :

$$h = (6,626176 \pm 0,000036) \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$

Dakle energija koju može zračiti ili apsorbirati neko tijelo jednaka je:

$$E = nh\nu$$

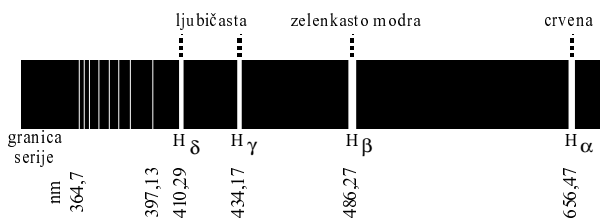
gdje je **n** cijeli broj (**$n = 1,2,3,\dots$**) tj. broj atoma, molekula ili tzv. **oscilatora**.

Kako je broj titraja obrnuto proporcionalan duljini vala **$\nu = c/\lambda$** , to iz Planckove jednadžbe zračenja vidimo da se kratkovalno zračenje sastoji od velikih kvanta ("atoma") energije, dok se zračenje dugih valova sastoji od malih kvanta ("atoma") energije. Za otkriće energije kvanta dobio je **M. Planck** Nobelovu nagradu za fiziku 1918. godine.

5.3. Kvantna teorija strukture atoma. Bohrov model atoma

Kvantna teorija i odnos između energije zračenja i energije elektrona omogućili su danskom fizičaru **Nielsu Bohru (1885-1962)**, da 1913. riješi pitanje linijskih spektara,

odnosno elektronske strukture atoma. Bilo je, naime, očito da **Rutherfordov model** atoma ne može riješiti problem linijskih spektara. Promotrimo najjednostavniji atom – atom vodika – koji se sastoji od protona (naboja $+e$) i elektrona (naboja $-e$). Prema **Rutherfordu** elektron kruži oko jezgra analogno kruženju Zemlje oko Sunca po **Newtonovom zakonu gibanja**. Veličina putanje elektrona, koja je obično kružnica, ovisi o energiji elektrona, a može biti bilo koje veličine. Elektron koji kruži morao bi prema elektromagnetskoj teoriji proizvesti elektromagnetsko zračenje (analogno nastajanju radio – valova kruženjem elektrona u krugu antene), tj. svjetlost one frekvencije kakva je frekvencija okretanja elektrona oko jezgra u atomu. Međutim, zbog stalnog zračenja energije brzina okretanja elektrona morala bi se vremenski smanjivati, njegova putanja morala bi se sve više približavati jezgri, a zbog toga bi frekvencija njegova okretanja oko jezgre morala biti sve veća i veća. To pak znači da bi vodikov atom morao dati spektar od svih valnih duljina svjetlosti, tj. kontinuirani spektar. Štoviše, na kraju krajeva elektron bi morao pasti u jezgru, što bi dovelo do uništenja atoma. No, pokusi su pokazivali baš obratno, tj. da je vodikov spektar linijski spektar (slika 5.2.) i da je vodikov atom stabilan.



Slika 5.2. Balmerova serija u spektru vodika

Bohr je riješio taj problem primjenom **Planckove kvantne teorije**, odnosno **Einsteinove teorije fotoelektričnog efekta**. Svjetlost frekvencije ν može neka tvar emitirati ili apsorbirati samo u kvantima energije $h\nu$. Dakle, vodikov atom čiji elektron kruži na određenoj putanji oko jezgra može emitirati kvant svjetlosti $h\nu$ samo kada elektron skoči na određenu putanju bliže jezgri na kojoj ima manju energiju, i to manju upravo za energiju zračenja $h\nu$. Prema tome, **Bohr** pretpostavlja da vodikov atom može postojati u određenim stanjima, tzv. **stacionarnim stanjima**, a da ne emitira energiju – **prvi Bohrov postulat**. Drugim riječima, elektron se može okretati oko jezgre u određenim putanjama, tzv. **dopuštenim putanjama**, a da ne emitira energiju. Najmanja od tih putanja odgovara **osnovnom stanju ili normalnom stanju atoma, u kojem atom ima najmanju moguću energiju**. To je, dakle, **najstabilnije stanje atoma**. Dovedemo li atomu izvana energiju, tako da pređe (za 10^{-13} s) u stanje s više energije relativno prema normalnom stanju, kažemo da se atom nalazi u **pobuđenom stanju**. Elektron u pobuđenom stanju atoma mora preći na jednu od udaljenijih putanja koja odgovara energetskom stanju atoma. Drugim riječima elektron prelazi na viši **energetski nivo**. Ako je energija elektrona u nižem energetskom nivou bila E_1 , a u višem energetskom nivou E_2 , onda je primljena odnosno apsorbirana količina energije određena jednadžbom:

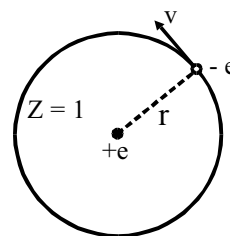
$$E_2 - E_1 = h\nu$$

Ta se jednačba naziva **Bohrovim pravilom frekvencije**. Međutim, elektron se nalazi veoma kratko u višem energetskom stanju (nivou), otprilike 10^{-8} s. Elektron skače natrag iz višeg energetskog nivoa u niži i pri tome oslobađa, odnosno emitira, količinu energije određenu jednačbom $E_2 - E_1 = h\nu$. Prema tome, apsorpcija i emisija energije od atoma zbiva se samo prilikom skoka elektrona s jedne dopuštene putanje na drugu – **drugi Bohrov postulat**. Pri tome atom apsorbira ili emitira kvant energije zračenja ili foton, kojemu je frekvencija određena Bohrovim pravilom frekvencije:

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h}$$

Nađeno je da taj odnos vrijedi za emisiju i apsorpciju svjetlosti bilo kakvog atoma, molekule ili čak kompleksnijih sistema.

Bohr je zatim izračunao radijus putanja, brzinu kruženja elektrona i energiju stacionarnih stanja vodikova atoma pretpostavivši da su putanje elektrona kružnice – **orbite**. Sila koja djeluje na elektron da se okreće oko jezgre, tj. centripetalna sila privlačenja **F**, jednaka je prema **Newtonovom zakonu gibanja** umnošku mase elektrona, **m**, i akceleracije, koja je pri kružnom gibanju jednaka v^2/r (slika 5.3)



Slika 5.3. Kruženje elektrona oko atomske jezgre

$$F = -\frac{mv^2}{r}$$

gdje negativni predznak označava silu privlačenja. Ta sila mora biti jednaka **Coulombovoj sili** privlačenja između naboja jezgre $+Ze$ i naboja elektrona $-e$ te je prema jednačbzi

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon} \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2} \quad \epsilon - \text{epsilon}$$

Coulomb (Kulon) je našao da je privlačna sila između dva suprotna električna naboja upravo razmjerna količini elektrike pozitivnog naboja $+Q_1$ i negativnog naboja $-Q_2$, a obrnuto razmjerna kvadratu udaljenosti naboja **r** tj.

$$F = -k \frac{Ze \cdot e}{r^2} = -\frac{kZe^2}{r^2}$$

Dakle, imamo:

$$-\frac{mv^2}{r} = -\frac{kZe^2}{r^2}$$

ili

$$mv^2 = \frac{kZe^2}{r}$$

Vidimo da nam ta jednačba daje odnos između kinetičke i potencijalne energije elektrona, jer je možemo pisati

$$\frac{mv^2}{2} = \frac{1}{2} \left(\frac{kZe^2}{r} \right)$$

gdje je na lijevoj strani jednačbe kinetička energija, $mv^2/2$, a na desnoj strani polovica potencijalne energije, kZe^2/r . Dakle, kinetička energija elektrona jednaka je polovici njegove potencijalne energije.

Bohr je dalje pretpostavio da je “djelovanje” elektrona na njegovoj kružnoj putanji – tj. umnožak od njegova impulsa mv i opsega kružne putanje $2r\pi$ cjelobrojni višekratnik n ($n = 1, 2, 3, \dots$) Planckova kvanta djelovanja, h

$$mvr2\pi = nh$$

Naime, po definiciji i dimenzijama djelovanje elektrona i **Planckova konstanta** su jednaki, što proizlazi iz gornjeg izraza

$$[m][v][r] = \text{kgms}^{-1} \text{m} = \text{kgm}^2 \text{s}^{-1}$$

$$[h] = \text{Js} = \text{kgm}^2 \text{s}^{-2} \text{s} = \text{kgm}^2 \text{s}^{-1}$$

odnosno, **kutna je količina gibanja ili kutni zamah ili impulsni moment ili impuls putanje (ili vrtnje) elektrona:**

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

To je tzv. **prvi Bohrov kvantni uvjet**, a $h/2\pi$ je **Bohrova jedinica**. Kvadriranjem dobivamo:

$$m^2 v^2 r^2 = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2}$$

Kako je $mv^2 = kZe^2 / r$, to je

$$mrZe^2k = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2}$$

Iz jednadžbe proizlazi da se elektron može kretati samo po putanjama kojima je radijus određen sa:

$$r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 mZe^2k}$$

Broj **n** nazvan je *glavnim kvantnim brojem* Bohrove putanje. Prema tome, radijusi Bohrovih orbita rastu kao kvadrati kvantnih brojeva, tj. postoji odnos:

$$r_1 : r_2 : r_3 \dots r_n = 1^2 : 2^2 : 3^2 \dots n^2$$

Kod *vodikova* je *atoma* **Z = 1**, te su radijusi orbita određeni sa

$$r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 me^2k}$$

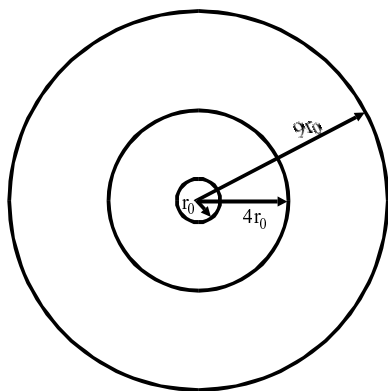
Odatle proizlazi da je radijus Bohrove orbite za normalno stanje (**n = 1**) vodikova atoma

$$r_0 = \frac{h^2}{4\pi^2 me^2k} = 5,29167 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 52,9167 \text{ pm (pikometar)}$$

kada uvrstimo poznate vrijednosti za **h**, **m**, **e** i **k**. Zapravo bismo morali uvrstiti *umjesto* **m = 9,109 · 10⁻³¹ kg**, tzv. *reduciranu masu elektrona* **9,104 · 10⁻³¹ kg** što proizlazi iz činjenice da elektron vodikova atoma ne miruje, već se okreće oko središta mase. Radijus je svake daljnje moguće orbite

$$r = n^2 \cdot 52,9167 \text{ pm}$$

tj. radijus orbite prvog pobuđenog stanja veći je 4 puta, daljnjeg pobuđenog stanja 9 puta itd. (slika 5.4)



$$n = 1 \\ r_0$$

$$n = 2 \\ 4r_0$$

$$n = 3 \\ 9r_0$$

Slika 5.4. Odnos radijusa Bohrovih orbita

Iz jednađbe $\left(mvr = \frac{nh}{2\pi} \right)$ i vrijednosti za radijus orbite dobijemo brzinu okretanja elektrona u Bohrovim orbitama u vodikovu atomu:

$$E = \frac{mv^2}{2} + \left(-\frac{Ze^2k}{r} \right)$$

Uzevši u obzir jednađbu $\left(\frac{mv^2}{2} = \frac{1}{2} \left(\frac{kZe^2}{r} \right) \right)$ izlazi

$$E = \frac{Ze^2k}{2r} - \frac{Ze^2k}{r} = -\frac{Ze^2k}{2r}$$

Uvrstimo li u tu jednađbu vrijednost za r iz jednađbe $\left(r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 me^2k} \right)$ dobijemo energiju elektrona na pojedinim **Bohrovim orbitama**, tj. **energiju pojedinih stanja** elektrona u jednoelektronskom atomu (npr. $H, He^+, Li^{2+}, Be^{3+}$):

$$E_n = -\frac{2\pi^2 mZ^2 e^4 k^2}{n^2 h^2}$$

Vidimo da se energije pojedinih **Bohrovih orbita** odnose kao brojevi $1/n^2$. Najnižu energiju ima atom **vodika** ($Z = 1$) u normalnom stanju ($n = 1$):

$$E_1 = -\frac{2\pi^2 m e^4 k^2}{h^2} = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Znači da toliki pozitivni rad moramo obaviti da vodikovu atomu otrgnemo njegov jedini elektron. Kako pri tome preostaje vodikov ion, odnosno proton, nazivamo tu energiju **energijom ionizacije vodika**. Kako ćemo kasnije vidjeti, ta se energija može izmjeriti i iznosi :

$$13,60 \text{ eV} = 13,60 \text{ eV} \cdot 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Takvo savršeno slaganje teorije i eksperimenta najbolji je dokaz vrijednosti teorije. Zato je **Niels Bohr** dobio Nobelovu nagradu za fiziku 1922. godine.

Nalazi li se elektron jednoelektronskog atoma u energetsom stanju kojemu odgovara kvantni broj n_2 i prijeđe li u energetska stanje kome odgovara manji kvantni broj n_1 , zrači pri tom energiju prema jednadžbi $E_2 - E_1 = h \cdot \nu$ (**drugi Bohrov postulat**):

$$h\nu = E_2 - E_1 = -\frac{2\pi^2 m Z^2 e^4 k^2}{n_2^2 \cdot h^2} + \frac{2\pi^2 m Z^2 e^4 k^2}{n_1^2 \cdot h^2}$$

Frekvencija je emitirane spektralne linije

$$\nu = \frac{2\pi^2 m e^4 Z^2 k^2}{h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Ili , **valni broj** emitiranog fotona, $1/\lambda = (\nu/c)$ jednak je

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{2\pi^2 m e^4 Z^2 k^2}{c h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

(Valni broj, broj valova na jedinicu dužine u vakuumu; izražava se u cm^{-1})

Za **vodikov atom je $Z = 1$** , i uvrstimo li numeričke vrijednosti za **m** (reducirana masa $9.104 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$), **e**, **k**, **c** i **h** valni broj je emitiranog fotona:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,09678 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Uvrstimo li, dakle, u tu jednadžbu za **n** cjelobrojne vrijednosti, dobijemo valne brojeve spektralnih linija vodika. Iz posljednje jednadžbe proizlazi da se vodikov linijski spektar mora sastojati od **više serija linija** ako pretpostavimo da su mogući

skokovi elektrona u bilo koji elektronski nivo – **treći Bohrov postulat**. Tako skokom elektrona iz prvog pobuđenog stanja ($n_2 = 2$) i iz svih viših pobuđenih stanja ($n_2 = 3, 4, 5, \dots$) u normalno stanje ($n_1 = 1$) nastaje serija linija valnih brojeva :

$$\frac{1}{\lambda} = 1,09678 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{m}^{-1}, \quad n_2 = 2, 3, 4, \dots$$

Analognim skokom elektrona iz svih viših pobuđenih stanja ($n_2 = 3, 4, 5, \dots$) u prvo pobuđeno stanje ($n_1 = 2$) nastaje serija linija

$$\frac{1}{\lambda} = 1,09678 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{m}^{-1}, \quad n_2 = 3, 4, 5, \dots$$

Analogno je za daljnje tri serije linija

$$\frac{1}{\lambda} = 1,09678 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{m}^{-1}, \quad n_2 = 4, 5, 6, \dots$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,09678 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{16} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{m}^{-1}, \quad n_2 = 5, 6, 7, \dots$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,09678 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{25} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{m}^{-1}, \quad n_2 = 6, 7, 8, \dots$$

Uvrstimo li u te izraze od $1/\lambda$ za n_2 odgovarajuću najmanju vrijednost, kao i najveću vrijednost ($n_2 = \infty$), dobijemo **granice serije**. Tako za prve tri serije imamo ove granice :

$$\begin{aligned} \lambda &= 121,60 & \text{do} & 91,2 \text{ nm} \\ \lambda &= 656,47 & \text{do} & 364,7 \text{ nm} \\ \lambda &= 1875,50 & \text{do} & 820,6 \text{ nm} \end{aligned}$$

Vidimo da prva serija leži u krajnjem ultraljubičastom dijelu spektra, druga serija linija u vidljivom dijelu spektra, a treća i daljnje serije u infracrvenom dijelu spektra.

Navedeni teoretski rezultati potpuno su u skladu sa stvarnim činjenicama. Naime druga serija linija bila je poznata mnogo prije nego što je **Bohr** postavio svoju teoriju. Već je 1885. **Balmer** ustanovio da se ta serija može prikazati jednostavnom matematičkom formulom, potpuno analognom navedenoj formuli za drugu seriju linija:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n_2^2} \right), \quad n_2 = 3, 4, 5, \dots$$

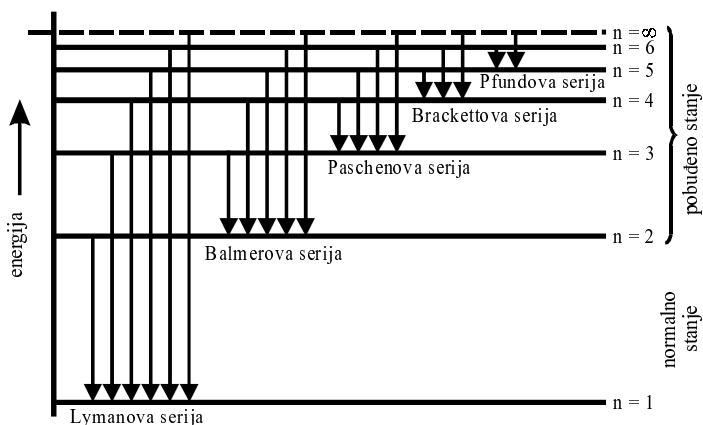
gdje je **R tzv. Rydbergova konstanta** za koju je nađeno da je jednaka $1,0967758 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$, što se zapravo izvrsno podudara s vrijednošću koja proizlazi iz Bohrove teorije :

$$\frac{1}{\lambda} = 1,09678 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Treću seriju linija našao je već 1908. godine **Paschen**, a 1916. našao je **Lyman** prvu seriju linija u krajnjem ultraljubičastom dijelu spektra. Kasnije su **Bracket** (1922.) i **Pfund** (1924.) našli četvrtu i petu seriju linija s potpunim slaganjem s teoretskim predviđanjem **Bohra**. Navedenih pet serija spektralnih linija vodika nazivamo imenima njihovih otkrivača.

Prema tome, **Lymanova** serija nastaje skokom elektrona iz viših energetske nivoa u normalno stanje s kvantnim brojem $n = 1$, **Balmerova** serija skokom elektrona u energetske nivo s kvantnim brojem $n = 2$, **Paschenova** serija u nivo s kvantnim brojem $n = 3$, **Bracketova** serija u nivo s kvantnim brojem $n = 4$ i **Pfundova** serija u nivo s kvantnim brojem $n = 5$ itd. Shematski to možemo prikazati kao što se vidi na slici 5.5.

Vodoravnim paralelnim linijama shematski su prikazana stacionarna stanja vodika koja odgovaraju glavnim kvantnim brojevima $n = 1, n = 2, n = 3, \dots, n = \infty$. Vertikalne strelice pokazuju skokove elektrona s viših na niže energetske nivoe. Kada se elektroni vraćaju na razinu $n = 2$ emitirana svjetlost pada u vidljivi dio spektra.



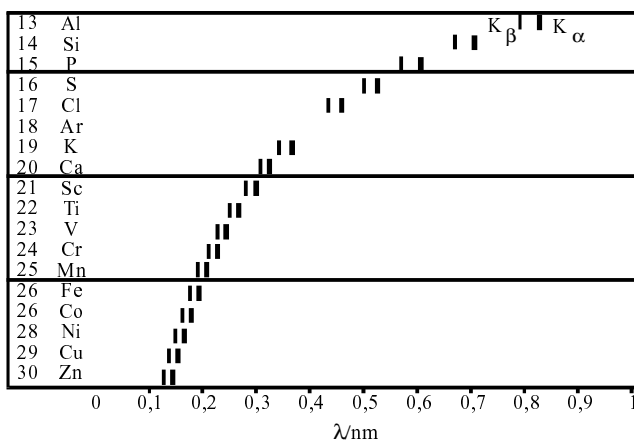
Kada se elektroni vraćaju na razinu $n = 2$ emitirana svjetlost pada u vidljivi dio spektra.

Slika 5.5. Dijagram energetske nivoa i spektralne serije vodika

Serije spektralnih linija imaju i spektri ostalih elemenata. Ti su spektri mnogo složeniji zbog većeg broja elektrona koji kruže oko jezgre. Postavlja se sada pitanje kakav je raspored elektrona oko jezgre. Nalaze li se svi elektroni u istom energetskom nivou kada je atom u normalnom stanju. I na to pitanje odgovorila je Bohrova teorija nadopunjena ostalim činjenicama koje su ustanovljene u idućih 12 godina.

5.4. Spektar rendgenskih zraka

Kazali smo da rendgenske zrake nastaju (poglavlje 4.9.) kada brze katodne zrake padnu na metale (antikatomu). Naglo zakočeni u metalu, elektroni izazivaju emisiju elektromagnetskih valova, i to kontinuirano raspodijeljenih valnih duljina, kao i tačno određenih valnih duljina. Drugim riječima, u kontinuiranom spektru nastaje i linijski spektar, koji je karakterističan za metal antikatore. Engleski fizičar **H. G. J. Moseley (Mozli)** izmjerio je 1913. **Braggovom metodom** valne duljine rendgenskih zraka dobivenih s antikatomama raznih elementarnih tvari. Time je dobio po dvije valne duljine za svaki element, K_{α} - liniju i K_{β} - liniju, tj. snimio je emisijski spektar rendgenskih zraka za pojedine elemente. Poređavši spektre jedan iznad drugog u redu elemenata po rastućim atomskim masama **Moseley** je našao kako se vidi na slici 5.6., da se valne duljine rendgenskih zraka pravilno mijenjaju u redu elemenata s rastućim atomskim masama.

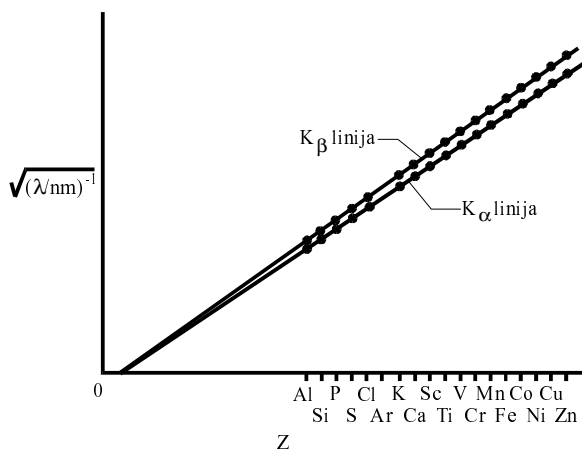


Slika 5.6. Spektri rendgenskih zraka elemenata od Al do Zn

Moseley je zatim ustanovio da recipročne vrijednosti drugog korijena valne duljine rendgenskih zraka ($1/\lambda = \text{valni broj}$), odnosno drugog korijena iz frekvencije (jer je **frekvencija** $\nu = c/\lambda$) leže na pravcu kada ih stavimo nasuprot reda elemenata poredanom po atomskim masama koje rastu kako se vidi iz slike 5.7. Dobiveni dijagram naziva se **Mosleyevim dijagramom**. Na temelju tih pravilnosti **Moseley** je postavio **linearni zakon elemenata** i dao svakom elementu u nizu broj koji je nazvao

rednim brojem elementa (Z). Matematički možemo izraziti **Moseleyev** linearni zakon elementa ovim odnosom:

$$\frac{1}{\lambda} = \text{konstanta} \cdot (Z-1)^2$$



Slika 5.7. Moseleyev dijagram

Kasnije je pokazano, na temelju radova **Rutheforda** o naboju atomske jezgre, kao i **Bohrove strukture atoma** da je redni broj elementa jednak broju protona, odnosno pozitivnih naboja jezgre njegovih atoma pa se redni broj još zove **atomski broj**. **Određena vrsta atoma ima određeni naboj jezgre, odnosno određeni atomski broj. Odatle izvodimo definiciju elementa: kemijski element je skup svih atoma s istim nabojem jezgre.** Do danas je poznato 109 elemenata ili vrsta atoma, koji su, prema definiciji, okarakterizirani atomskim brojevima od 1 do 109.

Može se još spomenuti da kemijski spektar rendgenskih zraka dobiven antikatodom koja je **načinjena od kemijskog spoja, sadrži karakteristične linije svih elemenata prisutnih u kemijskom spoju**. Na taj način može se pomoću rendgenskih zraka ustanoviti sadrži li ispitivana tvar atome samo jednog atomskog broja, tj. da li je elementarna tvar, ili sadrži atome dvaju ili više atomskih brojeva, tj. da li je kemijski spoj, odnosno smjesa. Zbog toga je spektar rendgenskih zraka ispitivane tvari jedan od najboljih do sada poznatih načina da se ustanovi je li neka tvar elementarna tvar ili spoj, odnosno smjesa.

Postoje još dva kriterija da li je neka tvar kemijski spoj. Iz definicije kemijskog spoja proizlazi:

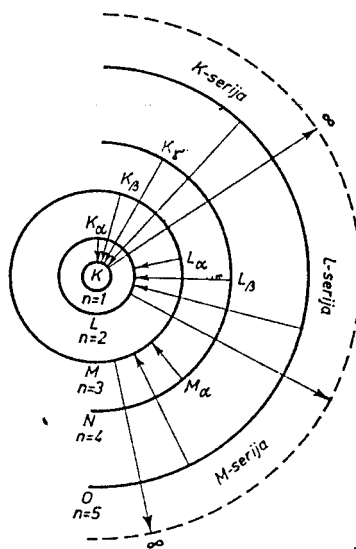
1. Neka je tvar kemijski spoj ako se može kemijskom reakcijom rastaviti na dvije različite tvari ili više. Na primjer, živin-oksidi je spoj jer se može rastaviti grijanjem na živu i kisik.
2. Ako dvije ili više tvari reagiraju tako da daju novu tvar, ta je tvar kemijski spoj. Na primjer, natrij i klor, ako su u određenom masenom odnosu, reagiraju dajući samo natrij klorid.

Da se vratimo na jednadžbu

$$\frac{1}{\lambda} = \text{konstanta} \cdot (Z-1)^2$$

Moseley je ustanovio da je valna duljina tih karakterističnih linija obrnuto razmjerna kvadratu rednog broja elementa.

Kontinuirani spektar možemo protumačiti kao posljedicu kočenja elektrona u metalu antikatode, no karakteristične linije rendgenskih zraka ne mogu tako nastati. Njih mogu izazvati sudari brzih elektrona s elektronima u atomu. Kako su za to potrebni izvanredno brzi elektroni katodnih zraka, koji mogu prodrijeti u dubinu atoma, očito je da karakteristične rendgenske zrake emitiraju elektroni iz dubine atoma. Osim toga nađeno je da se spektri rendgenskih zraka sastoje od više vrsta zraka, od kojih su one najprodornije, s kraćim valnim duljinama, nazvane **K – zrakama**, one sa većim valnim duljinama **L- zrakama**, a one sa još većim valnim duljinama **M - N - O – zrakama**. Odmah se vidi analogija s običnim spektralnim serijama. Navedimo ovdje kako nastaje K_{α} zraka. K_{α} zraka nastaje skokom elektrona iz kvantnog stanja $n_2 = 2$ u $n_1 = 1$ tj. u najniži energetski nivo. No, osim toga vidimo da cijeli naboj jezgre **Ze** pri tome ne utiče, već da je smanjen za jedinicu naboja. Očito je, dakle, da se u najnižim energetskom nivou nalazi još jedan elektron, koji djeluje odbijajuće na elektron koji skače u taj nivo, tako da je privlačno djelovanje jezgre izraženo sa $Ze - e = e(Z-1)$. Kažemo da je naboj jezgre «zasjenjen» prisutnošću drugog elektrona u najnižem energetskom nivou. Time je dokazano da se u prvom energetskom nivou bilo koje vrste atoma **nalaze samo dva elektrona**.



Slika 5.8. Nastajanje rendgenskih spektara

Analognim istraživanjem **L-zraka** utvrđeno je da one nastaju skokom elektrona u drugi energetski nivo i da je naboj jezgre jače «zasjenjen». Prema

tome, u drugom energetskom nivou nalazi se više elektrona. Analogno **M** – zrake odgovaraju skokom elektrona u treći energetski nivo.

Prema tome spektri rendgenskih zraka nastaju izbijanjem elektrona iz raznih energetskih nivoa u atomu. S obzirom na naziv odgovarajućih nastalih rendgenskih zraka te energetske nivoe nazivamo **K – ljuskama**, **L – ljuskama**, **M – ljuskama**, **N – ljuskama**, **O – ljuskama** itd. Na "prazno" mjesto izbijenog elektrona može se vratiti sam taj elektron, ali može skočiti i elektron iz bilo kojeg energetskog nivoa. Skoči li u **K – ljusci** elektron iz **L – ljuske** emitira se **K_α - zraka**, iz **M – ljuske** **K_β - zraka** iz **N – ljuske** **K_γ - zraka** itd. Skoči li u **L – ljusku** elektron iz **M – ljuske**, emitira se **L_α - zraka**, iz **N – ljuske** **L_β - zraka** itd. Shematski je to prikazano na slici 5.8.

To možemo i malo pojednostaviti, odnosno predočiti mehaničkim modelom tako da zamislimo "atomske stepenište" u kojem elektron može "sjesti" samo na stepenicu, a ne može "sjediti" između dvije stepenice. **Skok elektrona s niže na višu stepenicu znači veću potencijalnu energiju atoma i apsorpciju kvanta svjetlosti. Skok elektrona sa više na nižu stepenicu znači smanjenje potencijalne energije atoma i emisiju kvanta svjetlosti.** Valna duljina emitirane svjetlosti ovisi o razlici energetskih razina, $E_{k_{\text{onač.}}} - E_{p_{\text{oč.}}}$, odnosno stacionarnih stanja.

$$E_{k_{\text{onač.}}} - E_{p_{\text{oč.}}} = h \cdot \nu = h \cdot R_H \left(\frac{1}{n_{k_{\text{onač.}}}^2} - \frac{1}{n_{p_{\text{oč.}}}^2} \right)$$

gdje je:

n = glavni kvantni broj, s tim da je $n_{k_{\text{onač.}}} > n_{p_{\text{oč.}}}$

R_H = konstanta

ν = frekvencija

h = Planckova konstanta

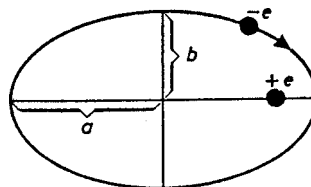
Iz ovisnosti spektra rendgenskih zraka o atomskom broju elemenata možemo uočiti kod kojeg se elementa počinje izgrađivati nova ljuska. Naime, **K_α - zraka** može rasti samo ako postoji **L – ljuska**, a **L_α - zraka** može nastati ako postoji **M – ljuska** itd.

Prema tome, spectri rendgenskih zraka nedvosmisleno nam pokazuju da su elektroni raspoređeni u atomu u određene energetske nivoe. Broj elektrona u određenom nivou tačno je određen. Kada se ispuni jedan nivo, stvara se novi nivo. Nova otkrića dala su podrobniju sliku rasporeda elektrona po pojedinim nivoima.

5.5. Sommerfeldovo poopćenje Bohrove teorije

5.5.1. Azimutski ili sporedni kvantni broj

Stark je 1913. ustanovio da se vodikove spektralne linije cijepaju u jakom električnom polju na više vrlo bliskih linija. Vodikove spektralne linije se međusobno razlikuju po valnoj duljini za oko 0,005 nm. Te pojave *fine strukture spektra* nije mogla rastumačiti **Bohrova** teorija. Da rastumači spomenute pojave, njemački fizičar **A. Sommerfeld** je 1915. godine poopćio **Bohrovu** teoriju primjenjivši kvantnu teoriju na općenitije *eliptične putanje*. **Sommerfeld** je pretpostavio da se elektron okreće oko jezgre ne samo po kružnim već i po eliptičnim putanjama, analogno okretanju planeta oko središta privlačenja (sl. 5.9.)



Slika 5.9. Eliptična putanja elektrona

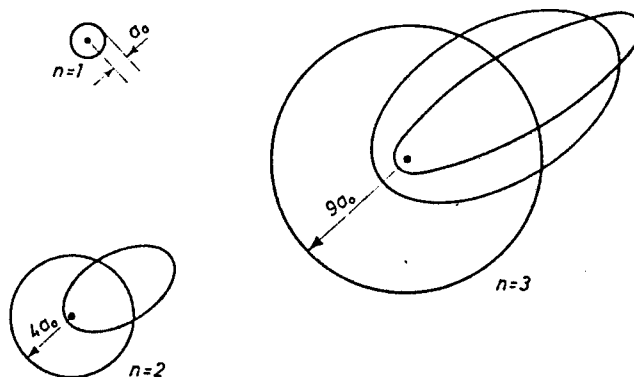
U tom slučaju putanja elektrona određena je velikom (**a**) i malom (**b**) poluosi elipse. Odmah vidimo da su **Bohrove** kružne putanje samo jedan poseban slučaj okretanja elektrona po eliptičnoj putanji kojoj je $a = b$.

Primjenjivši kvantne uvjete na eliptične putanje, **Sommerfeld** je pokazao da je velika poluos **a** određena glavnim kvantnim brojem **n**, dok je mala polos **b** dana odnosom

$$\frac{a}{b} = \frac{n}{k}$$

gdje je **k** tzv. *sporedni ili azimutski kvantni broj*, koji ima sve cjelobrojne vrijednosti, dakle, od 1 do **n**. Za $k = n$ je $b = a$, tj. elektron se kreće po kružnoj putanji; za $k < n$ je $b < a$ elektron se kreće po eliptičnoj putanji koja je to izduženija što je **k** manji u odnosu prema **n**. Dakle, oblik eliptične putanje dan je odnosom sporednog kvantnog broja **k** i glavnog kvantnog broja **n**.

Na slici 5.10. shematski su prikazane kružne i eliptične putanje za prva tri energetska nivoa. Velika poluos **a** raste s kvadratom kvantnog broja, kako zahtijeva **Bohrova** teorija.



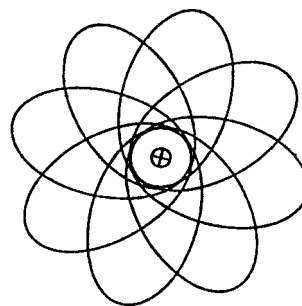
Slika 5.10. Bohr-Sommerfeldove orbite u vodikovom atomu

Sommerfeld je pokazao da je energija svih putanja određenog glavnog kvantnog broja (tj. za određenu a) u vodikovu atomu jednaka.

Naravno, kinetička i potencijalna energija elektrona mijenja se na eliptičkoj stazi, jer prva raste s porastom brzine ($E_k = mv^2/k$), a druga s udaljenošću elektrona od jezgre ($E_p = -Ze^2/r$), tj. prilikom približavanja elektrona jezgri E_p opada, a E_k raste i u perihelu (tačka najbliža jezgri) je najveća (jer je i brzina najveća) dok je pri udaljavanju od jezgre obratno. Tako je zbroj kinetičke i potencijalne energije, tj. ukupna energija elektrona, stalna za određeni glavni kvantni broj. Dakle, energija elektrona i u **Bohr-Sommerfeldovom** modelu dana je jednadžbom, ali

$$E_n = -\frac{2\pi^2 mZ^2 e^4 k^2}{n^2 h^2}$$

isti energetska nivo može imati više orbita. Zbog toga takva stanja elektrona koja pripadaju istom glavnom energetskom nivou nazivamo **energetskim podnivoima ili podljuskama**. Međutim, kako se prema **Einsteinovoj** teoriji relativnosti s promjenom brzine mijenja i masa elektrona (kad brzina raste i masa raste), dolazi do vrlo male razlike u energiji tih raznih eliptičnih putanja unutar istog kvantnog stanja. Ta vrlo mala razlika u energiji očituje se u spektru tako da je određena spektralna linija zapravo niz vrlo bliskih finih linija. Osim toga promjena u brzini i masi elektrona djeluje na položaj

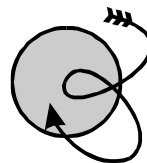


Slika 5.11. Elektronova putanja u obliku rozete

velike poluosi u prostoru, te elektron na svojoj putanji oko jezgre nema stalnu orijentaciju u prostoru i opisuje tzv. rozetu (sl. 5.11.)

Međutim, drugačija je situacija kod atoma s više elektronskih ljuski. Kod njih kružna i eliptična putanja jedne te iste elektronske ljuske (energetskog nivoa) nemaju istu energiju. Razlozi su ovi: na samom putu po eliptičnoj putanji elektron periodički ulazi u unutrašnje ljuske i u perihelu se jako približi jezgri (slika 5.12.) Jakost polja jezgre koje djeluje na taj elektron u tom slučaju je velika, jer naboj jezgre nije zasjenjen (kompenziran) elektronima u vanjskim ljuskama.

Time je smanjena potencijalna energija elektrona i zbog toga je manja nego na kružnoj putanji, gdje je jakost polja jezgre stalna. Drugim riječima, energija elektrona unutar jedne te iste elektronske ljuske ovisi o izduženosti njegove eliptične putanja, tj. o azimutskom kvantnom broju k . Takvo prodiranje elektrona po eliptičnoj putanji u unutrašnje elektronske ljuske shematski prikazuje slika 5.12.



Slika 5.12. Putanja elektrona koji prodire u unutrašnje elektronske ljuske atoma.

Prema tome, najnižu energiju unutar određene elektronske ljuske ima elektron, koji se kreće po najizduženijoj elipsi, tj. kojemu je kvantni broj $k = 1$. Energetski podnivo tih najizduženijih elipsa označuje se slovom s . Analogno tome energetski podnivoi, koji odgovaraju $k = 2$, označavaju se slovom p , itd. Oni sa $k = 3$ označuju se slovom d , a oni sa $k = 4$ slovom f , itd. Te su oznake uzete od već prije upotrebljivanih oznaka spektralnih serija i znače: $s = \textit{sharp} = \textit{oštar}$, $p = \textit{principal} = \textit{glavna}$, $d = \textit{diffuse} = \textit{rastegnuta}$, $f = \textit{fundamental} = \textit{osnovna}$. Dakle, unutar elektronskih ljuski određenih glavnim kvantnim brojem n postoje **energetski podnivoi** s , p , d , f itd. kojima je broj za određenu ljusku jednak glavnom kvantnom broju (jer je $k = 1, 2, 3, \dots, n$). Prema tome, energetski podnivo unutar određenog glavnog energetskog nivoa određen je glavnim kvantnim brojem n i azimutskim kvantnim brojem k , odnosno oznakom s , p , d , f . Tako energetski podnivo 4. elektronske ljuske ($n = 4$) sa azimutskim kvantnim brojem $k = 3$ ima oznaku $4d$.

5.5.2. Magnetski kvantni broj

Rekli smo da je 1896. **Zeeman** pronašao da se spektralne linije pod uticajem jakog magnetskog polja rastavljaju na više linija. Uzrok je toj pojavi u magnetskom polju, odnosno magnetskom momentu koji nastaje vrtnjom elektrona oko jezgre. Pri toj vrtnji elektrona, tj. negativnom električnom naboju, djeluje elektron kao magnet, analogno svakom zatvorenom krugu električne struje.

Iz kvantnih uvjeta izlazi da magnetskom momentu pripada **magnetski kvantni broj**, m . On pokazuje položaj magnetskih momenata odgovarajućih orbita elektrona u

prostoru (kojih je broj jednak k) s obzirom na smjer nekog vanjskog magnetskog polja. S toga magnetski kvantni broj m može imati sve cijele brojne vrijednosti od $+k$ (paralelna orijentacija magnetskog momenta) do $-k$ (antiparalelna orijentacija magnetskog momenta), kao i vrijednost nula (okomita orijentacija): $m = -k, \dots, -1, 0, +1, \dots, +k$.

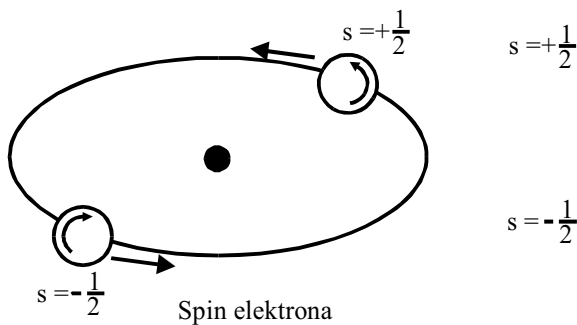
Dakle, u prisutnosti magnetskog polja elektroni istog glavnog energetskeg nivoa (određenog sa n) i istog energetskeg podnivoa (određenog sa k) razlikuju se u energiji. Znači da n_2 energetskegi nivo i podnivo postoji i **energetski pod-podnivo**, koji je određen magnetskim kvantnim brojem m . Ako ne postoji vanjsko magnetsko polje energetskegi pod-podnivoi istog n i istog k ali različiteg m , iste su energije – **degenerirani su** – a razlikuju se samo u svojoj orijentaciji u prostoru.

5.5.3. Kvantni broj spina

Nizozemski fizičari **G.E. Uhlenbeck i S.A. Goudsmit (Gudsmi)** rastumačili su 1925. godine cijepanje mlaza atoma srebra u nehomogenom magnetskom polju na dva snopa, čiji je jedan smjer paralelan, a drugi antiparalelan polju, kao i dubleta spektralnih linija vrtnjom elektrona oko vlastite osi, tzv. **spinom (engleski: to spin = okretati se poput zvrka)**. Naime kako je elektron negativno nabijen, to mu ta vrtnja oko vlastite osi daje magnetski moment (**spinski magnetski moment**), tj. on se vlada kao mali magnet sa sjevernim i južnim polom.

Kvantni broj spina označavamo sa s , koji može imati vrijednosti $+\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$.

Dva elektrona u atomu koji imaju isti glavni kvantni broj (pripadaju jednoj ljusci), isti sporedni kvantni broj (pripadaju istoj podljusci) i isti magnetski kvantni broj (pripadaju istoj orbitali) razlikuju se po spinskom kvantnom broju - jedan se obrće u smjera kazaljke na satu ($s = -1/2$), a drugi obrnuto ($s = +1/2$) slika 5.13.



Slika 5.13. Spin elektrona

5.6. Valovi materije i De Broglieova hipoteza

Daljnje važno otkriće učinjeno je 1922. godine kada je francuski fizičar **Louis de Broglie (Luj d'Brolj)** ustanovio da elektroni imaju ne samo korpuskularna već i valna svojstva. Na temelju posve teorijskeg razmatranja **de Broglie** je zaključio da između

zraka svjetlosti i zraka elektrona (tj. katodnih zraka) postoji potpuna analogija s obzirom na korpuskularna i valna svojstva.

Naime, 1922. godine pokazao je američki fizičar **A.H. Compton**, da svjetlost ima ne samo valna već i korpuskularna svojstva. Rasipanjem rendgenskih zraka neke određene valne duljine u materiji **Compton** je ustanovio da valna duljina rasipne zrake nije identična s valnom duljinom upadne zrake, već je veća od nje. Jedino je moguće tumačenje tog, tzv. **Comptonova efekta**, da sudarom kvanta svjetlosti – fotona - s elektronom u atomu dolazi do otklona fotona, analogno elastičnom sudaru dviju biljarskih lopti. No, zbog sudara ne nastaju samo promjene pravca fotona, već foton gubi i dio energije, što se pokazuje u povećanju valne duljine rasipane rendgenske zrake. Dakle, **Comptonov efekt** je izravan dokaz korpuskularne prirode svjetlosti. Prema tome, foton se manifestira kao val i kao materijalna čestica. No, on je istodobno val i čestica tj. **foton je dvojne prirode**. **Compton** je dobio Nobelovu nagradu za otkriće spomenutog efekta.

Na temelju toga je **De Broglie** ovako zaključivao: energija fotona (kada se manifestira kao val) s frekvencijom ν jednaka je prema **Plancku i Einstenu**:

$$E = h \cdot \nu$$

to jest

$$mc^2 = h\nu$$

Odatle

$$mc = \frac{h \cdot \nu}{c} = \frac{h}{\lambda}$$

jer je $\nu c = 1/\lambda$. Prema tome, odnos između valne duljine **fotona** i njegove mase brzine prikazan je ovom jednadžbom:

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

De Broglie je zatim ustvrdio da se analogna jednadžba može primjeniti i na **elektron** mase m i brzine ν , tj. da je **duljina vala elektrona**

$$\lambda = \frac{h}{m\nu} \quad \text{De Broglieva jednadžba}$$

Dakle, duljina vala elektrona smanjuje se s porastom brzine elektrona, a beskrajno je velika kad elektron miruje. **De Broglieva jednadžba** vrijedi za sve vrste čestica, te je

univerzalan zakon, koji povezuje valna i korpuskularna svojstva materije – **dvojnju prirodu materije**.

Iako valovi materije posjeduju valne karakteristike, oni nisu elektromagnetski valovi. Oni ne zrače u prostor niti ih emitira čestica. Valovi materije nikada se ne odvajaju od čestice, njihova brzina nije jednaka brzini svjetlosti i nije stalna.

De Broglie je jednadžbu primjenio i na kvantnu teoriju strukture atoma i tako udario početke valne, odnosno kvantne mehanike. Naime, impuls elektrona (mv) na njegovoj kružnoj putanji (opsega $2\pi r$) mora prema jednadžbi $\lambda = \frac{h}{mv}$ biti

$$mv = \frac{h}{\lambda}$$

Nadalje, valna duljina (λ) elektrona, odnosno njezin cjelobrojni umnožak ($n\lambda$) mora biti jednak opsegu kružne putanje (slika 5.14.)

$$n\lambda = 2\pi r$$

da ne dođe do poništenja vala interferencijom, a time i do nestanka impulsa elektrona. Val koji je određen jednadžbom ($n\lambda = 2\pi r$) naziva se **stojnim valom**. Prema tome:

$$\lambda = \frac{2\pi r}{n}$$

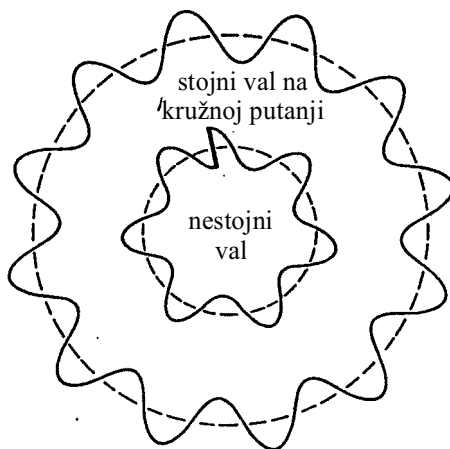
odnosno u atomu su moguće samo putanje elektrona kojima je radijus

$$r = \frac{n\lambda}{2\pi}$$

iz ovih jednadžbi slijedi:

$$mv = \frac{nh}{2\pi r}, \quad \text{odnosno} \quad mv = 2\pi r = nh$$

tj. iz **De Broglijeve** hipoteze izravno slijedi isti izraz za “djelovanje” elektrona na kružnoj putanji kao i iz **Bohrove** teorije.



Slika 5.14. Stojni i nestojni val na kružnoj putanji

Nadalje, ako u atomu pripada elektronu njegov *stojni val* koji mora imati samo određenu valnu duljinu (λ), odnosno frekvenciju (ν), onda iz te činjenice i *Planckove* jednadžbe $E = h \cdot \nu$ direktno slijedi da *elektron u atomu može biti samo u određenim energetskim stanjima*. Znači da mora postojati određena matematička jednadžba koja povezuje valno svojstvo elektrona i njegovo energetsko stanje. Tu jednadžbu dao je austrijski fizičar *E. Schrödinger*.

E. Schrödinger je 1926. prvi riješio problem kako da se obuhvati zajedno korpuskularna i valna priroda elektrona u atomu. Bilo je potrebno postaviti općenitu jednadžbu koja će zadovoljavati i valna svojstva elektrona. Kako je karakteristična veličina svake valne pojave *valna funkcija Ψ* , (psi), tj. amplituda vala kao funkcija prostornih koordinata x , y i z (najčešće se primjenjuju sferne koordinate), *Schrödinger* je dao ovu osnovnu *valnu jednadžbu elektrona*:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

gdje je m masa elektrona, E

ukupna energija elektrona i V potencijalna energija elektrona ($V = -kZe^2/r$), koja je funkcija prostornih koordinata.

ψ - funkcija vjerojatnosti nalaženja elektrona na pojedinom mjestu atoma.

Rješenjem te diferencijalne jednadžbe u ovisnosti o r , x , y i z dobiju se onda valne funkcije ψ za razna kvantna stanja atoma i njima odgovarajuće energije elektrona, odnosno njegovog stojnog vala E .

5.7. Raspodjela elektrona u kvantnim nivoima i Paulijev princip

Spektri rendgenskih zraka i energije ionizacije pokazali su da se svi elektroni ne nalaze u najnižem kvantnom nivou, jer se u *K-ljusci* nalaze maksimalno 2 elektrona. Kod teških atoma pokazali su spektri rendgenskih zraka i kvantno-mehanički računi da se ostali elektroni nalaze u *L*, *M* i *N* - ljusci. Raspodjela elektrona u pojedinim kvantnim nivoima određena je tzv. *Paulijevim principom isključenja ili zabrane, koji glasi: u atomu ne mogu imati dva elektrona iste vrijednosti sva četiri kvantna broja n , l , m_l i m_s* .

Drugim riječima, isto kvantno stanje u atomu može imati samo jedan elektron. Švicarski fizičar *W. Pauli* otkrio je taj princip 1925. godine na temelju istraživanja spektra i utjecaja magnetnog polja za spektre. To je načelo izvanredno važan rezultat kvantne mehanike i temelj je za teoriju elemenata. Naime, kemijska svojstva elemenata i njihova periodičnost rezultat su prirodnog zakona sadržanog u *Paulijevu principu*. Pauli je za otkriće toga principa dobio Nobelovu nagradu 1945. godine.

Energetsko stanje elektrona u atomu određeno je vrijednostima kvantnih brojeva n , l , m_l , m_s dotične orbitale kojoj elektron pripada. Kako smo vidjeli kvantni brojevi mogu imati ove vrijednosti:

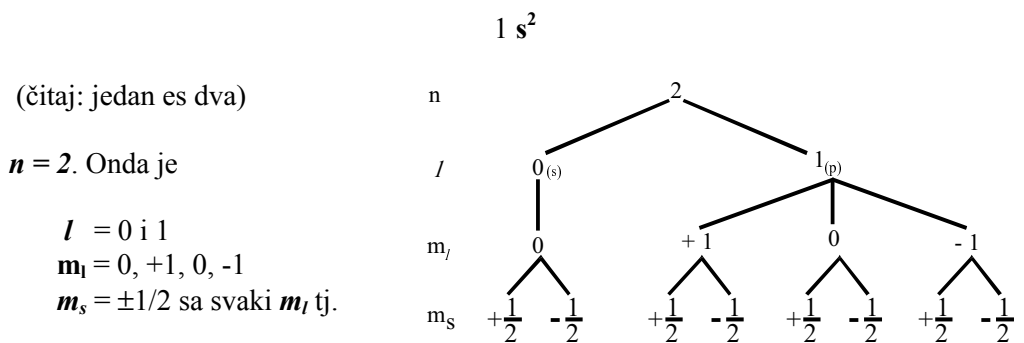
- n može imati cjelobrojne vrijednosti od 1 do n (pa i ∞)
- l može imati cjelobrojne vrijednosti od 0 do $n-1$
- m_l može imati cjelobrojne vrijednosti od $+l$ do $-l$
- m_s može imati samo dvije vrijednosti : $+1/2$ i $-1/2$

Imajući to na umu moguće je slijedeće grupiranje elektrona unutar kvantnih nivoa:

$n-1$, onda l i m_l imaju vrijednosti nula, a m_s je $+1/2$ i $-1/2$. Prema tome kod elektrona s glavnim kvantnim brojem $n=1$ postoje samo dva niza vrijednosti za četiri kvantna broja:

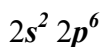
| n | l | m_l | m_s |
|-----|-----|-------|--------|
| 1 | 0 | 0 | $+1/2$ |
| 1 | 0 | 0 | $-1/2$ |

Svaki dalji niz bio bi jednak jednom od tih dvaju nizova. Primijenimo li **Paulijev princip**, to znači da u K – ljusci **možu postojati samo dva elektrona**. Ta dva elektrona međusobno se razlikuju po orijentaciji spina. Kako je $l=0$ oba se elektrona nalaze u istoj s – **orbitali**. Budući da elektronsku konfiguraciju elektronske ljuske označavamo glavnim kvantnim brojem, vrstom orbitale i brojem elektrona u istovrsnim orbitalama, to je **elektronska konfiguracija K- ljuske**:



Dakle, u L – **ljusci može biti najviše osam elektrona**. Naime, samo među tih 8 elektrona u L – **ljusci** ni jedan nema iste sve kvantne brojeve, kako zahtijeva **Paulijev princip**. Od tih osam elektrona nalaze se **dva u s – orbitali**, a ostalih **šest u tri p-orbitale, i to u svakoj orbitali po dva elektrona**. Oblik tih 4 orbitale, kako smo vidjeli ovisi o l . Kako je po srijedi drugi energetski nivo, to možemo tačno kazati da se u njemu nalaze 2 elektrona u jednoj

$2s$ – *orbitali*, dok se 6 ostalih elektrona nalazi u *tri 2p – orbitale*. Dakle, *elektronska konfiguracija L- ljuske jest*



(čitaj: dva es dva dva pe šest)

Analogno možemo nastaviti dalje. Rezultat tih razmatranja tabelarno je prikazan na slici 5.15.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------------------|-----------------|-----------------|------------------|------------------|----|----|----|----|----|----|---|----|----|----|---|----|----|----|----|----|---|----|----|----|
| ljuska (kvantni nivo) | K | | L | | | | M | | | | | | N | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| n (1 do ∞) | 1 | | 2 | | | | 3 | | | | | | 4 | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| l (1 do n-1) | 0 | 0 | 1 | 1 | 1 | 0 | 1 | 1 | 2 | 0 | 1 | 2 | 0 | 1 | 2 | 3 | | | | | | | | | | | | | | |
| m (+/do - l) | 0 | 0 | +1 | 0 | -1 | 0 | -1 | 0 | -1 | +2 | +1 | 0 | -1 | -2 | 0 | -1 | 0 | -1 | +2 | +1 | 0 | -1 | -2 | +3 | +2 | +1 | 0 | -1 | -2 | -3 |
| orijentacija spina (m _s = -1/2, +1/2) | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ | ↑ | ↓ |
| broj istovrsnih orbitala (2l+1) | 1 | 1 | 3 | 3 | 3 | 1 | 3 | 3 | 5 | 1 | 3 | 5 | 1 | 3 | 5 | 7 | | | | | | | | | | | | | | |
| broj istovrsnih elektrona 2(2l+1) | 2 | 2 | 6 | 6 | 6 | 2 | 6 | 6 | 10 | 2 | 6 | 10 | 2 | 6 | 10 | 14 | | | | | | | | | | | | | | |
| elektronska konfiguracija | 1s ² | 2s ² | 2p ⁶ | 3s ² | 3p ⁶ | 3d ¹⁰ | 4s ² | 4p ⁶ | 4d ¹⁰ | 4f ¹⁴ | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| broj orbitala (n ³) | 1 | 4 | 9 | 16 | 27 | 64 | 125 | 216 | 343 | 512 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| broj elektrona u ljusci 2(n ²) | 2 | 8 | 18 | 32 | 50 | 72 | 98 | 128 | 162 | 200 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Slika 5.15. Raspodjela elektrona u kvantnim nivoima

Iz nje se lako vidi broj i vrsta orbitala u svakoj elektronskoj ljusci kao i njima odgovarajući broj elektrona. Zatim se vidi elektronska konfiguracija ljuske i konačno maksimalni broj elektrona u odgovarajućoj elektronskoj ljusci. Općenito je **maksimalni broj elektrona** u određenoj elektronskoj ljusci:

$$2n^2$$

gdje je n glavni kvantni broj. Prema tome za daljnje ljuske imamo:

$n = 3$, te je **elektronska konfiguracija M – ljuske** jednaka:

$$3 s^2 3p^6 3d^{10}$$

$n = 4$, pa je **elektronska konfiguracija N- ljuske** jednaka

$$4 s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$$

$n = 5$ i **elektronska konfiguracija O – ljuske** je:

$$5 s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} (5 g^{18})$$

Naime, koliko je danas poznato, ne postoje u normalnim atomskim strukturama **g-orbitale**, odnosno ne postoji vrijednost l veća od 3. Zbog toga je **elektronska konfiguracija P – ljuske ($n = 6$)**

$$6 s^2 6p^6 6d^4$$

a **elektronska konfiguracija Q – ljuske ($n = 7$) jest:**

$$7 s^2$$

Kako smo vidjeli, u svakoj orbitali mogu se nalaziti **po dva elektrona s obrnutim spinovima**. Ako se to ima na umu, onda je lako iz elektronske konfiguracije ljuske zaključiti kako su njezini elektroni raspoređeni po pojedinim orbitalama i koliko istovrsnih orbitala ima u dotičnoj ljusci:

K – ljuska $1 s^2$

L – ljuska $2 s^2 2p^6$

M – ljuska $3 s^2 3p^6 3d^{10}$

N – ljuska $4 s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$

O – ljuska $5 s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14}$

P – ljuska $6 s^2 6p^6 6d^4$

Q – ljuska $7 s^2$

5.8. Struktura atoma i periodni sistem elementa

Vidjeli smo od kakvog je osnovnog značenja **Paulijev princip** za raspodjelu elektrona u pojedine elektronske ljuske, a sada ćemo pokazati kako je to važno za izgradnju kemijskog elementa. Naime, počevši od vodika, najjednostavnijeg elementa, u čijem atomu se nalazi oko jezgre jedan elektron, od elementa do elementa, pridolazi u atom po jedan elektron, jer naboj jezgre, odnosno atomski broj raste od elementa do elementa za jedinicu. Raspodjelu pridolazećih elektrona u elektronske ljuske oko jezgre određuje, naravno, **Paulijev princip**.

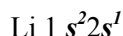
Najjednostavniji je atom **vodika**. Njegov jedini elektron nalazi se u **K- ljusci**, odnosno u $1s$ – **orbitali**, i kvantni brojevi su mu $n = 1$, $l = m_l = 0$ i $m_s = +1/2$ ili $-1/2$. Zbog spinskog magnetskog momenta vodikovi atomi su paramagnetični. **Elektronska je konfiguracija:**



Drugi po redu je element **helij**, koji ima u atomu dva elektrona. Kako u **K – ljusci** ima mjesta za dva elektrona s obrnutim spinovima, to drugi elektron pri izgradnji elementa dolazi u **K - ljusku**, te ima kvantne brojeva $n = 1$, $l = m_l = 0$ i $m_s = -1/2$ ili $+1/2$ (što ćemo ubuduće imati na umu). Kako se oba suprotna spina tih dvaju elektrona u $1s$ – **orbitali** međusobno poništavaju, to helijev atom nema ni impuls vrtnje ni magnetski moment, pa je **dijamagnetičan**. Dakle, elektronska je konfiguracija helijevo atomu:

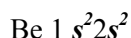


Litijev treći elektron ne može više po **Paulijevu principu** u **K - ljusku**, već prelazi u sljedeću **L – ljusku**. Njegovi su kvantni brojevi $n = 2$, $l = m_l = 0$ i $m_s = 1/2$. Dakle, litijev atom se sastoji od $1s$ – **orbitale** sa dva elektrona i $2s$ – **orbitale** sa 1 elektronom, te mu je elektronska konfiguracija:



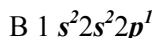
Zbog spina vanjskog elektrona litijev atom ima magnetski moment te je **paramagnetičan**.

Kod sljedećeg elementa, **berilija**, može još jedan elektron sa suprotnim spinom u $2s$ – **orbitalu L- ljuske**. Njegovi su kvantni brojevi $n = 2$, $l = m_l = 0$ i $m_s = -1/2$. Prema tome je elektronska konfiguracija berilijeva atoma u normalnom, tj. najnižem stanju

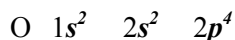
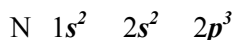


Ta konfiguracija slična je helijevoj, te berilij ima spektar sličan helijevu, a isto kao i helij nema magnetskog momenta.

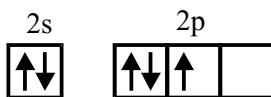
Peti elektron, koji dolazi u borov atom, tj. treći elektron **L- ljuske** mora se smjestiti u **2p – orbitalu**, jer je **2s – orbitala** popunjena već kod berilija. Odatle je elektronska konfiguracija borova atoma:



I opet vidimo da borov atom ima magnetski moment zbog nekompenziranog **2p – elektrona**. **L- ljuska** s glavnim kvantnim brojem **n = 2** može primiti $2n^2 = 8$ elektrona. Dakle, još 5 elektrona, koji pridolaze u atome elemenata iza bora, mogu se smjestiti u **L- ljusku**, odnosno u tri **2p – orbitale**. Time nastaju atomi ugljika, dušika, kisika, fluora i neona. Prema tome, njihove su elektronske konfiguracije:

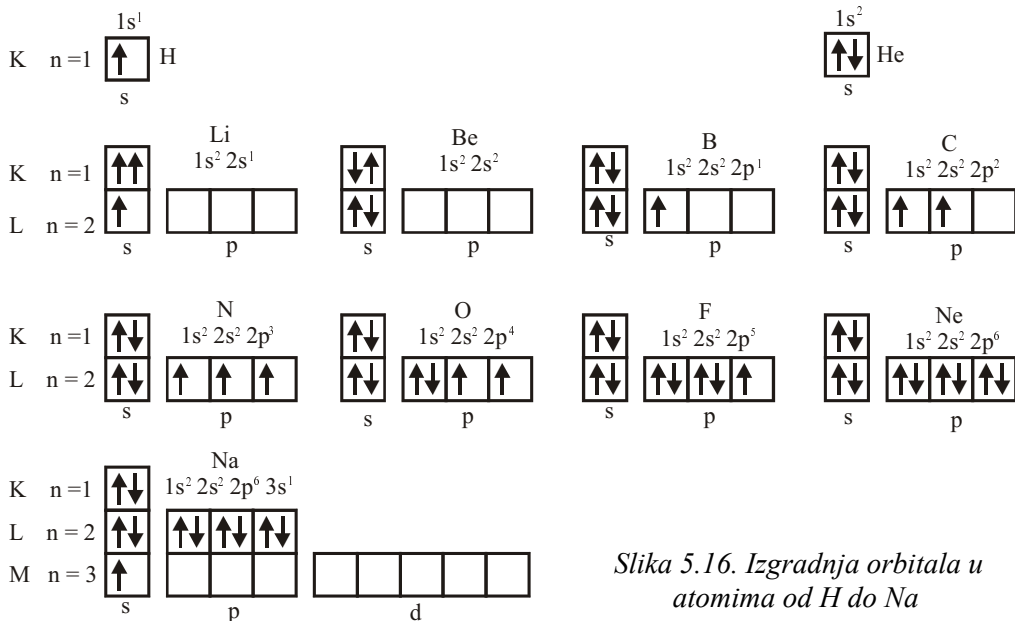


Izgradnju elektronskih ljuski i njihovih orbitala pojedinih elemenata možemo shematski predočiti tako da svaku orbitalu prikažemo kao kvadratić u koji stavljamo elektrone s raznim smjerovima spina. Onda osam elemenata, od Li do Ne imaju strukturu prikazanu na slici 5.16. Naime prema **prvom pravilu Hunda** (njemački fizičar **F. Hund**) elektroni se razmještaju unutar istovrsnih degeneriranih orbitala (na primjer **p – orbitala**) tako da broj nesparenih elektrona s paralelnim spinovima, a time sumarni spinski kutni zamah bude maksimalan (načelo maksimalnog multipliciteta) jer je tada, ukupni oblak naboja elektrona maksimalno raspršen po atomu i atom ima najniže energetske stanje. **Hundovo pravilo** je uglavnom posljedica međusobnog odbijanja elektrona koji zato nastaje ući svaki u svoju orbitalu. Zbog toga, npr., **2 p – orbitale** dušikova atoma nemaju ovakvu konfiguraciju:



nego ovakvim:

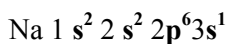




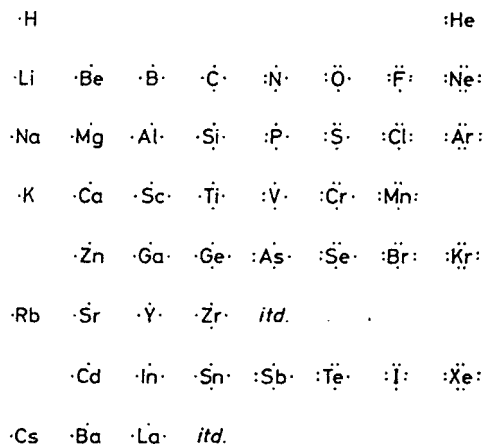
Slika 5.16. Izgradnja orbitala u atomima od H do Na

Drugi, mnogo jednostavniji, no zato ne tako podroban način označavanja elektronske strukture dao je američki kemičar **G.N. Lewis**. Njegovo označavanje odnosi se samo na posljednju vanjsku ljusku, kao i na elektrone koji popunjavanju preposljednju ljusku (slika 5.17.) Elektron se prikazuje kao tačkica.

Prema tome, neonom je popunjena **L – ljusku** i novi elektron u atomu **natrija** koji ima 11 elektrona, mora prema **Paulijevom principu** u novu **M – ljusku**. Ona može primiti $2 \cdot 3^2 = 18$ elektrona raspodijeljenih u jednu **3s – orbitalu**, tri **3p – orbitale** i pet **d – orbitale**, u svakoj po 2 elektrona s obrnutim spino-vima. Prema tome je elektronska konfiguracija natrijeva atoma (vidi sliku 5.16):

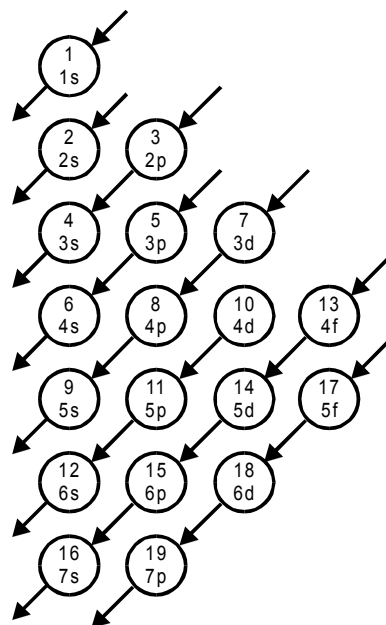


Iza popunjenih **3s** i **3p – orbitala** u **M – ljusci** novi pridošli elektron u slijedećem elementu **kaliju** ne ulazi u **3d – orbitalu M – ljuske**, već u **4s – orbitalu N – ljuske**. Razlog ovom **preskakanju orbitala**, jeste taj što je energetska razlika između **3d – orbitale** i **4s – orbitale** veća od razlike između **3d – orbitale** i **3p – orbitale**.

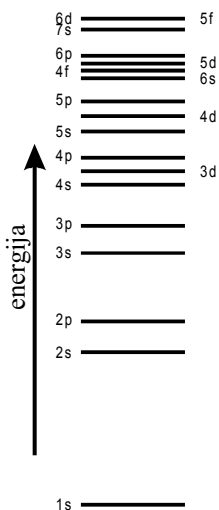


Slika 5.17. Lewisovi simboli

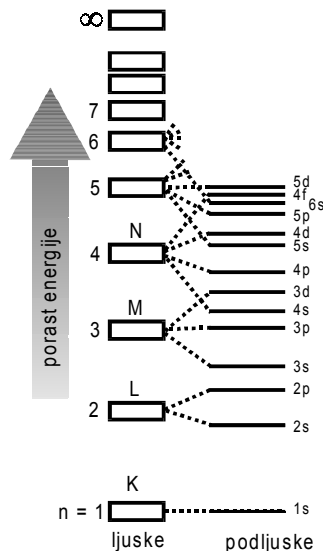
4s – orbitale (efekat prodiranja) tako da se ona prije popuni elektronima. Naime, 4s – orbitala ima veću vrijednost radijalne gustoće ($4\pi r^2 \psi^2$) u blizini jezgre nego 3d – orbitale. Drugim riječima, 4s – orbitala može efektivnije prodirati u prostor koji je zasjenjen unutrašnjim elektronima nego što to mogu 3d – orbitale. Posljedica toga je da 4s – orbitala ima nižu energiju od 3d – orbitala i elektroni je prije popunjavaju. No, kako su energetske nivoe 4p – orbitala opet viši od energetskih nivoe 3d – orbitale, to se, pošto se popune 4s – orbitale najprije popunjavaju 3d – orbitale a tek nakon tih 4p – orbitale. Takva preskakanja orbitala zbog energetskih razloga redovito su dalje kod još težih atoma. Red popunjavanja orbitala u atomu može se prikazati i empiričkom shemom (pravilo dijagonala), koja se temelji na spektroskopskim podacima i dana je na slici 5.18.



Slika 5.18. Shema popunjavanja orbitala u atomu



Slika 5.19. Relativne energije atomskih orbitala u višeelektronskim atomima

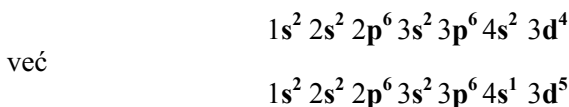


Slika 5.20. Shematski prikaz međusobnog odnosa energetskih nivoe i njihovo označavanje u višeelektronskom atomu. Elektroni u elektronskom omotaču atoma u stabilnom stanju zauzimaju najniže moguće energetske nivoe.

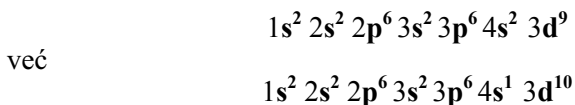
Pregledana shema relativnih energetske nivoa atomskih orbitala prikazana je na slici 5.19.

Iz dijagrama vidimo (a to je u skladu sa spektrima) da je s porastom kvantnog stanja razlika energija odgovarajućih orbitala sve manja, što je logična posljedica porasta pozitivnog naboja jezgre. Tako je razlika energija između 4s i 3s – **orbitale** manja nego između 3s i 2s – **orbitale**. Ta razlika još je manja između s i d – **orbitale**, a pogotovo između d- i f – **orbitala** u višim kvantnim nivoima. To je vrlo važno jer atom može imati i razne elektronske konfiguracije koje su energetski vrlo blizu.

Imajući sve to na umu, a na temelju rezultata spektroskopskih istraživanja prikazan je u tablici 5.1. princip **izgradnje atomskih orbitala elemenata**. Vidimo da kod nekih elemenata ne dolazi do “normalnog” popunjavanja atomskih orbitala prema dijagramu energetske nivoa orbitala (slika 5.16. i 5.17.); Cr, Cu, Nb do Ag, La, Gd, Lu, Ir, Pt, Au, Ac,Th, Pa, U, Cm, Bk. Tako, npr. atom **Cr** nema elektronsku konfiguraciju “normalne” izgradnje



Isto vrijedi i za atom **Cu**, koji nema elektronsku konfiguraciju:



Takve «anomalije» izazvane su već navedenom stabilnošću do polovice popunjenih degeneriranih orbitala (svi su spinovi paralelni) i potpuno popunjenih orbitala (svi su spinovi spareni) npr. $3d^5$ kod **Cr** i $3d^{10}$ kod **Cu**.

Usporedimo li sada izgradnju atomske orbitale atoma elementa (vidi tablicu 5.1.) s poretком elemenata u periodnom sistemu vidimo da:

1. perioda sadrži 2 elementa, koji izgrađuju **K – ljusku**, odnosno 1s – **orbitalu**;
2. perioda sadrži 8 elementa, koji izgrađuju **L–ljusku**, odnosno 2s i 2p-**orbitale**;
3. perioda sadrži 8 elementa, koji izgrađuju **M–ljusku**, odnosno 3s i 3p-**orbitale**;
4. perioda sadrži 18 elementa, koji izgrađuju **N–ljusku**, i nedovršenu **M–ljusku**, tj. 4s i 3d i 4p-**orbitale**;
5. perioda sadrži 18 elementa, koji izgrađuju **O– ljusku**, i nedovršenu **N- ljusku** tj. 5s, 4d i 5p-**orbitale**;
6. perioda sadrži 32 elementa, koji izgrađuju **P – ljusku** i nedovršenu **N i O – ljusku** tj. 6s, 4f, 5d i 6p – **orbitale**;
7. perioda je nedovršena i sadrži 17(20) elemenata, koji izgrađuju **Q - ljusku** i nedovršene **P i O - ljusku** tj. 7s, 6d i 5f - **orbitale**.

Tablica 5.1. Elektronske konfiguracije atoma (u plinovitom stanju)

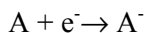
| Atomski broj | Element | Elektronska konfiguracija | Atomski broj | Element | Elektronska konfiguracija |
|--------------|---------|--|--------------|---------|---|
| 1 | H | 1s ¹ | 55 | Cs | (Xe) 6s ¹ |
| 2 | He | 1s ² | 56 | Ba | - 6s ² |
| 3 | Li | (He) 2s ¹ | 57 | La | - 5d ¹ 6s ² |
| 4 | Be | - 2s ² | 58 | Ce | - 4f ¹ 5d ¹ 6s ² |
| 5 | B | - 2s ² 2p ¹ | 59 | Pr | - 4f ³ 6s ² |
| 6 | C | - 2s ² 2p ² | 60 | Nd | - 4f ⁴ 6s ² |
| 7 | N | - 2s ² 2p ³ | 61 | Pm | - 4f ⁶ 6s ² |
| 8 | O | - 2s ² 2p ⁴ | 62 | Sm | - 4f ⁶ 6s ² |
| 9 | F | - 2s ² 2p ⁵ | 63 | Eu | - 4f ⁷ 6s ² |
| 10 | Ne | - 2s ² 2p ⁶ | 64 | Gd | - 4f ⁷ 5d ¹ 6s ² |
| 11 | Na | (Ne) 3s ¹ | 65 | Tb | - 4f ⁹ 6s ² |
| 12 | Mg | - 3s ² | 66 | Dy | - 4f ¹⁰ 6s ² |
| 13 | Al | - 3s ² 3p ¹ | 67 | Ho | - 4f ¹¹ 6s ² |
| 14 | Si | - 3s ² 3p ² | 68 | Er | - 4f ¹² 6s ² |
| 15 | P | - 3s ² 3p ³ | 69 | Tm | - 4f ¹³ 6s ² |
| 16 | S | - 3s ² 3p ⁴ | 70 | Yb | - 4f ¹⁴ 6s ² |
| 17 | Cl | - 3s ² 3p ⁵ | 71 | Lu | - 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² |
| 18 | Ar | - 3s ² 3p ⁶ | 72 | Hf | - 4f ¹⁴ 5d ² 6s ² |
| 19 | K | (Ar) 4s ¹ | 73 | Ta | - 4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² |
| 20 | Ca | - 4s ² | 74 | W | - 4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² |
| 21 | Sc | - 3d ¹ 4s ² | 75 | Re | - 4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² |
| 22 | Ti | - 3d ² 4s ² | 76 | Os | - 4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² |
| 23 | V | - 3d ³ 4s ² | 77 | Ir | - 4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² |
| 24 | Cr | - 3d ⁵ 4s ¹ | 78 | Pt | - 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ² |
| 25 | Mn | - 3d ⁵ 4s ² | 79 | Au | - 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ |
| 26 | Fe | - 3d ⁶ 4s ² | 80 | Hg | - 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² |
| 27 | Co | - 3d ⁷ 4s ² | 81 | Tl | - 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹ |
| 28 | Ni | - 3d ⁸ 4s ² | 82 | Pb | - 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² |
| 29 | Cu | - 3d ¹⁰ 4s ¹ | 83 | Bi | - 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ |
| 30 | Zn | - 3d ¹⁰ 4s ² | 84 | Po | - 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ |
| 31 | Ga | - 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ | 85 | At | - 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ |
| 32 | Ge | - 3d ¹⁰ 4s ² 4p ² | 86 | Rn | - 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ |
| 33 | As | - 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ | 87 | Fr | (Rn) 7s ¹ |
| 34 | Se | - 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ | 88 | Ra | - 7s ² |
| 35 | Br | - 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ | 89 | Ac | - 6d ¹ 7s ² |
| 36 | Kr | - 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ | 90 | Th | - 6d ² 7s ² |
| 37 | Rb | (Kr) 5s ¹ | 91 | Pa | - 5f ² 6d ¹ 7s ² |
| 38 | Sr | - 5s ² | 92 | U | - 5f ³ 6d ¹ 7s ² |
| 39 | Y | - 4d ¹ 5s ² | 93 | Np | - 5f ⁴ 6d ¹ 7s ² |
| 40 | Zr | - 4d ² 5s ² | 94 | Pu | - 5f ⁶ 7s ² |
| 41 | Nb | - 4d ⁴ 5s ¹ | 95 | Am | - 5f ⁷ 7s ² |
| 42 | Mo | - 4d ⁵ 5s ¹ | 94 | Cm | - 5f ⁷ 6d ¹ 7s ² |
| 43 | Tc | - 4d ⁵ 5s ² | 97 | Bk | - 5f ⁹ 7s ² |
| 44 | Ru | - 4d ⁷ 5s ¹ | 98 | Cf | - 5f ¹⁰ 7s ² |
| 45 | Rh | - 4d ⁸ 5s ¹ | 99 | Es | - 5f ¹¹ 7s ² |
| 46 | Pd | - 4d ¹⁰ | 100 | Fm | - 5f ¹² 7s ² |
| 47 | Ag | - 4d ¹⁰ 5s ¹ | 101 | Md | - 5f ¹³ 7s ² |
| 48 | Cd | - 4d ¹⁰ 5s ² | 102 | No | - 5f ¹⁴ 7s ² |
| 49 | In | - 4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹ | 103 | Lr | - 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² |
| 50 | Sn | - 4d ¹⁰ 5s ² 5p ² | 104 | Unq | - 5f ¹⁴ 6d ² 7s ² |
| 51 | Sb | - 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ | 105 | Unp | - 5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² |
| 52 | Te | - 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ | 106 | Unh | - 5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² |
| 53 | I | - 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ | 107 | Uns | - 5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² |
| 54 | Xe | - 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ | 108 | Uno | - 5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ² |
| - | - | - | 109 | Une | - 5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² |

Vidimo, dakle, da struktura periodnog sistema ovisi o elektronskoj konfiguraciji atoma elementa. Zbog toga su i sve zakonitosti u periodnom sistemu rezultat elektronske konfiguracije atoma. Izgradnjom pojedinih elektronskih ljuski nastaju atomi elemenata, slične elektronske konfiguracije kao i u prethodnoj ljusci, što dovodi do periodičnosti svojstava tvari koje izgrađuju. To, ipak, znači da **svojstva atoma, a time i čistih tvari, uglavnom ovise o elektronskoj konfiguraciji vanjske ljuske**. Elementi kojih atomi imaju elektronsku konfiguraciju vanjske ljuske istu, a razlikuju se samo po elektronskoj konfiguraciji unutarnjih ljusaka, tj. **prijelazni elementi**, a pogotovu unutarnji prijelazni elementi, vrlo malo se međusobno razlikuju. S tog gledišta možemo **podijeliti elemente u periodnom sistemu, kako smo već rekli, na plemenite plinove, glavne elemente, prijelazne elemente i unutarnje prijelazne elemente**.

Osim helija, čiji atom ima elektronsku konfiguraciju $1s^2$, **atomi plemenitih plinova** imaju u najvišem energetskom nivou elektronsku konfiguraciju $ns^2 np^6$. Drugim riječima, atomi svih plemenitih plinova, osim helija imaju u vanjskoj ljusci osam elektrona ili tzv. **oktet**, tj. 4 para elektrona (od po 2 elektrona s obratnim spinovima). Ukupno je u atomima plemenitih plinova 2, 10, 18, 36, 54 i 86 elektrona. Kako su atomi plemenitih plinova vrlo stabilni, sigurno je uzrok toj stabilnosti u spomenutim karakterističnim elektronskim konfiguracijama. Zbog toga elektronske strukture od 2, 10, 18, 36, 54 i 86 elektrona, kao i oktet nazivamo općenito i kod drugih atoma **elektronskim strukturama plemenitih plinova**. Ta stabilnost elektronskih konfiguracija atoma plemenitih plinova uzrokovana je **sferosimetričnim prostorom vjerojatnosti** elektrona oko jezgre. Velika stabilnost atoma plemenitih plinova najbolje se vidi po njihovim **velikim energijama ionizacije**, koje su potrebne da se elektron ukloni iz atoma, tj. energije koje se apsorbiraju tijekom reakcije:



Stoga atomi plemenitih plinova ne mogu vezati elektron prema ovoj reakciji:



Drugim riječima je **elektronski afinitet**, tj. energija oslobođena pri vezivanju elektrona, nula kod atoma plemenitih plinova.

Atomi glavnih elemenata, odnosno elemenata glavnih skupina popunjavaju u najvišem energetskom nivou **s – orbitale** ili **p – orbitale** počevši ns^1 do $ns^2 np^6$, dok su prisutni niži energetski nivoi popunjeni. Zato elemente glavnih skupina nazivamo još **s-elementima** i **p – elementima**.

Atomi prijelaznih elemenata popunjavaju **d – orbitale** od prethodne ljuske, dakle od $(n - 1)d^1$ do $(n - 1)d^{10}$. Zbog toga ih nazivamo **d – elementima**. Prema ovoj definiciji

i elektronskoj konfiguraciji (tablica 5.1.) Zn, Cd i Hg nisu prijelazni elementi jer su *d – orbitale* već popunjene kod Cu, Ag i Au. Međutim, često se i Zn, Cd i Hg svrstavaju među prijelazne elemente. U tom se slučaju djelomično mijenja navedena definicija glavnih elemenata tako da su to i oni elementi čiji atomi popunjavaju *ns – orbitale* uz nepopunjene *(n - 1)d – orbitale*. Na taj način Zn, Cd i Hg su prijelazni elementi.

Atomi unutrašnjih prijelaznih elemenata (lantanidi i aktinidi) imaju uz nepopunjene niže *d – orbitale* također i nepopunjene niže *f- orbitale*, te popunjavaju **4f- orbitale** (14 lantanida) i **5f- orbitala** (14 aktinida), dakle od $(n - 2)f^f$ do $(n - 2)p^{14}$. Prema tome oni su prijelazni elementi prijelaznih elemenata, te se stoga nazivaju unutrašnjim *prijelaznim elementima* i *f- elementima*.

PONOVIMO!

Tijekom 18. i prvih desetljeća 19. stoljeća mnogi su istraživači uspjeli prikupiti brojne podatke o svojstvima do tada poznatih kemijskih elemenata i njihovih spojeva. Pri tome su primijetili određene sličnosti kemijskih svojstava među nekim elementima. Tako je već 1817. godine **Johann W. Döbereiner** (1780-1849) profesor kemije u Jeni ustvrdio sličnost grupa elemenata, tzv. **trijada**. Elementi u trijadama pokazuju slična kemijska svojstva. Na primjer, litij, natrij i kalij s vodom burno reagiraju i daju jake baze. Klor, brom i jod daju slične spojeve s natrijem i kalijem itd. **Döbereiner** je i prvi upotrijebio relativnu atomsku masu u pokušaju sistematizacije elemenata.

5.9. Periodni sistem elemenata D.I. Mendeljejeva

Na osnovu predodžbe o nedjeljivosti atoma i nepromjenjivosti njihove mase ruski kemičar **D. I. Mendeljejev** (1834-1907) uočio je vezu između kemijskih svojstava elemenata i njihovih relativnih atomskih masa. Redajući elemente prema porastu relativne atomske mase načinio je nama dobro poznatu tablicu – periodni sistem elementa. Tablica je sadržavala horizontalne nizove, koje zovemo **periode**, i vertikalne stupce, koje zovemo **grupe**. Njegov je sistem elemenata sadržavao samo 63 tada poznata elementa. Na temelju tog sistema elemenata on je predvidio postojanje i svojstva još neotkrivenih elemenata. Djelom **Mendeljejeva** zaokružene su temeljne predodžbe o atomističkoj građi materije.

Mendeljejev je za razliku od drugih istraživača, koji su također redali elemente prema porastu relativnih atomskih masa, uočio **periodni zakon** kojim podliježu svojstva elemenata. On je na osnovu svojstava elemenata koji okružuju pojedino mjesto u tablici predvidio svojstva središnjeg elementa. U to su vrijeme bila poznata samo 63 elementa pa je njegova tablica sadržavala mnoga prazna mjesta.

U jednom članku iz 1871. godine on je predvidio postojanje još jedanaest tada nepoznatih elemenata i s velikom tačnošću predskazao njihova svojstva i svojstva njihovih spojeva. To nesumnjivo daje prednost **Mendeljejevu** pred drugim

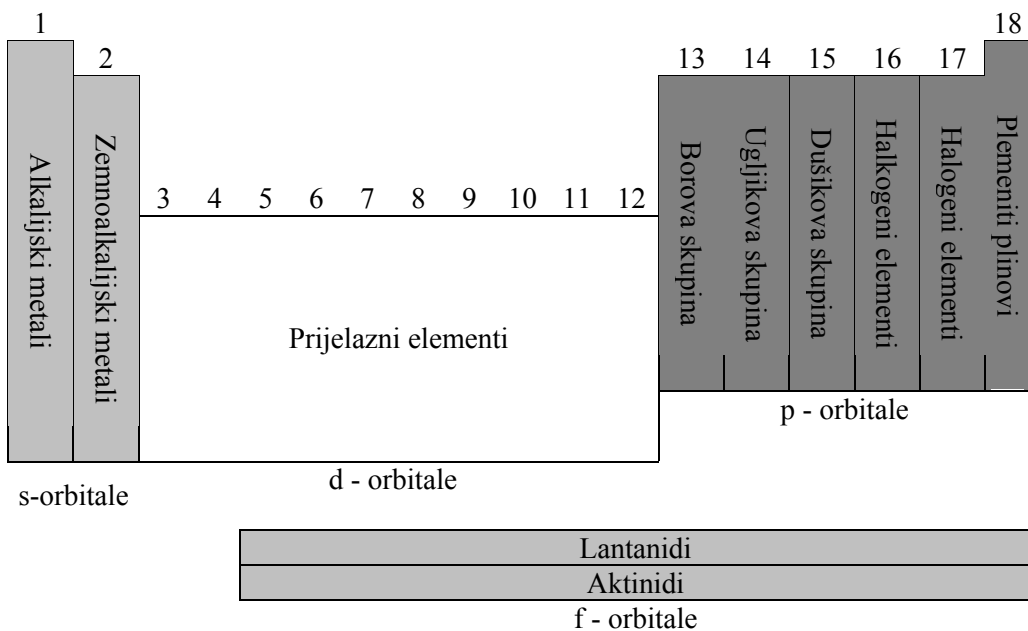
istraživačima koji su u to doba načinili slične tablice ali nisu uočili zakonitost periodičnog ponavljanja svojstava elemenata. On je ispravio netačno određene relativne atomske mase nekih elemenata i smjestio ih na pravo mjesto na temelju njihovih kemijskih svojstava, a ne pukog redanja elemenata prema porastu mase.

Elementi su poredani po atomskom broju, a ne po relativnoj atomskoj masi. Dakle, još jednom, horizontalne redove zovemo *periode*, a vertikalne stupce zovemo *grupe*. Grupe sadrže elemente sličnih kemijskih svojstava. Unutar periode kemijska svojstva se bitno mijenjaju od elementa do elementa.

Grupe su prema preporuci Međunarodne unije za čistu i primijenjenu kemiju (*International Union of Pure and Applied Chemistry, IUPAC*) označene arapskim brojevima od 1 do 18.

Elemente unutar periodnog sistema elemenata dijelimo, na osnovu njihovih svojstava, na *metale*, *polumetale* i *nemetale*.

Polumetali su; B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po i At. Elementi koji leže lijevo od polumetala su *metali*, a desno su *nemetali*. Ta je podjela samo orijentaciona, jer mnogi od elemenata koji leže uz ovu granicu istovremeno pokazuju i metalna i nemetalna svojstva. Najreaktivniji metali nalaze se u donjem lijevom uglu periodnog sistema. Cezij je najreaktivniji metal koji se javlja u prirodi. Nasuprot njemu najreaktivniji nemetal je fluor u desnom gornjem uglu periodnog sistema. Plemenite plinove izdvajamo u posebnu grupu zbog njihove kemijske inertnosti.



Slika 5.21. Nazivi pojedinih skupina elemenata u periodnom sistemu

Pojedine grupe elemenata imaju zasebne nazive. Tako se svi elementi 1 grupe zovu **alkalijski metali**. To su Li, Na, K, Rb, Cs i Fr, a naziv su dobili po tome što čine jake baze (**alkalije**, **arapski al kali = pepeo**). Elementi 2. grupe, Be, Mg, Ca, Sr, Ba i Ra zovu se **zemnoalkalijski metali**; jer su to metali koji ulaze u sastav zemlje, odnosno minerala i stijena, a također čine baze (alkalije). Elementi od 3. do 11. grupe su **prijelazni metali**. Za elemente 12. grupe kažemo **cinkova**, a 13. grupe kažemo **borova grupa** elemenata, prema prvom elementu u grupi. Po istom se načelu 14. i 15. grupa zovu **ugljikova i dušikova** grupa elemenata. Elemente 16. grupe zovemo **halkogeni elementi** (**grčki: chalkos = legura ili slitina bakra i cinka + genesis = rod**) jer čine rude bakra i cinka. Legura bakra i cinka u nas je poznata pod nazivom mjed ili mesing. Elemente 17 grupe zovemo **halogeni elementi** jer oni sa svim metalima čine soli (**grčki: hals = sol + genesis = rod**). Posljednju 18. grupu čine **inertni ili plemeniti plinovi**. Nazivi grupa elemenata dati su na slici 5.21. Naziv plemeniti plinovi dobili su zato što se pri uobičajenim uvjetima ne spajaju niti sa jednim elementom, a plinovi zato što su pri uobičajenim uvjetima u plinovitom stanju.

Periode sadrže različit broj elemenata. Unutar šeste, odnosno vrlo duge periode, koja uključuje 32 elementa, iza lantana dolazi posebna grupa od 14 elemenata po kemijskim svojstvima "nalik lantanu" pa se nazivaju **lantanidi**. Sam lantan ne bi trebao pripadati toj grupi, ali je u skladu s vrlo raširenom praksom i on svrstan u grupu lantanida. I sedma perioda iza aktinija uključuje grupu od 14 elemenata "nalik aktiniju" koji se nazivaju **aktinidi**. I aktinij se svrstava među aktinide. Lantanidi i aktinidi, iz čisto grafičkih razloga, izdvajaju se na dno tablice periodnog sistema elemenata. Po svojim kemijskim i fizičkim svojstvima lantanidi i aktinidi su metali.

Otkriće svakog od elemenata koji nisu bili poznati u doba kada je **Mendeljejev** načinio svoj periodni sistem elemenata ima vrlo zanimljivu povijest. Uzmimo kao primjer plemenite plinove.

Helij (**grčki helios = sunce**) je otkriven na Suncu spektroskopijom, prije nego je dokazano njegovo postojanje na Zemlji. Poslije vodika to je element kojeg ima najviše u svemiru. Glavni izvor helija na Zemlji su ležišta zemnog plina. Koristi se kao sredstvo za hlađenje pri temperaturama bliskoj apsolutnoj nuli. Tačka ključanja mu je pri 4K. Astronauti i podvodni ronionci udišu smjesu kisika i helija jer se helij manje rastvara u krvi od dušika pa se zato smanjuju problemi s dekompresijom.

Argon (**grčki argos = lijen**) nazvan je tako zbog njegove kemijske inertnosti. Kasnije je izolirano još četiri inertna plina, **helij, neon, kripton i ksenon**. **Argonom i kriptonom** (**grčki krypto = skriven**) se pune žarulje da se spriječi oksidacija žarne niti. Najviše argona troši se pri različitim postupcima zavarivanja metala. Teži je od zraka. **Neon** (**grčki neos = nov**) se koristi za svjetleće reklame. Kada se kroz razrijeđeni **ksenon** (**grčki xenos = stranac**) propusti električna struja on svijetli intenzivnom bijelom svjetlošću. To se njegovo svojstvo iskorištava u različitim vrstama bljeskalica za signalizaciju u cestovnom i avionskom prometu i za fotografiju.

Zbog njihove nulte valentnosti oni su činili tzv. nultu grupu periodnog sistema, iza halogenih elemenata, a prije alkalijskih metala.

Plemeniti plin *radon* je radioaktivan, a nastaje kao produkt radioaktivnog raspada urana-238. Najviše radona ima u okolini rudnika i ležišta urana i fosfora. Fosforne rude sadrže natprosječne koncentracije urana.

Danas poznajemo i svojstva nekih elemenata kojih nema u prirodi. Načinjeni su u istraživačkim laboratorijima. Svi su oni od reda radioaktivni i zato ih u prirodi nema. Neki od njih su, kao *tehnecij*, na primjer, našli primjenu u medicini, a *plutoniju* pripada neslavna uloga nuklearnog oružja.

5.10. Periodni sistem elemenata i elektronska konfiguracija atoma

Nakon što je *Mendeljejev* otkrio prirodnu zakonitost po kojoj se periodički ponavljaju svojstva elemenata načinjeno je preko stotinu različitih prikaza i oblika periodnog sistema elemenata. Ti prikazi ne donose ništa novo, već samo bolje ili lošije ističu neko od svojstava elemenata.

Saznanja o građi atoma pokazala su da periodni sistem elemenata upravo održava elektronsku konfiguraciju atoma. To je jasno vidljivo iz upotrebe suvremenog periodnog sistema elemenata i elektronskih konfiguracija osnovnih stanja atoma.

U istoj grupi periodnog sistema elemenata nalaze se elementi sličnih kemijskih svojstava, tj.- oni elementi koji imaju jednake elektronske konfiguracije posljednje ljuske. Na primjer, svi elementi ***1. grupe, odnosno alkalijski metali, imaju u posljednjoj ljusci po jedan elektron.*** Jednaka elektronska konfiguracija posljednje ljuske određuje sličnost svojstava tih elemenata. Svi su oni mekani metali, niske tačke topljenja, lako se oksidiraju na zraku, a s vodom burno reagiraju istiskujući vodik pri čemu nastaju baze. Sve su to jake baze analognog kemijskog sastava: LiOH, NaOH, KOH i dr. Alkalijski metali s halogenim elementima čine slične soli, na primjer, LiF, NaF, KF, LiCl, NaCl, KCl i dr.

Poznavanje kompletne elektronske konfiguracije atoma za kemičara nije bitno jer u kemijskim reakcijama sudjeluju samo elektroni vanjske, ili valentne ljuske. Konfiguracija valentne ljuske elemenata može se očitati iz periodnog sistema elemenata.

Atomi svih elemenata ***2. grupe, tzv. zemnoalkalijski metali,*** imaju u posljednjoj ljusci dva elektrona i zato međusobno slična svojstva. S vodom reagiraju manje burno od alkalijskih metala, ali također istiskuju vodik i čine baze analognog sastava: Mg(OH)₂, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂, a s halogenim elementima soli, npr. MgCl₂, CaCl₂, SrCl₂, BaCl₂ i dr.

Sličnost kemijskih svojstava, koja je uvjetovana jednakom elektronskom konfiguracijom posljednje ljuske, mogla bi se pokazati i na elementima ostalih grupa u periodnom sistemu elemenata. Vrlo su karakteristična svojstva elemenata **18. grupe, helija, neona, argona, kripton, ksenona i radona**. Ti su elementi, **plemeniti plinovi**, pri uobičajenim uvjetima ne spajaju se međusobno ni s drugim elementima. Takva svojstva uvjetuje neobično stabilna elektronska konfiguracija posljednje ljuske koja sadrži 8 elektrona, osim helija koji jedini ima dva elektrona u posljednjoj ljusci.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----|---|----|--|--|--|----|----|--|--|--|--|----|----|----|----|----|----|--|
| 1 | | | | | | | | | | | | | | | | | 18 | |
| 1s | 2 | | | | | | | | | | | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 1s | |
| 2s | | | | | | | | | | | | | | 2p | | | | |
| 3s | | | | | | | | | | | | | | 3p | | | | |
| 4s | | | | | | 3d | | | | | | | | 4p | | | | |
| 5s | | | | | | 4d | | | | | | | | 5p | | | | |
| 6s | | | | | | 5d | | | | | | | | 6p | | | | |
| 7s | | | | | | 6d | | | | | | | | | | | | |
| | | La | | | | | 4f | | | | | | | | | | | |
| | | Ac | | | | | 5f | | | | | | | | | | | |

Slika 5.22. Elektronska konfiguracija i periodni sistem elemenata. Uočite da se unutar periode ($n + 1$) s orbitala popunjava prije nd orbitale

Nova perioda u periodnom sistemu elemenata započinje kad se počne popunjavati nova ljuska. Prema tome, **pojedina perioda sadrži elemente s jednakim brojem ljusaka**. Kako prva ljuska može primiti samo dva elektrona, to će i prva perioda sadržavati samo dva elementa, vodik i helij. Druga ljuska može primiti 8 elektrona pa druga perioda sadrži 8 elemenata i završava s plemenitim plinom neonom.

Prema redosljedu popunjavanja ljusaka i podljusaka (slika 5.18. i 5.22.) slijedi da se u trećoj ljusci najprije popuni $3s$ i $3p$ – **podljuska (orbitala)**, a zatim slijedi popunjavanje $4s$ **podljuske**. Zato treća perioda također sadrži 8 elemenata.

Nakon što se popuni $4s$ **podljuska** (kalij i kalcij), slijedi popunjavanje $3d$ – **podljuske**, koja može primiti 10 elektrona. Slijedećih 10 elemenata ima svaki po d – **elektron** više. Elementi s djelomično popunjenim d – **podljuskama** nazivaju se **prijelazni**

metali. Pošto se $3d$ – **podljuska** ispuni slijedi popunjavanje $4p$ – **podljuske**, koja ima 6 elektrona, pa prema tome četvrta perioda sadrži 18 elemenata.

Peta perioda, također, sadrži 18 elemenata jer pošto se ispuni $5s$ – **podljuska**, slijedi popunjavanje $4d$ – **podljuske** i $5p$ –**podljuske** .

U šestoj periodi nalaze se elementi u čijim se atomima, pošto bude popunjena $6s$ – **podljuska**, popunjava $4f$ – **podljuska** koja prima 14 elektrona, a zatim $5d$ – **podljuska** i napokon $6p$ – **podljuska**. Šesta perioda zato sadrži 14 elemenata više, odnosno 32 elementa. Tih četrnaest elemenata, u čijim se atomima ispunjava $4f$ – **podljuska**, nazivamo **lantanoidi**. Sličnih su kemijskih svojstava zato što elektroni $4f$ – **podljuske** malo utječu na njihova kemijska svojstva.

Sedma perioda nije potpuno ispunjena elementima. Nakon **francija i radija** slijedi 14 elemenata, **tzv. aktinida** u čijim se atomima ispunjava $5f$ – **podljuska**. Iza aktinida slijede elementi kod kojih se ispunjava $6d$ – **podljuska**. Prema tome sedma perioda mogla bi sadržavati 32 elementa, tj. elemente s atomskim brojevima od 87 do 118, kad bi oni svi bili poznati.

Cink, kadmij i živu ne svrstavamo u prijelazne metale zato što imaju popunjenu d – **podljusku** koja sadrži 10 elektrona.

Elektronske konfiguracije nekih prijelaznih metala, lantanida i aktinida pokazuju odstupanja od očekivanog redosljeda što je u vezi s većom stabilnošću polupopunjenih d i f – **podljuska**, koje sadrže 5, odnosno 7 nesparenih elektrona. Tablica 5.2. prikazuje redosljed popunjavanja orbitala.

Tablica 5.2. Redosljed popunjavanja orbitala

| Broj ljuske (n) | Oznaka ljuske | Vrsta orbitala | Broj elektrona u orbitalama | Mogući broj elektrona u ljusci |
|-----------------|----------------------|----------------|-----------------------------|--------------------------------|
| 1 | K | 1s | 2 | 2 |
| 2 | L | 2s, 2p | 2+6 | 8 |
| 3 | M | 3s, 3p | 2+6 | 8 |
| 4 | N i nedovršena M | 4s, 3d, 4p | 2+10+6 | 18 |
| 5 | O i nedovršena N | 5s, 4d, 5p | 2+10+6 | 18 |
| 6 | P i nedovršene N i O | 6s, 4f, 5d, 6p | 2+14+10+6 | 32 |
| 7 | Q i nedovršene O i P | 7s, 5f, 6d | 2+10+14 | 26 (do sada otkriveno 20) |

Primjeri:

1. *Koliko se protona, neutrona i elektrona nalazi u atomu rutenija $^{101}_{44}\text{Ru}$?*

Iz zadnjih podataka vidi se da je atomski broj Z za rutenij 44, a maseni broj A je 101. Znamo da atomski broj Z označava broj protona i elektrona u atomu, dakle atom rutenija ima 44 protona i 44 elektrona

$$\begin{aligned}Z(\text{Ru}) &= 44 \\A(\text{Ru}) &= 101\end{aligned}$$

Jednostavnije to možemo pisati ovako:

$$\begin{aligned}N(\text{p}) &= 44 \\N(\text{e}) &= 44\end{aligned}$$

Maseni broj A jednak je zbroju protona i neutrona u atomskoj jezgri. Broj neutrona u jezgri rutenija izračunat ćemo pomoću

$$\begin{aligned}A &= N(\text{p}) + N(\text{n}) \\N(\text{n}) &= A - N(\text{p}) \\N(\text{n}) &= A - Z \\N(\text{n}) &= 101 - 44 \\N(\text{n}) &= 57\end{aligned}$$

Broj neutrona za atom rutenija je: 57

2. a) *Navedi sve podatke koje daje atomski broj nekog elementa!*

b) *Kakve podatke možeš dati za atom koji ima 15 elektrona?*

Odgovor:

a) Iz atomskog broja elementa može se odmah odrediti broj protona i broj elektrona u atomu, zato što broj Z označuje broj protona i broj elektrona u atomu nekog elementa.

$$Z = N(\text{p}) = N(\text{e})$$

b) Ako atom ima 15 elektrona mora imati i 15 protona u jezgri. Budući da broj protona i elektrona označuje atomski broj Z , atom tog elementa imat će atomski broj 15

$$Z(\text{x}) = N(\text{p}) = 15$$

Dakle, ako atom ima 15 elektrona, znači da ima i 15 protona u jezgri i da mu je atomski broj 15.

3. *Mogu li atomi istog elementa imati:*

a) **različit broj protona**

- b) različit broj neutrona**
- c) različit maseni broj**
- d) različit broj elektrona**

Odgovor:

- a) Atomi istog elementa imaju uvijek isti broj protona
- b) Mogu imati različit broj neutrona ako se radi o izotopima
- c) Različit broj neutrona uvjetuje i različit maseni broj
- d) Atomi istog elementa uvijek imaju isti broj elektrona

4. Odredi maseni broj:

- a) berilija, Be, sa 5 neutrona u jezgri**
- b) titana, Ti, sa 26 neutrona u jezgri**
- c) galija, Ga, sa 39 neutrona u jezgri**

Odgovor:

- a) Maseni broj berilija, Be, jednak je zbroju protona i neutrona u atomskoj jezgri. Atomski broj Z za berilij čitamo iz periodnog sistema elemenata i on iznosi:

$$A(\text{Be}) = N(\text{p}) + N(\text{n})$$

$$Z(\text{Be}) = 4$$

Znamo da broj protona odgovara atomskom broju berilija

$$N(\text{p}) = Z(\text{Be})$$

Maseni broj A za berilij je:

$$A(\text{Be}) = Z(\text{Be}) + N(\text{n})$$

$$A = 4 + 5 = 9$$

- b) Maseni broj A za titan, Ti, izračunat ćemo pomoću izraza:

$$A(\text{Ti}) = N(\text{p}) + N(\text{n})$$

$$N(\text{p}) = Z(\text{Ti})$$

$$A(\text{Ti}) = Z(\text{Ti}) + N(\text{n})$$

$$A(\text{Ti}) = 22 + 26 = 48$$

- c) Maseni broj A za galij, Ga, izračunat ćemo kao što smo računali masene brojeve u primjerima a) i b):

$$A(\text{Ga}) = N(\text{p}) + N(\text{n})$$

$$N(\text{p}) = Z(\text{Ga})$$

$$A(\text{Ga}) = Z(\text{Ga}) + N(\text{n})$$

$$A(\text{Ga}) = 31 + 39 = 70$$

$$A(\text{X}) = 131$$

$$N(\text{n}) = 77$$

$$N(\text{p}) = A(\text{x}) - N(\text{n})$$

$$N(\text{p}) = 131 - 77 = 54$$

5. Neki izotop elementa X ima maseni broj $A = 131$, i sadrži 77 neutrona. Izračunaj broj protona, broj elektrona tog izotopa i napiši simbol tog elementa.

Znamo da maseni broj A označava broj protona i broj neutrona u atomskoj jezgri

Za izotop elementa X zadan je maseni broj A i broj neutrona

Broj protona izračunat ćemo pomoću zadanih podataka

Kako je broj protona jednak broju elektrona, izotop elementa X imat će i 54 elektrona

Broj protona i broj elektrona označava atomski broj Z , pa je atomski broj Z elementa X.

$$Z(X) = 54$$

Iz tablice periodnog sistema vidimo da je element X s atomskim brojem $Z(X) = 54$ element ksenon, Xe.

Znači: u zadanom atomu $N(p) = N(e) = 54$, a znak elementa je ${}^{131}_{54}\text{Xe}$.

6. Neki izotop elementa X ima 19 elektrona i maseni broj $A(X) = 40$. Izračunaj broj neutrona u atomu tog izotopa i odgovori o kojem se elementu radi.

Atomi izotopa elementa X sadrže 19 elektrona i isti broj protona

$$N(e) = 19$$

$$N(p) = 19$$

Znamo da je broj protona i broj elektrona jednak atomskom broju Z

$$Z(x) = 19$$

Element atomskog broja $Z = 19$ u tablici periodnog sistema elemenata jeste kalij, K.

Broj neutrona za atom izotopa elementa masenog broja $A = 40$ izračunat ćemo pomoću izraza:

Odgovor: U atomu zadanog elementa ima 19 protona, a toliko mu je i atomski broj. Taj broj

$$A(x) = 40$$

$$Z(x) = 19$$

$$N(p) = 19$$

odgovara kaliju. U jezgri zadanog atoma kalija nalazi se 21 neutron

7. Maseni broj A za neki element X je 1. Atomski broj Z tog istog elementa je također 1. U jezgri tog atoma nalazi se jedan proton, a u jezgri nema neutrona, a nema ni elektrona u elektronskom omotaču. Napiši znak za tu česticu.

U zadatku su zadani podaci: maseni broj elementa x , atomski broj elementa x i podatak da se u njegovoj jezgri nalazi 1 proton. Iz tablice periodnog sistema elemenata vidimo da se radi o atomu vodika koji je izgubio elektron.

Budući da je nabojni broj protona $1+$, simbol te čestice je H^+ .

8. Atomski broj elementa x je 11, čestica sadrži 10 elektrona. Napiši znak te čestice!

Atomski broj elementa x je 11, što znači da čestica sadrži 11 protona

$$Z(x) = 11 \\ N(p) = 11$$

Budući da je broj protona veći od broja elektrona čestica nije neutralna, već je pozitivno nabijena

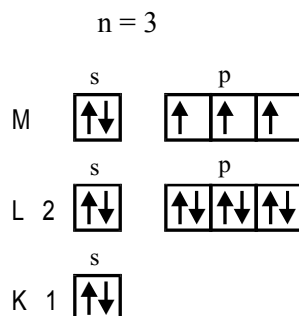
Atomski broj $Z = 11$ odgovara atomskom broju natrija – čestica će imati simbol Na^+ .

9. Prikaži elektronsku konfiguraciju atoma fosfora, P!

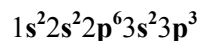
Iz periodnog sistema elemenata vidimo da je atomski broj fosfora 15;

$$Z(P)=15$$

Što znači da ima 15 elektrona i da se nalazi u trećoj periodi. Njegovi su elektroni raspoređeni na tri energetska nivoa, u K, L i M ljusci. Shematski to možemo prikazati tako da svaku orbitalu prikažemo kao kvadratić u koji smještamo jedan ili najviše dva elektrona. Za atom fosfora prikazujemo to ovako:

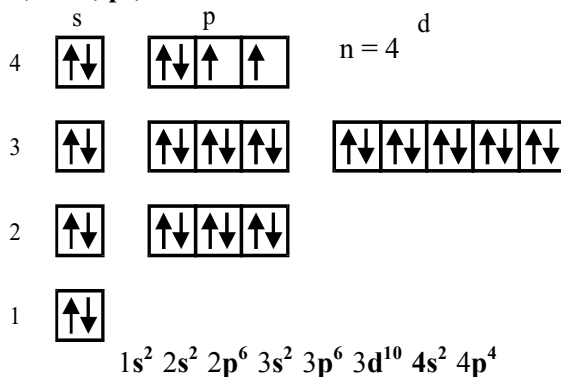


Odgovor: iz shematskog prikaza konfiguracije proizlazi da je elektronska konfiguracija atoma fosfora:



10. Koliko nesparenih elektrona u zadnjoj ljusci ima atom selena, Se, atomskog broja $Z(\text{Se})=34$, a nalazi se u četvrtoj periodi $n = 4$ periodnog sistema elemenata?

34 elektrona koliko ih ima atom selena, Se, rasporedit će se u četiri energetska nivoa, u **s-, p-, d-orbitale**, kako je prikazano na slici

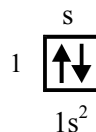


Iz ovakvog prikaza vidimo da su u četvrtoj ljusci dva nesparena elektrona

13. Prikaži shematski i napiši elektronsku konfiguraciju sljedećih atoma: He, Li i Ne

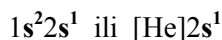
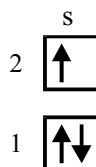
He:

Popunjena K-ljuska, stabilna konfiguracija plemenitog plina



Li:

Popunjena K-ljuska i u drugoj ljusci jedan elektron:

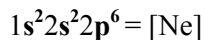
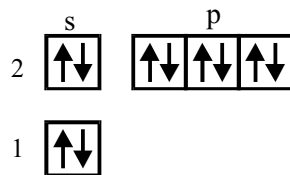


[He] da ne bi svaki put ponavljali prethodnu konfiguraciju atoma koji ima u svojoj elektronskoj konfiguraciji npr. konfiguracija helija $1s^2$ umjesto toga pišemo [He] i ostatak konfiguracije za taj element. To će se ponoviti za ostale

konfiguracije iza Ne, Ar, Kr, Xe, Ra.

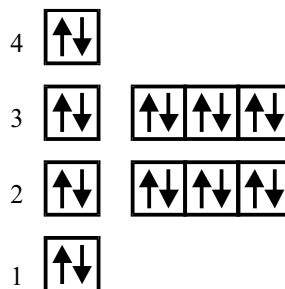
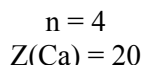
Ne:

konfiguracija s osam elektrona u vanjskoj ljusci je vrlo stabilna. To je oktetna konfiguracija ili konfiguracija plemenitog plina:

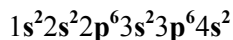


12. Prikaži elektronsku konfiguraciju atoma kalcija, Ca, i to pomoću konfiguracije njemu najbližeg plemenitog plina argona, Ar.

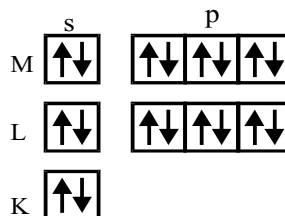
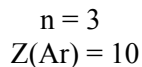
Kalcij se nalazi u četvrtoj periodi periodnog sistema elemenata i njegov je atomski broj 20.



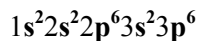
Njegova elektronska konfiguracija je:



Atomski broj argona, Ar, jest 18 i nalazi se u trećoj periodi;



Njegova elektronska konfiguracija je:

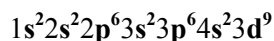


Usporedimo li elektronske konfiguracije atoma kalcija i argona vidimo da su iste za $n = 1, 2, 3$, te zato možemo napisati elektronsku konfiguraciju kalcija: $[Ar]4s^2$.

13. Prikaži elektronsku konfiguraciju atoma bakra, Cu!

Atom bakra, Cu, koji se nalazi u četvrtoj periodičnom sistemu elemenata, ima 29 elektrona: Prema slici 5.18. elektronska konfiguracija bakra trebala bi biti:

$$N(e) = 29$$



Kod bakra, Cu, kao i kod nekih drugih elemenata kao što su: Cr, Ag, Au itd. ne dolazi do "normalnog" popunjavanja energetske razine, već zbog stabilnosti atoma, atom bakra ima elektronsku konfiguraciju

$$Z(Kr) = 36$$

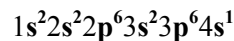
Stabilnija je, naime, konfiguracija sa popunjenim d-orbitalama.

$$Z(x) = 37$$

**14. Navedi naziv elementa čiji atom ima ovu energetsku konfiguraciju:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$!**

Zbrajanjem elektrona u s-, p-, d-orbitalama dobit ćemo atomski broj za nepoznati element

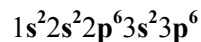
Iz periodičnog sistema možemo očitati da izračunati atomski broj, Z, odgovara atomskom broju za element arsen, As:



15. Imenuj element koji ima elektronsku konfiguraciju $[Kr]5s^1$!

$$Z(Ar) = 18$$

Iz periodičnog sistema elemenata pročitamo atomski broj Z(Kr);



Dodamo li atomskom broju Z(Kr) još jedan elektron, koji se nalazi na petom energetskom nivou u **s-orbitali**, dobit ćemo:

Atomski broj Z(37) ima element rubidij, Rb.

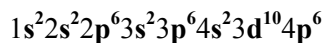
18. Atom kalija, K, ima elektronsku konfiguraciju: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Otpusti li elektron iz 4s-orbitale, postići će elektronsku konfiguraciju jednog plemenitog plina. Kojeg?

Otpuštanjem jednog elektrona iz atoma kalija, K, postiže se konfiguracija plemenitog plina argona, Ar, atomskog broja 18.

Njegova bi elektronska konfiguracija bila:

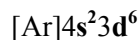
17. Atom broma, Br, ima elektronsku konfiguraciju $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ primanjem jednog elektrona prelazi u ion broma, Br. Napiši njegovu elektronsku konfiguraciju.

Primanjem jednog elektrona u **4p-orbitalu** atom broma prelazi u ion broma, Br, elektronske konfiguracije:



18. Napiši elektronsku konfiguraciju iona Ni^{2+} ; koliko nesparenih elektrona ima ion?

Napisat ćemo najprije elektronsku konfiguraciju atoma nikla, Ni, atomskog broja Z = 28. Atom se nalazi u četvrtoj periodi i pripada prijelaznim elementima kod kojih se popunjavaju **d-orbitale**. Njegova elektronska konfiguracija je



Otpuštanjem dva elektrona nastaje kation Ni^{2+} [Ar]



elektronske konfiguracije:

ili $[\text{Ar}]3d^8$

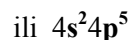
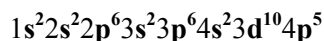
Nikl, dakle, ima dva nesparena elektrona u **4d - orbitalama**

19. Prema položaju u periodnom sistemu elementa odredi za brom, Br:

- a) broj elektrona u vanjskoj ljusci,
- b) valenciju i
- c) je li metal ili nemetal.

- a) Atom broma ima atomski broj 35.
Nalazi se u četvrtoj periodi i njegova elektronska konfiguracija je

$$Z(\text{Br}) = 35.$$



Iz elektronske konfiguracije vidi se da u posljednjem elektronskom nivou ima 7 elektrona i zato se nalazi u 17 (VIIB) skupini

- b) Da bi popunio **p-orbitale** na četvrtom energetskom nivou, nedostaje mu samo jedan elektron, koji će on vrlo lako primiti i zato je brom jednovalentan.
- c) Brom je nemetal jer se nalazi desno od granice između metala i nemetala.

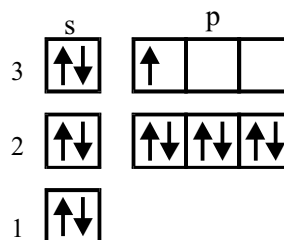
20. Zašto se aluminij, Al, nalazi u 13 (IIIB) skupini i u trećoj periodu?

Atom aluminija ima atomski broj 13, što znači da aluminij ima 13 elektrona,

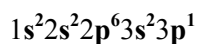
$$Z(\text{Al}) = 13$$

$$N(\text{Al}) = 13.$$

Ti elektroni bit će raspoređeni u s- i p-orbitale prve, druge i treće ljuske.



Njegovu elektronsku konfiguraciju možemo jednostavnije prikazati ovako



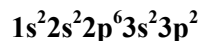
Iz njegove elektronske konfiguracije vidimo da atom aluminija ima tri valentna elektrona u trećoj ljusci, a kako broj valentnih elektrona odgovara broju glavnih skupina (grupa) aluminij se nalazi u 13 (IIIB) skupini.

21. Zašto elementi silicij, Si, i olovo, Pb, pripadaju 14 (IVB) skupini periodnog sistema elemenata?

Pronađimo silicij, Si, u periodnom sistemu. Vidimo da je njegov atomski broj 14 i da se nalazi u trećoj periodi;

$$Z(\text{Si})=14 \\ n(\text{Si})=3$$

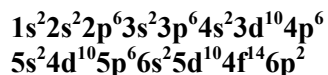
Njegova elektronska konfiguracija je



Atomski broj olova je, Pb, jest 82;

$$Z(\text{Pb}) = 82 \\ n(\text{Pb}) = 6$$

Njegova elektronska konfiguracija je

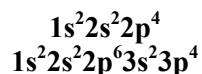


Iz elektronske konfiguracije vidimo da silicij i olovo imaju u posljednjem energetsom nivou po 4 valentna elektrona i zato se nalaze u istoj skupini, odnosno, u 14 (IVB) skupini periodnog sistema elemenata.

22. Iz slijedećih elektronskih konfiguracija odredi elemente koji pripadaju istoj skupini periodnog sistema:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- b) $1s^2 2s^2 2p^4$
- c) $1s^2 2s^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Istoj skupini periodnog sistema elemenata pripadati će element elektronske konfiguracije pod b) i element elektronske konfiguracije pod d)



zato što u posljednjem elektronskom nivou svaki od njih ima po šest valentnih elektrona.

Atom elementa pod b) ima atomski broj 8 i pripada atomu kisika, O;

$$Z = 8$$
$$Z(\text{O}) = 8$$

Atomski broj elementa pod d) je 16 i pripada atomu sumpora, S;

$$Z = 16$$
$$Z(\text{S}) = 16$$

Dakle, kisik i sumpor su elementi 16 (VIB) skupine.

PERIODNI SUSTAV ELEMENATA

<http://www.ktf-split.hr/periodni/>

| PERIODA | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | |
|---------|-----------------------------|-----------------------------------|--------------------------------|-----------------------------------|-----------------------------------|-----------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|-----------------------------------|--------------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|------------------------------|------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|---------------------------------|
| SKUPINA | IA | IIA | IIIA | IIIB | IVB | VB | VIB | VIIIB | VIIIB | VIIIB | VIIIB | VIIIB | VIIIB | IIIA | IVA | IVA | VIA | VIIA | |
| 1 | 1.0079 H VODIK | 6.941 Li LITU | 9.0122 Be BERILJU | 11.24.305 Na NATRIJ | 19.39.098 K KALIJ | 37.85.468 Rb RUBIDIJ | 55.132.91 Cs CEZIJ | 87.62 Sr STRONCIJ | 88 (226) Ba BARIJ | 132.91 La-Lu Lantanoidi | 178.49 Hf HAFNIJ | 178.49 Ta TANTAL | 178.49 W VOLFRAM | 178.49 Re RENIJ | 178.49 Os OSMIJ | 178.49 Ir IRIDIJ | 178.49 Pt PLATINA | 178.49 Au ZLATO | 178.49 Hg ŽIVA |
| 2 | 3 Li LITU | 4 Be BERILJU | 11 Na NATRIJ | 19 K KALIJ | 37 Rb RUBIDIJ | 55 Cs CEZIJ | 87 Sr STRONCIJ | 88 Ba BARIJ | 132 La-Lu Lantanoidi | 178 Hf HAFNIJ | 178 Ta TANTAL | 178 W VOLFRAM | 178 Re RENIJ | 178 Os OSMIJ | 178 Ir IRIDIJ | 178 Pt PLATINA | 178 Au ZLATO | 178 Hg ŽIVA | 178 Tl TELURIJ |
| 3 | 3 Na NATRIJ | 4 Mg MAGNEZIJ | 11 Al ALUMINIJ | 19 K KALIJ | 37 Rb RUBIDIJ | 55 Cs CEZIJ | 87 Sr STRONCIJ | 88 Ba BARIJ | 132 La-Lu Lantanoidi | 178 Hf HAFNIJ | 178 Ta TANTAL | 178 W VOLFRAM | 178 Re RENIJ | 178 Os OSMIJ | 178 Ir IRIDIJ | 178 Pt PLATINA | 178 Au ZLATO | 178 Hg ŽIVA | 178 Tl TELURIJ |
| 4 | 19 K KALIJ | 37 Rb RUBIDIJ | 55 Cs CEZIJ | 87 Sr STRONCIJ | 88 Ba BARIJ | 132 La-Lu Lantanoidi | 178 Hf HAFNIJ | 178 Ta TANTAL | 178 W VOLFRAM | 178 Re RENIJ | 178 Os OSMIJ | 178 Ir IRIDIJ | 178 Pt PLATINA | 178 Au ZLATO | 178 Hg ŽIVA | 178 Tl TELURIJ | 178 Pb OLOVO | 178 Bi BIZMUT | 178 Po POLONIJ |
| 5 | 37 Rb RUBIDIJ | 55 Cs CEZIJ | 87 Sr STRONCIJ | 88 Ba BARIJ | 132 La-Lu Lantanoidi | 178 Hf HAFNIJ | 178 Ta TANTAL | 178 W VOLFRAM | 178 Re RENIJ | 178 Os OSMIJ | 178 Ir IRIDIJ | 178 Pt PLATINA | 178 Au ZLATO | 178 Hg ŽIVA | 178 Tl TELURIJ | 178 Pb OLOVO | 178 Bi BIZMUT | 178 Po POLONIJ | 178 At ASTAT |
| 6 | 55 Cs CEZIJ | 87 Sr STRONCIJ | 88 Ba BARIJ | 132 La-Lu Lantanoidi | 178 Hf HAFNIJ | 178 Ta TANTAL | 178 W VOLFRAM | 178 Re RENIJ | 178 Os OSMIJ | 178 Ir IRIDIJ | 178 Pt PLATINA | 178 Au ZLATO | 178 Hg ŽIVA | 178 Tl TELURIJ | 178 Pb OLOVO | 178 Bi BIZMUT | 178 Po POLONIJ | 178 At ASTAT | 178 Rn RADON |
| 7 | 87 Fr FRANCIJ | 132 La-Lu Lantanoidi | 178 Hf HAFNIJ | 178 Ta TANTAL | 178 W VOLFRAM | 178 Re RENIJ | 178 Os OSMIJ | 178 Ir IRIDIJ | 178 Pt PLATINA | 178 Au ZLATO | 178 Hg ŽIVA | 178 Tl TELURIJ | 178 Pb OLOVO | 178 Bi BIZMUT | 178 Po POLONIJ | 178 At ASTAT | 178 Rn RADON | 178 Uuq UNUKVADJUI | 178 Uuq UNUKVADJUI |

Copyright © 1998-2002 Emig. em@kft-split.hr

(1) Hrvatska nomenklatura anorganske kemije
Slovska knjiga - Zagreb, 1996.
Imena elemenata od broja 104 do 109 prema
Pure Appl. Chem., 69, 2471-2473 (1997).

(2) Pure Appl. Chem., 73, No. 4, 667-683 (2001)
Relativne atomske mase su zaokružene na pet
značajnih znamenki. Za elemente koji nemaju
stabilnih nuklida u zagradama je dan maseni
broj najdužeg živećeg izotopa.

Urednik: Emi Generatić (em@kft-split.hr)

6. GRADA MOLEKULA I KEMIJSKA VEZA

6.1. Elektronska teorija valencije

Znamo da međusobnim spajanjem atoma istog elementa nastaju molekule tog elementa, a spajanjem atoma raznih elemenata nastaju kemijski spojevi tačno određenog i stalnog kemijskog sastava. Drugim riječima, međusobno se spaja tačno određen broj atoma elemenata. To svojstvo atoma nekog elementa da se spaja s određenim brojem atoma nekog drugog elemenata naziva se njegovom **valencijom** (*latinski: valentia = moć ili kapacitet*) Element čiji se atomi spajaju s više nego jednom atomom bilo kojeg drugog elementa nazivamo **jednovalentnim ili monovalentnim**, tj. njegova je valencija jedan. Takav je element vodik koji daje spojeve: HCl, H₂O, NH₃, CH₄, ali nikada ne daje spojeve tipa HX₂ ili HX₃ itd.

Valencije drugih elemenata možemo definirati brojem atoma monovalentnog elementa s kojim se spaja jedan atom dotičnog elementa. Iz konstitucije vode vidimo da se jedan atom kisika spaja s dva atoma monovalentnog vodika, pa je kisik **dvovalentan**. Analogno tome dušik je **trovalentan** u amonijaku (NH₃), a ugljik u metanu (CH₄) je **četverovalentan**. Jednom riječju kažemo da su kisik, dušik i ugljik **polivalentni**.

Kako se kisik spaja s većinom elemenata u različite vrste oksida, tj. kemijske spojeve kisika s elementima, iz konstitucije tih oksida lako se može naći valencija dotičnog elementa. Na primjer, natrij daje oksid formule Na₂O, te je natrij jednovalentan; kalcij daje oksid CaO, te je dvovalentan; aluminij daje oksid Al₂O₃, pa je trovalentan, fosfor daje dva oksida najjednostavnije formule P₂O₃ i P₂O₅, pa je trovalentan i petovalentan itd. Prema tome, jedan te isti element može biti u različitim spojevima i različito valentan ili **multivalentan**, odnosno jedan te isti element može imati i više valencija.

Uzrok međusobnog spajanja atoma pojedinih elemenata, a odatle i bit valencije, odnosno kemijske veze, objašnjava nam elektronska teorija valencije.

Kada se međusobno spajaju dva atoma ili više, oni to čine pomoću elektrona u svojim vanjskim ljuskama. Normalno, nepopunjena ili privremeno popunjena elektronska ljuska daje elektrone za valenciju atoma. Zbog toga valencija atoma elemenata, a odatle i kemijska svojstva, određuje elektronska konfiguracija vanjskih elektronskih ljuski, odnosno njihovih orbitala. Stoga je običaj da se elektroni atoma dijele u dvije klase: valentni elektroni, koji služe za vezivanje atoma, i unutarnji elektroni koji ne sudjeluju u kemijskoj vezi, tj. koji zadržavaju svoju konfiguraciju u svim spojevima dotičnog elementa.

Atomi se međusobno spajaju zato što spojeni čine energetski stabilniji sistem. Da bi pak nastao energetski stabilniji sistem, atomi prelaze u takve elektronske konfiguracije koje omogućuju da se snizi energija sistema i to tako:

- a) da atomi pređu u pozitivno i negativno nabijene ione, koji međusobnom privlačenjem (uz oslobađanje potencijalne energije) čine ionsku vezu u ionskoj kristalnoj rešetki.*
- b) da se atomi spoje kovalentnom vezom stvaranjem zajedničkog elektronskog para izmjenjivanjem elektrona.*

Dakle, svi se sistemi u prirodi nastoje izgraditi tako da im je energija što manja. Posljedica međusobnog spajanja atoma, nastaje molekula koja je stabilnija od pojedinačnih atoma, jer se pri vezivanju atoma oslobađa energija. Na taj način dobivamo i odgovor kako je moguće postojanje milijuna i milijuna kemijskih spojeva, iako se u prirodi javlja samo devedesetak elemenata.

Prirodu kemijske veze prvi su uspjeli objasniti tek 1916. godine američki kemičar **G. N. Lewis** (1875-1946) i njemački kemičar **W. Kossel** (1888-1956). Njihova su se zaključivanja temeljila na elektronskoj konfiguraciji i svojstvima plemenitih plinova. Ako se plemeniti plinovi ne spajaju sa drugim elementima, očito je da njihove elektronske konfiguracije određuju takva svojstva. Zato su **Lewis i Kossel** pretpostavili da atomi pri međusobnom spajanju nastoje ostvariti stabilne elektronske konfiguracije plemenitih plinova, odnosno **oktet elektrona** u posljednjoj ljuski. Teorija vezivanja na temelju tog modela poznata je kao **Lewisova teorija kemijske veze**. Sve teorije kemijske veze koje su kasnije razvijene u sebi sadrže temelje **Lewisove teorije**. Prema suvremenim shvaćanjima kemijska veza je električne prirode. Međusobno vezivanje atoma može se ostvariti na više načina. Tri su temeljne vrste kemijske veze: **ionska, kovalentna i metalna**.

Podjela nije tako oštra. Ako u nekom spoju pretežu svojstva karakteristična za spojeve s kovalentnom vezom onda ćemo taj spoj svrstati među kovalentne spojeve, ali to ne znači da među atomima ne djeluju i takve sile koje su svojstvene ionskim ili metalnim vezama.

Ponovimo!

Potencijalna energija atoma i molekula određena je raspodjelom elektrona oko pozitivno nabijenih jezgara. **Stanje niže energije može se ostvariti preraspodjelom elektrona između atoma.**

Pri nastajanju spojeva elektron može preći od jedne vrste atoma na drugu pri čemu nastaju ioni. Takva se veza zove **ionskom vezom**.

U metalima elektroni valentne ljuske istovremeno pripadaju cijelom kristalu metala. Takva se vrsta veze zove **metalnom vezom**.

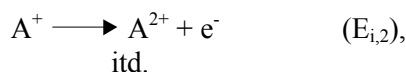
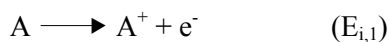
Ovdje ćemo spomenuti i još neke vrste veza: **vodikova, metalna veza** o kojima ćemo govoriti kasnije.

6.2 Ionska veza

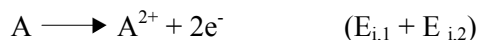
Ion (**grčki - ion = što ide, što se kreće**); je **električki nabijena čestica**. To može biti atom ili skupina atoma.

Da bi nastala ionska veza između atoma, mora prijeći jedan od atoma u **pozitivno nabijen ion (kation)** gubitkom određenog broja elektrona, a drugi atom mora primiti te elektrone i prijeći u **negativno nabijen ion (anion)**.

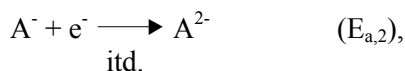
Očito je da atom to lakše daje elektrone drugom atomu, što je manja utrošena energija za oslobađanje tog elektrona iz atoma, tj. što je manja energija ionizacije E_i koja je definirana procesom:



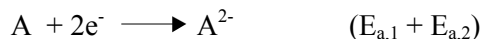
odnosno



Obratno, atom koji prima elektron to ga lakše prima što ima veći elektronski afinitet (E_a), tj. što je veća oslobođena energija vezivanjem elektrona



odnosno:



Kako najmanju energiju ionizacije imaju atomi elemenata na lijevoj strani periodnog sistema elemenata (1. i 2. skupina), a najveći elektronski afinitet atomi na desnoj strani periodnog sistema elemenata (17. skupina), to upravo ti atomi tvore pozitivne odnosno negativne veze.

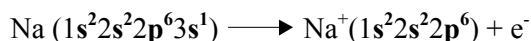
Koristite periodni sistem elemenata dok učite sadržaj ovog poglavlja

Naravno da broj danih i primljenih elektrona ovisi u prvom redu o broju valentnih elektrona u valentnoj ljusci atoma koji se međusobno povezuju. Zato broj danih elektrona ne može biti veći od broja valentnih elektrona. Isto tako je i broj atoma koje elektron može primiti ograničen nepopunjenim orbitalama valentne ljuske. Općenito možemo reći da broj valentnih elektrona koji sudjeluju u kemijskoj vezi ovisi o energetsom stanju elektrona. Elektronsko stanje elektrona određeno je pak –za dani kvantni nivo – efektivnim nabojem atomske jezgre; što je on veći elektron ima manje energije pa je inertniji za stvaranje kemijske veze.

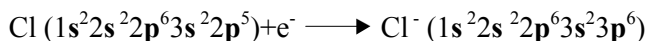
Uzmimo npr. atom natrija ($E_{i,1} = 5,14 \text{ eV}$) i atom klora ($E_a = -3,61 \text{ eV}$) Njihove su elektronske konfiguracije:



Prema tome, atom natrija može dati (uz dovođenje energije ionizacije) jedan elektron iz **3s-orbitale** valentne ljuske i prijeći u pozitivno nabijeni natrijev ion:



taj elektron može primiti (uz oslobađanje energije) atom klora u nepopunjenu **3p-orbitalu** valentne ljuske i tako prijeći u negativno nabijeni klorov ion (klorid-ion)



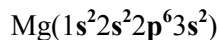
Zbog suprotnih naboja drže se ioni Na^+ i Cl^- zajedno, tj. povezuju se ionskom vezom što se može prikazati formulom



Kako povezani kation i anion čine dva, suprotna električna pola, ta veza se naziva – **heteropolarnom vezom (grčki: heteros = drugi)**

Atom koji daje elektron nazivamo **elektron-donorom (latinski: donare = darovati)**, a atom koji prima elektron nazivamo **elektron-akceptorom (latinski: acceptare =**

primiti). Dakle, natrijev atom je elektron-donor, a klorov atom elektron-akceptor. Uzmimo kao drugi primjer atom magnezija čija je elektronska konfiguracija:

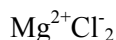


Kako se u trećoj **s-orbitali** valentne ljuske nalaze dva elektrona, atom magnezija može dati elektron-akceptoru ta dva elektrona (utrošena energija ionizacije ta dva elektrona je: $E_{i,1} + E_{i,2} = 7,65 \text{ eV} + 15,04 \text{ eV} = 22,69 \text{ eV}$)

Time nastaje dvostruko pozitivno nabijen magnezijv ion:



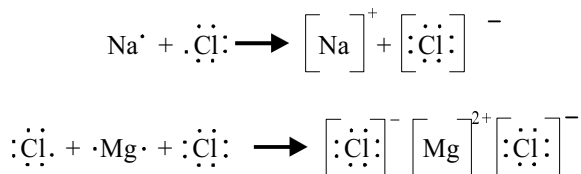
Ako je na primjer, klorov atom elektron-akceptor a on može primiti samo jedan elektron- potrebna su dva klorova atoma da prime ta dva elektrona atoma magnezija. Nastalu ionsku vezu između magnezijeva iona i dva klorid iona možemo pokazati ovako



Vidimo da broj naboja iona određuje njegovu valenciju, koju u ovom slučaju nazivamo **ionskom valencijom ili elektrovalencijom**. Dakle, u navedenim primjerima je natrij pozitivno monovalentan, a magnezij je pozitivno dvovalentan, dok je klor negativno monovalentan.

Iz primjera je vidljivo da nastali ioni Na^+ , Mg^{2+} i Cl^- imaju elektronsku konfiguraciju atoma odgovarajućeg plemenitog plina: ion Na^+ i Mg^{2+} imaju elektronsku konfiguraciju neona $\text{Ne}(1s^2 2s^2 2p^6)$, a ion Cl^- argona, $\text{Ar}(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$

Prijenos elektrona, na primjer s atoma natrija na atom klora, obično se pokazuje **Lewisovim simbolima**:



Lewisov simbol za svaki element sadrži uobičajeni znak elemenata okružen s onolikim brojem tačaka koliko dotični atom ima elektrona u valentnoj, odnosno posljednjoj ljuski. Svaka tačka predstavlja jedan elektron. Elektrone uvijek sparujemo tako da se na primjer u anionima s konfiguracijom plemenitog plina oko simbola elementa simetrično rasporede četiri para elektrona.

| | | |
|---|---|--|
| $\text{Li } 1s^2 2s^1$ | $\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ | $\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ |
| Konfiguracija atoma litija | Konfiguracija atoma natrija | Konfiguracija atoma klora |
| $\text{Li } 1s^2$ | $\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6$ | $\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |
| Litij ion ima konfiguraciju plemenitog plina helija | Natrijev ion ima konfiguraciju plemenitog plina neona | Klor ion ima konfiguraciju plemenitog plina argona |

Ionska veza je takva veza kod koje jedan od sudionika, za vrijeme vezivanja, predaje svoje nesparene elektrone drugom atomu tako da oba postignu elektronski raspored najbližeg plemenitog plina. Da bi nastala ionska veza između atoma, mora jedan od atoma prijeći u pozitivno nabijeni ion gubitkom određenog broja elektrona, a drugi atom mora primiti te elektrone i prijeći u negativno nabijeni ion.

Energija ionizacije opada u istoj skupini periodnog sistema s porastom atomskog broja elementa, a u istoj periodi raste s porastom atomskog broja.

| | | | | | | | | |
|-------|------|------|-------|-------|-------|-------|--|-------|
| H | | | | | | | | He |
| 13,60 | | | | | | | | 24,58 |
| Li | Be | B | C | N | O | F | | Ne |
| 5,39 | 9,32 | 8,30 | 11,26 | 14,54 | 13,61 | 17,42 | | 21,56 |
| Na | | | | | | | | Ar |
| 5,14 | | | | | | | | 15,76 |
| K | | | | | | | | Kr |
| 4,34 | | | | | | | | 14,00 |
| Rb | | | | | | | | Xe |
| 4,16 | | | | | | | | 12,13 |
| Cs | | | | | | | | Rn |
| 3,87 | | | | | | | | 10,75 |

S porastom atomskog broja elementa unutar jedne skupine raste broj elektronskih ljuski, a time i veličina atoma. Time raste i udaljenost između jezgra i naelektrisanih elektrona u posljednjim ljuskama, te opada privlačna sila između jezgre i tih elektrona. Osim toga, elektroni unutarnjih ljuski zbog porasta naboja jezgre sve više se pripajaju uz jezgru i snažno **zasjenjuju** njen naboj. Posljedica je da su elektroni vanjske ljuske sve slabije vezani i energija ionizacije opada.

Međutim, unutar jedne periode raste naboj jezgre s porastom atomskog broja, no ne mijenja se elektronska ljuska. Elektroni koji pridolaze u tu elektronsku ljusku ne mogu potpuno zasjeniti naboj jezgre i zato s porastom atomskog broja raste **efektivni naboj jezgre**.

Možemo, dakle, reći da ionsku vezu stvaraju atomi tipičnih metala s atomima nemetala. Što su ta dva svojstva izrazitija, to je nastali ionski spoj stabilniji. Zbog toga su **tipični ionski spojevi** spojevi alkalijskih elemenata s halogenim elementima, tj. **alkalijski halogenidi**. Tipični ionski spojevi nazivaju se i **tipičnim solima**.

6.3. Kovalentna veza

Postoji vrlo mnogo kemijskih spojeva, osobito ugljika, koji nemaju navedene karakteristike ionskih spojeva, pa ne posjeduju ionsku vezu među atomima. Osim

toga, znamo da su molekule plinovitih elementarnih tvari (osim plemenitih plinova) sastavljene od dvaju istovrsnih atoma koji su međusobno čvrsto povezani. To se uostalom vidi i po prilično velikim energijama disocijacije, koje su potrebne da se molekule rastave na atome: $A_2 \rightarrow 2A$.

Na primjer:

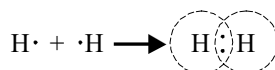
| | | | | | |
|-------------------------------|-----------------------|------------|-------------|------------|------------|
| | molekula: | $H_{2(g)}$ | $Cl_{2(g)}$ | $O_{2(g)}$ | $N_{2(g)}$ |
| molarna energija disocijacije | kJmol^{-1} : | 435,1 | 242,7 | 497,9 | 945,6 |

Očito, dakle, da postoji još jedna vrsta veze među atomima, koja nije ionske prirode. Kako je daleko univerzalnija od ionske veze, nazvao ju je **G. N. Lewis kemijskom vezom**. Danas nazivamo tu vezu između atoma u molekulama **kovalentnom vezom** (*latinski: con = s ili su*) a upotrebljava se i naziv **veza elektronskog para**, zatim **atomska veza**, pa i **homopolarna veza** (*grčki: homoios = jednak*) da se pokaže razlika od heteropolarne veze.

6.3.1. Lewisove strukture

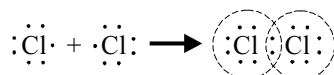
Prema klasičnoj **Lewisovoj** oktetnoj teoriji valencije kovalentna veza nastaje također iz nastojanja atoma da međusobno povezani postignu stabilniju elektronsku konfiguraciju atoma plemenitog plina, odnosno oktet. Zbog toga kod kovalentne veze, za razliku od ionske veze, atom ne predaje elektron drugom atomu, već svaki od njih daje po jedan elektron i stvore jedan **zajednički elektronski** par ili više. Ti zajednički elektronski parovi, koji pripadaju i jednoj i drugoj jezgri, povezuju oba atoma, tj. čine između njih atomsku ili kovalentnu vezu. Brojimo li sada nastale zajedničke elektronske parove najprije jednom a onda drugom atomu, imaju oba atoma u molekuli elektronsku konfiguraciju atoma plemenitog plina, odnosno oktet, osim pri spajanju vodika, gdje nastaje elektronska konfiguracija helija od dva elektrona (dublet). Dakle, općenito možemo kazati da **kovalentna veza nastaje stvaranjem zajedničkih elektronskih parova**.

Spajanje atoma kovalentnom vezom možemo strukturno prikazati vrlo jednostavno **Lewisovim simbolima**. Na primjer nastajanje molekule vodika od dva atoma vodika prikazuje nam ova shema:



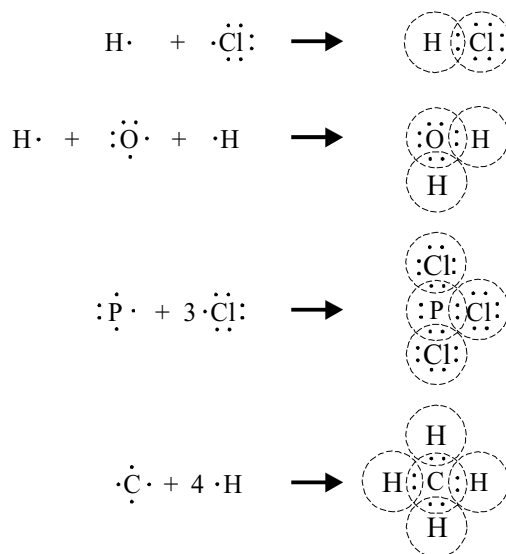
Dakle, svaka jezgra kontrolira oba elektrona zajedničkog elektronskog para, pa svaki atom u molekuli vodika ima elektronsku konfiguraciju helija. Zajednički elektronski par pripada i jednom i drugom atomu i tako čini kovalentnu vezu među atomima.

Elektronska konfiguracija klorova atoma jeste $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Povežu li se dva klorova elektrona zajedničkim elektronskim parom prema ovoj shemi:

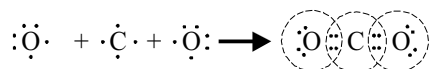


onda svaki atom klora u molekuli klora poprima elektronsku konfiguraciju atoma argona $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, odnosno stvore svoj oktet.

Analogno možemo primijeniti navedenu shemu i na stvaranje molekula iz različitih atoma. Tako nastajanje molekule klorovodika (HCl), vode (H_2O), fosfortriklorida (PCl_3) i metana (CH_4) možemo prikazati ovako:

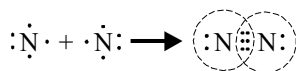


Nastajanje ugljen dioksida (CO_2) iz 1 atoma ugljika i 2 atoma kisika možemo prikazati shemom:

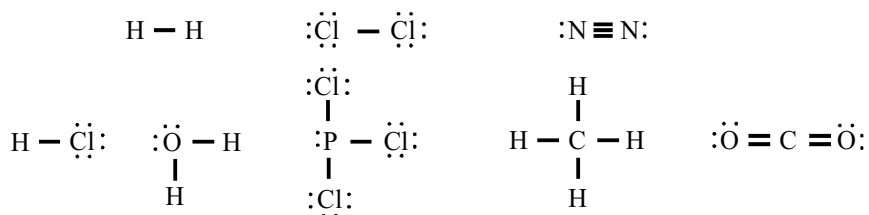


Da se postigne oktet atoma kisika i ugljika u molekuli ugljik-dioksida, moraju nastati po dva zajednička elektronska para između atoma kisika i ugljika, tj. po dvije kovalencije.

U molekuli dušika postoje čak tri elektronska para koji povezuju dva dušikova atoma.

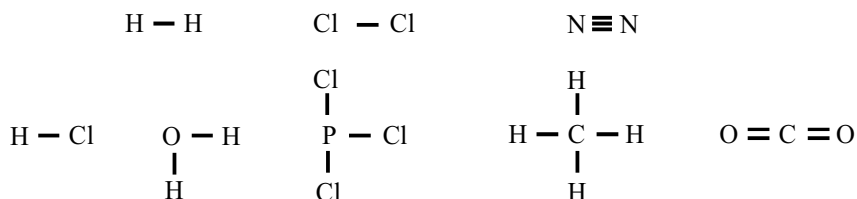


Dakle, svaki zajednički elektronski par čini jednu kovalenciju. Iz navedenih primjera vidi se da su vodik i klor monokovalentni, jer dijele u kovalentnim spojevima samo po jedan zajednički elektronski par. Analogno je kisik dikovalentan kada dijeli dva elektronska para, fosfor i dušik su iz istog razloga trikovalentni, a ugljik je tetrakovalentan. Već gotovo 100. godina kemičari običavaju valenciju označavati crticom između vezanih atoma. Elektronska teorija valencije dala je pravo značenje toj oznaci: **crtica valencije u kemijskoj formuli uvijek znači zajednički elektronski par**. Zbog toga prikazane elektronske strukturne formule ili **Lewisove strukture** možemo pisati i ovako.



Iz tih **Lewisovih struktura** lako vidimo koliko elektronskih parova nekog atoma sudjeluje u kovalentnoj vezi, a koliko ih je ostalo kao **slobodan ili osamljen elektronski par**, koji ne sudjeluje u kemijskoj vezi i koji je označen dvjema tačkicama.

Konačno, možemo u formulama izostaviti slobodne elektronske parove i imamo već dugo poznate **konstitucijske ili strukturne formule**:



Takve strukturne formule, sa slobodnim elektronskim parovima ili bez njih, pokazuju nam kako su pojedini atomi međusobno povezani. Iz običnih empirijskih formula to ne vidimo. Tako iz konstitucijske formule vidimo da je u molekuli vode atom vodika vezan za kisik, a ne za drugi atom vodika, što iz empirijske formule H_2O ne moramo zaključiti. Ovdje valja naglasiti da se **ionska veza nikako ne smije prikazati crticom, jer nam crtica simbolira samo kovalentnu vezu**. Dakle, formula natrij klorida nije Na-Cl , već Na^+Cl^- .

6.3.2. Geometrija molekula

Jednostavnu teoriju koja objašnjava građu malih molekula postavili su 1940. godine **N. V. Sidgwick i H. M. Powel**. To je poznata **VSEPR-teorija (engleski: Valence Shell Electron Pair Repulsion = odbijanje elektronskih parova valentne ljuske)**. Oni su zaključili da razmještaj elektronskih parova oko središnjeg atoma ovisi o njihovom broju. Kako između jednog elektronskog para i svakog drugog elektronskog para djeluje odbojna elektrostatska sila, oni se u valentnoj ljusci nastoje razmjestiti tako da budu što dalje jedan od drugog. Na primjer, molekula berilijeva klorida, BeCl_2 u plinovitom stanju je linearne građe. Dva elektronska para ponašaju se kao dva istoimena naboja na površini kugle. Oni se međusobno odbijaju pa se nastoje razmjestiti što dalje jedan od drugoga. Zato kovalentne veze (zajednički elektronski parovi) u molekuli berilijeva klorida međusobno zatvaraju kut od 180° .


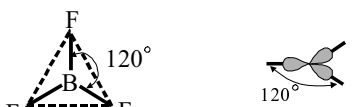
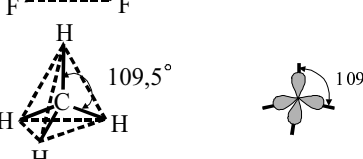
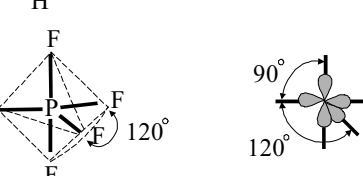
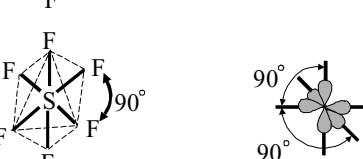
Molekula BF_3 jeste planarna, a kutovi među vezama iznose 120° , jer su tada tri elektronska para najdalje jedan od drugoga.

Četiri para elektrona raspoređuju se tako da kovalentne veze međusobno zatvaraju tetraedarski kut, $109^{\circ}28'$.

Pet elektronskih parova razmještaju se u prostoru tako da zauzimaju vrhove trigonske (trokutaste) bipiramide.

Šest parova zauzima vrhove oktaedra

Sedam elektronskih parova, kao u molekuli IF_7 , razmještaju se tako da zauzimaju vrhove pentagonske (petokutne) bipiramide.

| Broj elektronskih parova | Geometrijski razmještaj | Valentni ugao | Primjer |
|--------------------------|-------------------------|-------------------------------|---|
| 2 | linearan | 180° |  |
| 3 | trokut | 120° |  |
| 4 | tetraedar | $109,5^{\circ}$ |  |
| 5 | trigonska bipiramida | 120° 90° |  |
| 6 | oktaedar | 90° |  |

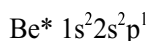
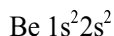
Slika 6.1. Usmjerenost kovalentnih veza kao funkcija broja elektronskih parova oko središnjeg atoma

6.3.3. Hibridne orbitale

Usmjeranost kovalentnih veza može se objasniti i hibridizacijom odnosno miješanjem atomskih orbitala. Na primjer, berilij ima elektronsku konfiguraciju $1s^22s^2$ a klor $1s^22s^22p^63s^23p^5$. Da bi došlo do nastajanja berilijeva klorida, berilij mora imati nesparene elektrone u valentnoj ljusci.

sp-hibridizacija

Atom berilija može ostvariti dva nesparena elektrona u valentnoj ljuski tako da apsorbira određeni kvant energije pri čemu jedan elektron iz **2s-orbitale** pređe u **2p-orbitalu**. Za takav atom se kaže da je u “**pobuđenom stanju**”. Miješanjem jedne **s** - i jedne **p-orbitale** u tako “pobuđenom” atomu **Be***, nastaju dvije jednake **sp-hibridne orbitale** jednake energije, ali međusobno usmjerene pod kutom od 180°.



Kada se dvije **sp-hibridne orbitale** preklape sa **p-orbitalama** atoma klora, energija sistema se smanji pa nastaje molekula **BeCl₂**, a pri tome se oslobodi više energije nego što je utrošeno za pobuđivanje atoma berilija.

sp²-hibridizacija

Elektronska konfiguracija bora je **1s²2s²2p¹**. Ako atom bora apsorbira određeni kvant energije jedan **2s-** elektron preskoči u praznu **2p-orbitalu**. Tri orbitale u atomu **B*** sadrže po jedan nesparesni elektron. Miješanjem, odnosno hibridizacijom te tri orbitale nastaju tri **sp²-hibridne orbitale** jednake energije koje međusobno zatvaraju kut od 120°.

Kada se tri **sp²-hibridne orbitale** atoma bora preklape s **p-orbitalama** atoma fluora nastaju tri jednake veze. Molekula je planarna.

sp³-hibridizacija

Atom ugljika ima dva nesparena elektrona, pa bi očekivali da čini dvije jednostruke veze. Međutim, ugljik u molekulama kao što su **CH₄**, **CCl₄** i svim zasićenim ugljikovodicima čini četiri jednostruke veze. To se može objasniti tako da atom ugljika apsorpcijom određenog kvanta energije prelazi u pobuđeno stanje, **C***, pri čemu jedan **2s- elektron** prelazi u **2p-orbitalu**. Očekivali bi da pobuđeni atom ugljika čini dvije vrste veze, jednu upotrebom **2s-orbitale** i tri veze upotrebom **2p-orbitala**. U prirodi elektroni se rasporede u tri vezujuće **sp³-hibridne orbitale** jednakih energija usmjerene prema kutovima tetraedra. Upotrebom **sp³-hibridnih orbitala** ostvaruje se mnogo bolje preklapanje s vezujućim orbitalama vodika i drugih atoma. Proračuni pokazuju da se pri tome oslobodi više energije nego što bi se oslobodilo upotrebom atomskih **s-** i **p-orbitala**.

Simetrija molekule metana je takva da težišta pozitivnog i negativnog naboja padaju na isto mjesto. Zato je molekula metana nepolarna.

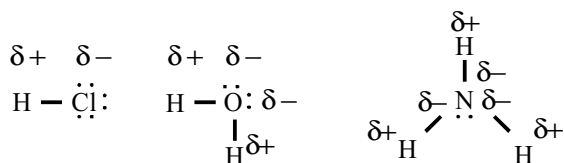
6.3.4. Djelomični ionski karakter kovalentne veze

6.3.4.1. Dipolne molekule

Vidjeli smo da kovalentna veza između dva (ili više) atoma nastaje tako, da dva elektrona, po jedan od svakog atoma, sa suprotnim spinovima stvara oko dvaju jezgara zajedničku

molekulsku orbitalu, tj. zajednički elektronski par. Kad su oba atoma iste vrste, imaju jednak afinitet za elektrone, te je raspored elektrona, tj. elektronski oblak u kovalentnoj vezi **simetričan**. Takav je slučaj kod molekula vodika i klora.

Vežu li se, međutim, kovalentnom vezom dva (ili više) raznovrsna atoma, koji mogu imati različit afinitet za elektrone, onda atom s većim afinitetom jače privuče elektronski oblak kovalentne veze. Time dolazi do **asimetrične raspodjele** negativnog naboja u molekuli, tj. jedan dio molekule postaje relativno negativno nabijen (kome je bliže elektronski par, odnosno kod koga je gušći elektronski oblak), a drugi postane relativno pozitivno nabijen. Nastao je pozitivan i negativan električni pol. Kažemo da molekula ima **dipolni karakter**, odnosno da kovalentna veza ima **djelomično ionski karakter**. Takav dipolni karakter imaju npr. molekule klorovodika (HCl), vode (H₂O) i amonijaka (NH₃), jer atomi klora, kisika, dušika imaju veći afinitet za elektrone nego atomi vodika. Zbog toga se u navedenim molekulama nalazi **stanovit negativan naboj** (što označujemo sa δ^- (delta) na atomima klora, kisika odnosno dušika, a stanoviti sumarno isto toliki **pozitivni naboj** (δ^+) na atomima vodika.



Stepen dipolnog karaktera, odnosno stepen djelomično ionskog karaktera kovalentne veze možemo eksperimentalno odrediti mjerenjem jakosti dipola. Mjerenje se zasniva na orijentaciji dipolskih molekula u električnom polju. Negativan pol molekule se usmjeri prema pozitivnom električnom polju, a pozitivan pol, obrnuto, prema negativnom električnom polu. Jakost dipola izražavamo tzv. **električnim dipolnim momentom**, koji je jednak umnošku naboja i razmaka između težišta naboja (l):

$$\mu = e \cdot l$$

6.3.4.2. Elektronegativnost atoma

Vidjeli smo da snagu kojom atom nekog elementa privlači elektrone u kovalentnoj vezi možemo mjeriti električnim dipolnim momentom molekule. Tu snagu privlačenja nazivamo elektronegativnošću. **L. Pauling** je određivanjem energije kemijske veze na temelju termokemijskih mjerenja pokazao da se elektronegativnost svake pojedine vrste atoma može brojčano izraziti tzv. **koeficijentom relativne elektronegativnosti** i dao je svoju poznatu **skalu relativnih elektronegativnosti atoma**. Što atom ima veću relativnu elektronegativnost, to jače privlači elektrone. Prema tome što su dva atoma jedan od drugog dalje na skali relativnih elektronegativnosti (u horizontalnom smislu), to je veći stepen ionskog karaktera veze između njih. Kada je razlika u relativnoj elektronegativnosti 1,9 udio je ionskog karaktera veze oko 50%. (vidi tablicu 6.1.). Što je veća razlika u relativnoj elektronegativnosti između elemenata, to je jača veza između njihovih atoma u kemijskom spoju.

Tablica 6.1. Relativne elektronegativnosti atoma po Paulingu

| | | | | | | | | | | | | | | | | |
|-----|-----|---------|-----|-----|-----|-------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| H | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 2,1 | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Li | Be | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1,0 | 1,5 | | | | | | | | | | | | | | | |
| Na | Mg | | | | | | | | | | | | | | | |
| 0,9 | 1,2 | | | | | | | | | | | | | | | |
| K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br |
| 0,8 | 1,0 | 1,3 | 1,5 | 1,6 | 1,6 | 1,5 | 1,8 | 1,8 | 1,8 | 1,9 | 1,6 | 1,6 | 1,8 | 2,0 | 2,4 | 2,8 |
| Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I |
| 0,8 | 1,0 | 1,2 | 1,4 | 1,6 | 1,8 | 1,9 | 2,2 | 2,2 | 2,2 | 1,9 | 1,7 | 1,7 | 1,8 | 1,9 | 2,1 | 2,5 |
| Cs | Ba | La-Lu | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At |
| 0,7 | 0,9 | 1,1—1,2 | 1,3 | 1,5 | 1,7 | 1,9 | 2,2 | 2,2 | 2,2 | 2,4 | 1,9 | 1,8 | 1,8 | 1,9 | 2,0 | 2,2 |
| Fr | Ra | Ac | Th | Pa | U | Np-Lr | | | | | | | | | | |
| 0,7 | 0,9 | 1,1 | 1,3 | 1,5 | 1,7 | 1,3 | | | | | | | | | | |

6.3.5. Međumolekulske sile

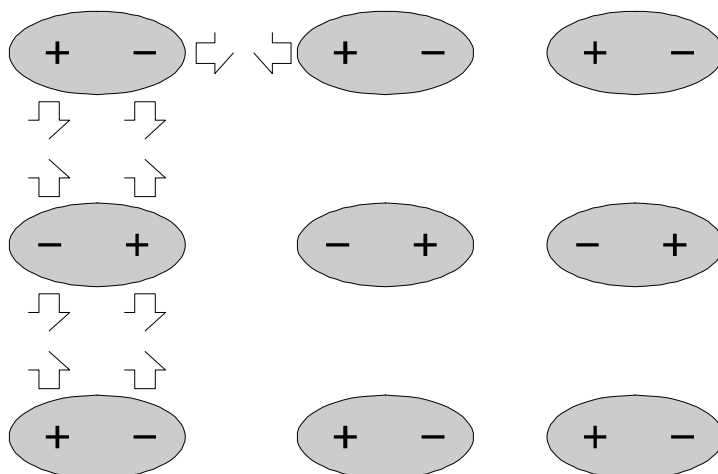
6.3.5.1. Van der Waalsove privlačne sile

Dipolne molekule, analogno ionima, posjeduju vanjsko električno polje, koje je, naravno, mnogo slabije od električnog polja iona. No ipak je dovoljno da zbog njega dolazi do međusobnog privlačenja dipolnih molekula (tzv. **dipol-dipolno privlačenje**) što dovodi do toga da su takvi spojevi teže taljivi i hlapljivi od onih čije molekule ne posjeduju dipolni moment. Te sile je otkrio **Johanes Diderik van der Waals** 1880. godine obznanivši postojanje privlačnih sila između molekula, koje su u njegovu čast nazvane van der **Waalsove sile** i za to otkriće dobio je Nobelovu nagradu 1910. godine.

Do sada smo govorili samo o vezama među atomima u molekuli. No, da bi smo mogli razumjeti svojstva tekućina i čvrstih tijela moramo upoznati i sile koje djeluju između molekula. One su u plinovima zanemarivo male, u tekućinama su jače pa sprječavaju njihovo isparavanje, ali ne onemogućavaju gibanje molekula. U čvrstim tvarima su tako jake da čestice imaju stalan položaj oko kojeg mogu samo titrati.

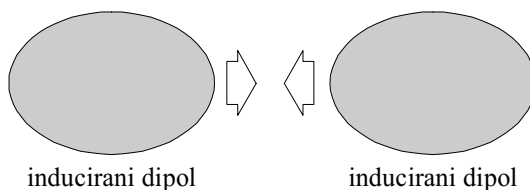
Dakle, privlačne sile među molekulama nazivamo **van der Waalsovim silama**. One su slabije od kovalentnih veza, posljedica njihovog djelovanja su različita agregatna stanja molekulskih tvari. Protumačimo prirodu van der **Waalsovih sila**. Molekule mogu imati **stalan** ali i **induciran dipol**.

Iz crteža na slici 6.2. vidimo da se privlače suprotno nabijeni krajevi dipolnih molekula, što znači da su dipol-dipolne privlačne sile elektrostatske prirode.



Slika 6.2. Shematski prikaz privlačenja polarnih molekula

Raspodjela naboja u svakom atomu je, međutim, vrlo nestalna jer su prema kvantnomehantičkoj teoriji elektroni u atomu i molekuli u stalnom gibanju. U jednom trenutku ona može biti simetrična pa elektronski oblak ima oblik kugle, a u drugom trenutku elektronski oblak postaje gušći na jednoj, a rjeđi na drugoj strani atoma, što znači da dolazi do deformiranja elektronskog oblaka. Na taj način nastaje **trenutačni dipol**. Trenutačni dipoli uzrokuju nastajanje **induciranih dipola** u susjednim atomima ili molekulama jer dolazi do privlačenja jezgre jednog i elektronskog oblaka drugog atoma koji nisu kemijski vezani.



Slika 6.3. Shematski prikaz privlačenja induciranih dipola

Među induciranim dipolima djeluju vrlo slabe sile. Takve privlačne sile su kratkotrajne, jer se već u sljedećem trenutku raspodjela naboja u česticama mijenja.

6.3.5.2. Londonove privlačne sile

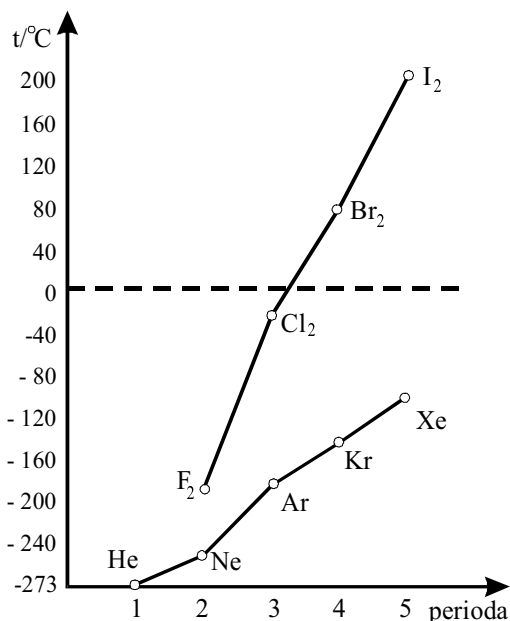
Već je 1873. godine *van der Waals* ustvrdio da postoje privlačne sile između svih vrsta molekula, bez obzira na to imaju li trajni dipol (HCl , H_2O , NH_3) ili ga nemaju zbog simetrične strukture (H_2 , O_2 , CO_2 , CH_4) odnosno sferno-simetričnoga elektronskog oblaka kod atoma plemenitih plinova. On je to zaključio, kako smo spomenuli, studirajući vladanje plinova pri niskim temperaturama i povišenim pritiscima. Pri dovoljno niskim temperaturama kondenziraju se plinovi u tekućine, a pri još nižim pretvaraju se u čvrste tvari, tj. tvore kristalne rešetke. Tek pri visokim temperaturama i niskim pritiscima plinovi se približavaju stanju idealnih plinova, kod kojih ne postoje privlačne sile između molekula i za koje vrijede plinski zakoni za idealne plinove. Naime, kod niskih pritisaka molekule plina dovoljno su udaljene jedna od druge i mogu pri povišenoj temperaturi kinetičkom energijom potpuno savladati međusobne privlačne sile. Poraste li, dakle, pritisak plina molekule se više zbiju. Smanji li se istodobno njihova kinetička energija sniženjem temperature, intermolekulske sile dolaze do izražaja, i to tim više što je pritisak plina veći a temperatura niža. Na kraju intermolekulske sile nadvladaju, molekule se više slobodno ne kreću, stvaraju najprije promjenljivu i nepravilnu strukturu tekućine i konačno pravilnu strukturu kristala.

Zbog tih sila pri dovoljno niskim temperaturama čak i nepolarne čestice, kao što su na primjer molekule vodika (H_2), i atomi helija (He) mogu prijeći u kruto agregatno stanje.

Jakost *van der Waalsovih* sila ovisi, osim o raspodjeli elektronske gustoće, i o veličini molekula i atoma i njihovoj udaljenosti. Što su molekule i atomi veći to je veći i broj dodira među njima, pa su i *van der Waalsove* sile jače.

Ako su molekule i atomi u kristalu vezani samo slabom *van der Waalsovom* silom, potrebna je mala toplinska energija da savlada tu vezu (1 – 10 kJ/mol), tj. takvi kristali imaju nisko **talište**. Nastala, pak, tekuća faza ima analogno nisko **vrelište**.

Dakle, talište i vrelište mogu poslužiti da se ocjene *van der Waalsove* privlačne sile između dotičnih molekula. Kako kod molekulskih tvari s porastom relativne molekulske mase raste njihovo talište i vrelište, to općenito **van der Waalsove privlačne sile između molekula rastu s porastom veličine molekula i molekulske mase, odnosno s porastom broja elektrona u molekuli.**



Slika 6.4. Grafički prikaz ovisnosti vrelišta plemenitih plinova i halogenih elemenata o relativnoj atomskoj, odnosno molekularnoj masi

Evo primjera za niz halogenih elemenata i plemenitih plinova (tablica 6.2.).

Tablica 6.2. Vrelišta i tališta halogenih elemenata i plemenitih plinova

| Element | t_v / °C | t_t / °C | Molarna masa / g mol ⁻¹ |
|---------------------|------------|------------|------------------------------------|
| F ₂ (g) | -187,0 | -223,0 | 38,0 |
| Cl ₂ (g) | -34,6 | -102,0 | 70,91 |
| Br ₂ (l) | 58,78 | -7,3 | 159,83 |
| I ₂ (s) | 183,0 | 58,8 | 253,84 |
| He (g) | -268,9 | -273,2 | 4,003 |
| Ne (g) | -246,0 | -248,7 | 20,18 |
| Ar (g) | -185,2 | -189,2 | 39,95 |
| Kr (g) | -152,3 | -157,0 | 83,80 |
| Xe (g) | -108,1 | -112,0 | 131,3 |

Talište, t_t – temperatura pri kojoj čvrsta tvar prelazi u tekuće stanje uz standardni pritisak.

Normalno vrelište, t_v – temperatura pri kojoj tvar prelazi u plinovito stanje uz standardni pritisak.

I mnoge druge fizičko-kemijske osobine molekularnih tvari, kao topljivost, sposobnost miješanja (tj. uzajamna sposobnost miješanja tekućina), viskoznost, plastičnost i površinska napetost određene su van der Waalsovima privlačnim silama, jer ovise o uzajamnom privlačenju molekula.

Prirodu privlačnih sila između induciranih dipola objasnio je njemačko-američki fizičar **Fritz London** 1930. godine. **Londonove sile** su prema tome van der Waalsove privlačne sile koje nemaju stalni dipol, a posljedica su trenutačnih i induciranih dipola prisutnih u svakom sistemu.

6.4. Vodikova veza

Najjače međudjelovanje zapaženo je između dipolnih molekula u kojima je atom vodika vezan na jako elektronegativne atome kao što su atomi fluora, kisika i dušika.

Zbog velike razlike u elektronegativnosti između vodika i elektronegativnog atoma na koji je vezan, nastaju jaki dipoli koji se međusobno privlače elektrostatskim silama. One su mnogo slabije od kovalentne veze (vodikova veza je svega 5 – 10 % kovalentne veze), a nešto jače od *van der Waalsovih* sila. Takvu vezu zovemo **vodikova veza**.

Vodikova veza je veza elektrostatske prirode između dvije dipolne molekule u kojima je vodik vezan na neki jako elektronegativan element.

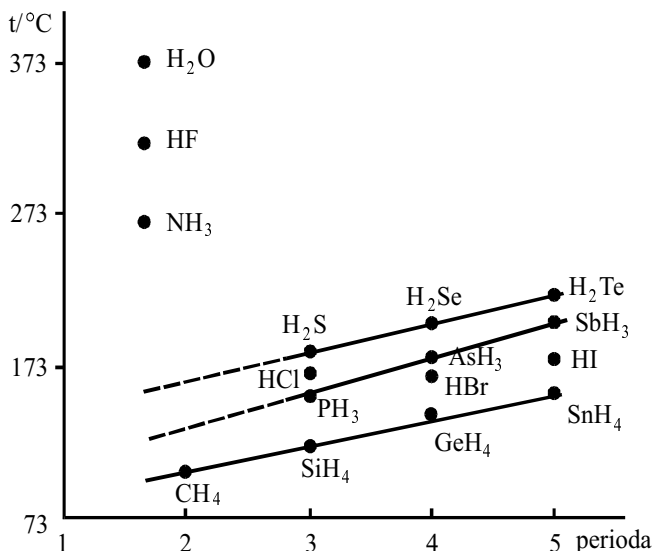
Supstance čije su molekule polarne u pravilu imaju višu temperaturu ključanja od supstancija jednake molekulske mase, ali s nepolarnim molekulama. Voda, amonijak i fluorovodik, na primjer imaju znatno više tačke ključanja od očekivanih u odnosu na njihovu molekularnu masu. To je posljedica jakih međumolekulskih sila kojima su uzrok tzv. vodikove veze. Vodikova veza je osobita vrsta veze u kojoj vodikov atom premošćuje dva jako elektronegativna atoma. Zbog toga se vodikova veza ponekad zove i **vodikov most**.

Spojevi među čijim molekulama postoje vodikove veze imaju mnogo viša tališta i vrelišta od očekivanih, slika 6.5., jer su i privlačne sile među molekulama jače, pa je potrebna veća energija za njihovo kidanje.

Budući da vodikove veze osim između molekula vode nalazimo i među molekulama nukleinskih kiselina, ali i u bjelančevinama i ugljikohidratima, možemo reći da vodikove veze omogućavaju cjelokupni život na Zemlji

Za molekule nabrojanih supstancija karakteristično je da imaju vodik neposredno vezan na jako elektronegativne atome.

Slika 6.5. Vrelišta spojeva vodika s elementima 14., 15., 16. i 17. skupine periodnog sistema



Anomalija vode

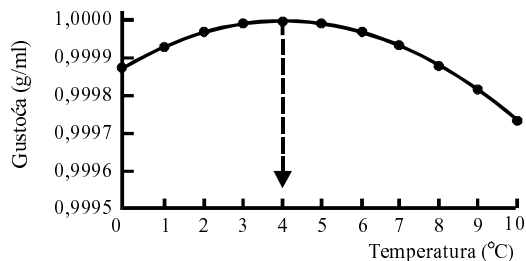
Vodikova veza ima iznimno značenje u vodi, tekućini o kojoj ovisi život na Zemlji.

Znamo da se pri prijelazu u čvrsto agregatno stanje gustoća tvari povećava. Je li uvijek tako?

Proučimo podatke za gustoću vode pri različitim temperaturama i u različitim agregatnim stanjima.

Tablica 6.3. Gustoća vode

| Temperatura / °C | Gustoća / (g/cm ³) | Agregatno stanje |
|------------------|--------------------------------|------------------|
| 0 | 0,9170 | čvrsto (led) |
| 0 | 0,9987 | tekuće |
| 4 | 1,0000 | tekuće |
| 25 | 0,9970 | tekuće |
| 100 | 0,9584 | tekuće |

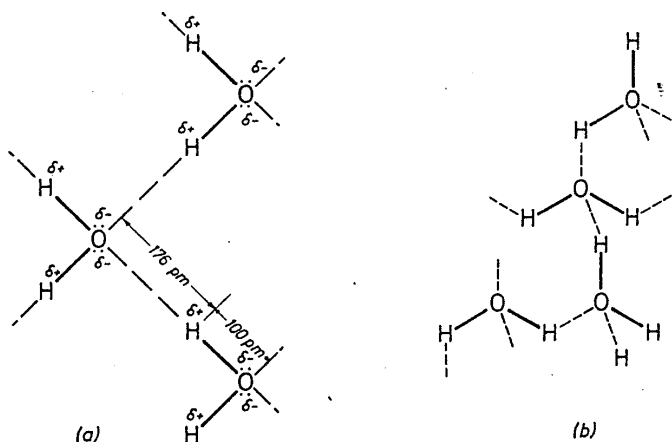


Slika 6.5. Gustoća vode između 0 °C i 10 °C

Znate li: da je voda jedina tekućina čija gustoća nije najveća pri temperaturi taljenja.

Iz navedenih podataka zaključujemo da je najveća gustoća vode pri + 4 °C, ali i da je gustoća leda pri 0 °C nešto manja od gustoće vode. Ovu neobičnu pojavu nazivamo **anomalija vode**.

Led je voda u kristaliziranom stanju, a molekule vode u ledu nalaze se u strogo uređenom geometrijskom rasporedu. Svaki atom kisika okružen je sa četiri atoma vodika. Dva su atoma bliže, a dva dalje od atoma kisika. Bliži atomi pripadaju jednoj molekuli vode i s kisikom su vezani kovalentnom vezom. Dva atoma vodika, koji su podalje, pripadaju dvjema susjednim molekulama vode i čine vodikove mostove između molekula vode (slika 6.6.). Zbog jakih vodikovih veza struktura leda nije najgušća slagalina molekula vode. U strukturi leda mogu se uočiti praznine u obliku



kanala, koji su ipak toliko maleni da u njih ne može stati molekula vode.

Slika 6.6. Vodikova veza: između molekula vode (a), u strukturalnoj kristalnoj rešetki leda (b)

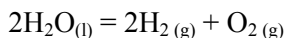
Kad se led topi zbog zagrijavanja, dio vodikovih veza se kida, molekule vode se oslobađaju čvrstog poretka, te se mogu gušće složiti. Zato ista količina vode nastala topljenjem leda zauzima manji volumen.

Znate li: gustoća leda je manja od gustoće vode, pa led pliva na vodi. Led na površini vode sprječava gubitak topline iz donjih slojeva. To ribama omogućava da mjesecima žive ispod sloja leda. Kad ne bi bilo vodikovih veza, voda bi pri atmosferskom pritisku bila plin s vrelištem oko – 80 °C, pa ne bi bilo ni kiše, ni rijeka, ni jezera, ali ni živih bića.

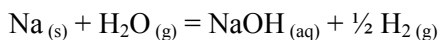
Vodikova veza može nastati između istovrsnih, ali i između raznovrsnih molekula koje su jako polarne, kao primjerice između molekula alkohola i vode, što bitno utječe na svojstva promatranog sistema.

Evo još nekih kemijskih osobina vode:

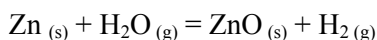
Voda je stabilno jedinjenje: ne može se lako razložiti zbog stabilnosti kovalentne veze između H i O. Voda se ne može termički razložiti na vodik i kisik ispod temperature od 1000 °C. Čak i na 2500 °C razložit će se samo 2 % vode. Međutim, voda se može razložiti na H₂ i O₂ na sobnoj temperaturi ako se kroz nju propusti jednosmjerna električna struja (vidi sliku 1.1.)



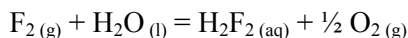
Na običnim temperaturama voda žestoko reagira sa kemijski aktivnim metalima (natrij, kalij) oslobađajući plinoviti vodik.



Na višim temperaturama, manje aktivni metali, kao što je cink, reagiraju sa vodenom parom uz oslobađanje plinovitog vodika. U takvim slučajevima stvara se oksid metala



Kisik iz vode može se kemijski osloboditi pri reakciji sa vrlo aktivnim nemetalima. Plinoviti fluor burno reagira sa vodom oslobađajući Plinoviti O₂.

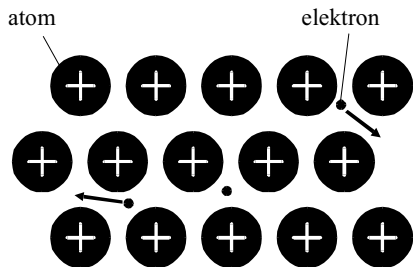


6.5. Metalna veza

Metali se međusobno povezuju vezom koja je vrlo bliska kovalentnoj vezi, a tu vezu između metala nazivamo metalnom vezom.

Znate li: - da su se tijekom vrlo hladne zime 1868 / 69. godine u jednom vojnom skladištu u Petrogradu, kalajna (Sn) dugmad za vojne uniforme pretvorila u sivi prah. Što je još čudnije, pojava se poput zaraze širila s "oboljele" na "zdravu" kalajnu dugmad pa je nazvana kalajna kuga. Da se radi o polimorfiji (pojava da se neki mineral javlja u više oblika, s različitim kristalografskim, fizičkim i kemijskim svojstvima uz isti kemijski sastav) kalaja dokazao je ruski kemičar Fritsche, 1872. godine.

- da su od svih do danas poznatih elemenata oko 4/5 metali. Iako se metali javljaju u tako velikom broju, oni tvore manje od 1/4 tvari pronađenih u svijetu, jer su mnogi metali vrlo rijetki.



Osnovna privlačna sila koja djeluje između atoma metala uzrokovana je uzajamnim djelovanjem metalnih iona i zajedničkog elektronskog oblaka kojim su opkoljeni (slika 6.7.).

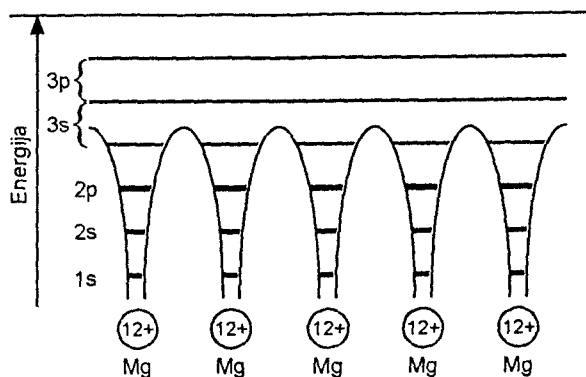
Slika 6.7. Struktura natrija sa zajedničkim elektronskim oblakom

Valentni elektroni, ili bar dio njih, raspodjeljeni su po čitavom metalu tako da su svi atomi vezani zajedničkim elektronskim oblakom. Prema tome, svi atomi su postali pozitivni ioni koje čvrsto veže jedan oblak **delokaliziranih elektrona**. To je razlog da je svuda u metalu gustoća elektronskog oblaka veća od nule i približno jednaka. Metalna veza nije usmjerena u prostoru.

Dakle, metalna veza je kemijska veza među atomima metala koji vrlo lako otpuštaju elektrone. Pri tome svi atomi postaju pozitivni ioni koje čvrsto veže zajednički oblak delokaliziranih elektrona.

Preklapanjem orbitala metalnih iona koji se nalaze međusobno vrlo blizu nastaju molekulske orbitale koje su toliko blizu jedna drugoj da ih opisujemo kao **vrpca ili zonu**. Razlikujemo **valentnu vrpca i vodljivu vrpca**. U valentnoj vrpca nalaze se valentni elektroni, a iznad nje prostire se vrpca bez elektrona koju nazivamo vodljiva vrpca. Valentna vrpca se gotovo dodiruje s vodljivom vrpcom, pa je potrebna zanemarivo mala energija za prelaz elektrona.

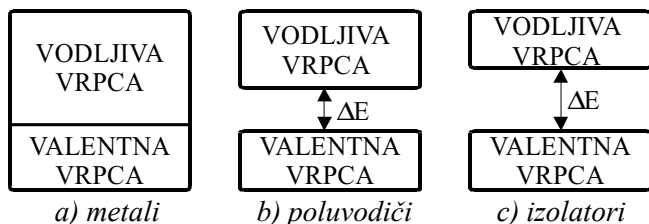
Možemo reći da se elektroni zapravo slobodno gibaju iz jedne vrpca u drugu.



Slika 6.8. Nastajanje valentnih i vodljivih vrpca u magneziju

Magnezij ima elektronsku konfiguraciju $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Svaki atom ima dva elektrona u $3s$ – orbitali, a $3p$ – orbitale su prazne. Elektroni u $1s$ -, $2s$ – i $2p$ – orbitalama su vezani na pojedine magnezijeve jezgre, a preklapanjem $3s$ – i $3p$ - orbitala nastaju delokalizirane molekulske orbitale (slika 6.8.). Zbog mogućnosti prijelaza elektrona iz valentne u vodljivu vrpca magnezij, ali i ostali metali, su dobri vodiči topline i elektriciteta.

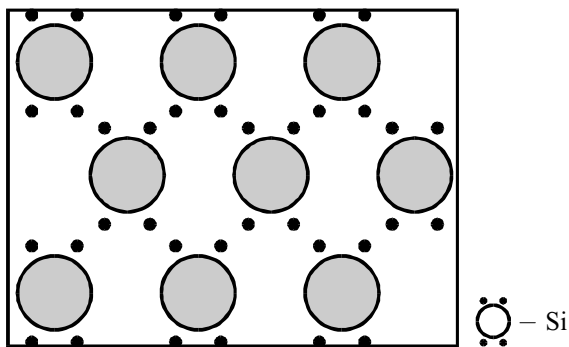
Udaljenost između valentne i vodljive vrpce nije kod svih elemenata jednaka. Kod metala su valentna i vodljiva vrpca vrlo blizu pa **energetska barijera** (ΔE) za prijelaz elektrona gotovo i ne postoji (slika 6.9.).



Slika 6.9. Usporedba energetske barijere (ΔE) između valentne i vodljive vrpce za a) metale, b) poluvodiče, c) izolatore

Povećavanjem udaljenosti među vrpcama raste energetska barijera, pa je za prijelaz elektrona potrebna veća energija. Zbog toga takve tvari slabo provode električnu struju i nazivamo ih **poluvodiči**.

Takvi su elementi na primjer silicij i germanij. U strukturi silicija i germanija svaki je atom okružen s četiri istovrsna atoma s kojima je povezan kovalentnim vezama.



Elektroni koji sudjeluju u kovalentnoj vezi ne mogu se slobodno gibati pod djelovanjem električnog polja (slika 6.10.).

Slika 6.10. Shematski prikaz strukture čistog silicija

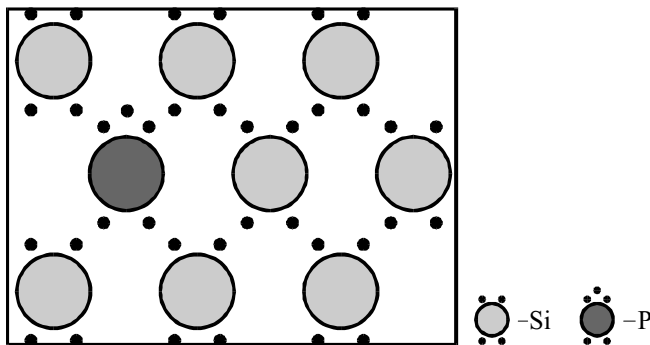
Porastom temperature poneki elektron iz veze dobiva dovoljno energije za savladavanje energetske barijere i prelazi u vodljivu vrpcu. Takvo mjesto u kristalu s kojeg je elektron otišao u vodljivu vrpcu nazivamo **šupljinom (vakancija)**. U tu šupljinu može spontano, ili pod utjecajem električnog polja, doći elektron iz neke od susjednih veza, pa šupljina nastaje na drugom mjestu. Kod takve vrste električne vodljivosti govorimo o **putovanju šupljina**. Šupljine putuju u suprotnom pravcu od gibanja elektrona.

Osim o temperaturi, vodljivost poluvodiča ovisi i o nazočnosti male količine nekih drugih atoma u strukturi. Takve poluvodiče nazivamo **poluvodiči s nečistoćama**. Udio dodatnih elemenata je vrlo malen (oko 30 ppb; 1 ppb = 10^{-9} = 1/1 000 000 000;

parts per billion = dio na milijardu) što znači 3 dodana atoma na 100 milijuna silicijevih atoma ili $1,5 \cdot 10^{15}$ dodanih atoma na 1 cm^3 "onečišćenog" silicija. Kao atomi nečistoća u germaniju ili siliciju obično se koriste atomi jednog od elemenata 15. skupine (P, As, Sb) ili jednog od elemenata 13. skupine (B, Al, Ga, In). Atomi tih elemenata zamjenjuju neke atome germanija ili silicija. Pri tome ne dolazi do promjene strukture, ali električna vodljivost poraste i do 50 puta.

Zamjeni li se atom silicija atomom fosfora koji ima jedan valentni elektron više od silicija, jedan elektron ostaje slobodan, ne sudjeluje u kovalentnoj vezi (slika 6.11.). Taj se elektron nalazi na velikoj udaljenosti od jezgre, slabo je vezan za jezgru atoma fosfora, pa je potrebna mala energija da prijeđe u vodljivu vrpicu kristalne rešetke silicija. Na taj način atom fosfora je povećao broj elektrona, pa je prema tome

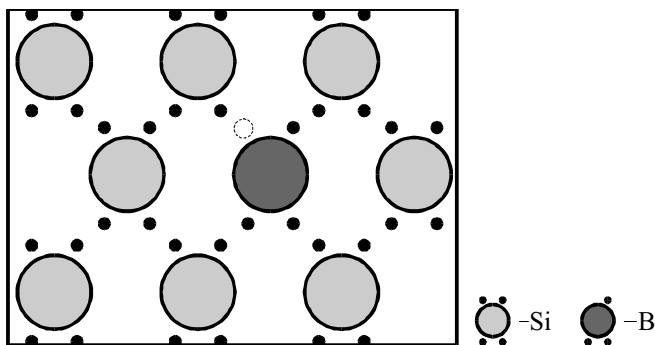
povećao i električnu vodljivost silicija. Takvi poluvodiči nazivaju se **poluvodiči n- tipa** (n od negativno).



Slika 6.11. Shematski prikaz poluvodiča n - tipa

Električnu vodljivost poluvodiča možemo povećati i zamjenom atoma silicija atomom bora koji u valentnoj ljuski ima tri elektrona. S obzirom da atom bora u valentnoj ljuski ima jedan elektron manje od atoma silicija, on će u kristalnoj rešetci silicija

povećati broj šupljina (slika 6.12.). Takvi poluvodiči nazivaju se **poluvodiči p-tipa** (p od pozitivno).



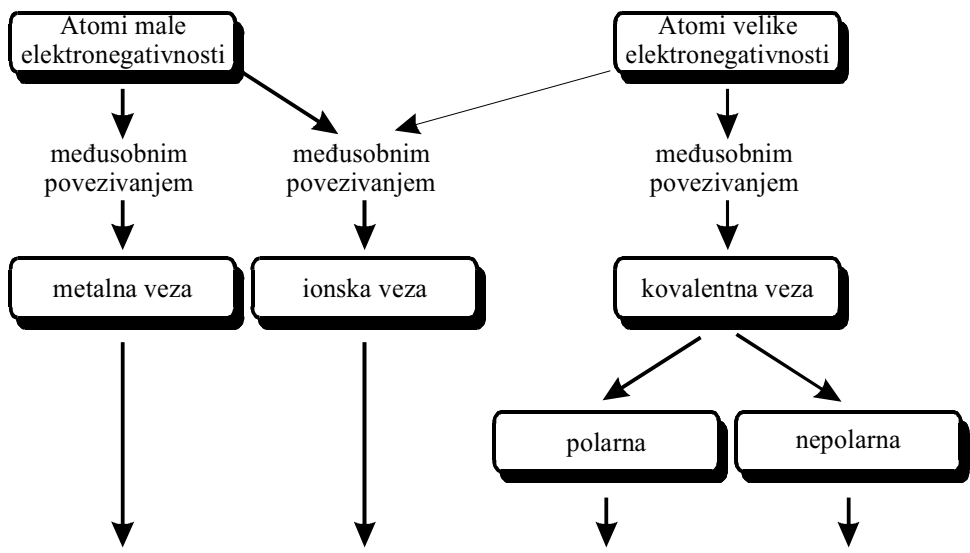
Slika 6.12. Shematski prikaz poluvodiča p - tipa

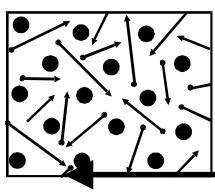
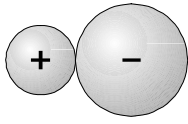
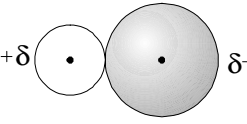
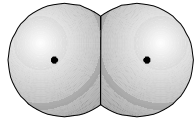
Poluvodiči imaju veliku važnost u elektronici jer se koriste za proizvodnju električnih elemenata (diode, tranzistori, integrirani krugovi i sl.).

Tvari kod kojih postoji velika energetska barijera između valentne i vodljive vrpce (slika 6.9.) nazivamo **izolatori**.

Za prijelaz elektrona iz valentne u vodljivu vrpću potrebna je izuzetno velika energija. Izolatori ne provode toplinu i elektricitet. Tipična izolatorska svojstva imaju staklo, plastika i guma.

Ponovimo:



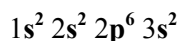
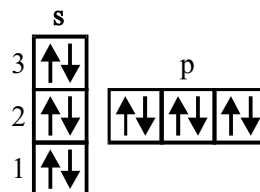
| | | | |
|---|--|---|--|
| <p>Metalnom vezom vežu se atomi metala koji vrlo lako otpuštaju elektrone. Pri tome svi atomi postaju pozitivni ioni koje čvrsto veže jedan oblak delokaliziranih elektrona</p> | <p>Ionskom vezom vežu se atomi metala koji lako otpuštaju elektrone i atome nemetala koji elektrone lako primaju. Tako nastaju pozitivno i negativno nabijeni ioni među kojima je jaka privlačna sila elektrostatske prirode</p> | <p>Zajedničkim elektronskim parom povezani su različiti atomi. Veza je polarna jer je zajednički elektronski par bliže elektronegativnijem atomu.</p> | <p>Zajedničkim elektronskim parom povezani su istovrsni atomi, pa molekule nisu polarne. Zajednički elektronski par nalazi se na jednakoj udaljenosti od obje jezgre</p> |
|  |  |  |  |
| <p>ionska priroda veze raste kovalentna priroda veze opada</p> | | | |

Primjeri:

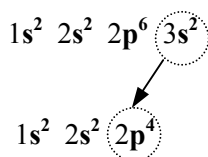
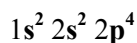
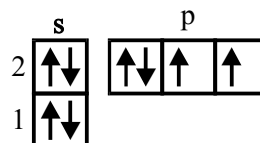
1. Objasni ionsku vezu u molekuli magnezij – oksida, MgO!

Da bismo objasnili stvarane ionske veze između atoma magnezija i kisika moramo početi od njihovih elektronskih konfiguracija.

Magnezij atomskog broja 12 ima elektronsku konfiguraciju



Atom kisika atomskog broja 8 ima konfiguraciju



Iz elektronskih konfiguracija vidimo da atomu kisika nedostaju dva elektrona da bi popunio **p** – orbitale drugog energetskog nivoa. Ta dva elektrona primit će od atoma magnezija, koji će “elektronskim skokom” iz **3s** – orbitale prijeći u **2p** – orbitale atoma kisika.

Ionsku vezu u magnezij – oksidu prikazat ćemo Lewisovom simbolikom

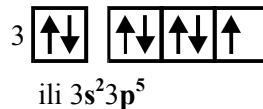


2. Lewisovom simbolikom prikaži udruživanje atoma stroncija i klora u molekulu stroncij – klorida, SrCl₂!

Atom stroncija atomskog broja 38 ima dva valentna elektrona u 5s – **orbitali**

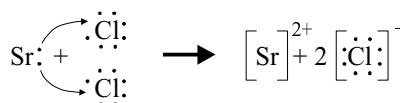


Atom klora atomskog broja 17 ima sedam valentnih elektrona u 3s – i 3p - **orbitalama**



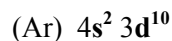
Da bi atom stroncija predao svoja 2s – **elektrona**, potrebna su dva atoma klora, jer svakom od atoma klora nedostaje po jedan elektron.

Stvaranje ionske veze u molekuli stroncij – klorida možemo prikazati ovako:

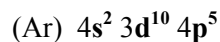


3. Zašto je cink – bromid, ZnBr₂, ionski spoj?

Elektronska konfiguracija atoma cinka, koji ima atomski broj 30 jest:

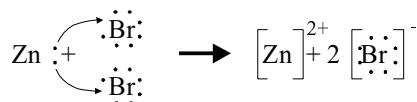


a elektronska konfiguracija atoma broma, atomskog broja 35 jest



Da bi atom broma popunio oktetnu konfiguraciju valentne ljuske, odnosno konfiguraciju njemu najbližeg plemenitog plina kriptona, on mora primiti jedan elektron. Dva atoma broma potrebna su za primanje dvaju elektrona iz 4s – **orbitale** atoma cinka.

Cink – bromid je ionski spoj zato što su njegovi atomi povezani ionskom vezom koju prikazujemo ovako:



4. Objasni stvaranje ionske veze u bakar(I) - kloridu , CuCl i bakar(II) - kloridu, CuCl₂!

Bakar, Cu, jer element 11 skupine atomskog broja 29
Nalazi se u četvrtoj periodi između prijelaznih
elemenata čiji elektroni popunjavaju **3d - orbitale**.

Kod atoma bakra moguće su dvije elektronske
konfiguracije. Iz konfiguracije atoma bakra (Ar) 4s²3d⁹
nepopunjene su **d - orbitale**. Iz 4s² - **orbitala** može
jedan elektron prijeći u **3d - orbitale** tako da ih popuni.

Elektronska konfiguracija (Ar) 4s¹3d¹⁰ je stabilnija zato
što su sve **d- orbitale** popunjene.

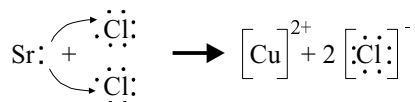
Otpuštanjem preostalog elektrona iz 4s - **orbitale**
nastat će spoj bakar(II) klorid, a otpuštanjem dvaju
elektrona iz 4s - **orbitale** nastat će bakar(II) - klorid.
3d - orbitale ostaju pri tome nepopunjene.

Atom bakra svojim spojevima može biti jednovalentan
ili dvovalentan, ovisno o tome otpusti li jedan ili dva
elektrona iz 4s - **orbitale**.

Lewisovom simbolikom nastaju veze u spoju bakar(I) -
klorid, CuCl, možemo prikazati.



a kod bakar(II) - klorida ovako:



5. Lewisovom simbolikom prikaži stvaranje veze u:

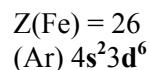
$$Z(\text{Cu}) = 29$$

$$(\text{Ar}) 4s^1 3d^{10}$$

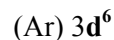
$$(\text{Ar}) 4s^2 3d^9$$

- a) željezo(II) - kloridu, FeCl₂
 b) željezo(III) - kloridu, FeCl₃

- a) Atom željeza atomskog broja 26 nalazi se u četvrtoj periodi periodnog sistema između "d" elemenata:
 Njegova elektronska konfiguracija jest

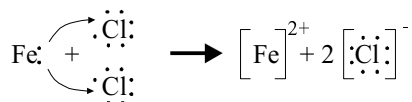


otpuštanjem dvaju elektrona iz 4s - **orbitale** prelazi u ion Fe²⁺ konfiguracije



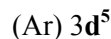
Dva atoma klora primaju njegova dva elektrona i pri tome postižu oktetnu elektronsku konfiguraciju

Stvaranje veze u željezo(II) - kloridu prikazat ćemo Lewisovom simbolikom:

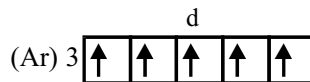


- b) Iz elektronske konfiguracije atoma željeza vidimo da u 3d - **orbitalama** ima 6 elektrona.

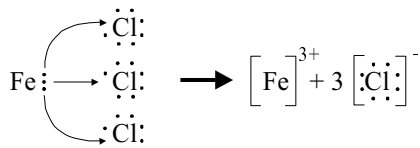
Ako atom željeza otpusti svoja dva elektrona iz 4s - **orbitala** i jedan elektron iz nepopunjenih 3d - **orbitala**, nastat će Fe³⁺ elektronske konfiguracije:



Ta elektronska konfiguracija je stabilnija zato što su sve d - **orbitale** polupopunjene:

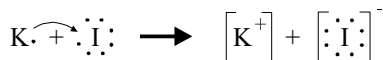


Stvaranje veze u željezo(III) - kloridu možemo prikazati ovako:



6. Kalij - jodid, KI, je ionski spoj. Zašto?

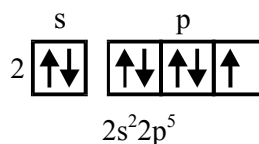
Atomi kalija i joda u kalij - jodidu povezani su ionskom vezom. Veza je nastala tako da je valentni elektron atoma kalija "elektronskim skokom" prešao k atomu joda, kojem je potreban samo jedan elektron da popuni stabilnu konfiguraciju najbližeg plemenitog plina.



7. Prikaži elektronske strukture molekula

- a) fluora, F_2
- b) kisika, O_2
- c) dušika, N_2

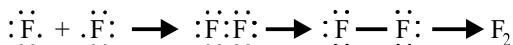
- a) Pronaći ćemo fluor u tablici periodnog sistema elemenata. Elektronska konfiguracija njegove druge valentne ljuske je:



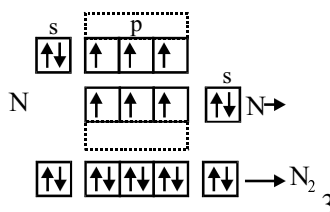
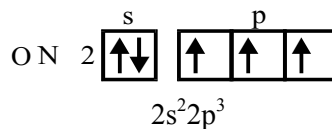
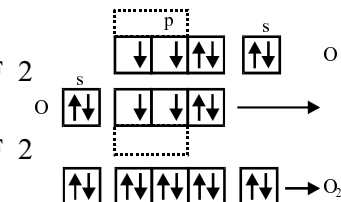
Nedostaje mu jedan elektron da zasiti valentnu vezu

U molekuli fluora F_2 , udružiti će se dva atoma, stvarajući zajednički elektronski par od dva slobodna **p - elektrona**.

Nastajanje molekule fluora jednostavnije možemo prikazati Lewisovom simbolikom:

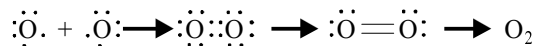


- b) Elektronska konfiguracija valentne ljuske kisika jest



Molekula sadrži dva atoma kisika koji će se povezati s dva zajednička elektronska para da bi svaki od atoma postigao oktetnu konfiguraciju

Molekulu kisika Lewisovom simbolikom predočujemo



c) Elektronska konfiguracija valentne ljuske atoma dušika je

Do oktetne konfiguracije nedostaju mu tri elektrona. U molekuli dušika stvorit će se tri zajednička elektronska para

Lewisovom simbolikom molekule dušika prikazujemo



7. SIMBOLI, FORMULE I KEMIJSKE JEDNADŽBE

7.1. Simboli

Svaki element označen je simbolom koji se sastoji od jednog ili dva slova. Oni potječu od latinskog ili grčkog imena elementa. Prvo slovo je veliko, a drugo malo. Primjerice, za elemente ugljik, bakar, cezij, krom simboli su: C, Cu, Cs, Cr. Elementi su svrstani u periodni sistem elemenata.

Simbol pokazuje vrstu elementa (kvalitativno značenje), ali ima i kvantitativno značenje jer označuje i jedan atom tog elementa. Tako navedeni primjeri označuju po jedan atom ugljika, bakra, cezija i kroma. Veći broj atoma piše se ispred simbola. Broj i predznak upisan desno gore iza simbola označuje nabojni broj iona. U tablici 7.1. navedeno je nekoliko primjera opisanih znakova.

Tablica 7.1. Znakovi atoma i iona

| Broj i znak atoma | Broj i znak kationa | Broj i znak aniona |
|------------------------------|---|---|
| 2 Mg dva atoma magnezija | 2 Mg ²⁺ dva iona magnezija | F ⁻ jedan fluorid – ion |
| 3 Cu tri atoma bakra | 3 Cu ²⁺ tri iona dvovalentnog bakra | 6 Cl ⁻ šest klorid – iona |
| Zn jedan atom cinka | Zn ²⁺ jedan ion cinka | 2 Br ⁻ dva bromid – iona |
| 4 Na četiri atoma natrija | 4 Na ⁺ četiri iona natrija | 4 I ⁻ četiri jodid – iona |
| 3 Fe tri atoma željeza | 3 Fe ³⁺ tri iona trovalentnog željeza | N ³⁻ jedan nitrid – ion |
| Ca jedan atom kalcija | Ca ²⁺ jedan ion kalcija | S ²⁻ jedan sulfid – ion |
| 2 Cr dva atoma kroma | 2 Cr ²⁺ dva iona dvovalentnog kroma | 5 O ²⁻ pet oksid - iona |

Nužno je razlikovati nabojni broj iona. Objasnimo to na primjeru atoma i iona barija. Nabojni broj atoma barija jest nula, jer atom barija ima 56 protona u jezgri i 56 elektrona u elektronskom omotaču. Nabojni broj iona barija jest 2+ zato što je ion barija nastao otpuštanjem dvaju elektrona tj. ion barija ima 56 protona u jezgri i 54 elektrona u elektronskom omotaču. Nabojni broj je omjer naboja i elementarnog naboja (apsolutna vrijednost naboja protona i elektrona), što možemo prikazati i izrazom:

$$z = \frac{Q}{e}$$

z = nabojni broj

Q = naboj (količina ili množina elektriciteta)

e = elementarni naboj = $1,6 \cdot 10^{-19}$ C

Iz gornjeg izraza slijedi da je $Q = z \cdot e$, a to znači da je naboj iona jednak umnošku nabojnog broja i elementarnog naboja.

Primijenimo izvedeno na ion barija:

$$Q = 2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Zaključimo da je nabojni broj iona barija 2+, a naboj tog iona $3,2 \cdot 10^{-19}$ C.

Napomena: u praksi se često nabojni broj iona naziva naboj iona.

7.2. Formule

Formula je najkraći prikaz sastava nekog elementa ili kemijskog spoja. Kemijski spoj može biti građen od atoma ili od iona. Budući da svaka formula predočuje jedinku elementa ili spoja govorimo o formulskim jedinkama. Molekulom označujemo formulske jedinke u kojima su atomi povezani kovalentnom vezom.

U tablici 7.1. naveli smo monoatomske (jednoatomske) ione. Primjenom te tablice i tablice 7.2. možemo izvesti formule mnogih anorganskih spojeva s ionskom vezom.

Pri izvođenju kemijskih formula upotrebom tablica (ili bez njih), za spojeve s ionskom vezom broj iona mora biti takav da ukupan broj pozitivnih naboja jednak ukupnom broju negativnih naboja, tj. njihov zbir mora biti nula.

Primjerice, natrij – klorid sastavljen je od iona natrija i klorid – iona. Ion natrija ima nabojni broj 1+, a klorid – ion 1-. Njihova suma jednaka je nuli. Stoga je formula natrij – klorida: NaCl.

U natrij – sulfatu nabojni je broj sulfatne skupine 2-. Budući da je ion natrija nabojnog broja 1+, potrebna su dva iona natrija za jednu sulfatnu skupinu. Stoga je formula spoja: $\text{Na}_2^+\text{SO}_4^{2-}$.

Tablica 7.2. Vrste i naziv poliatomskih (višeatomskih) iona

| Sastav aniona | Naziv aniona | Sastav aniona | Naziv aniona |
|--------------------|----------------|------------------------------|------------------|
| OH^- | hidroksid | PO_4^{3-} | fosfat |
| OCl^- | hipoklorit | HPO_4^{2-} | hidrogenfosfat |
| ClO_2^- | klorit | H_2PO_4^- | dihidrogenfosfat |
| ClO_3^- | klorat | PO_3^{3-} | fosfit |
| ClO_4^- | perklorat | HPO_3^{2-} | hidrogenfosfit |
| NO_3^- | nitrat | H_2PO_3^- | dihidrogenfosfit |
| NO_2^- | nitrit | SiO_4^{4-} | ortosilikat |
| SO_4^{2-} | sulfat | MnO_4^- | permanganat |
| HSO_4^- | hidrogensulfat | MnO_4^{2-} | manganat |
| SO_3^{2-} | sulfit | $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ | dikromat |
| HSO_3^- | hidrogensulfit | CrO_4^{2-} | kromat |
| CO_3^{2-} | karbonat | HCO_3^- | hidrogenkarbonat |

Napomene:

1. Atomi nekih metala imaju u spojevima stalan pozitivni nabojni broj, primjerice Na^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+} i dr.
2. Atomi nekih metala imaju promjenljiv nabojni broj (valenciju) u spojevima. Primjerice, željezo je u spojevima dvovalentno Fe^{2+} i trovalentno Fe^{3+} , što u nazivu spoja označujemo na slijedeći način:

oznaka Fe^{2+} : željezo (II) – čitaj **željezo dva ion**

oznaka Fe^{3+} : željezo (III) – čitaj **željezo tri ion**

3. Spojevi metala i nemetala s kisikom su oksidi. U njima je nabojni broj kisika 2-.
4. Među ionske spojeve uglavnom se svrstavaju metalni oksidi, hidroksidi i soli.

Poznato je mnoštvo spojeva koji nisu građeni od iona, već od molekula. Formule nekih spojeva takva tipa prikazane su u tablici 7.3.

Tablica 7.3. Formule nekih spojeva s kovalentnom vezom

| Naziv spoja | Formula |
|-----------------------------------|--------------------------------|
| voda | H ₂ O |
| ugljik(II)-oksid, ugljik-monoksid | CO |
| ugljik(IV)-oksid, ugljik-dioksid | CO ₂ |
| dušik(III)-oksid, dušik-trioksid | N ₂ O ₃ |
| sumpor(IV)-oksid, sumpor-dioksid | SO ₂ |
| sumpor(VI)-oksid, sumpor-trioksid | SO ₃ |
| amonijak | NH ₃ |
| sulfatna kiselina | H ₂ SO ₄ |
| sulfitna kiselina | H ₂ SO ₃ |
| sulfidna kiselina | H ₂ S |
| perkloratna kiselina | HClO ₄ |
| kloratna kiselina | HClO ₃ |
| kloritna kiselina | HClO ₂ |
| hipokloritna kiselina | HOCl |
| octena (etan) kiselina | CH ₃ COOH |

Prefiksi **mono**, **di**, **tri** (u našim primjerima) znače prisutnost jednog, dva, tri atoma kisika, a rimski broj u zagradi odnosi se na valenciju nemetala s kojim je kisik vezan. Navest ćemo tri spoja s bromom i objasniti njihove nazive:

- KBr kalij-bromid
 - PBr₃ fosfor(III)-bromid ili fosfor-tribromid
 - NiBr₂ nikal(II)-bromid
- Dovoljno je reći kalij-bromid jer je nabojni broj atoma kalija u svim spojevima 1+
 - Fosfor(III)-bromid kazuje valenciju fosfora u tom spoju jer fosfor može graditi i spoj fosfor(V)-bromid.
 - Rimski broj II označuje da je nikal u ovom spoju dvovalentan s nabojnim brojem 2+. Atom nikla stvara i spojeve u kojima je trovalentan s nabojnim brojem 3+.

Napomena:

Za nazive kiselina možemo naglasiti:

- Najznačajnija kiselina dobiva nastavak **-at** na temelju latinskog imena nemetala. Primjerice: sulfatna, nitratna, fosfatna kiselina.
- Kiselina s jednim atomom kisika manje od najznačajnije kiseline ima nastavak **-it**. Primjerice: sulfitna, nitritna, fosfitna kiselina.

- c) Ako je broj atoma kisika u nekoj kiselini manji za jedan od kiseline koja ima nastavak **-it**, daje joj se prefiks **hipo-**. Primjerice: **hipofosfitna** kiselina (H_3PO_2), **hipokloritna** kiselina (HOCl).
- d) Postoji li kiselina s jednim atomom kisika više od one kojoj je nastavak **-at**, daje joj se prefiks **per-**. Primjerice: **perkloratna** kiselina (HClO_4).
- e) Na isti način izvode se nazivi soli.

Elementi i spojevi mogu se nalaziti u različitim agregatnim stanjima. Evo nekih oznaka:

čvrsto agregatno stanje (s), primjerice $\text{Na}_{(s)}$
 tekuće agregatno stanje (l), primjerice $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 plinovito agregatno stanje (g), primjerice $\text{H}_2_{(g)}$
 tvar u kristalnom stanju (c), primjerice $\text{NaCl}_{(c)}$
 otopljena tvar u razrijeđenoj otopini (aq), primjerice $\text{KBr}_{(aq)}$.

7.3. *Kemijske jednadžbe*

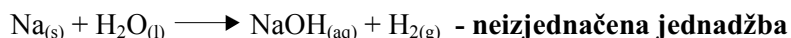
Kemijska jednadžba jest najkraći prikaz kemijske reakcije, što znači da prikazuje jednu jediničnu kemijsku pretvorbu.

S lijeve strane jednadžbe pišemo komponente koje ulaze u reakciju – **REAKTANTE**.
 S desne strane pišemo komponente koje reakcijom nastaju – **PRODUKTE**.

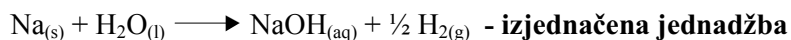
Da bismo ispravno mogli napisati kemijsku jednadžbu, valja znati:

- koji reaktanti ulaze u reakciju i koji produkti reakcijom nastaju
- napisati ispravne formule reaktanata i produkata
- svaka kemijska jednadžba koja je ispravno napisana jest izjednačena (uravnotežena), a to znači da je broj svake vrste atoma na objema stranama jednadžbe jednak.

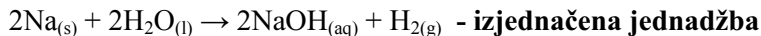
Izvest ćemo jednadžbu koja prikazuje reakciju natrija s vodom pri čemu se stvara natrijeva lužina i vodik:



Izjednačimo je prema broju vodikovih atoma, jer je broj atoma natrija i kisika izjednačen.



Želimo li da koeficijent ispred vodika bude cijeli broj, jednadžbu pomnožimo s 2.



Čitaj: 2 atoma natrija i 2 molekule vode daju 2 formulske jedinice natrijeve lužine i molekulu vodika.

Primjeri:

1. Što označuju slijedeći znakovi?

- a) Cu, Cu⁺, Cu²⁺
- b) H, H⁺, 2H
- c) Ca, Ca²⁺
- d) Fe, Fe²⁺, Fe³⁺
- e) N, 4H, NH₄⁺

Odgovor:

- a) atom bakra, jednovalentni ion bakra, dvovalentni ion bakra
- b) atom vodika, jednovalentni ion vodika (proton), dva atoma vodika
- c) atom kalcija, dvovalentni ion kalcija
- d) atom željeza, dvovalentni ion željeza, trovalentni ion željeza
- e) atom dušika, četiri atoma vodika, amonij-ion

2. Napiši znak za:

- | | |
|---------------------------------|----------------------------------|
| a) 3 atoma vodika | 3 H |
| b) 3 molekule vodika | 3 H ₂ |
| c) 5 atoma kisika | 5 O |
| d) 5 molekula kisika | 5 O ₂ |
| e) 10 molekula vode | 10 H ₂ O |
| f) 8 molekula sulfatne kiseline | 8 H ₂ SO ₄ |

3. Koji nabojni broj ima:

- a) ion kalija
- b) jezgra atoma kalija
- c) atom kalija

Odgovor:

- a) Nabojni broj iona kalija je 1+, jer se nalazi u 1. skupini, ima jedan valentni elektron koji lako otpušta.
- b) Atomski broj kalija je 19, a to znači da u jezgri atoma kalija ima 19 protona, zato je nabojni broj jezgre atoma kalija 19+.
- c) Atom kalija je neutralan zbog izjednačenog broja protona i elektrona, stoga je nabojni broj atoma kalija 0.

4. Odredi nabojne brojeve slijedećih atoma i iona:

- a) atoma vodika
- b) jezgre atoma vodika
- c) fosfid-ion
- d) klorid-ion

Odgovor:

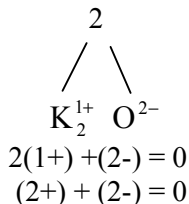
- a) Atom vodika ima 1 proton u jezgri i 1 elektron u elektronskom omotaču pa je njegov nabojni broj 0.
- b) Jezgro atoma vodika ima nabojni broj 1+ zato jer jezgru ovog atoma izgrađuje jedan proton.
- c) Atom fosfora ima 15 elektrona u elektronskom omotaču, od kojih je 5 elektrona u valentnoj ljusci. Kad primi 3 elektrona, postaje fosfid-ion s nabojem 3-.
- d) Atom klora ima 7 valentnih elektrona. Primanjem 1 elektrona postaje klorid-ion s nabojnim brojem 1-.

5. Izvedi formule spojeva koji nastaju spajanjem:

- a) K^+ i Br^-
- b) K^+ i O^{2-}
- c) Li^+ i N^{3-}
- d) Fe^{2+} i O^{2-}
- e) Fe^{3+} i O^{2-}
- f) NH_4^+ i S^{2-}
- g) Al^{3+} i S^{2-}

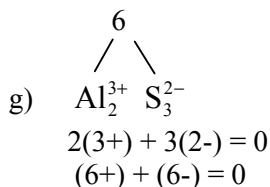
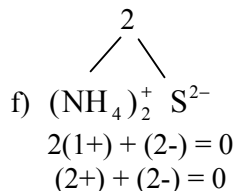
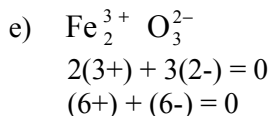
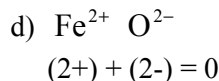
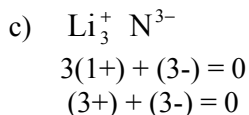
Odgovor:

- a) Budući da suma nabojnih brojeva mora biti nula, znači da je jednom ionu kalija dovoljan jedan bromid-ion, jer je $(1+) + (1-) = 0$. Formula kalij-bromida je: KBr.
- b) Budući da je ion kalija nabojnog broja 1+, a ion kisika 2-, tražimo najmanji zajednički višekratnik brojeva 1 i 2, a to je 2. Znači da su potrebna dva iona kalija za jedan ion kisika, jer je tada suma nabojnih brojeva nula.



Formula kalij-oksida je K_2O .

Na isti način mogu se izvesti i ostale formule:



Tražene formule: a) KBr, b) K_2O , c) Li_3N , d) FeO, e) Fe_2O_3 , f) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, g) Al_2S_3 .

6. Napiši formule spojeva i navedi nazive spojeva koji nastaju spajanjem iona:

- a) K^+ i Se^{2-}
- b) Ca^{2+} i P^{3-}
- c) Ag^+ i Cl^-
- d) Ni^{2+} i Br^-
- e) Li^+ i S^{2-}

Odgovor:

Imena soli koje nemaju kisikovih atoma dobivaju nastavak **-id**. Formule i imena traženih soli prema tome će biti:

- a) K_2Se – kalij-selenid
- b) Ca_3P_2 – kalcij-fosfid
- c) AgCl – srebro-klorid
- d) NiBr_2 – nikal(II)-bromid
- e) Li_2S – litij-sulfid

7. Odredi nazive slijedećih soli:

- a) K_3PO_4
- b) CaSO_4
- c) Ag_2SO_4
- d) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$

- e) Li_2SO_4
- f) LiClO_3

Odgovor:

Sve navedene soli jesu soli onih kiselina koje su najznačajnije oksikiseline (kiseline koje u kiselinskom ostatku imaju jedan ili više atoma kisika). Takve soli imaju nastavak **-at**. Prema tome imena soli su:

- a) kalij-fosfat
- b) kalcij-sulfat
- c) srebro-sulfat
- d) nikal(II)-nitrat
- e) litij-sulfat
- f) litij-klorat

8. Odredi nazive slijedećih soli:

- a) K_3PO_3
- b) CaSO_3
- c) Ag_2SO_3
- d) $\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$
- e) Li_2SO_3
- f) LiClO_2

Odgovori:

Sve navedene soli jesu soli kiselina koje imaju jedan atom kisika manje od najznačajnije kiseline, pa imaju nastavak **-it**. Nazivi navedenih soli jesu:

- a) kalij-fosfit
- b) kalcij-sulfit
- c) srebro-sulfit
- d) nikal(II)-nitrit
- e) litij-sulfit
- f) litij-klorit

9. Odredi nazive slijedećim spojevima:

- | | |
|-----------------------------|---------------|
| a) Na_3P | natrij-fosfid |
| b) Na_3PO_3 | natrij-fosfit |
| c) Na_3PO_4 | natrij-fosfat |
| d) Na_2S | natrij-sulfid |
| e) Na_2SO_3 | natrij-sulfit |
| f) Na_2SO_4 | natrij-sulfat |

- g) NaBr natrij-bromid
 h) NaF natrij-fluorid

10. Navedi imena spojeva:

- a) AlBr₃ aluminij-bromid
 b) PI₃ fosfor(III)-jodid
 c) CoCl₃ kobalt(III)-klorid

Za elemente promjenljivih valencija moramo naglasiti valenciju u određenom spoju. Stoga u spoju aluminijskog i bromina nismo naveli aluminij(III)-bromid, jer je poznato da je aluminij u svim spojevima trovalentan.

11. a) Napiši formule iona i njihov broj u svakoj formulskoj jedinki.

b) Odredi broj atoma svakog elementa u niže navedenim formulskim jedinkama.

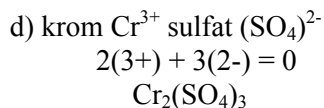
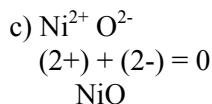
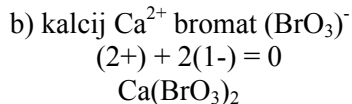
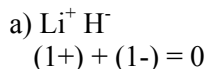
| Spoj | Formula iona | Broj iona | Element | Broj atoma |
|---|---|-----------|----------|------------|
| (NH ₄) ₃ PO ₄ | NH ₄ ⁺ PO ₄ ³⁻ | 3 1 | dušik | 3 |
| | | | vodik | 12 |
| | | | fosfor | 1 |
| | | | kisik | 4 |
| Al ₄ [Fe(CN) ₆] ₃ | Al ³⁺ [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ | 4 3 | aluminij | 4 |
| | | | željezo | 3 |
| | | | ugljik | 18 |
| | | | dušik | 18 |
| Ba ₂ P ₂ O ₇ | Ba ²⁺ P ₂ O ₇ ⁴⁻ | 2 1 | barij | 2 |
| | | | fosfor | 2 |
| | | | kisik | 7 |
| Al ₂ (SO ₄) ₃ | Al ³⁺ SO ₄ ²⁻ | 2 3 | aluminij | 2 |
| | | | sumpor | 3 |
| | | | kisik | 12 |
| K ₂ Cr ₂ O ₇ | K ⁺ Cr ₂ O ₇ ²⁻ | 2 1 | kalij | 2 |
| | | | krom | 2 |
| | | | kisik | 7 |

12. Navedi nazive za spojeve:

- a) (NH₄)₂CrO₄ amonij-kromat
 b) NaHSO₄ natrij-hidrogensulfat
 c) Cu₃(PO₄)₂ bakar(II)-fosfat
 d) Hg₂I₂ živa(I)-jodid
 e) HgI₂ živa(II)-jodid

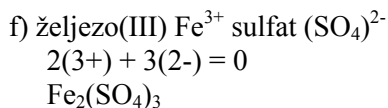
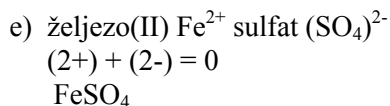
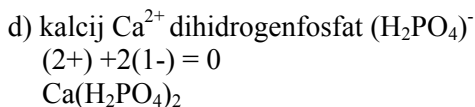
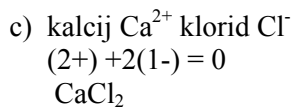
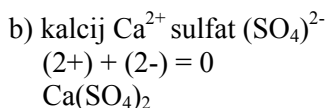
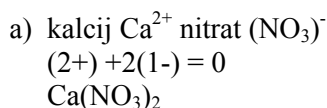
11. Napiši formule za:

- a) litij-hidrid,
- b) kalcij-bromat,
- c) nikal(II)-oksid,
- d) krom(III)-sulfat



Odgovor: formule traženih spojeva jesu: a) LiH, b) $\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$, c) NiO, d) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

12. Napiši formule za: a) kalcij-nitrat, b) kalcij-sulfat, c) kalcij-klorid, d) kalcij-dihidrogenfosfat, e) željezo(II)-sulfat, f) željezo(III)-sulfat.



13. Napiši nazive za slijedeće ione i molekule:



sulfit-ion



sumpor(VI)-oksid ili sumpor-trioksid



klorit-ion



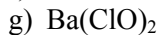
klor(IV)-oksid ili klor-dioksid



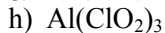
perklorat-ion



perkloratna kiselina



barij-hipoklorit

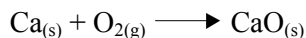


aluminij-klorit

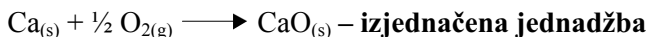
14. Kemijskim jednadžbama prikaži reakciju oksidacije:

- a) kalcija
- b) fosfora
- c) aluminijsa
- d) sumpora

a) Neizjednačena jednadžba reakcije:

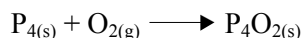


Izjednačimo broj atoma kisika

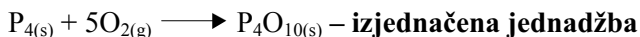


b) Neizjednačena jednadžba reakcije:

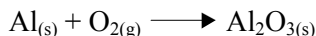
Bijeli fosfor sastoji se od molekula u kojima su međusobno spojena po 4 atoma fosfora pa im je formula P₄.



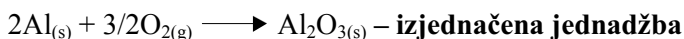
Izjednačimo broj atoma kisika



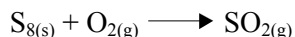
c) Neizjednačena jednadžba reakcije:



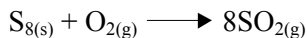
Izjednačimo broj atoma aluminijsa i kisika:



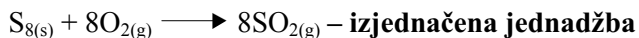
d) Neizjednačena jednadžba reakcije:



Izjednačimo jednadžbu prema broju atoma sumpora:



Izjednačimo jednadžbu prema broju atoma kisika:



Kristali sumpora građeni su od molekula koje se sastoje od 8 međusobno povezanih atoma u obliku prstena.

8. OKSIDACIJSKI BROJ

Oksidacijski broj je naboj koji bi imao neki atom u molekuli spoja uz pretpostavku da se ona sastoji od samih iona. Tom definicijom obuhvaćeni su, osim spojeva za koje je karakteristična ionska veza, i spojevi s kovalentnom vezom premda u tom slučaju pojedini atomi u molekuli nemaju efektivnog naboja.

Oksidacijski brojevi elemenata u spoju određuju se na temelju ovih pravila:

- 1) Svim elementima u elementarnom stanju oksidacijski broj je nula.

Primjerice: $\overset{0}{\text{Zn}}$, $\overset{0}{\text{Al}}$, $\overset{0}{\text{O}_2}$, $\overset{0}{\text{Ne}}$, $\overset{0}{\text{Fe}}$, $\overset{0}{\text{H}_2}$, $\overset{0}{\text{P}_4}$, $\overset{0}{\text{S}_8}$, $\overset{0}{\text{O}_3}$.

- 2) Oksidacijski broj vodika u svim spojevima iznosi (+1), izuzevši hidride metala u kojima je njegova vrijednost (-1).

Primjerice: $\overset{(+1)}{\text{H}_2}\overset{(+1)}{\text{O}}$, $\overset{(+1)}{\text{H}}\overset{(+1)}{\text{NO}_3}$, $\overset{(+1)}{\text{H}_2}\overset{(+1)}{\text{SO}_4}$, $\overset{(+1)}{\text{C}}\overset{(+1)}{\text{H}_4}$, $\overset{(+1)}{\text{N}}\overset{(+1)}{\text{H}_3}$, $\overset{(1+)}{\text{H}_3}\overset{(+1)}{\text{PO}_4}$, u metalnim hidridima (spojevi metala sa vodikom) oksidacijski broj vodika je (-1)

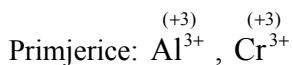
Primjerice: $\overset{(-1)}{\text{Na}}\overset{(-1)}{\text{H}_2}$, $\overset{(-1)}{\text{Ca}}\overset{(-1)}{\text{H}_2}$, $\overset{(-1)}{\text{Al}}\overset{(-1)}{\text{H}_3}$.

- 3) Oksidacijski broj kisikena u svim spojevima iznosi (-2), izuzevši perokside u kojima je njegova vrijednost (-1).

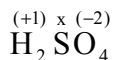
$\overset{(-2)}{\text{H}_2}\overset{(-2)}{\text{O}}$, $\overset{(-2)}{\text{H}_2}\overset{(-2)}{\text{SO}_4}$, $\overset{(-2)}{\text{H}}\overset{(-2)}{\text{NO}_3}$, $\overset{(-2)}{\text{S}}\overset{(-2)}{\text{O}_2}$, $\overset{(-2)}{\text{S}}\overset{(-2)}{\text{O}_3}$; u peroksidima (superoksidi), to su oksidi koji u molekuli sadrže par međusobno spojenih atoma kisika (-O-O-).

Jaka su oksidacijska sredstva. $\overset{(-1)}{\text{Na}_2}\overset{(-1)}{\text{O}_2}$, $\overset{(-1)}{\text{H}_2}\overset{(-1)}{\text{O}_2}$ (peroksid)

4) Oksidacijski broj jednoatomnog iona jednak je njegovu naboju.



5) Algebarska suma oksidacijskih brojeva u molekuli je jednaka nuli. Ovo pravilo omogućuje određivanje nepoznatog oksidacijskog broja. Primjerice, u molekuli sulfatne kiseline (H_2SO_4) znamo oksidacijske brojeve vodika i kisika, ali ne znamo oksidacijski broj sumpora. Možemo ga izračunati:



$$2(1+) + 4(2-) + x = 0$$

$$(2) + (-8) + x = 0$$

$$x = (+8) + (-2) = 6$$

Oksidacijski broj sumpora u sulfatnoj kiselini jest +6.

6) Algebarska suma oksidacijskih brojeva u višeatomskom ionu jednaka je naboju iona (označuje se prvo broj a zatim naboj). Primjerice u amonij-ionu (NH_4^+) tražimo oksidacijski broj dušika



$$x + 4(+1) = +1 \quad \text{ovaj } (+1) \text{ dolazi iz } \text{NH}_4^+$$

$$x = (+1) - 4(+1) = -3$$

Oksidacijski broj dušika u amonijevom ionu je -3.

Oksidacijski brojevi se označuju iznad simbola elemenata arapskim brojkama koje se stavljaju u okrugle zagrade.

Zapamti: Kod oksidacijskog broja prvo se piše naboj pa broj. Kod naboja iona

označuje se prvo broj, a zatim naboj: $\overset{(+6)}{\text{Cr}_2} \overset{(-2)}{\text{O}_7}^{2-}$

Primjeri:

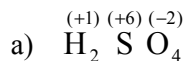
1. Odredi oksidacijske brojeve pojedinih elemenata u:

a) H_2SO_4 ,

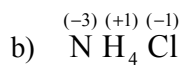
b) NH_4Cl ,

- c) Na_2O_2 ,
 d) CaH_2 ,
 e) Al^{3+} ,
 f) MnO_4^- ,
 g) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$,
 h) $[\text{PtCl}_6]^{2-}$

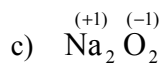
Odgovori:



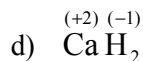
Provjera prema pravilu 5: $2(+1) + 1(+6) + 4(-2) = 0$



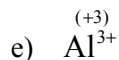
Provjera: $1(-3) + 4(+1) + 1(-1) = 0$



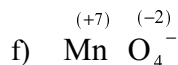
Provjera prema pravilima 3. i 5.: $2(+1) + 2(-1) = 0$



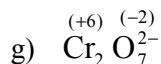
Provjera prema pravilima 2. i 5.: $1(+2) + 2(-1) = 0$



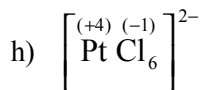
Provjera prema pravilu 4.: $\overset{(+3)}{\text{Al}}$



Provjera prema pravilu 6.: $1(+7) + 4(-2) = -1$



Provjera: $2(+6) + 7(-2) = -2$

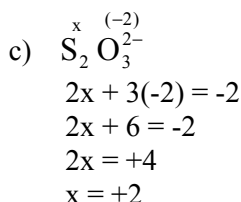
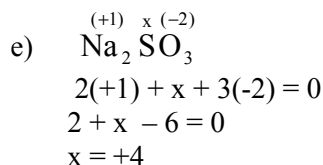
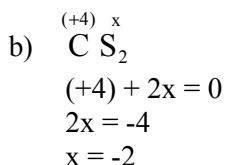
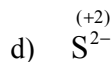


Provjera: $1(+4) + 6(-1) = -2$

2. Koliki je oksidacijski broj sumpora u sljedećim primjerima:

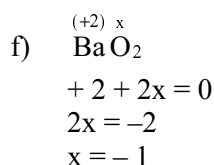
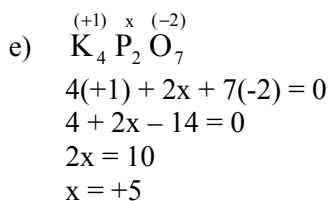
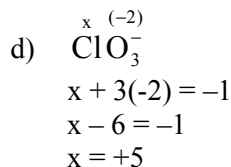
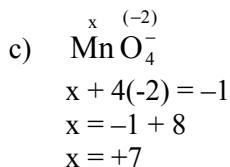
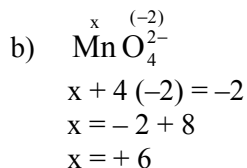
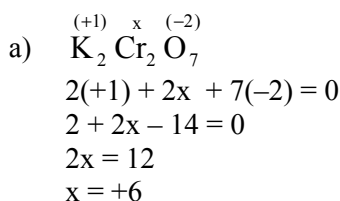
- a) S_2 , b) CS_2 , c) $S_2O_3^{2-}$, d) S^{2-} , e) Na_2SO_3 ?

Odgovori:



3. Odredi oksidacijske brojeve čiji su simboli podvučeni u sljedećim formulama:

- a) $K_2\underline{Cr}_2O_7$, b) $\underline{Mn}O_4^{2-}$, c) $\underline{Mn}O_4^-$, d) $\underline{Cl}O_3^-$, e) $K_4\underline{P}_2O_7$, f) $Be\underline{O}_2$?



4. Koji su oksidacijski brojevi dušika u sljedećim primjerima:

- a) NH_3 , b) N_2H_4 , c) NO_2 , d) NO_2^- , e) NO_3^- , f) N_2O_3 , g) NH_2OH ,
h) N_2O , i) N_2O_4 ?

a) $\overset{x (+1)}{\text{N}}\text{H}_3$
 $x + 3(+1) = 0$
 $x = -3$

b) $\overset{x (+1)}{\text{N}}_2\text{H}_4$
 $2x + 4(+1) = 0$
 $2x = -4$
 $x = -2$

c) $\overset{x (-2)}{\text{N}}\text{O}_2$
 $x + 2(-2) = 0$
 $x = +4$

d) $\overset{x (-2)}{\text{N}}\text{O}_2^-$
 $x + 2(-2) = -1$
 $x = +4 - 1$
 $x = +3$

e) $\overset{x (-2)}{\text{N}}\text{O}_3^-$
 $x + 3(-2) = -1$
 $x - 6 = -1$
 $x = +5$

f) $\overset{x (-2)}{\text{N}}_2\text{O}_3$
 $2x + 3(-2) = 0$
 $2x - 6 = 0$
 $2x = 6$
 $x = +3$

g) $\overset{x (+1)}{\text{N}}\overset{(-2)}{\text{H}}_2\overset{(-2)}{\text{O}}\overset{(+1)}{\text{H}}$
 $x + 2(+1) + (-2) + (+1) = 0$
 $x = 2 - 2 - 1$
 $x = -1$

h) $\overset{x (-2)}{\text{N}}_2\text{O}$
 $2x + (-2) = 0$
 $2x = 2$
 $x = +1$

i) $\overset{x (-2)}{\text{N}}_2\text{O}_4$
 $2x + 4(-2) = 0$
 $2x = 8$
 $x = +4$

5. Odredi oksidacijske brojeve klora u:

- a) hipoklorit-ionu (ClO^-)
b) klorid-ionu (ClO_2^-)
c) klorat-ionu (ClO_3^-)
d) perklorat-ionu (ClO_4^-)

a) $\overset{x (-2)}{\text{Cl}}\text{O}^-$
 $x + (-2) = -1$
 $x = -1 + 2$
 $x = +1$

b) $\overset{x (-2)}{\text{Cl}}\text{O}_2^-$
 $x + 2(-2) = -1$
 $x - 4 = -1$
 $x = +3$

c) $\overset{x (-2)}{\text{Cl}}\text{O}_3^-$
 $x + 3(-2) = -1$
 $x - 6 = -1$
 $x = -1 + 6$
 $x = +5$

d) $\overset{x (-2)}{\text{Cl}}\text{O}_4^-$
 $x + 4(-2) = -1$
 $x - 8 = -1$
 $x = -1 + 8$
 $x = +7$

6. Koji je najmanji oksidacijski broj za metale, a koji za nemetale?

Odgovor:

Najmanji oksidacijski broj za metale jest nula (jer atomi metala mogu samo otpuštati elektrone). Najmanji oksidacijski broj za nemetale jest broj skupine kojoj nemetal pripada umanjen za 8.

Primjerice: za dušik $5 - 8 = -3$; za selen $6 - 8 = -2$; za brom $7 - 8 = -1$.

7. Navedi četiri najvažnija oksidacijska stanja sumpora!

Odgovor:

Sumpor se nalazi u 16. skupini, stoga mu je najveći oksidacijski broj +6, a najmanji $+6 - 8 = -2$. Najvažnija oksidacijska stanja sumpora jesu: -2, +2, +4, +6.

8. Koji je najveći, a koji najmanji oksidacijski broj za:

a) tantal, b) krom, c) volfram, d) arsen, e) klor, ako su elementi pod a,b,c metali, a ostali nemetali.

Odgovor:

Na temelju položaja zadanih elemenata u periodnom sistemu izlazi:

a) za tantal, koji se nalazi u 5. skupini, najveći oksidacijski broj jest +5, a najmanji 0.

b) za krom, koji se nalazi u 6. skupini, najveći oksidacijski broj jest +6, a najmanji 0.

c) volfram je element 6. skupine (kao i krom), stoga mu je najveći oksidacijski broj +6, a najmanji 0.

d) arsen je element 15. skupine, najveći oksidacijski broj mu je +5, a najmanji $+5 - 8 = -3$.

e) klor je element 17. skupine zato mu je najveći oksidacijski broj +7, a najmanji $+7 - 8 = -1$.

9. ENERGIJA I KEMIJSKE PROMJENE

Bez *energije*, pokretačke snage svega, promjene ne bi bile moguće ni u živoj, ni u neživoj prirodi. Mnoge od tih promjena osnivaju se na kemijskim reakcijama. Na primjer, kod živog čovjeka zbiva se mnogo vrlo složenih biokemijskih reakcija u njegovom organizmu, uz obaveznu izmjenu energije. Isto tako u čovjekovom se okolišu zbiva mnoštvo kemijskih reakcija. Mnoge od njih su za čovječanstvo korisne, ili čak odlučujuće u pozitivnom smislu, druge su štetne pa ih treba sprečavati.

9.1. Kemijska reakcija

Što je kemijska reakcija? – pitanje koje se postavlja na početku proučavanja kemije kao znanstvene discipline. Ako se kemijska reakcija definira kao *događaj* u kojem se kemijska veza razara ili stvara, ili jedno i drugo, očito je da su pri kemijskoj reakciji ti **događaji** vezani za svaki pojedini atom, molekulu ili ion. Na primjer, zagrijavanjem šećer pougljeni. Taj događaj znači kemijsku reakciju jer su se pregrupirale kemijske veze. Međutim ako se kocka šećera usitni tako jako da postane prašak, ta promjena ipak nije kemijska reakcija. Tim se postupkom svojstva šećera ne mijenjaju, jer je on samo usitnjen, a molekule su ostale nepromijenjena. Osnovno je zajedničko, svim kemijskim reakcijama da **mora doći do pregrupacije kemijskih veza**. Međutim, neke se kemijske reakcije nikada neće dogoditi, ako se ne uloži određeni rad da bi se one dogodile.

Razmotrimo reakciju na primjeru kada vodik (H_2) i kisik (O_2) reagiraju. Rezultat te reakcije je voda (H_2O). Ti plinovi reagiraju sami od sebe, to jest **spontano**. Ako je reakcija spontana, znači da će se ona, kad jednom započne, i nastaviti. Reakcija spajanja vodika i kisika je vrlo spora reakcija, tako spora da ti plinovi mogu godinama stajati pomiješani a da nastane malo vode. No, ako se ta reakcija potakne zapaljenom treščicom, ona će to biti vrlo brza. Zapravo, tako brza da će smjesa kisika i vodika eksplodirati.

Ako se ova reakcija promatra u smjeru razlaganja vode, situacija je bitno drugačija. Voda se ne razlaže spontano na vodik i kisik, već za taj proces valja dovoditi energiju. Čim prestane teći struja, u aparatu za elektrolizu, prestat će razlaganje vode.

9.2. Energija i entalpija

Dobro poznato iskustvo narodne medicine, koje se primjenjuje da se bolesniku snizi povišena tjelesna temperatura, jest da mu se tijelo maže alkoholom (rakijom)? Alkohol lako isparava. Pri tom prelazi iz tekućeg u plinovito stanje, trošeći toplinu iz okoline, što znači da oduzima toplinu tijelu pa se organizam hladi. Stupanj hlađenja organizma mjeri se sniženjem temperature na termometru. Želi li se pobliže proučiti odnose pri prijelazu topline, valja definirati što je "okolina", a što "sistem". **Proces, reakcija ili objekt koji se posmatra jest sistem.** Sve ostalo je okolina. **Dovođenje ili odvođenje topline iz nekog sistema, pri stalnom pritisku, uzrokuje promjene toplinskog sadržaja u tom sistemu. Taj sadržaj topline naziva se entalpija (H).**

Pojam entalpije vezan je uz promjenu sistema, kao na primjer topljenje, isparavanje, izgaranje, pa iz toga proizlazi da je jedino moguće odrediti promjenu entalpije (ΔH ; Δ - veliko grčko slovo delta, znak za promjenu) za neku od navedenih promjena sistema. Ako u sistemu nema promjene, u njemu se ne može izmjeriti sadržaj topline.

Zbog toga se eksperimentalno može odrediti samo promjena entalpije (ΔH) koja predstavlja izmjenu topline između sistema i okoline, s tim da je sistem pri stalnom pritisku i da se ne obavlja koristan rad ni u sistemu ni u okolini. **Promjena entalpije je, dakle, razlika entalpije konačnog stanja (H_k) i entalpije početnog stanja (H_p) sistema:**

$$\Delta H = H_k - H_p$$

k – znak za konačno stanje

p – znak za početno stanje

Q – znak za toplinu

koristan rad je na primjer

reakcija u bateriji koja pokreće

motor

Entalpija se može definirati i kao dio energije sistema koji je moguće provesti u toplinsku energiju (Q), i to procesom uz stalan pritisak i uz rad čiji je rezultat samo promjena volumena, ($\Delta H = 0$). Nije uvijek moguće izmjeriti stvarnu entalpiju nekog sistema u bilo kojem stanju. Na primjer, ne može se izmjeriti entalpija vode u čvrstom stanju (leda) pri 0°C ili entalpija vode u tekućem stanju pri 0°C. Ono što se može izmjeriti razlika je entalpija tih dvaju stanja

$$\Delta H = Q \quad (p = \text{konst.})$$

Dakle, termodinamička funkcija entalpija ili sadržaj topline, H. Jednadžba $\Delta H = Q$ ($p = \text{konst.}$) govori da je **promjena entalpije sistema jednaka toplini reakcije pri konstantnom pritisku.**

Da bi se neka čvrsta tvar rastalila, valja dovesti energiju. Kako se taj proces obično zbiva pri stalnom pritisku, apsorbirana entalpija bit će jednaka prirastu entalpije sistema.

Na primjer, prijelaz vode iz čvrstog u tekuće stanje pri 0°C prikazuje jednačba:

Entalpija prijelaza



Indeksi uz Δ označavaju faze: donji za početno, gornji za konačno stanje

Vrijednost od 6,0 kJ pokazuje da je toliko topline potrebno dovesti da se rastali 1 mol, odnosno 18 g leda pri temperaturi topljenja leda (pri 0°C). Ta se entalpija naziva **molarnom entalpijom taljenja** ($\Delta_s^l H$).

Pri procesu isparavanja također je potrebna energija. Za prevođenje jednog mola vode iz tekućeg u plinovito stanje valja dovesti toplinsku energiju od 40,7 kJ pri temperaturi 100°C. Ta se promjena entalpije naziva **molarnom entalpijom isparavanja** ($\Delta_l^g H$).



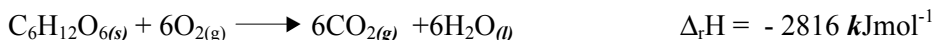
g – znak za plinovito stanje

l – znak za tekuće stanje

s – znak za čvrsto stanje

Svaku kemijsku reakciju također prati promjena entalpije, što je vrlo značajno pri proučavanju kemijskih reakcija.

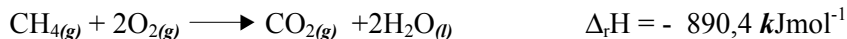
Izgaranje organskih materijala u ugljik (IV) oksid (CO₂) i vodu (H₂O) značajna je reakcija. Takav je primjer izgaranja glukoze (C₆H₁₂O₆) pri 25 °C:



Δ_r – znak za promjenu koja se odnosi na 1 mol tvari

Tu veliku oslobođenu energiju upotrebljava organizam za obavljanje svojih životnih funkcija.

Isto je tako značajna reakcija izgaranja metana pri 25 °C:



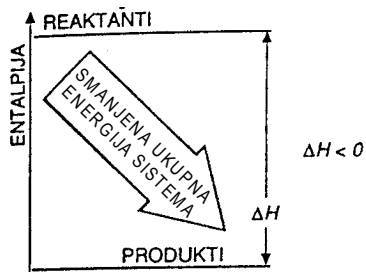
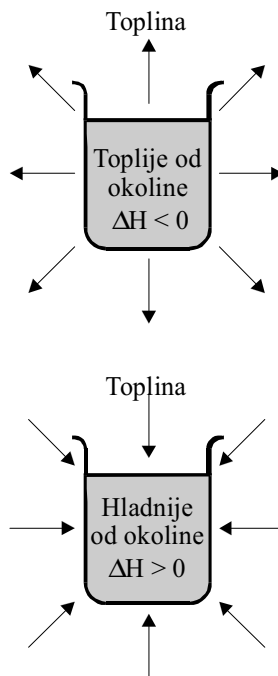
Ta se reakcija u svakodnevnom životu zove gorenje zemnog plina. Razumijevanje ove i njoj sličnih kemijskih reakcija značajno je zbog velikih potreba čovječanstva za energijom.

Dio kemije koji proučava oslobađanje ili trošenje energije pri kemijskim reakcijama naziva se **termokemija**. Kemijske jednačbe u kojima su navedena agregatna stanja reaktanata i produkata, temperatura pri kojoj se reakcija odvija te promjena entalpije nazivaju se **termokemijskim jednačbama**.

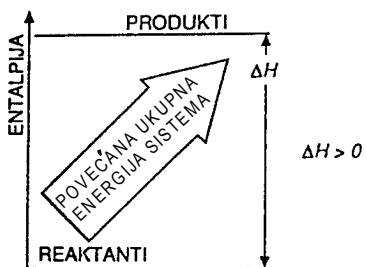
9.2.1. Zašto neke vrijednosti za promjenu entalpije ΔH imaju pozitivan, a druge negativan predznak

Kada sistem predaje toplinu okolini, njegov se energetska sadržaj smanjuje, pa predana toplina, odnosno entalpija, dobiva negativan predznak. Radi boljeg razumijevanja, može se sistem usporediti s bankom. Kada banka nekome izda novac, za nju taj novac ima negativan predznak jer ga ona više ne posjeduje. S druge strane, kada banka primi novac od ulagača koji predstavlja okolinu, taj novac za banku ima pozitivan predznak jer je ona povećala svoj ukupan novčani potencijal.

Grafički su takve promjene energetskog stanja sistema prikazuju na slijedeći način:



Svaki proces u kojem se oslobađa toplina naziva se **egzotermnim procesom** (grčki: *ekso* = iz, *thermos* = vruć)



Svaki proces u kojem se troši toplina naziva se **endotermnim procesom** (grčki: *endon* = unutra)

U kemijskim reakcijama u kojima iz kemijskih elemenata nastaje kemijski spoj svaki se reaktant i produkt nalazi pri određenoj temperaturi u svojem standardnom stanju. Što se smatra standardnim stanjem za neke tvari pri određenoj temperaturi, pokazuje tablica 9.1.

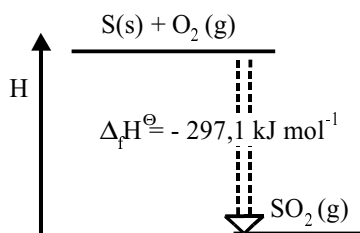
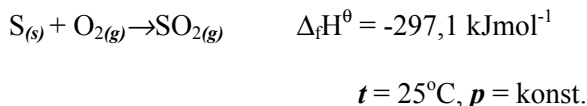
Tablica 9.1. Standardna stanja pri određenoj temperaturi

- Kemijska čista tvar u čvrstom ili tekućem stanju je u standardnom stanju ako je to njeno najstabilnije stanje pri pritisku od 101 kPa(1 bar)
- Plin je u standardnom stanju ako je njegov parcijalni pritisak 101 kPa
- Otopljena tvar u otopini bit će u standardnom stanju ako je njena koncentracija 1 mol dm⁻³

Tačna vrijednosti standardnog pritiska iznosi 101,332 kPa.

Na primjer: standardno stanje za vodu pri pritisku 101 kPa i temperaturi 25°C je voda u tekućem stanju, a pri temperaturi 100°C je voda u plinovitom (parnom) stanju. Standardna stanja označavaju se eksponentom ^θ uz fizikalnu veličinu (na primjer ΔH^θ).

Pri stvaranju spoja prati se promjena **standardne molarne entalpije stvaranja** (slika 9.1.)



Slika 9.1. Energetski odnosi pri izgaranju sumpora uz stalan pritisak

Entalpija stvaranja neke tvari ($\Delta_f H^\theta$)¹ zapravo je reakcijska entalpija ($\Delta_r H^\theta$) u kojoj ta tvar nastaje iz elementarnih tvari u standardnom stanju, a stehiometrijski koeficijent te tvari je 1. ($\Delta_r H^\theta$). Tako je na primjer grafit stabilnija alotropska modifikacija od dijamanta, pa je vrijednost entalpije stvaranja grafita dogovorno nula ($\Delta_f H^\theta_{\text{grafit}} = 0$), a prema njoj izmjerena entalpija stvaranja dijamanta iznosi: $\Delta_f H^\theta_{\text{dijamant}} = 2 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Standardne molarne entalpije stvaranja ($\Delta_f H^\theta$) tablica 9.2. mogu biti pozitivne i negativne. Pozitivna entalpija stvaranja pokazuje da energiju treba dovesti da bi kemijska reakcija napredovala.

Iz poznatih vrijednosti entalpije izgaranja ($\Delta_c H^\theta$)² tablica 9.3. i stvaranja ($\Delta_f H^\theta$) može se predvidjeti promjena entalpija za bilo koju kemijsku reakciju, čak i za onu koja je eksperimentalno nemoguća. To je moguće zbog prirodnog zakona o očuvanju energije koji kaže da će promjena energije biti jednaka bez obzira na to koji put je izabran od reaktanta od produkta.

Tablica 9.2. Standardne molarne entalpije stvaranja pri 25 °C i pritisku 101 kPa

| Tvar | $\Delta_f H^\theta$ kJ/mol |
|---|-------------------------------|
| H ₂ O(l) | -285,8 |
| NH ₃ (g) | -46,1 |
| HI(g) | +26,5 |
| Al ₂ O ₃ (s) | -1675,7 |
| CH ₄ (g) | -74,8 |
| C ₆ H ₁₂ O ₆ | -1274,0 |

Tablica 9.3. Standardne molarne entalpije izgaranja pri 25 °C i pritisku 101 kPa

| Tvar | $\Delta_c H^\theta$ kJ/mol |
|---|-------------------------------|
| H ₂ (l) | -286,0 |
| C (grafit) | -393,5 |
| C (dijamant) | -395,4 |
| CH ₄ (g) | -890,0 |
| C ₂ H ₆ (g) | -1560,0 |
| C ₆ H ₁₂ O ₆ (s) | -2816,0 |

| | | |
|---|--------------------------------|---------------------------------|
| Promjena entalpije | Entalpije produkata | Entalpije reaktanata |
| ΔH^θ | $= \sum \Delta_f H^\theta_p$ | $- \sum \Delta_f H^\theta_r$ |
| (promjena energetskog sadržaja sistema) | (energetski sadržaj produkata) | (energetski sadržaj reaktanata) |

¹ ($\Delta_f H^\theta$) simbol **f** dolazi od engleske riječi **formation** = stvaranje.

² ($\Delta_c H^\theta$): simbol **c** dolazi od engleske riječi **combustion** = izgaranje

Primjer 1. Treba izračunati promjenu reakcijske entalpije nastajanja dušika (IV) oksida (NO₂) i dušika (N₂) i kisika (O₂) i to:

a) izravnom reakcijom

b) reakcijom preko dušik(II) – oksida

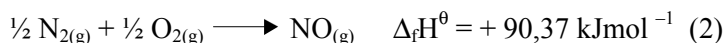
Rješenje:

Služeći se tabličnim vrijednostima $\Delta_f H^\theta \text{NO}_{(g)} = 90,37 \text{ kJmol}^{-1}$; $\Delta_f H^\theta \text{NO}_{2(g)} = 33,8 \text{ kJmol}^{-1}$) može se izvesti sljedeći račun:

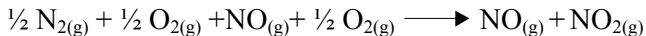
a) izravno



b) stupnjevito



Zbrajanjem jednadžbi (2) i (3) dobije se isti rezultat kao kad reakcija teče izravno (1)



$$\Delta_f H^\theta = 90,37 \text{ kJmol}^{-1} - 56,57 \text{ kJmol}^{-1} = +33,8 \text{ kJmol}^{-1}$$

Činjenica da se ukupna reakcijska entalpija dobiva zbrajanjem entalpije svih koraka na koje se može podijeliti reakcija poznata je kao **Hessov zakon (Germain Henri Ivanovič Hess** (1802-1850) bio je ruski kemičar švicarskog porijekla. Istakao se istraživanjima u području termokemije).

ZAKON O OČUVANJU ENERGIJE - PRVI ZAKON TERMODINAMIKE - zapravo je rezultat neuspjele konstrukcije idealnog stroja to jest stroja koji bi radio bez potrošnje pogonskog goriva. Tako je neuspjeh stvaranja energije iz ničega izražen kao zakon.

Energija ne može biti stvorena niti uništena. Energija može biti samo prevedena iz jednog oblika u drugi.

Svaka kemijska reakcija uključuje promjene u kemijskim vezama. Sve spoznaje o oslobođenoj ili utrošenoj energiji tijekom promjena kemijskih veza skupljene su i upisane u tablice kao **entalpije veze**.

Entalpija veze (tablica 9.4.) je uvijek pozitivna vrijednost, a definirana je promjenom entalpije pri kidanju veza u molekulama tvari u plinovitom stanju, uz nastajanje atoma.

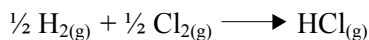
Ako kemijskom reakcijom nastaju stabilnije veze, u njima je pohranjeno manje energije.

Višak energije oslobađa se tijekom reakcije. Reakcija je tada egzotermna.

Tablica 9.4. Entalpije veza

| Veza | $\frac{\Delta_b H^\ominus}{\text{kJ/mol}}$ |
|-------|--|
| H - H | 436 |
| I - I | 151 |
| C - C | 347 |
| C = C | 611 |
| H - C | 416 |
| H - I | 297 |
| H - O | 464 |

Uređaj kojim se određuje energija koja se tijekom nekog procesa oslobađa ili troši naziva se **kalorimetar**. Za određivanje entalpije procesa koji se odvija u vodenim otopinama, kao što su na primjer reakcija neutralizacije ili otapanje soli, upotrebljava se **Dewarova (Djuarova)** posuda (termos boca).



$$\Delta_r H^\ominus = - 92,30 \text{ kJmol}^{-1}$$

Negativan predznak za ΔH kazuje da su stvorene veze u molekulama produkta reakcije stabilnije nego veze u molekulama reaktanata.

9.2.2. Zašto se nešto zbiva samo od sebe?

Sve prirodne promjene povezuje nešto zajedničko a to je njihova spontanost. Proučavanjem spontanih kemijskih reakcija i drugih prirodnih promjena ustanovljeno je da su sve te promjene uvijek praćene **disperzijom energije**. Energija nekog malog, dobro definiranog sistema smatra se nedispergiranom energijom. Mjera za nesređeno širenje energije poznata je pod nazivom **entropija (S)**. Drugim riječima, **entropija ukazuje na stepen nesređenosti sistema**. Zapažanja da **pri svim spontanim procesima entropija raste** formulirana je kao **DRUGI ZAKON TERMODINAMIKE**.

U tablici 9.5. navedene su standardne molarne entropije pri određenoj temperaturi (S_m^\ominus). Vrijednosti u tablici pokazuju da su entropije plinovitih tvari pri pritisku 1 bar znatno veće od entropije čvrstih tvari. Uzrok tomu je što je energija u plinu zapravo energija gibanja čestica koje su raspršene u velikom volumenu, dok su čestice u čvrstim tvarima zatvorene u malom prostoru i jedino gibanje je titranje.

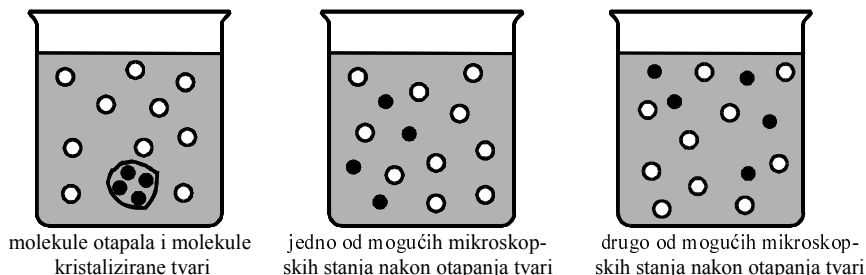
Tablica 9.5. Standardne molarne entropije pri $t = 25^{\circ}\text{C}$ i $p = 1 \text{ bar}$

| Čvrste tvari | S_m^{\ominus} | Tekućine | S_m^{\ominus} | Plinovi | S_m^{\ominus} |
|--------------|---------------------------------|---------------|---------------------------------|--------------------|---------------------------------|
| | $\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ | | $\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ | | $\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ |
| C(dijamant) | 2,4 | voda | 69,9 | vodik | 130,6 |
| C(grafit) | 5,7 | etan-kiselina | 159,8 | vodena para | 188,7 |
| željezo | 27,3 | etanol | 160,7 | kisik | 205,5 |
| saharoza | 360,2 | | | dušik (IV) -oksid | 239,9 |
| | | | | didušik (IV)-oksid | 304,0 |

Čvrste tvari čije su molekule izgrađene iz mnogo atoma i koje su složene strukture imaju veliku entropiju, kao što je entropija saharoze (konzumnog šećera).

Za razliku od entalpije moguće je, osim promjene entropije (ΔS), odrediti i apsolutnu entropiju (S). *Ako se zamisli savršeni kristal neke tvari u kojem će pri temperaturi apsolutne nule ($-273,15^{\circ}\text{C}$) vladati stanje savršenog reda, bez ikakvog gibanja, entropija kristala bit će jednaka nuli – TREĆI ZAKON TERMODINAMIKE.* Ta činjenica omogućuje da se svakoj elementarnoj tvari ili kemijskom spoju pripiše apsolutna entropija pri bilo kojoj temperaturi. Iznos entropije tvari pri nekoj temperaturi određuje se eksperimentalno.

Prema tome svaki molekularni sistem spontano nastoji postići *stanje najvećeg nereda* molekula, jer je to stanje *najvjerojatnije*. Stavimo li dakle, u dodir dva plina, njihove se molekule spontano međusobno pomiješaju, tj. spontano prelaze u stanje najvećeg nereda. Međutim, suprotan proces sređivanja molekula, tj. odjeljivanja molekula jednog plina od drugog, nikada nije spontan. To je razlog zbog čega čvrsto i tekuće stanje (stanja velikog reda molekula) spontano prelaze u plinovito stanje, tj. stanje najvećeg mogućeg nereda molekula. Zbog toga čvrste tvari u dodiru s otapalom spontano prelaze u otopinu (otapaju se) jer time povećavaju broj mogućih mikroskopskih stanja, kako je to slikovito prikazano na slici 9.2.



Slika 9.2. Slikoviti prikaz mogućih mikroskopskih stanja kod otapanja čvrste tvari

Promjena entropije prijelaza ($\Delta_r S^\theta$) iz jednog u drugo agregatno stanje može se izračunati iz podataka navedenih u tablici 9.5. Na primjer za reakciju



promjena entropije bit će razlika entropije konačnog i početnog stanja.

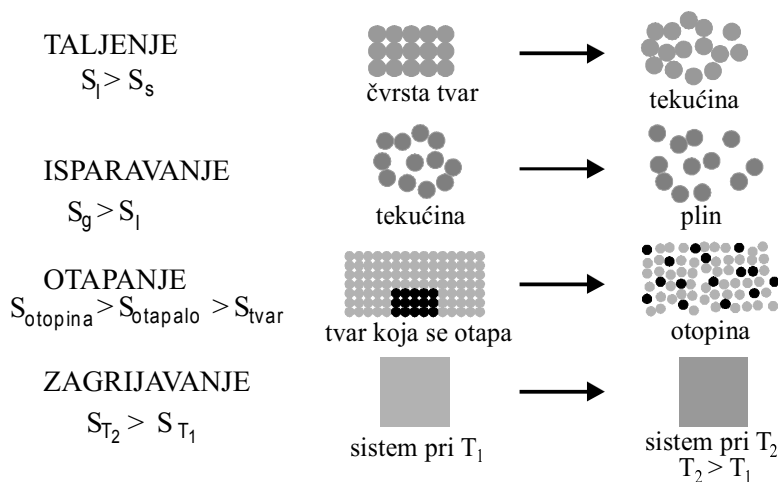
$$\begin{aligned} \Delta_r S^\theta &= S_m^\theta(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) - S_m^\theta(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = 188,7 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} - 69,9 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} \\ &= 118,8 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Isparavanjem vode nastaje sistem s većim neredom, pa je promjena entropije pozitivna vrijednost.

Nakon upoznavanja s pojmovima entalpije i entropije može se zaključiti da je pokretačka sila u prirodi nastojanje da se prijeđe u stanje s najnižom mogućom energijom ($\Delta H < 0$) i s najvišim mogućim stanjem nereda ($\Delta S > 0$). Hoće li se neka reakcija u određenim uvjetima odvijati spontano ovisi o ukupnoj promjeni entropije, ΔS (ukupno), koja podrazumijeva zbroj promjena entropije u sistemu i u okolini

$$\Delta_r S_{(\text{ukupno})} = \Delta_r S_{(\text{okolina})} + \Delta_r S_{(\text{sistem})}$$

Na slijedećoj slici 9.3. prikazani su procesi koji vode porastu entropije sistema.



Slika 9.2. Procesii koji vode porastu entropije sistema

Ako se pretpostavi egzoterman proces, oslobođena toplina ($-\Delta_r H$) prelazi na okolinu i povećava njegovu entropiju pri određenoj temperaturi (T), što znači da je

$$\Delta S_{(\text{okolina})} = -\frac{\Delta_r H}{T}$$

Zbog toga se jednadžba ukupne promjene entalpije može pisati

$$\Delta_r S_{(\text{okolina})} = -\frac{\Delta_r H}{T} + \Delta_r S_{(\text{sistem})}$$

Množenjem ove jednadžbe sa $-T$ dobije se:

$$-T\Delta_r S_{(\text{ukupno})} = \Delta_r H - T\Delta_r S$$

Izraz $-T\Delta_r S_{(\text{ukupno})}$ predstavlja **Gibbsovu funkciju** reakcije, a njezin znak je $\Delta_r G$, pa jednadžba poprima oblik:

$$\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S$$

Gibbsova je funkcija (G) poznatija pod nazivom **Gibbsova energija**. Već je rečeno da pri spontanijama dolazi do disperzije energije, odnosno povećanja ukupne entropije. Znači da će reakcija napredovati ako je promjena ukupne energije pozitivna ($\Delta_r S > 0$). Zato izraženo Gibbsovom energijom ($\Delta_r G$) koja je jednaka $-T\Delta_r S$ (ukupno) reakcija prirodno teži da se odvija ako je promjena Gibbsove energije manja od nule ($\Delta_r G < 0$).

Za većinu reakcija $\Delta_r H$ je znatno veći od $T\Delta_r S$, pa se za te slučajeve može pretpostaviti da je $\Delta_r G$ približno jednako $\Delta_r H$. Zato egzotermne reakcije koje imaju negativan $\Delta_r G$ teku spontano. Za razliku od njih, endotermne reakcije imaju pozitivan $\Delta_r H$, pa će teći spontano samo u slučaju ako je vrijednost $T\Delta_r S$ znatno veća od vrijednosti $\Delta_r H$, jer je onda i $\Delta_r G$ negativan.

Dakle, zapamtimo!

Spontana reakcija – vrijednost $\Delta_r G$ je negativna.

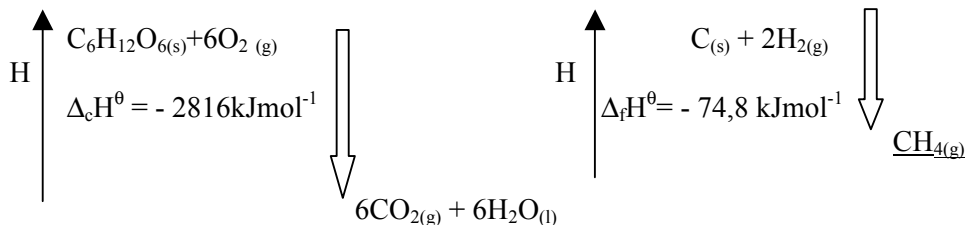
Reakcija nije spontana – vrijednost $\Delta_r G$ je pozitivna.

Josiah Willard Gibbs (1839-1903) američki matematičar i fizikalni kemičar. Svoje teorijski dobivene rezultate nije znao jednostavno iznijeti, pa dugo nisu bili priznati. Tek kada ih je **James Clerk Maxwell** jednostavno objasnio, **Gibbsove** složene teorije postajale su sve važnije za napredak fizike i fizikalne kemije. Danas se **Gibbsa** smatra jednom od vrlo važnih osoba povijesti znanosti. Poznat je po istraživanjima iz područja termodinamike, znanosti o svjetlosti i statističke mehanike, a formulirao je i **zakon faza**.

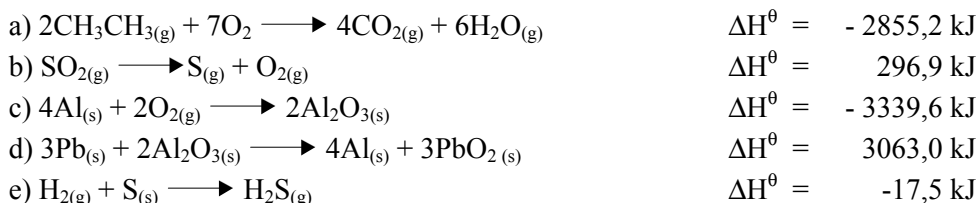
Primjeri:

1. **Konstruirajte entalpijske dijagrame za reakciju izgaranja glukoze ($\Delta_c H^\theta = - 2816 \text{ kJmol}^{-1}$) i reakciju stvaranja metana ($\Delta_f H^\theta = - 74,8 \text{ kJmol}^{-1}$).**

Rješenje:



2. **Koje su od navedenih reakcija endotermne, a koje egzotermne:**



Odgovor:

Egzotermne su: a., c., i e.,

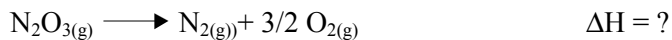
3. **Proučite slijedeće termokemijske podatke:**



Izračunajte promjenu entalpije za reakciju raspada $\text{N}_2\text{O}_3(\text{g})$ na $\text{N}_2(\text{g})$ i $\text{O}_2(\text{g})$.

Rješenje:

Prema Hessovu zakonu, na osnovi izloženih jednažbi slijedi:



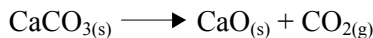
$$\Delta H = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_1 = 90,37 \text{ kJ} - 33,85 \text{ kJ} + 39,7 \text{ kJ} = - 84,52 \text{ kJ}$$

Odgovor: Promjena ukupne entalpije jednaka je zbroju svih koraka na koje se može podijeliti reakcija, pa u ovom primjeru ona iznosi $-84,52$ kJ.

**4. Izračunajte entalpiju termičkog raspada $\text{CaCO}_{3(s)}$ na $\text{CaO}_{(s)}$ i $\text{CO}_{2(g)}$.
Je li to egzotermna ili endotermna reakcija pri $t = 25^\circ\text{C}$ i $p = 101$ kPa.**

Rješenje:

Najprije valja napisati izjednačenu jednadžbu reakcije:



a zatim iz tablice očitati entalpije nastajanja i uvrstiti u jednadžbu.

Iz tablice slijedi:

$$\Delta_f H^\theta \text{CaCO}_{3(s)} = -1206,9 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\theta \text{CaO}_{(s)} = -635,5 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\theta \text{CO}_{2(g)} = -393,5 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta_r H^\theta = [\Delta_f H^\theta (\text{CaO}) + \Delta_f H^\theta (\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\theta (\text{CaCO}_3)$$

$$\Delta_r H^\theta = -635,5 \text{ kJmol}^{-1} - 393,5 \text{ kJmol}^{-1} - (-1206,9 \text{ kJmol}^{-1})$$

$$\Delta_r H^\theta = -1029 \text{ kJmol}^{-1} + 1206,9 \text{ kJmol}^{-1} = +177,9 \text{ kJmol}^{-1}$$

Odgovor: reakcijska entalpija je veća od nule, što znači da je ta **reakcija endotermna**.

5. Izračunaj utrošenu toplinu pri proizvodnji 1 kg kalcij-karbonata

Rješenje:



Iz tablica

$$\Delta_f H^\theta \text{CaC}_{2(s)} = -59,4 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\theta \text{CO}_{(g)} = -110,5 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\theta \text{CaO}_{(s)} = -635,5 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\theta \text{C}_{(s)} = 0,00 \text{ (dogovorno je nula)}$$

$$\Delta_r H^\ominus = [\Delta_f H^\ominus (\text{CaC}_2) + \Delta_f H^\ominus (\text{CO})] - [\Delta_f H^\ominus (\text{CaO}) + 3 \Delta_f H^\ominus (\text{C})]$$

$$\Delta_r H^\ominus = [- 59,4 \text{ kJmol}^{-1} + (-110,5 \text{ kJmol}^{-1})] - [- 635,5 \text{ kJmol}^{-1} + 3 \cdot 0 \text{ kJmol}^{-1}]$$

$$\Delta_r H^\ominus = - 169,9 \text{ kJmol}^{-1} + 635,5 \text{ kJmol}^{-1} = 465,5 \text{ kJmol}^{-1}$$

Za proizvodnju 1 kg kalcij-karbida bit će potrebno:

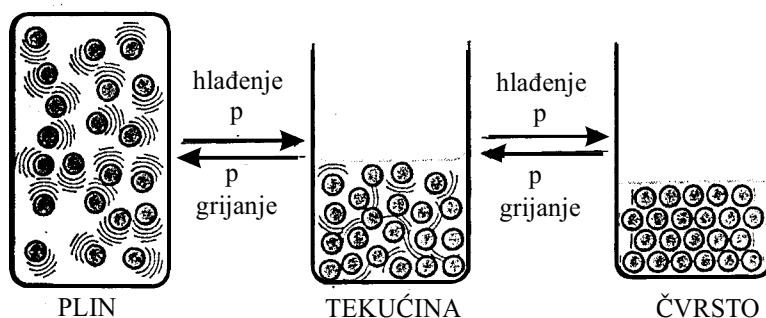
$$\Delta H = n \Delta_r H^\ominus = \frac{m(\text{CaC}_2)}{M(\text{CaC}_2)} \cdot \Delta_r H^\ominus$$

$$\Delta H = \frac{1000 \text{ g} \cdot 465,5 \text{ kJmol}^{-1}}{64,1 \text{ g/mol}^{-1}} = 7262 \text{ kJ}$$

Odgovor: pri proizvodnji jednog kilograma kalcij-karbida utroši se 7262 kJ.

10. OSNOVNA SVOJSTVA TEKUĆINA

Tvari se u prirodi nalaze u tri agregatna stanja: čvrstom, tekućem i plinovitom. U kojem će se tvar nalaziti ovisi o privlačnim silama između čestica. Osnovne karakteristike svakoga od tih stanja prikazuje slika 10.1.



Slika 10.1. Karakteristika pojedinih agregatnih stanja

U plinovitom stanju čestice se gibaju (kreću) neovisno jedna o drugoj jer su međusobno udaljene pa su međumolekulske privlačne sile vrlo slabe, čak se često mogu i zanemariti pri proučavanju plinova. Nasuprot tome, čestice u čvrstom stanju su vrlo blizu i zauzimaju tačno određen položaj prema okolnim česticama, pa su međumolekulska privlačenja jako izražena. Kod tvari u tekućem stanju čestice se mogu gibati relativno slobodno, ali ipak ne mogu izbjeći međudjelovanje s okolnim česticama.

Zakovitosti ponašanja u plinovitom i čvrstom stanju vrlo su dobro poznate, a zakovitosti ponašanja tekućina, koje se nalaze između tih dvaju graničnih stanja, još su relativno slabo proučene. **Naziv tekućina upotrebljava se obično za one čiste tvari koje su pri atmosferskom pritisku i sobnoj temperaturi u tekućem stanju.**

Kako su tekućine tvari koje se često susreću u svakodnevnom životu i u mnogim tehnološkim procesima korisno je poznavati njihova svojstva, a ona su najčešće odraz međudjelovanja čestica u tekućini.

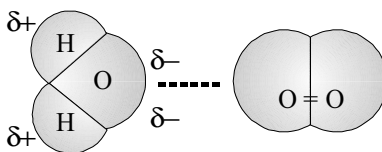
10.1. Kakve sile djeluju između čestica u tekućini

Sile između molekula u nekoj tekućini u uskoj su vezi s građom molekula. Ako su molekuli građeni od atoma različite elektronegativnosti (tablica 6.1.) težišta pozitivnog i negativnog naboja u takvoj molekuli ne moraju biti u istoj tački. Zbog te asimetrične raspodjele naboja molekule imaju dva pola, pa se govori o **dipolima**. Suprotni polovi takvih dipola privlače se elektrostatskim silama koje su slabije od elektronskih sila između iona. Tekućine među čijim česticama djeluju jako izražene **dipol-dipolne sile jesu polarne**.

Najpoznatija tekućina s izrazito polarnim molekulama je voda. Njezina polarnost može se dokazati sljedećim pokusom.

Bireta se napuni vodom i pipac otvori toliko da voda istječe u tankom mlazu. Ako se mlazu približi stakleni štap, prije natrljan vunenom krpom, mlaz vode će se prikloniti štapu. Ponovi li se isti pokus s tetraklorugljikom mlaz neće promijeniti smjer jer molekule tetraklorugljika nisu polarne.

U tekućinama s nepolarnim molekulama dolazi također do elektrostatskog privlačenja između molekula. U takvim molekulama, naime, elektronski oblak nije uvijek simetričan. Kratkotrajni dipol koji nastane izazove deformaciju elektronskog oblaka susjedne molekule, pa nastane **inducirani dipol** (*inducirati = izazvati*) slika 10.2.


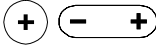


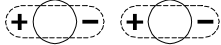


Slika 10.2. Privlačenje s induciranim dipolom

Zbog toga se čestice opet elektronski privlače, ali to je privlačenje mnogo slabije od privlačenja dipol-dipol.

Međumolekulska djelovanja u tekućinama uvijek su elektrostatske prirode, a o prirodi čestica ovisit će jakost njihova međudjelovanja (Tablica 10.1.)

Tablica 10.1. Vrste međudjelovanja između čestica

| Tip međudjelovanja | Jakost međudjelovanja |
|--|-----------------------------------|
| ion - ion  | 400 do 4000 kJ/mol |
| ion - dipol  | 40 do 600 kJ/mol |
| dipol - dipol  vodikova veza | 5 do 25 kJ/mol 10 do 40 kJ/mol |
| dipol - inducirani dipol  | 2 do 10 kJ/mol |
| inducirani dipol - inducirani dipol  | 0,05 do 40 kJ/mol |

10.2. Koja su svojstva karakteristična za tekućine

Unatoč tome što matematički izraz koji bi opisivao neka svojstva tekućina ne postoji, ipak se na osnovi njihovih svojstava može mnogo zaključiti o njihovu ponašanju.

10.2.1. Što je uzrok da nafta i led plivaju na vodi

Dogodi li se havarija tankera ili se na neki drugi način nafta razlije po moru obično ona prekrije veliku površinu jer pliva na vodi. Uzrok tome je što je gustoća nafte manja od gustoće vode.

Zimi, kad se voda zamrzne, treba se upitati – kako to da led, koji je zapravo čista voda, pliva na površini vode, a ne padne na dno. Odgovor je opet isti – gustoća leda manja je od gustoće vode. Toj čudesnoj pojavi kod vode uzrok su vodikove veze (što smo naglasili u poglavlju 6.4.).

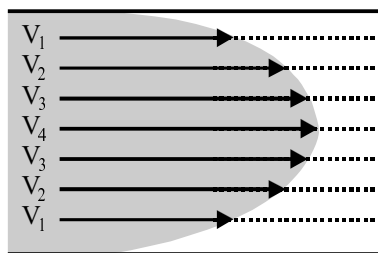
Gustoća, (ρ - ρ) neke tvari definira se omjerom mase i volumena $\rho(A) = m(A) / V(A)$. Povišenjem temperature tvari se rastežu jer raste energija gibanja čestica, pa se i volumen povećava. Kako su volumen i gustoća obrnuto razmjerne veličine, povišenjem temperature će se gustoća smanjivati. Zbog toga uvijek uz podatak o gustoći valja navesti i temperaturu na koju se navedeni podatak odnosi.

Gustoća se može odrediti na razne načine. Vrlo jednostavan uređaj za određivanje gustoće jest **areometar**, koji ima vrlo široku primjenu, ali mu preciznost nije jako velika.

10.2.2. Viskoznost – Što je to?

Okrene li se čaša u kojoj se nalazi voda, ona će brzo isteći. Nalazi li se u čaši med, istjecanje će biti mnogo sporije. Kaže se da je med mnogo viskozniji od vode.

Što se događa pri istjecanju tekućine, najčešće se tumači na primjeru protjecanja tekućine kroz cijev (slika 10.3.). Svi slojevi tekućine ne gibaju se istom brzinom. Uzrok tome je trenje između slojeva tekućine koje ovise o prirodi tekućine i temperaturi. Ako su molekule u tekućini dugačke i razgranate, one se mogu "zamrsiti", pa viskoznost raste. Ukratko, i viskoznost ovisi o međumolekulskom djelovanju.



Slika 10.3. Prikaz brzine gibanja tekućine kroz cijev

Svaku tvar karakterizira veličina **viskoznost**, η (eta) čije vrijednosti za neke tekućine pri raznim temperaturama prikazuje tablica 10.2. Jedinica viskoznosti je **Paskal sekunda (Pa s)**.

Tablica 10.2. Viskoznosti za neke tekućine pri različitim temperaturama

| Tekućina | Viskoznost, η /mPa s | | |
|----------|---------------------------|--------|-------|
| | 0 °C | 20 °C | 50 °C |
| voda | 1,789 | 1,005 | 0,550 |
| acetone | 0,395 | 0,322 | 0,246 |
| benzen | 0,91 | 0,65 | 0,436 |
| etanol | 1,78 | 1,19 | 0,701 |
| glicerol | 12000,0 | 1499,0 | - |

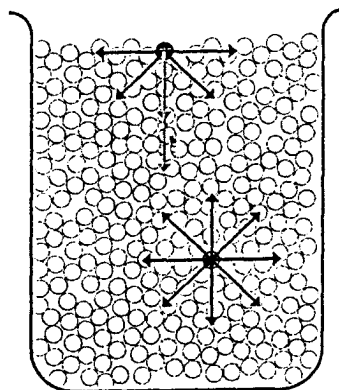
Proizvođači motornih ulja moraju paziti na viskoznost ulja i utjecaj temperature na njegovu viskoznost. Ulje mora dobro podmazivati, a to neće moći ako je njegova viskoznost prevelika ili premala. Ako je viskoznost ulja zimi prevelika, auto će teško krenuti. Zato se proizvode ljetna i zimska ulja.

Jedan od načina određivanja viskoznosti tekućine jest određivanje relativne viskoznosti **Ostwaldovim viskozimetrom**.

10.2.3. Zašto čelična igla može plivati na vodi

Površina neke tekućine, tj. granični sloj između dviju faza, na primjer tekuće i plinske faze, bitno se razlikuje po svojim svojstvima od unutrašnjosti tekućine. Ta je razlika uvjetovana različitom energijom čestica na površini i u unutrašnjosti tekućine.

Molekule u unutrašnjosti tekućine djeluju jednakom silom na sve susjedne molekule (slika 10.4.), pa nema rezultante tog djelovanja. Međudjelovanje molekula koje su na površini mnogo je jače s molekulama u tekućini nego s molekulama u plinu, pa je rezultanta tog djelovanja usmjerena prema unutrašnjosti tekućine. Zbog toga će u površini ostati najmanji mogući broj molekula, a posljedica toga je da se površina ponaša kao elastična opna. Ona se očituje u tome što po površini vode mogu hodati kukci, a čelična igla (čija je gustoća mnogo veća od gustoće vode) može plivati.



Slika 10.4. Tumačenje napetosti površine

Napetost površine, σ (sigma), je otpor tekućine koji ona pruža povećanju površine. Zbog napetosti površine svaka se površina nastoji izgraditi sa što manjim utroškom energije, a to znači da će površina biti najmanja moguća. Zato kapljice tekućine velike napetosti površine poprimaju pri slobodnom oblikovanju oblik kugle. Ako ste ikada promatrali kapljice kiše ili gledali kako djeca rade balone od sapunice susreli ste se s pojavom napetosti površine.

$$\sigma = \frac{F}{l}$$

gdje je:

F = znak za silu

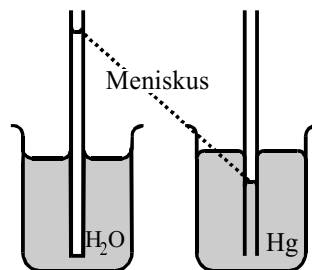
l = znak za duljinu u površini na koju sila djeluje

Od raznovrsnih geometrijskih tijela istog volumena kugla ima najmanju površinu.

Voda i živa su tekućine koje imaju veliku napetost površine. Ako se voda prolije po masnom staklu ili živa po staklu, obje će tekućine tvoriti kuglice jer su privlačne sile između molekula tekućine jače nego između molekula tekućine i površine na kojoj se

nalaze, pa takve tekućine ne kvase stjenke posude u kojoj se nalaze. Međutim, po čistoj staklenoj površini voda će se razliti jer su privlačne sile između molekula vode i stakla jače nego između samih molekula vode. Takve tekućine moče stjenku posude u kojoj se nalaze. (slika 10.5.)

Slika 10.5. Tekućine koje moče stjenku posude u kapilarnoj se cijevi dižu iznad razine u posudi u koju je cijev uronjena, meniskus im je udubljen (konkavan). Tekućine koje ne moče stjenke posude nalaze se u kapilari niže od razine tekućine i imaju izbočen (konveksan) meniskus. Kada voda ne bi imala veliku napetost površine ne bi se mogla dizati u kapilarama korijena i stabljika biljaka.



Budući da između čestica u površini djeluju sile napetosti površine, za savladavanje tih sila, pri povećanju površine, utrošit će se određeni rad. Zbog toga se napetost površine može definirati i omjerom utrošenog rada i promjene površine tekućine. Jedinica za iskazivanje napetosti površine je njutn po metru (N/m) ili džul po četvornom metru (J/m²)

$$\sigma = \frac{W}{\Delta P}$$

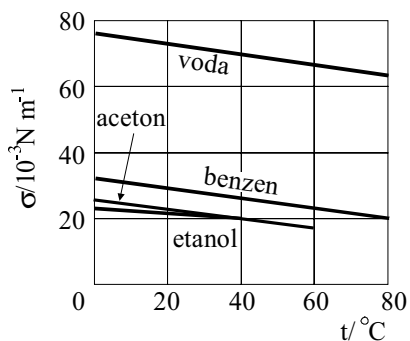
gdje je:

W – znak za rad

ΔP - znak za promjenu površine

Napetost površine ovisi o temperaturi, prirodi tvari i o tvari s kojom tekućina graniči. Promjenu napetosti površine nekih tekućina s temperaturom prikazuje slika 10.6. Iz grafičkog prikaza vidi se da povišenjem temperature napetost površine opada.

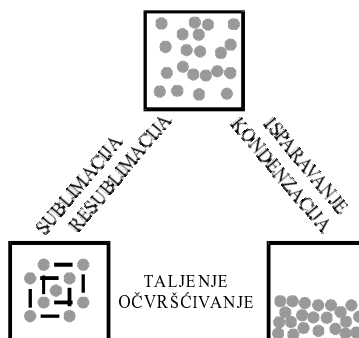
Slika 10.6. Ovisnost napetosti površine o temperaturi. Iz dijagrama se vidi da voda ima vrlo visoku napetost površine što je posljedica vodikovih veza između molekula.



Na napetost površine znatno može uticati dodatak *površinski aktivnih tvari*, kao što su *sapuni i deterdženti*. Te su tvari izgrađene od dugolančanih ugljikovodičnih molekula koje na jednom kraju imaju karboksilnu (-COO-) ili sulfonsku (-SO₃) skupinu. Ugljikovodični lanac nije topljiv u vodi jer je nepolaran, a kiselinske skupine su polarne i zato topljive u vodi. Za dio molekule koji se ne otapa u vodi kažemo da je *hidrofoban* (*fobija = strah, hidrofoban – onaj koji odbija vodu*), a za dio koji se otapa u vodi da je hidrofilan (*filius = prijatelj; hidrofilan – onaj koji privlači vodu*).

10.3. Mogu li tvari prelaziti iz jednog agregatnog stanja u drugo

Tvari koje se u prirodi nalaze u jednom od tri agregatna stanja mogu pod određenim uvjetima prelaziti iz jednog u drugo stanje. Tako na primjer, da bi tvar prešla iz tekućeg u plinovito stanje, valja joj dovesti energiju, to jest zagrijati je ili pak smanjiti pritisak iznad tekućine. Suprotno tome, da bi tvar prešla u čvrsto stanje valja je ohladiti ili povećati pritisak. (*iznimka je led koji se pri povećanom pritisku tali*) Moguće promjene stanja prikazane su na slici 10.7.



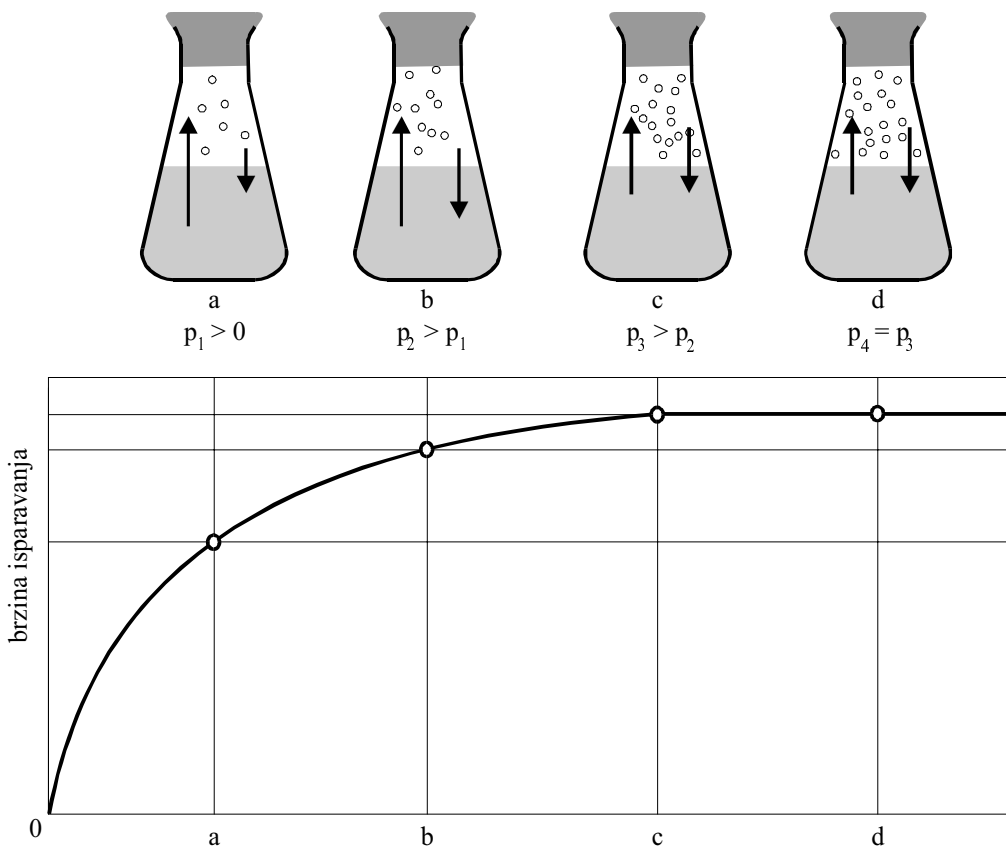
Slika 10.7. Prijelazi između stanja

10.3.1. Što se zbiva pri zagrijavanju tekućine?

Isparavanje je karakteristično svojstvo svake tekućine. To je proces prijelaza molekula iz tekuće u plinovitu fazu. Proces do kojeg dolazi pri isparavanju u zatvorenoj posudi prikazan je na slici 10.8.

U trenutku kad se tekućina stavi u tikvicu i zatvori čepom, u prostoru iznad tekućine još nema pare. Međutim, molekule u tekućini se kreću, i to posve bez reda i različitim brzinama što znači da imaju različite kinetičke energije. (Kinetička energija – energija gibanja). Mnoge od njih udarat će i u površinu i, ako imaju dovoljnu energiju, savladat će energiju napetosti površine i izaći u prostor iznad tekućine gdje tvore paru. Zbog sudara sa stjenkama posude te čestice uzrokuju određeni pritisak, tako zvani *pritisak pare*. Pri kretanju u pari neke će se čestice sudarati s površinom, ona će ih privući i one će opet ući u tekućinu. Na početku isparavanja u parnoj fazi ima malo čestica, pa ih se malo može vratiti u tekućinu (slika 10.8.a.). Što proces dulje teče, sve

više čestica izlazi u paru, pa pritisak stalno raste, ali se i sve više čestica vraća u tekućinu (slika 10.8.b.) Nakon nekog vremena broj se čestica koje izlaze iz tekućine izjednači s brojem čestica koje se vraćaju u tekućinu. Takvo stanje prikazano je na slikama 10.8.c. i 10.8.d., a predstavlja stanje *dinamičke ravnoteže* (Dinamička ravnoteža je stanje u kojem su izjednačene brzine polazne i povratne reakcije).



Slika 10.8. Prikaz postizanja pritiska zasićene pare

Pritisak pare iznad tekućine u stanju dinamičke ravnoteže naziva se *pritisakom zasićene pare*. Vrijednost pritiska zasićene pare ovisi samo o temperaturi i prirodi tvari, a ne o masi ili volumenu tekućine. Za pojedine tekućine pritisci zasićene pare su vrlo različiti (tablica 10.3.)

Ako se proces isparavanja zbiva u otvorenoj posudi, ne može se postići dinamička ravnoteža jer čestice odlaze u okolinu i tekućina će nakon nekog vremena ishlapati. Kad se tekućina zagrijava pritisak para raste. Temperatura pri kojoj se pritisak pare tekućine izjednači s pritiskom iznad tekućine naziva se *vrelištem ili temperaturom vrenja*. Ako je atmosferski pritisak 101 kPa, dakle prosječni atmosferski pritisak,

vrelište se naziva **normalnim vrelištem** i karakteristična je konstanta za svaku tvar. Promjenom pritiska iznad tekućine mijenja se i vrelište (tablica 10.4.) Kad je atmosferski pritisak niži, na primjer na visokim planinama, vrelište tekućine bit će niže. To znači da voda na Himalajima neće vriti pri 100°C, već pri znatno nižoj temperaturi, pa će kuhanje biti znatno sporije. U ekspres-loncu u kojem je pritisak obično za 101 kPa viši od normalnog pritiska vrelište vode je 120°C. Zato je kuhanje hrane brže.

Za zagrijavanje tekućine, a i svake druge tvari, potrebno je utrošiti određenu energiju. Utrošena toplina (Q) povezana je s promjenom temperature (Δt) koeficijentom C:

$$Q = C \cdot \Delta t \quad \text{odnosno} \quad C = \frac{Q}{\Delta t}$$

Koeficijent C naziva se toplinskim kapacitetom. Podijeli li se količinom (množinom) dobije se **molarni toplinski kapacitet (C_m)**, a podijeli li se masom tvari, **specifični toplinski kapacitet (c)**.

$$C_m = \frac{Q}{n \cdot \Delta t}, \quad c = \frac{Q}{m \cdot \Delta t}$$

$$\text{Specifična entalpija} = \frac{\Delta H}{m}; \quad \text{molekularna entalpija} = \frac{\Delta H}{n}$$

Za plinove se razlikuju toplinski kapaciteti mjereni pri stalnom pritisku, (C_p) i pri stalnom volumenu, (C_v). Za tekućine i čvrste tvari njihove su razlike zanemarivo male.

Da bi tekućina prešla u paru pri temperaturi vrenja, valja također dovesti određenu energiju, odnosno toplinu (slika 10.9.).

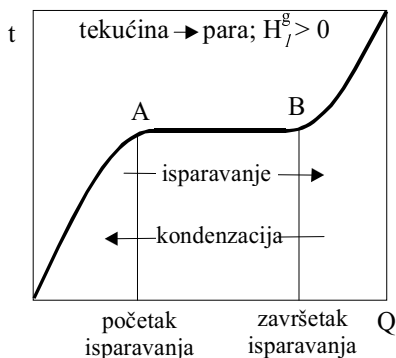
Tablica 10.3. Pritisak zasićene pare nekih tekućina

| Tvar | Pritisak zasićene pare kPa |
|---|----------------------------|
| etan kiselina (octena kiselina, CH ₃ COOH) | 1,56 |
| Voda (H ₂ O) | 2,33 |
| etanol (CH ₃ CH ₂ OH) | 5,85 |
| benzen (C ₆ H ₆) | 9,96 |
| aceton (CH ₃ COCH ₃) | 24,58 |

Tablica 10.4. Promjena vrelišta vode u ovisnosti o pritisku pare

| p(H ₂ O)/kPa | t _v /°C |
|-------------------------|--------------------|
| 0,610 | 0 |
| 1,228 | 10 |
| 2,338 | 20 |
| 4,243 | 30 |
| 7,376 | 40 |
| 12,334 | 50 |
| 19,916 | 60 |
| 31,157 | 70 |
| 47,343 | 80 |
| 70,095 | 90 |
| 101,325 | 100 |

Za vrijeme isparavanja troši se toplina na savladavanje međumolekulskih sila u tekućini i zato temperatura ostaje stalna (A-B), što znači da je isparavanje endoterman proces ($\Delta_1^g H > 0$). Budući da pri isparavanju tekućine ne dolazi do porasta temperature, dovedena se toplina često naziva **latentnom toplinom**. Ta se skrivena toplina oslobađa pri procesu **kondenzacije**. Vrijednosti promjene entalpije bit će u tom slučaju negativne jer se toplina oslobađa ($\Delta_g^l H < 0$). Kako se pri isparavanju povećava nered, entropija raste, što znači da je isparavanje spontan proces.



Slika 10.9. Energetske promjene pri zagrijavanju i hlađenju tekućine

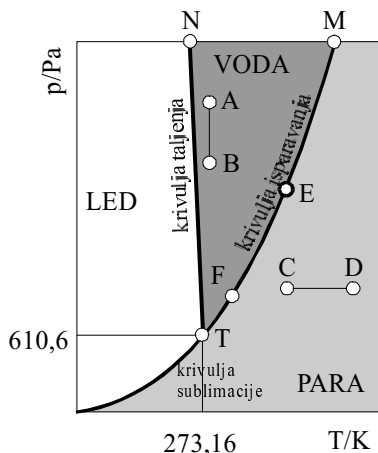
Jednaka razmatranja mogu se provesti i za prijelaz iz tekućeg u čvrsto stanje i obratno.

10.4. Nešto o odnosima između agregatnih stanja

Između tvari u raznim agregatnim stanjima mogući su prijelazi, ali i uspostavljanje ravnoteže između pojedinih stanja. Sve te promjene prikazane su **faznim** ili **ravnotežnim dijagramom**, u kojemu je fizikalno stanje sistema funkcija pritiska i temperature.

Značenje faznog dijagrama najčešće se tumači na primjeru faznog dijagrama vode (slika 10.10.)

Tri agregatna stanja vode su: led, vodena para i voda. Svako od njih prikazuje jednu **fazu**. Faza je dio heterogenog sistema koji je od ostalih dijelova sistema odijeljen neprekinutom ili isprekidanom granicom. Sve tri faze, međutim, imaju isti kemijski sastav, pa se u tom sastavu nalazi samo jedna **komponenta**. Na granicama između pojedinih faza dolazi do naglih promjena svojstava.



Slika 10.10. Fazni dijagram vode

U dijagramu se mogu uočiti **tri površine**, **tri krivulje** i **jedna tačka**. Kakvo je

njihovo značenje? Tri površine predstavljaju područje čistih faza. Promjenom pritiska od tačke A do tačke B (A-B) ili temperature od tačke C do tačke D (C-D) neće se promijeniti agregatno stanje jer se obje tačke nalaze u istoj površini.

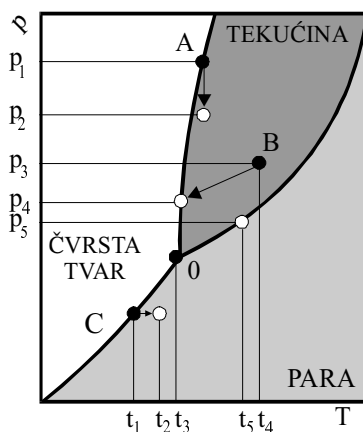
Krivulje prikazuju ravnotežno stanje između dviju faza. Krivulja T-M odgovara uvjetima pritiska i temperature pri kojima su voda i para u ravnoteži. Ako se promjeni pritisak, nužno se mora promijeniti i temperatura da bi obje faze ostale u ravnoteži što pokazuju koordinate tačaka E i F. Ista razmatranja vrijede i za ostale krivulje.

Sve tri krivulje sijeku se u tački T. Pri uvjetima koji odgovaraju toj tački na dijagramu u ravnoteži su sve tri faze: voda, led i vodena para, pa se ta tačka naziva **trojnom tačkom**. Temperatura i pritisak su u trojnoj tački tačno određeni za svaki sistem. Za vodu su ti uvjeti $p = 610,6 \text{ Pa}$, $t = 0,01^\circ\text{C}$. Vrijednosti trojne tačke koriste se za baždarenje termometara. I najmanja promjena pritiska ili temperature uzrokom je da se bar jedna faza više ne nalazi u ravnoteži. Koja će to faza biti, ovisi o smjeru promjena.

Primjer:

1. *Pomoću faznog dijagrama, prikazanog na margini valja utvrditi do kakvih će promjena doći ako se:*

- ordinata tačke A promijeni od p_1 do p_2 uz stalnu temperaturu
- koordinate tačke B promijene od p_3 do p_4 i od t_4 do t_3
- apscisa tačke C promijeni od t_1 do t_2 uz stalan pritisak
- koordinate tačke O promijene na p_5 i t_5



Rješenje:

- Pri promjeni pritiska od p_1 do p_2 nema više ravnoteže između čvrste i tekuće faze, jer je ta točka prešla područje tekućine
- pri promjeni pritisku od p_3 do p_4 i temperature t_4 na t_3 nova tačka nalazi se na krivulji taljenja, gdje su čvrsta i tekuća faza u ravnoteži.

- c) Ako se u tački C temperatura promijeni od t_1 na t_2 uz stalan pritisak, ne postoji više ravnoteža između čvrste i parne faze jer se tačka nalazi u području pare.
- d) Promjenom pritiska na p_5 , a temperature na t_5 , u ravnoteži su samo tekućina i para jer je tim parametrima određeno stanje na krivulji pritiska pare.

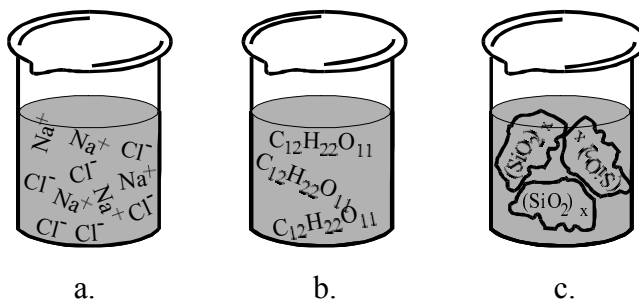
Takvi dijagrami mogu se razmatrati za različite sisteme, i na temelju njih može se zaključiti o njihovom ponašanju pri određenim uvjetima.

11. OTOPINE

11.1. Otopine i njihova svojstva

Većina kemijskih reakcija koje se odvijaju u ljudskom tijelu odvija se u otopinama. Planet Zemlja prekriven je 70,8 % "vodom", dakle, više nego dva puta većom površinom od površine koju zauzima kopno. Oceani, mora, jezera i rijeke su također otopine. Samo iz ova dva primjera možemo zaključiti da su otopine vrlo važni sistemi.

Ako se u vodu stavi žlica kuhinjske soli (NaCl), nastat će smjesa. Miješanjem će se sol otopiti (slika 11.1.a.). Nastala otopina je bistra i u svakom svojem dijelu **homogena**. U ovom slučaju homogen znači da je nastala smjesa jednolika po strukturi i sastavu u cijelom volumenu. Drugim riječima kada bi se analizirao bilo koji dio otopine, rezultat bi uvijek bio isti. Isto se događa i otapanjem konzumnog šećera (saharoze, $C_{12}H_{22}O_{11}$) u vodi (slika 11.1.b.). U tim je primjerima voda otapalo (rastvarač), a sol, odnosno šećer otopljene tvari. Homogene smjese zovemo **prave otopine (rastvori)**.



- Slika 11.1. a) Kada se natrij klorid otapa u vodi, kristalna rešetka će se raspasti do natrijeva iona (Na^+) i kloridnog iona (Cl^-).
b.) Kristal šećera raspast će se do slobodnih molekula ($C_{12}H_{22}O_{11}$),
c.) Pijesak ($(SiO_2)_x$) čije čestice sadrže međusobno mnogo povezanih molekula SiO_2 neće se otopiti u vodi

Ako se pak kvarcni pijesak $(\text{SiO}_2)_x$ pomiješa sa vodom zbog prirode unutrašnje građe pijeska neće doći do njegova otapanja, koliko god ga se miješalo. Nakon kraćeg vremena, pijesak će pasti na dno (slika 11.1.c.). Smjesa pijeska i vode nije homogena, takve smjese su **heterogene smjese**. Natrij-klorid ili saharoza, suprotno pijesku, neće se nikad izdvojiti iz vode, osim ako voda ne ispari. Dakle, sastojci heterogene smjese međusobno se razlikuju po fizikalnim svojstvima i kemijskom sastavu. Svaki dio heterogene smjese je čestica, zrnce, kristalić ili kapljica neke supstance. Heterogene smjese zovemo još i **grubo disperznim sistemima (latinski: *disparare* = *razdvojiti*)**.

Heterogene smjese i prave otopine (homogene smjese) su dva krajnja slučaja. Između njih se nalazi čitav niz prijelaza. Smjese koje prema veličini čestica čine prijelaz između heterogenih smjesa i pravih otopina zovu se **koloidne otopine (rastvori)** ili koloidno disperzni sistemi.

Veličina čestica otopljenih tvari u pravim otopinama manja je od 1 nm ($1\text{nm} = 10^{-9}\text{ m}$). Otapalo (rastvarač) je najčešće tekućina, a tvar koja se otapa (rastvara) može biti u sva tri agregatna stanja. Ako je otopina nastala miješanjem dviju tekućina otapalom (rastvaračem) se smatra ona koje u smjesi ima više.

Različite tvari se ne otapaju jednako u svim otapalima (rastvaračima). Tvar koja je u vodi dobro topljiva može u benzenu (C_6H_6) biti vrlo slabo topljiva, ili čak netopljiva.

Teško je postaviti granicu između pravih i koloidnih otopina. Pravi rastvori sadrže molekule ili ione. Koloidne otopine sadrže čvrste ili tekuće čestice čija se veličina kreće između 10^{-9} do 10^{-7} m. Međutim, molekule nekih tvari su tako velike, kao želatine na primjer, da u otopini pokazuju svojstva koloidno dispergiranih čestica. Čestice veće od 10^{-7} m vidljive su pod običnim mikroskopom pa ih svrstavamo u grubo disperzne sisteme.

| <i>Sistem</i> | <i>Prva otopina</i> | <i>Koloidna otopina</i> | <i>Grubo disperzni sistem</i> |
|------------------|---------------------|--|--------------------------------------|
| veličina čestica | 10^{-9} m | | 10^{-7} m |
| vrsta čestica | molekule i ioni | velike molekule, amorfne i kristalaste čestice | velike kristalne ili amorfne čestice |

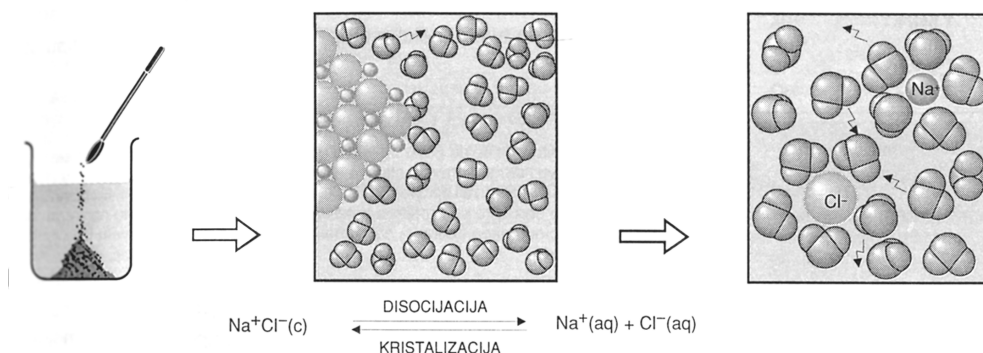
U svakoj otopini razlikujemo **otapalo (rastvarač)** i **otopljenu (rastvorenu) supstancu**. Pod otapalom (rastvaračem) se najčešće podrazumijeva neka tekućina. To ne mora uvijek biti slučaj, jer se i u čvrstim supstancama mogu otapati (rastvarati) plinovi, tekućine ili druge čvrste supstance. To su tako zvane **čvrste otopine (rastvori)**. Neke se tekućine, kao i čvrste supstance, međusobno miješaju u svakom omjeru pa se postavlja pitanje što je otapalo (rastvarač), a što otopljena (rastvorena) supstanca. Pod otapalom se u tom slučaju podrazumijeva ona supstanca koje ima više.

Plinovi se miješaju u svakom omjeru. Za takve smjese nije uobičajeno govoriti da su otopine (rastvori), nego se kaže da su to smjese plinova.

11.2. što se zbiva pri otapanju čvrstih tvari

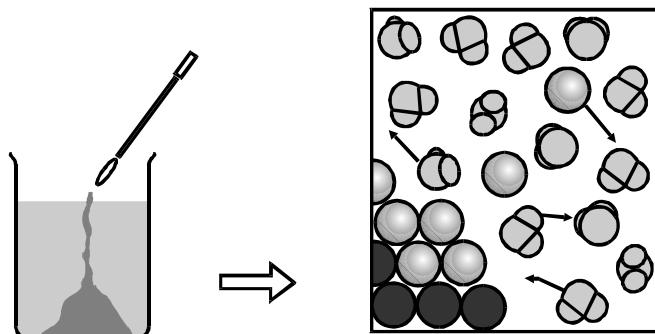
Još od davnina poznato je iskustveno pravilo da se "slično" u "sličnom" dobro otapa. Kako bi se danas na jednostavan način moglo protumačiti to pravilo kojim su se služili već alkemičari. Očito je da je pojam "slično" označavao one tvari koje su, na temelju mnoštva pokusa zbog određenih zajedničkih karakteristika svrstavalo u jednu skupinu, a druge se tvari svrstavale u neke druge skupine.

Natrij-klorid i šećer dvije su tvari koje su vanjskim izgledom vrlo slične. Međutim, **kristal natrij-klorida je ionski kristal u kojem se suprotno nabijeni ioni natrija (Na^+) i klor (Cl^-)** međusobno privlače elektrostatskim silama, to jest povezani su ionskom vezom, a šećer je **molekulski kristal u kojemu su molekule saharoze ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) povezane slabim molekulskim vezama**.



Slika 11.2. Proces otapanja natrij-klorida

Pri otapanju soli dipolne se molekule vode gibaju kaotično i udaraju u površinu kristalića (slika 11.2.). Da bi se ion natrija (Na^+) ili klora (Cl^-) oslobodio iz kristalne rešetke, mora se na neki način nadvladati energija ionske veze koja ione drži zarobljene u kristalu. Ako molekula vode udari ion onim svojim dijelom koji ima suprotan naboj od naboja promatranog iona i ako se uspostavi ion-dipolna veza, oslabit će veza između suprotno nabijenih iona u kristalu jer molekula vode djelomično neutralizira električni naboj iona. Zato će se titranje tog iona u kristalnoj rešetki povećati što će omogućiti da mu se približi druga molekula vode. Zbog sve jačeg titranja molekule vode obaviju ion i time toliko neutraliziraju njegov naboj da energija titranja može nadvladati privlačne sile kristalne rešetke pa će ion biti izvučen u otopinu. Ioni okruženi određenim brojem molekula vode nazivaju se **hidratiziranim ionima**, a proces se naziva **hidratacijom**. Kojim će brojem molekula vode biti okružen ion, ovisi o veličini tog iona, ali i drugim činiteljima.



Slika 11.3. Otapanje šećera u vodi

Proces otapanja šećera (slika 11.3.) razlikuje se od procesa otapanja natrij-klorida zato što su međudjelovanja molekula šećera mnogo slabija, pa na razaranje molekulске kristalne rešetke mnoge molekule vode imaju dovoljnu kinetičku energiju da pri sudaru izbace molekule šećera u vodu. Osim toga, djelovanjem molekula vode nastaju inducirani dipoli u molekuli šećera, što olakšava otapanje. Otopine šećera i soli bitno se razlikuju i po svojim svojstvima. Na primjer: ionska otopina natrij-klorida provodi električnu struju, a molekulska otopina šećera to ne može.

Topljivost čvrstih tvari u nekom otapalu (rastvaraču) ovisi o njihovoj građi i tipu otapala (rastvarača).

Kristalići joda se brže i bolje otapaju u tetraklorugljiku (CCl_4) jer je jod molekulski kristal a tetraklorugljik nepolarno otapalo. Sumpor je, također, molekulski kristal i slabo se otapa u metanolu (CH_3OH) jer su molekule metanola slabo polarne. Da se nešto sumpora ipak otapa u metanolu, dokazuje zamućenje otopine nakon dodatka vode koje je jako polarnog karaktera i smanjuje topljivost otopljenog sumpora. Metanol i voda se međusobno otapaju jer su slične građe. Na temelju rečenog proizlazi da se "slično" odnosi na polarnost ili nepolarnost otapala i otopljene tvari.

11.3. Kakve se energetske promjene zbivaju pri procesu otapanja

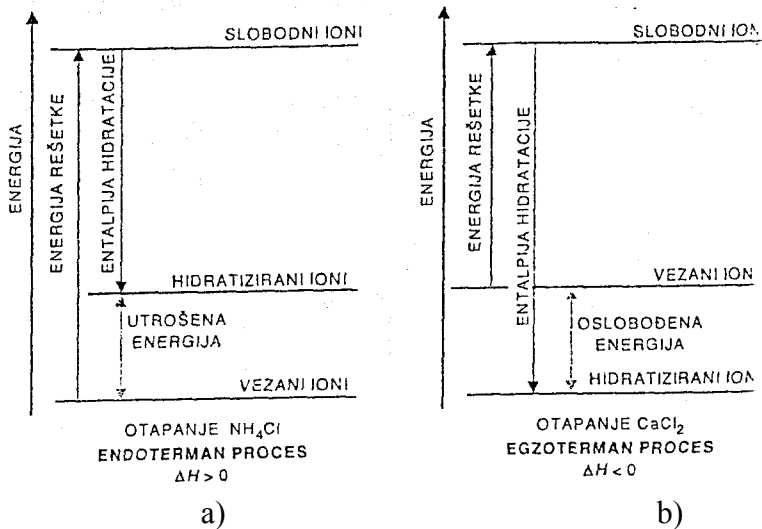
Otapanjem čvrstih tvari, na primjer amonij-klorida (NH_4Cl) ili kalcij-klorida (CaCl_2), u vodi, razgradit će se njihova kristalna rešetka. Taj proces zahtijeva utrošak energije jednak energiji kristalne rešetke. Oslobođeni su ioni manje ili više hidratizirani. Proces hidratacije iona praćen je oslobađanjem energije (tablica 11.1.) Hoće li se pri otapanju toplina osloboditi ili trošiti, ovisi o tome kakav je odnos tih energija (slika 11.4.). Je li proces otapanja soli egzoterman ili endoterman, jednostavno se može ispitati sljedećim pokusom. (U čaše se do polovice ulije destilirana voda. Zatim se u jednu čašu stavi žlica amonij-klorida i miješa termometrom dok se sol ne otopi. Tijekom otapanja prati se promjena temperature. (Isti postupak ponovi se s kalcij-kloridom u drugoj čaši).

Tablica 11.1. Entalpije hidratacije pri 25°C

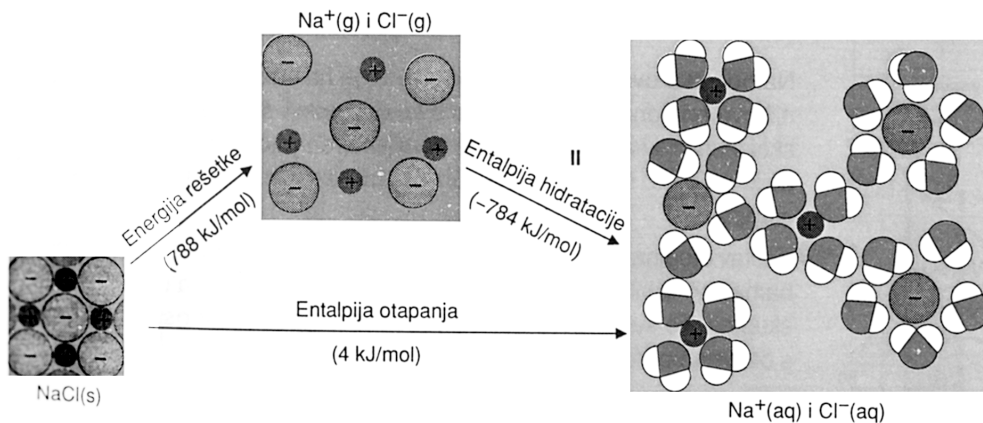
| Ion | $\Delta_t H / \text{kJ} / \text{mol}$ |
|------------------|---------------------------------------|
| H^+ | -1072,6 |
| Na^+ | - 398,1 |
| K^+ | - 314,3 |
| Al^{3+} | - 4646,7 |
| Mg^{2+} | - 1910,6 |
| Cl^- | - 377,1 |
| OH^- | - 501,6 |

Otapanjem amonij-klorida temperatura otopine se snižava što je dokaz da je proces endoterman. Povišenje temperature u pokusu s kalcij-kloridom dokazuje da je proces egzoterman.

Grafički prikaz otapanja natrij-klorida pokazuje da je entalpija otapanja vrlo mala, što znači da proces otapanja ne ovisi o temperaturi (svoga 4kJ/mol) (vidi sliku 11.5.). Vrijednosti energija pojedinih prijelaza potvrđuju Hessov zakon jer je zbroj energije 1. i 2. procesa jednak energiji koja se troši pri izravnom otapanju natrij-klorida.



Slika 11.4. Energetske promjene pri otapanju a.) NH_4Cl , b.) CaCl_2

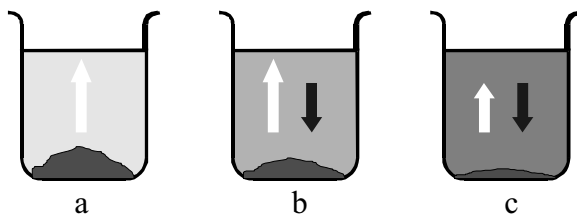


Slika 11.5. Grafički prikaz otapanja natrij-klorida

11.4. Koliko se neke tvari može otopiti

Pošto se tvar stavi u otapalo (rastvarač), **ona se počne otapati**, što na slici 11.6.a. predstavlja bijela strelica. To je, ujedno, jedini proces koji se u tom trenutku može zbivati. Tijekom vremena koncentracija tvari u otopini (rastvoru) će rasti i početi će se odvijati proces suprotan procesu otapanja, a to je **proces kristalizacije**, na slici 11.6.b. označen obojenom (crnom) strelicom. Otopine u kojima se u određenom trenutku više tvari otapa nego što se kristalizira, nazivaju se **nezasićenim otopinama**. Nakon nekog vremena broj čestica koje se otapaju izjednačit će se s brojem čestica koje kristaliziraju, što

je na slici 11.6.c. označeno jednom bijelom i jednom (obojenom) crnom strelicom. Takve otopine nazivaju se **zasićenim otopinama**.

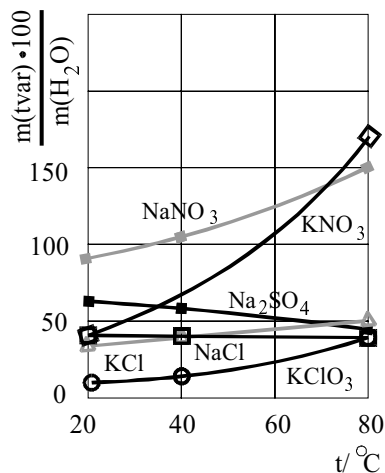


Slika 11.6. Otapanje tvari do zasićenja

KRISTALIZACIJA – proces pri kojem se otopljeni tvar izlučuje iz zasićene otopine u kristalnom stanju

Kada se kaže da se u zasićenim otopinama tvar više ne može otapati zapravo se misli na vizualni efekt. U stvarnosti, ukoliko se nalazi još nešto neotopljene tvari, procesi otapanja i kristalizacije odvijaju se neprekidno, jer je u zasićenoj otopini postignuta dinamička ravnoteža.

Na topljivost (rastvorljivost) neke tvari najčešće utječe temperatura. Ako je proces otapanja endoterman, topljivost će biti bolja pri višoj temperaturi. Na slici 11.7. prikazane su krivulje topljivosti iz kojih se vidi da se veličina soli otapa bolje pri višim temperaturama. Otapanjem nekih tvari do zasićenja na višoj temperaturi, a zatim polaganim i pažljivim hlađenjem može se postići **prezasićena otopina**. Ta je otopina u labilnoj ravnoteži i ako se potrese naglo će se iskristalizirati suvišak otopljene tvari pri trenutnoj temperaturi



Slika 11.7. Krivulja topljivosti

TOPLJIVOST – određena je masom tvari koja se može otopiti u 100 grama čistog otapala pri određenoj temperaturi

11.5. Kako iskazati sastav otopina

Postoji više načina kvantitativnog iskazivanja sastava otopina. Obradit ćemo one koje se najviše koriste.

a) **UDJELI**

1. *Količinski (množinski) udio neke komponente A u smjesi, $x(A)$ jednak je omjeru količine (množine) komponente A, $n(A)$ i zbroja količina (množina) svih komponenata koje čine tu smjesu, n_i :*

$$x(A) = \frac{n(A)}{\sum n_i}$$

2. *Maseni udio neke komponente A, $w(A)$ u smjesi jest omjer mase komponente A, $m(A)$ i sume svih masa komponenata u smjesi, $\sum m_i$:*

$$w(A) = \frac{m(A)}{\sum m_i}$$

3. *Volumni udio komponente A, $\varphi(A)$ u smjesi jest omjer volumena komponente A, $V(A)$ i zbroja volumena svih komponenata koje ulaze u sastav smjese $\sum V_i$:*

$$\varphi(A) = \frac{V(A)}{\sum V_i}$$

(čitaj: fi)

Općenito: kod svih udjela u omjeru se nalaze istovrsne veličine, zato su njihove jedinice 1., a često se iskazuju postocima, % = 10^{-2} ; promilima ‰ = 10^{-3} i dijelovima na milijun ppm = 10^{-6}

b.) **OMJERI**

1. *Maseni omjer komponenata A i B, $\zeta(A,B)$ jest omjer masa tih komponenata, $m(A)$ i $m(B)$*

$$\zeta(A,B) = \frac{m(A)}{m(B)}$$

(čitaj: zeta)

2. **Volumni omjer komponenata A i B, $\Psi(A \text{ i } B)$ jest kvocijent volumena tih komponenta u smjesi, $V(A)$ i $V(B)$**

$$\Psi(A,B) = \frac{V(A)}{V(B)}$$

(čitaj: psi)

3. **Količinski (množinski) ili brojevni omjer $r(A,B)$ jest kvocijent količina (množina) ili broja jedinki, $n(A)$ i $n(B)$ ili $N(A)$ i $N(B)$**

$$r(A,B) = \frac{n(A)}{n(B)} = \frac{N(A)}{N(B)}$$

Jedinice kod omjera, kao i kod udjela su 1.

c.) **KONCENTRACIJE**

1. **Masena koncentracija tvari A, $\gamma(A)$ jest omjer mase te tvari, $m(A)$ i volumena otopine, V .**

$$\gamma(A) = \frac{m(A)}{V} \text{ kg/m}^3$$

(čitaj: gama)

2. **Volumna koncentracija tvari A, $\sigma(A)$ jest omjer volumena te tvari $V(A)$ i volumena otopine, V ;**

$$\sigma = \frac{V(A)}{V}$$

(čitaj: sigma)

3. **Količinska (množinska) koncentracija tvari A, $c(A)$ jest omjer količine (množine) te tvari $n(A)$ i volumena otopine, V :**

$$c(A) = \frac{n(A)}{V} \text{ mol/m}^3, \text{ mol/L, mmol/L}$$

Sve navedene koncentracije odnose se na volumen otopine.

d.) **MOLALNOST**

Molalnost tvari A, $b(A)$ jest omjer količine (množine) te tvari $n(A)$ i mase otapala, m

$$b(A) = \frac{n(A)}{m(\text{otapala})} \text{ mol/kg}$$

Primjeri

1. Obrazloži slijedeće tvrdnje:

- a.) etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) se u svim omjerima miješa s vodom
- b.) natrij-klorid netopljiv je u benzenu (C_6H_6)
- c.) plin metan (CH_4) nije topljiv u vodi
- d.) oktan (C_8H_{18}) se miješa s tetraklorugljikom (CCl_4)

Odgovor:

- a.) Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) i voda polarne su tvari. Budući da se polarne tvari dobro otapaju otapalima, etanol će se dobro miješati sa vodom
- b.) Natrij-klorid je polarna tvar, a benzen (C_6H_6) nepolarna, pa prema obrazloženju, kao u odgovoru pod a.), treba očekivati da benzen ne može otopiti natrij-klorid
- c.) Metan je nepolarna tvar, a voda polarna. Takve tvari međusobno se ne miješaju.
- d.) Oktan (C_8H_{18}) je nepolarna tvar, kao i tetraklorugljik. Napolarne tvari miješaju se s nepolarnim otapalima. Stoga će se oktan otapati u tetraklorugljiku.

**2. Masa otopine natrijeve lužine je 250 g, a gustoća otopine 1,328 g/cm³.
Izračunaj volumen otopine.**

Zadano je: - gustoća otopine jest omjer mase otopine i njezina volumena: $\rho(\text{otopina}) = \frac{m(\text{otopina})}{V(\text{otopina})}$

$$m(\text{NaOH}) = 250\text{g}$$
$$\rho(\text{otopina}) = 1,328\text{g/cm}^3$$

Traži se: - Volumen otopine je: $V(\text{otopine}) = \frac{m(\text{otopine})}{\rho(\text{otopine})}$

$V(\text{otopine}) = ?$

$$= \frac{250\text{g}}{1,328\text{g cm}^{-3}}$$

Odgovor:
zadana otopina lužine ima volumen 188,25cm³. $= 188,25\text{ cm}^3$

3. Kolika je masa nitratne kiseline u 70 g otopine ako je maseni udio kiseline 0,3?

Zadano je: - Izraz za maseni udio jest: $w(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{otopina})} \cdot m(\text{otopina})$

$$m(\text{otopina}) = 70\text{ g}$$
$$w(\text{HNO}_3) = 0,3$$

- Iz toga slijedi:

$$m(\text{HNO}_3) = w(\text{HNO}_3) \cdot m(\text{otopina})$$
$$= 0,3 \cdot 70\text{ g}$$
$$= 21\text{ g}$$

Traži se:
 $m(\text{HNO}_3) = ?$

Odgovor:
u zadanoj otopini ima 21 g čiste nitratne kiseline.

4. Odredi masu otopine koju možemo pripremiti iz 6,4 grama natrij-klorida, ako je maseni udio soli u otopini 0,09!

Zadano je: $m(\text{NaCl}) = 6,4\text{g}$
 $w(\text{NaCl}) = 0,09$

-Prema izrazu za maseni udio tvari slijedi da je masa otopine:

$$w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{otopina})}$$
$$w(\text{NaCl}) \cdot m(\text{otopina}) = m(\text{NaCl})/w(\text{NaCl})$$

Traži se: $m(\text{otopina}) = ?$

$$m(\text{otopina}) = \frac{m(\text{NaCl})}{w(\text{NaCl})}$$
$$= \frac{6,4}{0,09} = 71,1\text{g}$$

iz 6,4 g kuhinjske soli možemo pripremiti 71,1 otopine u kojoj je maseni udio soli 0,09.

5. 250 cm³ vode pomiješa se s 0,75 L propanola (C₃H₇OH). Odredi volumne udjele komponenata u smjesi, uz pretpostavku da ne dolazi do promjene volumena!

Zadano je: $V(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = 0,75\text{L} = 0,75 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 750 \text{ cm}^3$

-Volumen propanola izrazimo u cm³:

$V(\text{H}_2\text{O}) = 250\text{cm}^3$
 $V(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = 0,75\text{L}$

- Napišemo izraz za određivanje volumnog udjela

$$\varphi(A) = \frac{V(A)}{\sum V_i}$$

Traži se: $\varphi(\text{H}_2\text{O}) = ?$
 $\varphi(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = ?$

- Odredimo volumni udio vode:

$$\varphi(\text{H}_2\text{O}) = \frac{V(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O}) + V(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH})}$$
$$= \frac{250\text{cm}^3}{250\text{cm}^3 + 750\text{cm}^3}$$

$$= \frac{250\text{cm}^3}{1000\text{cm}^3}$$
$$= 0,25$$

- Volumni udio propanola je:

$$\varphi(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = 1 - 0,25 = 0,75$$

Odgovor: u zadanoj smjesi volumni je udio vode 0,25, a propanola 0,75.

6. Koliki je omjer broja molekula u smjesi koja sadrži 1 g vode i 1 g sulfatne kiseline?

Zadano je: - Iz zadanih masa izračunamo broj molekula
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ g}$ vode i sulfatne kiseline
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g}$ prema formuli:

$$\frac{m}{M} = \frac{M}{L}$$
$$N = \frac{m}{M} \cdot L$$

Traži se:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$N(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$= \frac{1 \text{ g}}{18,02 \text{ g mol}^{-1}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$
$$= 3,34 \cdot 10^{22}$$

$$N(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot L$$

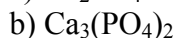
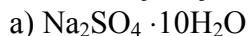
$$= \frac{1 \text{ g}}{98,08 \text{ g mol}^{-1}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$
$$= 6,14 \cdot 10^{21}$$

Izračunamo omjer broja molekula vode i molekula sulfatne kiseline:

$$\frac{N(\text{H}_2\text{O})}{N(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{3,34 \cdot 10^{22}}{6,14 \cdot 10^{21}} = 5,44$$

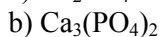
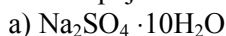
Odgovor: u smjesi koja sadrži 1 g vode i 1 g sulfatne kiseline omjer broja molekula H_2O i H_2SO_4 jest 5,44.

7. Izračunaj omjer broja atoma u sljedećim spojevima:



Zadano je:

formula spoja



Traži se:

omjer broja atoma u formulskim jedinkama

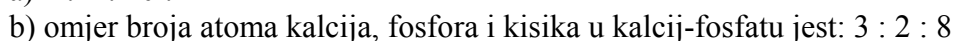
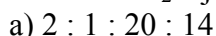
a.) Iz formule formulske jedinice vidimo da natrij-sulfat kristalizira s 10 molekula H_2O (u kojima se nalazi 20 atoma H i 10 atoma O). Prema tome ukupan broj atoma kisika je 14, broj vodikovih atoma je 20, broj atoma sumpora 1, a broj atoma natrija 2. Znači da je:

$$N(\text{Na}) : N(\text{S}) : N(\text{H}) : N(\text{O}) = 2 : 1 : 20 : 14$$

b) U formulskoj jedinki kalcij-fosfata nalazi se 3 atoma kalcija, 2 atoma fosfora i 8 atoma kisika. Prema tome je:

$$N(\text{Ca}) : N(\text{P}) : N(\text{O}) = 3 : 2 : 8$$

Odgovor: omjer broja atoma natrija, sumpora, vodika i kisika u $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ jest:



8. 20 grama saharoze ($C_{12}O_{22}O_{11}$) otopi se u 260 g vode. Izračunaj:

a.) maseni udio saharoze,

b.) količinski (množinski) udio saharoze!

Zadano je:

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 20 \text{ g}$$

$$m(H_2O) = 260 \text{ g}$$

Traži se:

a) $w(C_{12}H_{22}O_{11}) = ?$

b) $x(C_{12}H_{22}O_{11}) = ?$

a.) Pribrojimo masi vode masu šećera da bi dobili masu otopine

$$m(\text{otopine}) = m(C_{12}H_{22}O_{11}) + m(H_2O)$$

$$= 20 \text{ g} + 260 \text{ g}$$

$$= 280 \text{ g}$$

- Izračunamo maseni udio saharoze:

$$w(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{m(\text{otopina})} = \frac{20 \text{ g}}{280 \text{ g}} =$$

$$= 0,071 = 0,071 \cdot 100 = 7,1 \%$$

b.) Molni udio saharoze izračunat ćemo prema izrazu:

$$x(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{n(C_{12}H_{22}O_{11})}{n(C_{12}H_{22}O_{11}) + n(H_2O)} =$$

$$= \frac{\frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})}}{\frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} + \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}}$$

$$= \frac{\frac{20 \text{ g}}{342 \text{ g mol}^{-1}}}{\frac{20 \text{ g}}{342 \text{ g mol}^{-1}} + \frac{260 \text{ g}}{18,02 \text{ g mol}^{-1}}}$$

$$= \frac{0,0585 \text{ mol}}{0,0585 \text{ mol} + 14,428 \text{ mol}}$$

$$= \frac{0,0585 \text{ mol}}{14,487 \text{ mol}} = 0,004$$

Odgovor: otopina koja se dobije miješanjem 20 g saharoze sa 260 g vode ima:

a.) maseni udio saharoze 7,1 %

b.) molni udio saharoze 0,004

9. Kolika je masa kalij-klorida potrebnog za pripremu 80 mL otopine koja sadrži 70,0 mg iona kalija u mililitru otopine?

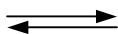
Zadano je:

- Budući da je

$$m(\text{otopina}) = 80 \text{ mL}$$

$$\gamma(\text{K}^+) = 70,0 \text{ mg/mL}$$

$$\gamma(\text{K}^+) = \frac{m(\text{K}^+)}{V}$$



Traži se:

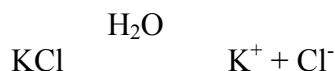
$$m(\text{KCl}) = ?$$

Slijedi:

$$m(\text{K}^+) = \gamma(\text{K}^+) \cdot V$$

$$= 70 \text{ mg/mL} \cdot 80 \text{ mL} = 5600 \text{ mg} = 5,6 \text{ g}$$

Svaka formulska jedinica KCl disocira na 1 kalijev i 1 klorid-ion



Stoga su im količine (množine) jednake:

$$\frac{n(\text{KCl})}{n(\text{K}^+)} = \frac{1}{1}$$

$$n(\text{KCl}) = n(\text{K}^+)$$

$$\frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl})} = \frac{m(\text{K}^+)}{M(\text{K}^+)}$$

$$m(\text{KCl}) = \frac{m(\text{K}^+)}{M(\text{K}^+)} \cdot M(\text{KCl})$$

$$= \frac{5,6 \text{ g}}{39,1 \text{ g mol}^{-1}} \cdot 74,55 \text{ g mol}^{-1} = 10,68 \text{ g}$$

Odgovor: za pripremu zadane otopine potrebno je 10,68 g kalij-jodida.

10. Koliko treba odvagati kalij-nitrata za pripremu 200 mL otopine masene koncentracije 120g/L

Zadano je: -Volumen preračunamo u litre (zbog jedinica masene koncentracije)

$$\gamma(\text{KNO}_3) = 120 \text{ g/L}$$

$$V(\text{otopina}) = 200 \text{ mL}$$

$$V(\text{otopina}) = 200\text{mL} = 0,2 \text{ L}$$

- Prema izrazu za masenu koncentraciju:

Traži se:

$$n(\text{KNO}_3) = ?$$

$$\gamma(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{V(\text{otopina})}$$

- Izračunamo traženu masu kalij-nitrata

$$\begin{aligned} m(\text{KNO}_3) &= \gamma(\text{KNO}_3) \cdot V(\text{otopina}) \\ &= 120 \text{ g/L} \cdot 0,2 \text{ L} \\ &= 24 \text{ g} \end{aligned}$$

Odgovor: za pripremu 200 mL otopine zadane koncentracije treba odvagati 24 g kalij-nitrata.

Primjedba: do ovog rezultata moglo se doći i na slijedeći način: iz podataka za masenu koncentraciju vidljivo je da se 120 g kalij-nitrata nalazi u 1000 ml otopine. Budući da mi trebamo 200 mL, dakle 5 puta manji volumen, potrebna je 5 puta manja masa kalij-nitrata ($120:5=24$).

11. Pomiješali smo 250 cm³ tvari A s 320 cm³ tvari B i 500 cm³ tvari C. Ukupni volumen otopine iznosio je zbog kontrakcije volumena 1035 cm³. Kolike su volumne koncentracije tvari A, B, C ?

Zadano je: Prema formuli izračunavamo volumne koncentracije komponenata A i B:

$$V(A) = 250 \text{ cm}^3$$

$$V(B) = 320 \text{ cm}^3$$

$$V(C) = 500 \text{ cm}^3$$

$$V(\text{otopina}) = 1035 \text{ cm}^3$$

$$\sigma(A) = \frac{V(A)}{V} = \frac{250\text{cm}^3}{1035\text{cm}^3} = 0,24$$

Traži se:

$$\sigma(B) = \frac{V(B)}{V} = \frac{320\text{cm}^3}{1035\text{cm}^3} = 0,31$$

$$\sigma(A) = ?$$

- Volumnu koncentraciju treće komponente izračunat ćemo tako da od 1 oduzmemo

$$\sigma(B) = ?$$

$$\sigma(C) = ?$$

zbroj volumnih koncentracija prvih
dvaju komponenata

$$\begin{aligned}\sigma(C) &= 1 - (\sigma(A) + \sigma(B)) \\ &= 1 - (0,24 + 0,31) \\ &= 1 - 0,55 \\ &= 0,45\end{aligned}$$

Odgovor: Volumne koncentracije komponenata A, B i C u smjesi su: 0,24; 0,31; 0,45.

12. Izračunaj maseni udio kloridne kiseline 10 dm^3 u otopini količinske (množinske) koncentracije kiseline 12 mol/dm^3 i gustoće otopine $1,18 \text{ g/cm}^3$.

Zadano je:

$$c(\text{HCl}) = 12 \text{ mol/dm}^3$$

$$\rho(\text{otopina}) = 1,18 \text{ g/cm}^3$$

$$V(\text{otopina}) = 1,0 \text{ dm}^3$$

- Iz količinske (množinske) koncentracije
izračunamo masu kloridne kiseline

$$c(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{otopina})}$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot V(\text{otopina})}$$

Traži se:

$$w(\text{HCl}) = ?$$

$$m(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) \cdot V(\text{otopina})$$

$$= 12 \text{ mol/dm}^3 \cdot 36,46 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ dm}^3$$

$$= 437,5 \text{ g}$$

- Gustoća otopine definirana je izrazom:

$$\rho(\text{otopina}) = \frac{m(\text{otopina})}{V(\text{otopina})}$$

Maseni udio je:

$$w(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{otopina})} = \frac{m(\text{HCl})}{\rho(\text{otopina}) \cdot V(\text{otopina})} = \frac{437,5 \text{ g}}{1,18 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3}$$

$$= 0,371 = 0,371 \cdot 100 = 37,1\%$$

13. Na temperaturi 30°C u 100 g vode otopi se 300 g srebro-nitrata. Uz pretpostavku da je masa vode jednaka volumenu vode, izračunaj:

- a.) molalnost otopine
- b.) maseni udio srebro-nitrata
- c.) količinski udio srebro-nitrata u otopini

Zadano je:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g}$$

$$m(\text{AgNO}_3) = 300 \text{ g}$$

a.) Izračunamo količinu (množinu) srebro-nitrata

$$\begin{aligned} n(\text{AgNO}_3) &= \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3)} \\ &= \frac{300 \text{ g}}{169,91 \text{ g mol}^{-1}} \end{aligned}$$

Traži se:

$$= 1,77 \text{ mol}$$

$$b(\text{AgNO}_3) = ?$$

$$w(\text{AgNO}_3) = ?$$

$$x(\text{AgNO}_3) = ?$$

Masu vode izrazimo u kg:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g} = 0,1 \text{ kg}$$

Izračunamo molalnost otopine

$$\begin{aligned} b(\text{AgNO}_3) &= \frac{n(\text{AgNO}_3)}{m(\text{H}_2\text{O})} \\ &= \frac{1,77 \text{ mol}}{0,1 \text{ kg}} \\ &= 17,7 \text{ mol/kg} \end{aligned}$$

b.) Izračunamo maseni udio prema izrazu:

$$\begin{aligned} w(\text{AgNO}_3) &= \frac{m(\text{AgNO}_3)}{m(\text{otopina})} \\ &= \frac{300 \text{ g}}{400 \text{ g}} \\ &= 0,75 \end{aligned}$$

c.) Tražimo molni udio srebro-nitrata, ali prethodno izračunamo količinu (množinu) vode

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{100\text{g}}{18,02\text{g mol}^{-1}} = 5,55\text{mol}$$

$$\begin{aligned} x(\text{AgNO}_3) &= \frac{n(\text{AgNO}_3)}{n(\text{AgNO}_3) + n(\text{H}_2\text{O})} \\ &= \frac{1,77\text{mol}}{1,77\text{mol} + 5,55\text{mol}} \\ &= \frac{1,77\cancel{\text{mol}}}{7,32\cancel{\text{mol}}} \\ &= 0,242 \end{aligned}$$

Odgovor za zadanu otopinu:

- molalnost 17,7 mol/kg
- maseni udio srebro-nitrata u otopini 0,75
- količinski udio srebro-nitrata 0,242.

14. U vodenoj otopini maseni je udio natrij-karbonata 9800 ppm.

Izračunaj:

- molalnost otopine
- broj iona natrija i karbonat iona u 1 g vodene otopine

Zadano je: a.) $w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m(\text{otopina})}$

$$m(\text{otopina}) = 1\text{g}$$

$$w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 9800\text{ ppm} \quad m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = w(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m(\text{otopina})$$

Traži se: $= 9800 \cdot 10^{-6} \cdot 1\text{g}$

$$b(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ? \quad = 9,8 \cdot 10^{-3}\text{ g}$$

$$N(\text{Na}^+) = ?$$

$$N(\text{CO}_3^{2-}) = ?$$

Molalnost otopine izračunavamo pomoću izraza

$$b(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{n(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m(\text{H}_2\text{O})} =$$

$$= \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}$$

$$= \frac{9,8 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{106 \text{ g mol}^{-1} \cdot 10^{-3} \text{ kg}}$$

Napomena: za masu vode možemo uzeti da je približno 1g (tačna vrijednost bila bi: 1 g – 0,0098 g = 0,9902 g)

$$= 0,092 \text{ mol/kg}$$

b.) Izračunamo količinu (množinu) natrij-karbonata

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}$$

$$= \frac{9,8 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{106 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$= 0,092 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Broj jedinki natrij-karbonata jest:

$$N(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot L$$

$$= 9,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$= 5,54 \cdot 10^{19}$$

Izrazimo odnos broja iona u formulskoj jedinki:

$$N(\text{Na}^+) : N(\text{CO}_3^{2-}) : N(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2:1:1$$

$$N(\text{Na}^+) : N(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2:1$$

$$N(\text{Na}^+) = 2 \cdot N(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$= 2 \cdot 5,54 \cdot 10^{19}$$

$$= 1,11 \cdot 10^{20}$$

$$N(\text{CO}_3^{2-}) = N(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$= 5,54 \cdot 10^{19}$$

Odgovor:

a.) Molalnost zadane otopine jest 0,09 mol/kg

b.) broj natrijevih iona je $1,11 \cdot 10^{20}$,
a broj karbonat- iona $5,54 \cdot 10^{19}$

15. Reakcijom aluminija i sulfatne kiseline nastaje vodik i aluminij-sulfat. Izračunaj volumen sulfatne kiseline masenog udjela 0,50 i gustoće 1,3952 g/cm³ potrebne za razvijanje 5,0 dm³ vodika pri s.u.

Zadano je:

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,50$$

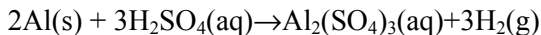
$$\rho(\text{otopina}) = 1,3952 \text{ g/cm}^3$$

$$V^0(\text{H}_2) = 5,0 \text{ dm}^3$$

Traži se:

$$V(\text{otopina}) = ?$$

Prikažimo reakciju jednadžbom:



Omjer količina (množina) sulfatne kiseline i vodika jest:

$$\frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{n(\text{H}_2)} = \frac{3}{3} = \frac{1}{1}$$

Količina (množina) potrebne sulfatne kiseline jest:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2)$$

$$\begin{aligned} &= \frac{V^0(\text{H}_2)}{V_m^0} \\ &= \frac{5 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} \end{aligned}$$

$$= 0,223 \text{ mol}$$

Iz količine (množine) izračunamo masu sulfatne kiseline

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \\ &= 0,223 \text{ mol} \cdot 98,08 \text{ g mol}^{-1} \\ &= 21,87 \text{ g} \end{aligned}$$

Masu otopine iskažemo pomoću volumena otopine i gustoće:

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m(\text{otopina})}$$

$$m(\text{otopina}) = \rho(\text{otopina}) \cdot V(\text{otopina})$$

pa dobiveni izraz uvrstimo u jednadžbu:

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\rho(\text{otopina}) \cdot V(\text{otopina})}$$

$$V(\text{otopina}) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{w(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(\text{otopina})}$$

$$= \frac{21,87\text{g}}{0,50 \cdot 1,3952\text{g/cm}^3}$$

$$= 31,35 \text{ cm}^3$$

Odgovor: da bi reakcijom nastalo $5,0 \text{ dm}^3$ vodika pri s.u., potrebno je utrošiti $31,35\text{cm}^3$ zadane sulfatne kiseline.

11.5.1. Razrjeđivanje otopina

Pri razrjeđivanju otopina smanjuje im se koncentracija. Međutim, količina otopljene supstance ostaje nepromijenjena. Koncentracija otopljene supstance prije razrjeđivanja definirana je izrazom:

$$c_1 = \frac{n_1}{V_1}$$

Koncentracija otopine poslije razrjeđivanja bit će:

$$c_2 = \frac{n_2}{V_2}$$

Kako količina supstance prije i poslije razrjeđivanja ostaje nepromijenjena, proizlazi da je:

$$n_1 = n_2$$

odnosno:

$$V_1 \cdot c_1 = V_2 \cdot c_2$$

Pridržavajući se ovog pravila, može se izračunati potreban volumen do kojeg treba razrijediti otopinu neke koncentracije da bi se dobila otopina zadane koncentracije, γ , pa isto tako vrijedi:

$$V_1 \cdot \gamma_1 = V_2 \cdot \gamma_2$$

Zadatak:

16. Potrebno je pripremiti 500 mL otopine sulfatne kiseline koncentracije 0,1 mol/L, razrjeđivanjem 96 %- tne sulfatne kiseline.

Kiseline se gotovo uvijek dobivaju u koncentriranom obliku. U laboratoriji, kao i u industriji, najčešće su potrebne razrjeđene kiseline, ali poznate koncentracije. Ovim želimo pokazati postupak izračunavanja potrebne količine koncentrirane kiseline za pripremanje razrjeđene kiseline zadane koncentracije.

U kemijskim priručnicima i odgovarajućim tablicama najčešće se nalaze podaci za masene koncentracije kiselina i njihove pripadne gustoće. Maseni udio sulfatne kiseline u koncentriranoj kiselini obično iznosi 0,96 ili 96 %. Takva kiselina ima gustoću 1,8355 g/mL. Masena koncentracija sulfatne kiseline u koncentriranoj otopini je:

$$\begin{aligned}\gamma_1(\text{H}_2\text{SO}_4) &= \text{gustoća} \cdot \text{maseni udio} \\ &= 1,8355 \text{ g mL}^{-1} \cdot 0,96 \text{ (cm}^3 = \text{mL} = \text{ml)} \\ &= 1,762 \text{ g mL}^{-1} = 1762 \text{ g L}^{-1}\end{aligned}$$

Nakon što je definirana masena koncentracija raspoložive koncentrirane sulfatne kiseline, potrebno je izračunati koliko treba uzeti koncentrirane kiseline za pripremanje 500 mL otopine u kojem je $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Masena koncentracija sulfatne kiseline u razrjeđenoj otopini:

$$\gamma_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Molarna masa sulfatne kiseline je $98,08 \text{ g mol}^{-1}$, pa slijedi da je masena koncentracija sulfatne kiseline u razrjeđenoj otopini:

$$\begin{aligned}\gamma_2(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 0,1 \text{ mol L}^{-1} \cdot 98,08 \text{ g mol}^{-1} \\ &= 9,808 \text{ g L}^{-1}\end{aligned}$$

Budući da su poznate masene koncentracije raspoložive i tražene otopine sulfatne kiseline, može se primijeniti pravilo:

$$V_1 \cdot \gamma_1 = V_2 \cdot \gamma_2$$

pa se dobiva:

$$V(\text{konc. H}_2\text{SO}_4) \cdot 1762 \text{ g L}^{-1} = 0,5 \text{ L} \cdot 9,808 \text{ g L}^{-1}$$

odnosno:

$$V(\text{konc. H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,5\text{L} \cdot 9,808\text{gL}^{-1}}{1762\text{gL}^{-1}} = 0,00278\text{L} \approx 2,8\text{mL}$$

Za pripremanje 500 mL otopine sulfatne kiseline koncentracije $0,1 \text{ molL}^{-1}$ treba uzeti 2,8 mL 96 %-tne sulfatne kiseline i razrijediti je do volumena 500 mL. Kako je dosta teško odmjeriti tačno 2,8 mL koncentrirane sulfatne kiseline, to će pripremljena otopina imati samo približnu koncentraciju $0,1 \text{ molL}^{-1}$. Pravu koncentraciju sulfatne kiseline u takvoj otopini treba naknadno odrediti nekom analitičkom metodom na primjer titracijom sa otopinom natrijeva-karbonata tačno poznate koncentracije.

Kod pripremanja otopina malih koncentracija, bolje je polaziti od već razrjeđenih otopina poznate koncentracije

Upamtite:

ako se pomiješa jedan volumni dio vode i četiri volumna dijela koncentrirane sulfatne kiseline temperatura smjese poraste od 15°C na oko 120°C .

Kad bi se u koncentriranu sulfatnu kiselinu ulijevala voda, na smjesu gdje bi voda dolazila u doticaj s kiselinom, temperatura bi toliko porasla da bi nastala vodena para, a kiselina bi prskala na sve strane. Zato se pri razrjeđivanju koncentrirana kiselina uz miješanje ulijeva u vodu u tankom mlazu. (VODA U KISELINU= VUK)

Ako kiselina dospije u oko, potrebno je ispiranje mlazom mlake vode i pomoć liječnika.

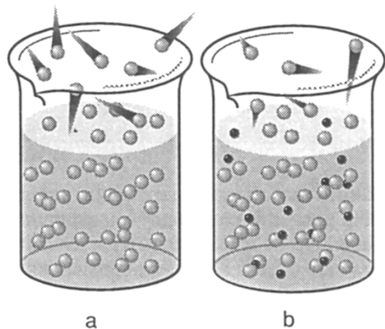
Kada se pri radu s kiselinama razvijaju plinovi koji su otrovni ili zagušljivi, mora se raditi u digestoru, ili upotrebljavati zaštitnu masku.

11.6. Kakva svojstva pokazuju otopine

Kemijska svojstva elemenata, odnosno spojeva, bitni su činitelji pri procjeni rezultata kemijske reakcije. Ona su posljedica njihove elektronske konfiguracije. Međutim, ima i drugih važnih svojstava koja treba razmotriti kada se proučavaju tvari oko nas. To su fizikalna svojstva, na primjer: tvrdoća, boja, ledište, vrelište, kristalni oblik, veličina, masa. Pri kemijskim reakcijama važne su obje skupine svojstava.

Važna fizikalna svojstva otopina su i ona koja ovise o broju svih čestica otopljenih tvari, a ne ovise o vrsti otopine tvari. Takva se svojstva zovu koligativna svojstva.

Imaju li otopine više vrelišta od vrelišta čistog otapala (rastvarača)? Slika 11.8.a. shematski prikazuje čisto otapalo (rastvarač) a slika 11.8.b. otopinu (rastvor). Sive kuglice prikazuju molekule otapala, a crne čestice otopljene čvrste tvari. Molekule otapala spontano napuštaju tekućinu i prijelaze u plinsku fazu jer je plin kaotičniji skup čestica od tekućine, pa prijelazom čestica u plinsku fazu raste entropija.



Otapanjem neke čvrste tvari u otapalu i entropija otopine raste, a time se težnja molekula otapala da prijeđu iz tekuće faze u plinsku smanjuje. Zato će i pritisak pare iznad otopine biti niži nego što je pritisak pare čistog otapala pri istim uvjetima.

Slika 11.8. Shematski prikaz
a) čistog otapala, b) otopine

Eksperimentalno je utvrđeno da je pritisak pare iznad otopine ovisan o količinskom (množinskom) dijelu otapala i pritisku pare čistog otapala. Matematički se ta eksperimentalna činjenica iskazuje jednadžbom:

$$p = x_0 \cdot p^0$$

gdje je:

p = pritisak pare iznad otopine

p^0 = pritisak pare čistog otapala

x_0 = količinski (množinski) udio otapala u otopini

Ta je jednadžba poznata pod imenom **RAOULTOV (Raul) ZAKON**. Za čisto otapalo **Raoultovom** zakonu odgovara jednadžba:

$$p = p^0$$

jer je količinski (množinski) udio otapala jednak jedan. Drugim riječima, u tom je slučaju pritisak pare "otopine" jednak pritisku pare čistog otapala. Ako u "otopini" nema otapala, jednadžba će poprimiti oblik:

$$p = 0$$

što znači da je pritisak pare "otopine" jednak nuli. Slika 11.9. grafički prikazuje ovisnost pritiska pare otopine u kojoj je otopljena tvar koja nije hlapiva o količinskom (množinskom) udjelu za idealne plinove.

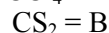
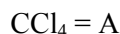
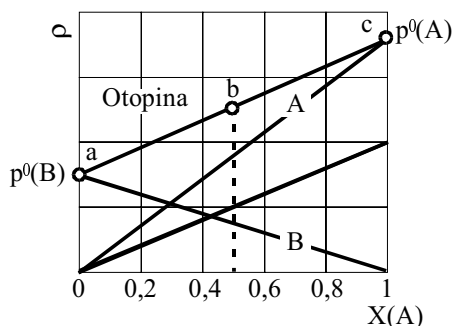
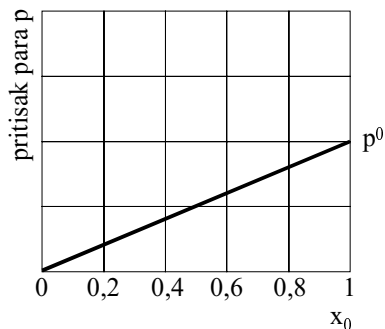
Ako se ova ideja primjeni na smjesu u kojoj i otopljena tvar isparava (dvije tekućine) na primjer za smjesu različitih količinskih (množinskih) udjela ugljik disulfida (CS_2) i tetraklorugljika (CCl_4) dobiva se grafički prikaz kao na slici 11.8.

Pravac izlazi iz ishodišta:

$$p = 0, x_0 = 0$$

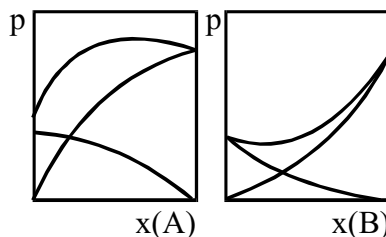
$$p = p^0, x_0 = 1$$

Slika 11.9. Ovisnost pritiska pare otopine o količinskom (množinskom) udjelu otapala kada je otopljena tvar nehlapiva



Slika 11.10. Ovisnost pritiska pare o količinskom (množinskom) udjelu jedne komponente kada su obje komponente hlapive

Najniži mogući pritisak pare na početku bit će $p^0(\text{B})$ u tački a, kada komponente A još nema, pa je količinski (množinski) udio te komponente jednak nuli. Dodavanjem komponente A, koja je hlapiva, pritisak pare nad otopinom će rasti. U tački b, kada je količinski (množinski) udio komponenti A i B jednak, to jest 0,5 pritisak pare otopine bit će vrijednost na ordinati na polovici puta između tačaka a i c. Komponenta A se može dalje dodavati da bi se dostigla tačka c. Međutim, ona se nikad ne može dostići na ovaj način jer se ne može postići da količinski (množinski) udio komponente B bude nula. Jedini način da se dosegne tačka c je da se uzme čista komponenta A i pokus vodi obrnuto. Takvi dijagrami imaju praktičnu primjenu jer se iz pritiska pare smjese može saznati količinski (množinski) udio tvari u nekoj smjesi. Pri razmatranju tog dijagrama zanemarena su međudjelovanja čestica u otopini pa se razmatranja odnose na tako zvane **idealne otopine**. Samo idealne otopine mogu dati ravnu liniju na dijagramu kao što pokazuje slika 11.10.



Slika 11.11. Kod realnih se otopina u krivulji pritiska pare javlja minimum i maksimum. Zbog toga se neke smjese dviju tekućina ne mogu odijeliti frakcijskom destilacijom, za razliku od idealnih otopina gdje je razdvajanje moguće

Za *realne otopine* su početna i krajnja tačka dijagrama na slici 11.11. iste, ali između njih nije ravna linija već zakrivljena, ovisno o silama koje djeluju među česticama. Kod otopine koje se sastoje od nepolarnih tekućina dijagram je vrlo sličan dijagramu za idealne otopine.

Važan činitelj koji do sada nije spomenut pri razmatranju pritiska pare otopine je utjecaj temperature. Ako je temperatura viša ili niža, i linije pritiska pare bit će na dijagramu više ili niže položene kao što pokazuje slika 11.12.

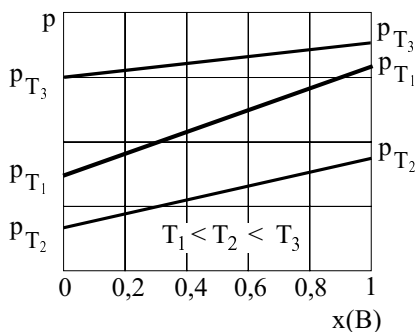
Čini se da ti primjeri nemaju veliko značenje u običnom životu. Koja je korist od spoznaje da je pritisak pare šećerne otopine (slatke vode) niži nego čiste vode? Očito, ta činjenica nije bitna, ali njezin utjecaj kao svojstva otopine mnogo je važniji.

11.6.1. Kakav je odnos vrelišta otopine i čistog otapala

Pokusom se može ustanoviti da je vrelište otopine uvijek viša od vrelišta otapala. Ta se pojava naziva **povišenjem vrelišta**, što je uzrok pojavi? S obzirom na to da je pritisak pare otopine niži od pritiska pare otapala pri istoj temperaturi, potrebna je viša temperatura da se pritisak pare otopine izjednači s pritiskom iznad otopine i da dođe do vrenja. Općenito se može reći da se otapanjem čvrste tvari u otopini pritisak pare smanjuje, a vrelište raste. Za koliko će se stepeni razlikovati vrelište otopine i otapala ovisi o količini (množini) čestica otopljene tvari i prirode otapala. Znači da je povišenje vrelišta također koligativno svojstvo (vidi Pojmovnik) jer ovisi samo o broju čestica otopljene tvari. Eksperimentalno je utvrđeno da postoji jednostavan odnos između povišenja vrelišta otopine (ΔT) i molalnosti otopine (b)

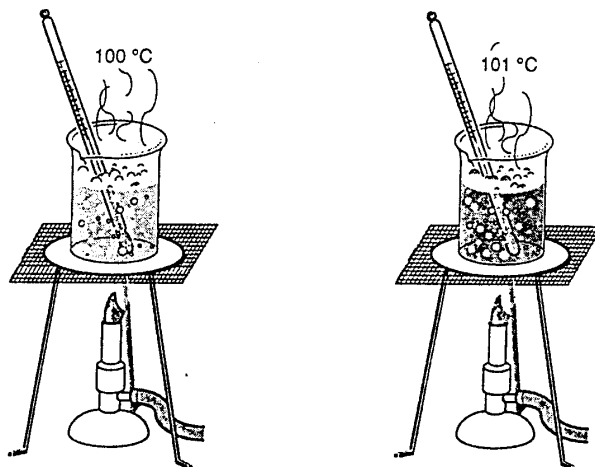
$$\Delta T = K_b \cdot b$$

gdje je: K_b – ebulioskopska konstanta
ili molalno povišenje vrelišta



Slika 11.12. Ovisnost pritiska pare otopine dviju hlapivih komponenata o temperaturi

Ebulioskopska konstanta, K_b , kaže za koliko se stepeni povisi vrelište otapala ako je otopina jednomolalna.



Slika 11.13. Vrelište otopina uvijek je više od vrelišta otapala

Zapamtite: - vrelište temperatura pri kojoj se pritisak pare tekućine izjednači s pritiskom koji djeluje na površinu tekućine

Svako otapalo ima sebi svojstveno povišenje vrelišta za jednomolalnu otopinu, odnosno tačno određenu ebullioskopsku konstantu (K_b) (Tablica 11.2.). To se može objasniti time što su u jednomolalnoj otopini različitih otapala različiti količinski (množinski) udjeli otapala, pa će, prema **Raoultovom** zakonu promjena pritiska pare između čistih otapala i njihovih jednomolalnih otopina, a time i vrelište i ebullioskopska konstanta biti različite.

Tablica 11.2. Ebullioskopske konstante

| Otapalo | $\frac{K_b}{K \text{ mol}^{-1} \text{ kg}}$ |
|-----------------|---|
| benzen | 2,67 |
| kamfor | 6,00 |
| etanol | 1,22 |
| octena kiselina | 3,07 |
| aceton | 1,71 |
| eter | 2,02 |
| voda | 0,52 |

Na ebullioskopsku konstantu utječe i priroda otapala što se vidi iz primjera ebullioskopskih konstanti etera i etanola (Tablica 11.2.) koje su različite unatoč tome što su zbog iste molne mase količinski (množinski) udjeli u jednomolalnoj otopini jednaki.

Zbog toga što je povišenje vrelišta koligativno svojstvo, za otopljene tvari koje potpuno disociraju na dvije ili više čestica u jednadžbu valja uvesti faktor (f) koji označuje broj čestica koje nastaju disocijacijom jedne molekule otopljene tvari. Opći matematički izraz za povišenje vrelišta jest:

$$\Delta T = f \cdot K_b \cdot b$$

gdje je:

b – znak za molalnost

K_b – znak za ebulioskopsku konstantu "kaže" za koliko se stepeni povisi vrelište otapala ako je otopina jednomolalna

f – znak za faktor koji pokazuje na koliko čestica disocira molekula otopljene tvari

Kao što smo već naveli, sniženje pritiska pare otopine uzrokuje povišenje vrelišta, ali i sniženje ledišta otopine u odnosu na otapalo. Mjerenjem tih promjena moguće je odrediti molarnu masu otopljene tvari. Metoda kojom se određuje sniženje ledišta jest **krioskopija**, a povišenje vrelišta **ebulioskopija**.

Sniženje ledišta i povišenje vrelišta razmjerno je s molalitetom otopine:

$$\Delta t = K \cdot \text{molalitet otopine}$$

$$\Delta t = E \cdot \text{molalitet otopine}$$

Gdje je:

K = krioskopska konstanta

E = ebulioskopska konstanta

Konstante pokazuju koliko je sniženje ledišta i povišenje vrelišta otopine u kojoj 1 mol neke tvari otopljen u 1 kg otapala.

Transformacijom gornjeg izraza dobije se izraz po kojemu se može izračunati molarna masa otopljene tvari:

$$M(\text{otopljena tvar}) = \frac{K \cdot m_{(\text{otopljena tvar})}}{m_{0(\text{otapalo})} \cdot \Delta t}$$

$$M(\text{otopljena tvar}) = \frac{E \cdot m_{(\text{otopljena tvar})}}{m_{0(\text{otapalo})} \cdot \Delta t}$$

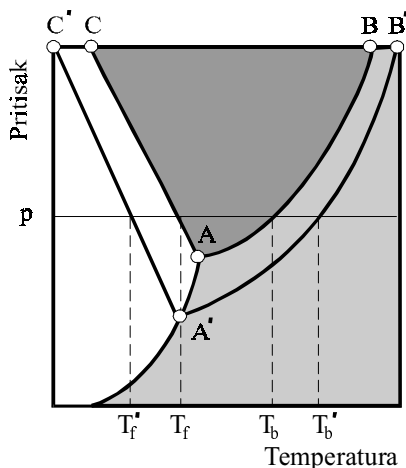
Vrijednosti za K i E očitamo iz tablice 11.3.

Tablica 11.3. Molalne konstante sniženja ledišta, K , i povišenja vrelišta, E , za neka otapala

| Otapalo | Ledište, t/°C | $K/\text{kmol}^{-1}\text{kg}$ | Vrelište, t/°C | $E/\text{kmol}^{-1}\text{kg}$ |
|---------|---------------|-------------------------------|----------------|-------------------------------|
| voda | 0 | 1,86 | 100 | 0,512 |
| benzen | 5,5 | 5,12 | 80,15 | 2,53 |
| acetone | - 94 | 8 | 56 | 1,71 |
| kamfor | 178,4 | 40 | - | - |

Povišenje vrelišta može se prikazati faznim dijagramom. Puna linija AB (slika 11.14.) pokazuje vrelište čiste tekućine na granici faza tekuće-plinovito, pri raznim pritiscima.

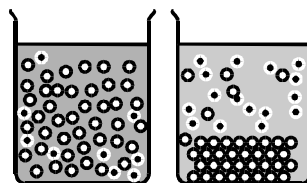
Dodatkom neke tvari u tekućinu položaj ravnotežne linije na granici faza će se promijeniti, kako prikazuje linija AB'. Iz dijagrama je vidljivo da pri određenom pritisku vrelište raste od temperature T_b na temperaturu T_b' . Istodobno će se promijeniti i položaj ravnotežne linije tekuće-čvrsto, s AC na A'C', pa će se ledište T_f sniziti na temperaturu T_f' . Zbog toga otopine imaju više vrelište i niže ledište od čistog otapala.



Slika 11.12. Fazni dijagram za čistu otopinu i otopinu

11.6.2. Zašto dolazi do sniženja temperature očvršćivanja?

Prisutnost otopljenе tvari uzrokuje povećanje entropije. Proces topljenja sličan je procesu isparavanja jer u tijeku tog procesa čestice tvari prelaze u nesređeno stanje. Očvršćivanje je suprotan proces: nered koji vlada u tekućem stanju mora ustupiti mjesto redu u čvrstom stanju. To se događa pri temperaturi očvršćivanja (ledište). Otapalo zbog povećanog nereda zahtijeva nižu temperaturu za prijelaz u sređeniji oblik. Čestice otopljenе tvari ne ulaze u čvrstu fazu otapala (slika 11.15.). Matematički izraz za sniženje temperature očvršćivanja sličan je izrazu za povišenje vrelišta.



Slika 11.15. Prikaz procesa očvršćavanja otopine

$$\Delta T = f \cdot K_k \cdot b$$

Neke vrijednosti za kriopskopske konstante navedene su u tablici 11.3.

Zapamtite: LEDIŠTE – temperatura pri kojoj se odvija proces očvršćivanja.

Primjer 17. U kilogramu morske vode otopljeno je oko 20 grama natrij-klorida. Kolika mora biti temperatura na površini mora da se ono počne lediti:

Zadano je:

$$m(\text{NaCl}) = 20 \text{ g} = 0,02\text{kg}$$

$$m(\text{otopina}) = 1 \text{ kg}$$

Traži se:

ledište mora = ?

Tablica 11.4. Krioskopske konstante

| Otapalo | $\frac{K_f}{K \text{ mol}^{-1}\text{kg}}$ |
|-----------------|---|
| voda | 1,86 |
| octena kiselina | 3,90 |
| kamfor | 40,00 |
| benzen | 5,12 |
| tetraklorugljik | 29,80 |
| kloroform | 4,68 |

Iz izraza
za sniženje temperature očvršćivanja

$$\Delta T(\text{H}_2\text{O}) = f(\text{NaCl}) \cdot K_f(\text{H}_2\text{O}) \cdot b(\text{NaCl})$$

i izraza za molalnost i količinu (množinu) tvari

$$b(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{m(\text{H}_2\text{O})} \quad \text{i} \quad n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}$$

sniženje temperature očvršćivanja bit će:

$$\Delta T(\text{H}_2\text{O}) = \frac{f(\text{NaCl}) \cdot K_f(\text{H}_2\text{O}) \cdot m(\text{NaCl})}{M(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{NaCl})}$$

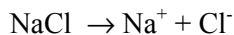
kako je:

$$m(\text{more}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

Uvrštavanjem u navedeni izraz dobije se:

$$\Delta T(\text{H}_2\text{O}) = \frac{f(\text{NaCl}) \cdot K_f(\text{H}_2\text{O}) \cdot m(\text{NaCl})}{[m(\text{more}) - m(\text{NaCl})] \cdot M(\text{NaCl})}$$

pomoću podataka iz tablice 11.3. može se izračunati sniženje temperature očvršćivanja vode. Kako je $f(\text{NaCl}) = 2$ jer natrij-klorid disocira na dvije čestice:



$$\Delta T(\text{H}_2\text{O}) = \frac{2 \cdot 1,86 \text{Kmol}^{-1} \text{kg} \cdot 20 \text{g}}{(1 \text{kg} - 0,02 \text{kg}) \cdot 58,45 \text{gmol}^{-1}} = 1,3$$

$$\Delta T(\text{H}_2\text{O}) = \Delta t(\text{H}_2\text{O})$$

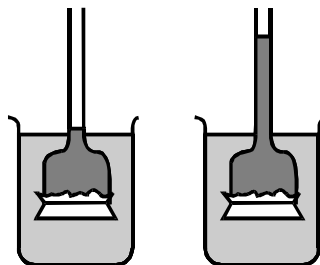
Odgovor: ledište čiste vode je 0°C , pa će se more početi lediti pri $0^\circ\text{C}-1,3^\circ\text{C}$, tj. pri temperaturi $-1,3^\circ\text{C}$.

Zapamtite: spoznaja da će se otopine lediti na nižoj temperaturi od otapala obilato se upotrebljava. Zimi se ceste posipaju da ne dođe do zamrzavanja.

Ekperimentalna metoda određivanja relativne molekulske mase nepoznatim tvarima, pod uvjetom da te tvari ne disociraju naziva se **krioskopijom**. Povišenje vrelišta koristi se u iste svrhe, a metoda se naziva **ebulioskopija**.

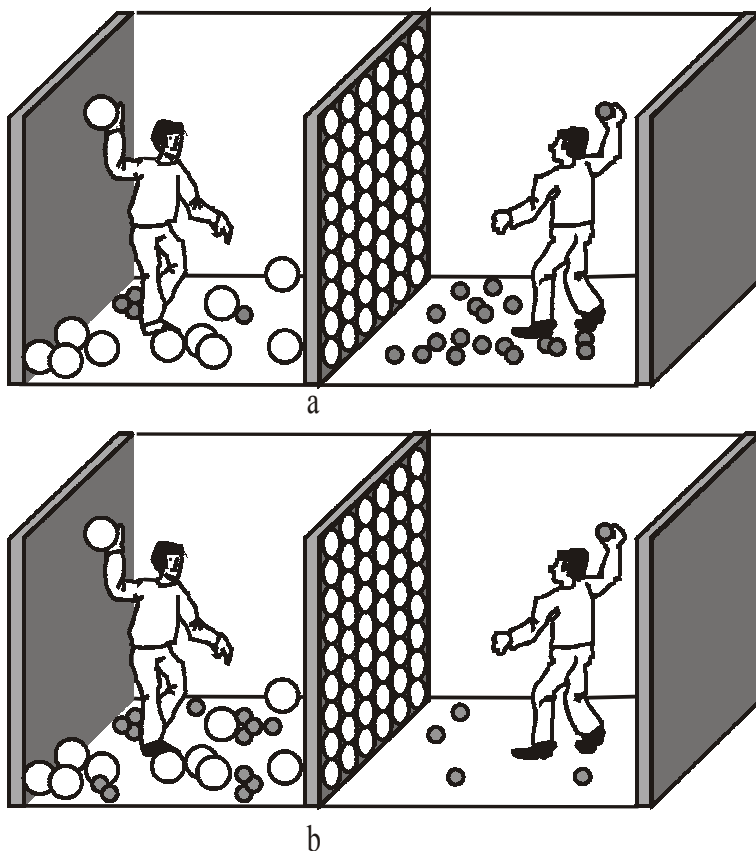
11.6.3. Osmoza

U prirodi postoje membrane koje imaju takvu građu da kroz njih neke molekule slobodno prolaze, a druge ne mogu proći. Zbog tog svojstva te su membrane nazvane polupropusnim (**semipermeabilnim**, **latinski: semi = pola + permeare = prolaziti kroz**) membranama. Životinjsko crijevo se prije upotrebe (za slijedeći eksperiment) treba odmastiti u otopini natrij-hidroksida, a zatim oprati vodom. Tako pripremljeno crijevo napne se na osmoskop (slika 11.16.) i pričvrsti gumicom. U osmoskop se ulije obojena otopina šećera do početka suženja osmoskopa. Napunjeni osmoskop se pričvrsti klemom na stativ, uroni u destiliranu vodu u čaši, te ostavi stajati.



Slika 11.16. Osmoza

Polupropusnu membranu i događaje koji se na njoj odvijaju može se predočiti stanjem prikazanim na slici 11.17.a.. Dva igrača, okružena loptama, razdvojena su rupičastim zidom. Oko jednog igrača nalaze se lopte za tenis, a oko drugoga lopte za tenis i košarku. Veličine rupa u zidu dopuštaju prolaz samo tenis loptama. Zadatak je igrača da loptu bacaju na zid istom brzinom, kako im dođu pod ruku. Tijekom vremena igrač okružen dvjema vrstama lopti bit će okružen većim brojem lopti jer su tenis-lopte suprotnog igrača češće pogađale rupe i prolazile kroz njih, a on je bacio i lopte za košarku koje ne mogu proći kroz rupe. Kada će igra biti završena?



Slika 11.17. Shematski prikaz procesa osmoze; a) na početku b) u stanju ravnoteže

Brz odgovor, bez razmišljanja bio bi: igra je završena kada igrač ostane bez tenis lopti. Međutim, taj odgovor nije tačan, jer igrač okružen s puno lopti u jednom trenutku ima istu mogućnost da ugrabi tenis-loptu, kao i suprotan igrač, oko kojega je sad manje tenis-lopti. Igra će, prema tome, biti završena kada broj tenis-lopti koje prolaze kroz zid u suprotnim smjerovima bude isti (slika 11.17.b.). Doduše igrači mogu i dalje bacati lopte, ali promjene u rezultatu uspješnih prolaza lopti kroz zid neće biti jer se uspostavila **dinamička ravnoteže**. Vrlo sličan proces odigrava se kad se nađu u dodiru otopina šećera i voda, razrjeđene polupropusnom membranom. Visina stupca otopine će rasti jer otapalo kroz membranu struji u otopinu tako dugo dok se pritisak stupca otopine iznad razine otapala ne izjednači s pritiskom otapala koje struji kroz polupropusnu membranu. U tom su trenutku dvije strane membrane u ravnoteži i rezultatni protok je nula. Pritisak stupca iznad otopine, kad je postignuta ravnoteža, naziva se **osmotskim pritiskom (II)**, a pojava da otapalo spontano prodire kroz polupropusnu membranu iz razrijeđenije u koncentriraniju otopinu naziva se **osmozom**. Spontanim prodiranjem otapala iz otopine manje u otopinu veće koncentracije entropija sistema raste.

Rezultantan protok je razlika protoka kroz membranu u jednom i u drugom smjeru.

Osmotski pritisak otopine je koligativno svojstvo jer ovisi o broju čestica otopljene tvari, a ne o njihovoj prirodi. Matematički izraz za osmotski pritisak je *van't Hoffova* jednačba koja glasi:

$$\Pi \cdot V = nRT$$

gdje je:

V = volumen

n = znak za količinu
(množinu) tvari

Ovo je jednačba upadljivo slična jednačbi stanja za idealni plin ($p \cdot V = nRT$) iako su to dva potpuno različita sistema

R = znak za opću plinsku
konstantu $8,314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$$\Pi \cdot V = \frac{m}{M} RT$$

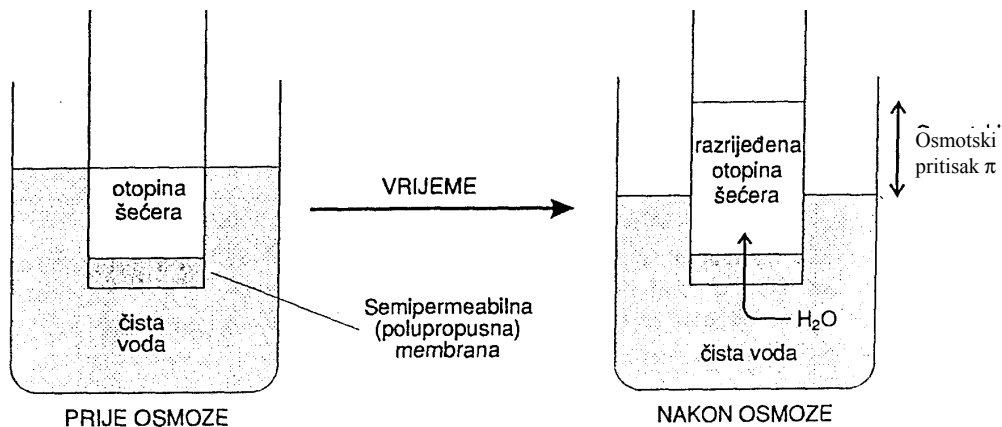
T = znak za termodinamičku
temperaturu

Mjerenje osmotskog pritiska može poslužiti i za određivanje molarne mase otopljene tvari.

Jacobus Hendricus van't Hoff (1852. - 1911.) bio je holandski kemičar. Postavio je osnove stereokemije i zakon o osmotskom pritisku, proučavao je kemijsku ravnotežu i brzinu kemijskih reakcija. Dodijeljena mu je prva Nobelova nagrada za kemiju 1901. godine.

Osmoza ima veliko biološko značenje. Citoplazma koja obavija stijenke stanice (ćelije) djeluje kao polupropusna membrana, ne samo za vodu već i za male ione. Ako se stanica nađe u sredini koja ima visoku koncentraciju soli, voda iz stanica će izlaziti i one će se usukati. U razrijeđenoj sredini stanice će bubriti jer voda ulazi u njih, pa može doći i do pucanja stjenki odnosno do njihovog uništenja. Čvrste stijenke biljnih stanica ne dopuštaju takvu mogućnost. Zbog osmotskog pritiska svaku otopinu koja se daje istovremeno nekom organizmu mora biti istog osmotskog pritiska kao otopina u stanici.

Dakle, osmoza je prolazak molekula otopala kroz polupropusnu membranu iz prostora manje koncentracije otopine prema prostoru veće koncentracije do njihova izjednačenja. Pri tome se čestice otopljene tvari sudaraju s membranom i uzrokuju nastajanje pritiska. To je osmotski pritisak, koji ovisi o koncentraciji otopljene tvari u otopini – slika 11.18.



Slika 11.18. Ponašanje otopina prije i nakon osmoze

Polupropusna (semipermeabilna) membrana (opna) može biti čvrsta tvar, kao što su, bakar (II) heksacijanoferat i celofan (prozirni, sjajni i nepropusni listovi koji se dobivaju od viskoze – celuloze). Postoji nekoliko teorija o mehanizmu djelovanja polupropusnih membrana. Prema jednoj teoriji polupropusna membrana djeluje kao **molekulski filter** koji propušta samo molekule određene veličine. Prema drugoj teoriji **membrana otapa samo otapalo**, ali ne otapa u otapalu otopljenu tvar, i na taj način može proći kroz membranu samo otapalo. I konačno prema trećoj teoriji membrana se sastoji od veoma finih **kapilarnih kanalića**.

Za razliku od osmoze, postoji proces koji nazivamo **difuzijom** koji obično podrazumijeva proces miješanja plinova.

Primjeri:

18. 10,0 grama šećera (saharoze) otopi se u 225 mL vode. Koliki je pritisak pare otopine, ako je pritisak para vode 2,89 kPa? Gustoća vode je 1g/cm^3 .

Zadano je:

$$m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 10,0 \text{ g}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) = 225 \text{ mL} = 225 \text{ g}$$

$$p(\text{H}_2\text{O}) = 2,89 \text{ kPa}$$

Pritisak pare otopine jest umnožak pritiska pare otapala i molnog udjela otapala (x_0)

$$x_0(\text{H}_2\text{O}) = x(\text{H}_2\text{O})$$

$$p(\text{otopina}) = p^0(\text{otapalo}) \cdot x_0$$

Traži se:

$$p(\text{otopina}) = ?$$

Izračunamo molni udio vode

$$\begin{aligned}
 x(\text{H}_2\text{O}) &= \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n(\text{H}_2\text{O}) + n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})} \\
 &= \frac{\frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})}}{\frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} + \frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}} \\
 &= \frac{\frac{225\text{g}}{18,02\text{ gmol}^{-1}}}{\frac{225\text{g}}{18,02\text{ gmol}^{-1}} + \frac{10,0\text{g}}{342\text{ gmol}^{-1}}} \\
 &= \frac{12,49\text{ mol}}{12,49\text{ mol} + 0,029\text{ mol}} \\
 &= \frac{12,49\text{ mol}}{12,517\text{ mol}} = 0,998
 \end{aligned}$$

Budući da je $p(\text{otopina}) = p(\text{otapala}) \cdot x_0$
 pritisak pare otopine je

$$\begin{aligned}
 p(\text{otopina}) &= p(\text{otapala}) \cdot x_0 \\
 &= 2,89\text{ kPa} \cdot 0,998 \\
 &= 2,88\text{ kPa}
 \end{aligned}$$

19. Pri $t = 20^{\circ}\text{C}$ pritisak pare čistog metanola je 0,1237 bara, a čistog etanola 0,0579 bara. Koliki su parcijalni pritisci metanola (M) i etanola (E) u otopini koja je dobivena miješanjem 40 g metanola i 200 g etanola? Koliki je ukupni pritisak pare otopine?

Zadano je:

$$p^0(\text{M}) = 0,1237 \text{ bar}$$

$$p^0(\text{E}) = 0,0579 \text{ bar}$$

$$m(\text{M}) = 40 \text{ g}$$

$$m(\text{E}) = 200 \text{ g}$$

Traži se:

$$p(\text{M}) = ?$$

$$p(\text{E}) = ?$$

$$p_u = ?$$

Parcijalni pritisak neke komponente ovisi po pritisku pare i molnom udjelu te komponente u smjesi:

$$p(\text{M}) = p^0(\text{M}) \cdot x(\text{M})$$

$$p(\text{E}) = p^0(\text{E}) \cdot x(\text{E})$$

Ukupni pritisak pare otopine jest

$$p_u = p(\text{M}) + p(\text{E})$$

Izračunajmo molne udjele metanola i etanola:

$$x(\text{M}) = \frac{n(\text{M})}{n(\text{M}) + n(\text{E})} = \frac{\frac{m(\text{M})}{M(\text{M})}}{\frac{m(\text{M})}{M(\text{M})} + \frac{m(\text{E})}{M(\text{E})}}$$

$$= \frac{\frac{40 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}}}{\frac{40 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}} + \frac{200 \text{ g}}{46 \text{ g mol}^{-1}}}$$

$$= \frac{1,25 \text{ mol}}{5,596 \text{ mol}} = 0,2234$$

Budući da je zbroj molnih udjela dviju komponenata 1, molni udio etanola je:

$$x(\text{E}) = 1 - x(\text{M}) = 1 - 0,2234 = 0,7766$$

Sada izračunamo pritisak pare metanola i etanola:

$$p(\text{CH}_3\text{OH}) = p^0(\text{M}) \cdot x(\text{M})$$

$$= 0,1237 \text{ bar} \cdot 0,2234$$

$$= 0,0276 \text{ bar}$$

$$p(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = p^0(\text{E}) \cdot x(\text{E})$$

$$= 0,0579 \text{ bar} \cdot 0,7766$$

$$= 0,045 \text{ bar}$$

$$p_u = p(\text{M}) + p(\text{E}) = 0,0276 \text{ bar} + 0,045 \text{ bar}$$

$$= 0,0726 \text{ bar}$$

20. Pritisak pare čistog benzena je 0,1603 bara pri $t=30^\circ\text{C}$. Na 250 g benzena dodano je 15,0 g neke neisparljive tvari. Pritisak pare otopine je 0,1582 bara. Izračunaj molarnu masu neisparljive tvari.

Zadano je:

$$p^0(\text{B}) = 0,1603 \text{ bar}$$

$$p(\text{otopina}) = 0,1582 \text{ bar}$$

$$m(\text{B}) = 250 \text{ g}$$

$$m(\text{tvari}) = 15,0 \text{ g}$$

Iz formule:

$$p(\text{otopina}) = p^0(\text{otapalo}) + x(\text{otapalo})$$

izračunamo količinski (množinski) udio otapala u otopini

$$x(\text{B}) = \frac{p(\text{otopina})}{p^0(\text{otapalo})}$$

$$= \frac{0,1582 \text{ bar}}{0,1603 \text{ bar}} = 0,987$$

Traži se:

$M(\text{tvari}) = ?$

Pomoću izračunatog molnog udjela otapala odredit ćemo količinu (množinu) nepoznate tvari:

$$0,987 = \frac{n(\text{B})}{n(\text{B}) + n(\text{tvar})}$$

$$0,987 = \frac{\frac{m(\text{B})}{M(\text{B})}}{\frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} + n(\text{tvar})} = \frac{\frac{250 \text{ g}}{78 \text{ g mol}^{-1}}}{\frac{250 \text{ g}}{78 \text{ g mol}^{-1}} + n(\text{tvar})}$$

$$0,987 = \frac{3,205 \text{ mol}}{3,205 \text{ mol} + n(\text{tvar})}$$

$$0,987 \cdot 3,205 \text{ mol} + 0,987 \cdot n(\text{tvar}) = 3,205 \text{ mol}$$

$$0,987 \cdot n(\text{tvar}) = 3,205 \text{ mol} - 0,987 \cdot 3,205 \text{ mol}$$

$$0,987 \cdot n(\text{tvar}) = 0,042 \text{ mol}$$

$$n(\text{tvar}) = \frac{0,042}{0,987} = 0,0426 \text{ mol}$$

Iz poznate mase i količine (množine) odredimo molarnu masu tvari:

$$M(\text{tvar}) = \frac{m(\text{tvar})}{n(\text{tvar})} = \frac{15,0 \text{ g}}{0,0426 \text{ mol}}$$

$$= 352,1 \text{ g mol}^{-1}$$

21. Za koliko će se povisiti vrelište vode ako se na 350 g vode doda 72,0 g glukoze? Vrijednost za ebullioskopsku konstantu je $E_{(\text{H}_2\text{O})} = 0,512 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$.

Zadano je:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 350 \text{ g}$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 72,0 \text{ g}$$

$$E(\text{H}_2\text{O}) = 0,512 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$$

Traži se:

$$\Delta t = ?$$

Formula za povišenje vrelišta:

$$\Delta t = E \cdot \text{molalnost otopine}$$

Budući da je molalnost otopine (B)

$$b = \frac{m(\text{tvar})}{m(\text{otapalo})}$$

Uvrstimo u izraz za Δt

$$\Delta t = \frac{E \cdot n(\text{tvar})}{m(\text{otapalo})}$$

Količinu (množinu) tvari izrazimo omjerom mase i molarne mase, tada je

$$\Delta t = \frac{E_{(\text{H}_2\text{O})} \cdot m(\text{tvar})}{M(\text{tvar}) \cdot m(\text{otapalo})}$$

$$= \frac{0,512 \text{ Kmol}^{-1} \text{ kg} \cdot 72,0 \text{ g}}{180 \text{ g/mol} \cdot 0,35 \text{ kg}} = 0,585 \text{ K}$$

Odgovor: otopina dobivena otapanjem 72 g glukoze u 350 g vode ima povišenje vrelišta $0,585 \text{ K} = 0,585 \text{ }^\circ\text{C}$.

22. 1,25 g neke tvari dodano je na 100 g benzena. Vrelište otopine je $80,31^\circ\text{C}$. Kolika je molarna masa te tvari. Vrelište otapala (benzena) je $80,15^\circ\text{C}$.

Zadano je:

$$\begin{aligned} m(\text{tvar}) &= 1,25 \text{ g} \\ m_0(\text{C}_6\text{H}_6) &= 100 \text{ g} \\ E(\text{C}_6\text{H}_6) &= 2,53 \text{ Kmol}^{-1} \text{ kg} \\ t_v(\text{otopina}) &= 80,31^\circ\text{C} \\ t_v(\text{C}_6\text{H}_6) &= 80,15^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Traži se:
 $M(\text{tvar}) = ?$

Izraz za povišenje vrelišta je:

$$\begin{aligned} \Delta t &= E \cdot \text{molalnost otopine} \\ E &= 2,53 \text{ Kmol}^{-1} \text{ kg} \end{aligned}$$

Povišenje vrelišta je razlika vrelišta otopine i vrelišta čistog otapala

$$\begin{aligned} \Delta t &= t_v(\text{otopina}) - t_v(\text{otapalo}) \\ &= (80,31 - 80,15)^\circ\text{C} \\ &= 0,16^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Molalnu masu spoja izračunavamo po formuli:

$$\begin{aligned} M &= \frac{E \cdot m}{\Delta t \cdot m_0} \\ &= \frac{2,53 \text{ Kmol}^{-1} \text{ kg} \cdot 1,25 \text{ g}}{0,16 \text{ K} \cdot 0,1 \text{ kg}} = 197,7 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

23. Koliko je ledište otopine koja sadrži 31,2 g otopljenog neelektrolita u 1500 g benzena. Molarna masa otopljene tvari je 156 g/mol . Konstanta K za benzen je $5,12 \text{ Kmol}^{-1}$. Ledište čistog benzena je $5,5^\circ\text{C}$.

Zadano je:

$$\begin{aligned} m(\text{neelektroliti}) &= 31,2 \text{ g} \\ m(\text{B}) &= 1500 \text{ g} = 1,5 \text{ kg} \\ M(\text{otopljena tvar}) &= 156 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Sniženje ledišta definirano je izrazom:

$$\begin{aligned} \Delta t &= K \cdot \text{molalitet} \\ &= K \cdot \frac{n(\text{otopljena tvar})}{m(\text{otapalo})} \end{aligned}$$

Budući da je:

$$K(B) = 5,12 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$$

$$\text{Ledište (B)} = 5,5^\circ\text{C}$$

Traži se:

$$t_s(\text{otopina}) = ?$$

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

slijedi:

$$\Delta t = \frac{K \cdot m(\text{otpoljena tvar})}{M(\text{otopljena tvar}) \cdot m(\text{otapalo})}$$

Krioskopska konstanta (K) za benzen je

$$K_B = 5,12 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$$

Uvrstimo to u jednažbu za Δt :

$$\Delta t = \frac{5,12 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg} \cdot 31,2 \text{ g}}{156 \text{ g/mol} \cdot 1,5 \text{ kg}}$$

$$= 0,68 \text{ K} = 0,68^\circ\text{C}$$

Ledište čistog benzena je $5,5^\circ\text{C}$; znači da je ledište otopine:

$$t_s(\text{otopina}) = (5,5 - 0,68)^\circ\text{C}$$

$$t_s(\text{otopina}) = 4,82^\circ\text{C}$$

24. 0,02 mola nekog neelektrolita otopi se u vodi i nadopuni vodom na volumen 500 mL. Temperatura otopine je 25°C . Koliki je osmotski pritisak otopine?

Zadano je:

$$n(\text{otopljena tvar}) = 0,02 \text{ mola}$$

$$V(\text{otopina}) = 500 \text{ mL}$$

$$= 0,5 \text{ L}$$

$$= 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$t = 25^\circ\text{C}$$

$$T = (273 + 25)\text{K} = 298 \text{ K}$$

Traži se:

$$\Pi = ?$$

Osmotski pritisak otopine definiran je izrazom:

$$\Pi = cRT$$

$$\text{Budući da je: } c = \frac{n}{V}$$

Slijedi:

$$\Pi = \frac{nRT}{V} =$$

$$= \frac{0,02 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{0,5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}$$

$$= 99,1 \cdot 10^{-3} \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-1} = 99,1 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

$$= 99,1 \text{ kPa}$$

25. Izračunaj osmotski pritisak otopine količinske (množinske) koncentracije 0,5 mol/L pri temperaturi od 50°C.

Zadano je:

$$t = 50\text{ }^{\circ}\text{C}; T = 323\text{K}$$

$$c(\text{otopljena tvar}) = 0,5\text{ mol/L} \\ = 0,5 \cdot 10^3\text{ mol/m}^3$$

Traži se:

$$\Pi = ?$$

Prema izrazu za osmotski pritisak:

$$\Pi = cRT$$

$$\begin{aligned} \Pi &= 0,5 \cdot 10^3\text{ molm}^{-3} \cdot 8,314\text{ kg m}^2\text{s}^{-1}\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1} \cdot 323 \\ &= 1342,7 \cdot 10^3\text{ kgm}^{-1}\text{s}^{-1} \\ &= 1342,7 \cdot 10^3\text{ Pa} \\ &= 1342,7\text{ kPa} \end{aligned}$$

26. Temperatura otopine je 20°C. Izračunaj osmotski pritisak otopine u kojoj je 20 g glukoze (C₆H₁₂O₆) otopljeno u 250 mL otopine.

Zadano je:

$$t = 20\text{ }^{\circ}\text{C}; T = 293\text{K}$$

$$V(\text{otopina}) = 250\text{ mL} = 0,25 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3 \\ m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 20\text{g}$$

Traži se:

$$\Pi = ?$$

Izraz za osmotski pritisak je:

$$\Pi = \frac{nRT}{V}$$

Budući da je

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

Slijedi:

$$\Pi = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot V}$$

$$\Pi = \frac{20\text{ g} \cdot 8,314\text{ kgm}^2\text{s}^{-1}\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1} \cdot 293\text{K}}{180\text{ gmol}^{-1} \cdot 0,25 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3}$$

$$\begin{aligned} \Pi &= 1082,6 \cdot 10^3\text{ kgm}^{-1}\text{s}^{-1} \\ &= 1082,6 \cdot 10^3\text{ Pa} \\ &= 1082,6\text{ kPa} \end{aligned}$$

12. KOLOIDNO-DISPERZNI SISTEMI

12.1. Koloidne otopine

Osim pravih otopina u svakodnevnom životu često se susreću i drugačije smjese dviju ili više tvari, u kojima je jedna tvar raspršena u drugoj tvari. Razlikujemo, dakle, homogene i heterogene tvari. Heterogene tvari su smjese homogenih tvari, a homogene tvari su ili čiste tvari ili homogene smjese, odnosno otopine. Prema tome postoje homogene i heterogene smjese. Heterogene smjese sastoje se od više faza, a homogene smjese ili otopine sastoje se od jedne faze.

Pod **fazom** razumijevamo homogeni dio nekog sistema koje je odijeljen od ostalih dijelova sistema fizičkom granicom. Ako je jedna (ili više) faza fino razdijeljena u drugoj fazi, nazivamo takav sistem **disperznim sistemom (latinski: dispersio – raspršenje, rasap)**. Faza koja je fino razdijeljena jest **disperzna faza**, a faza u kojoj se nalazi disperzna faza jest **disperzno sredstvo**. I disperzna faza i disperzno sredstvo mogu biti čvrsti, tekući i plinoviti. Prema stepenu razdijeljenja ili **stepenu disperzije** disperzne faze razlikujemo ove disperzne sisteme:

| Sistem | Veličina čestice disperzne faze |
|----------------------|---------------------------------|
| grubo-disperzni | $>10^2\text{nm}$ |
| koloidno-disperzni | $1 - 10^2\text{nm}$ |
| molekulsko-disperzni | $< 1\text{ nm}$ |

Kako je molekulsko-disperzni sistem homogena smjesa ili otopina, to vidimo da je razlika između homogene i heterogene smjese, tj. između molekulsko-disperznog i grubo-disperznog sistema, samo u stepenu disperzije. Drugim riječima, između molekulsko-disperznog i grubo disperznog sistema postoji kontinuirani prijelaz. Podjela na tri disperzna sistema ipak je potrebna, jer ta tri disperzna sistema imaju zbog različitog stepena disperzije disperzne faze različita svojstva.

Već prema vrsti disperzne faze i disperznog sredstva postoje kombinacije koloidno disperznih sistema prikazanih u tablici 12.1.

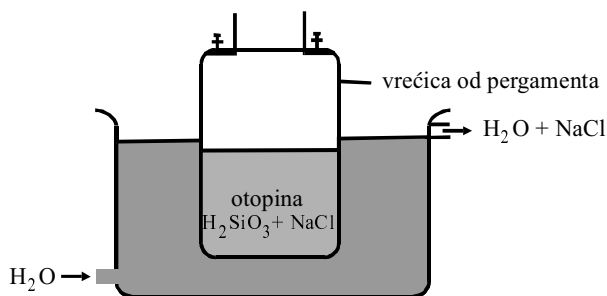
Najčešći koloidno-disperzni sistem jest onaj kod kojeg je voda disperzno sredstva i naziva se **koloidnom otopinom** ili **solom**. Dakle, veličina čestica disperzne faze koloidne otopine jest $1 - 10^2$ nm. Zbog toga čestice ovih dimenzija nazivamo **koloidnim česticama**.

Tablica 12.1. Koloidno-disperzni sistemi

| Disperzna faza | Disperzno sredstvo | Primjer |
|----------------|--|--|
| plinovita | $\left\{ \begin{array}{l} \text{plin} \\ \text{tekućina} \\ \text{čvrsto} \end{array} \right.$ | nemoguće pjena zrak u poroznim mineralima |
| tekuća | $\left\{ \begin{array}{l} \text{plin} \\ \text{tekućina} \\ \text{čvrsto} \end{array} \right.$ | magla emulzija voda u maslacu |
| čvrsta | $\left\{ \begin{array}{l} \text{plin} \\ \text{tekućina} \\ \text{čvrsto} \end{array} \right.$ | dim koloidno zlato u vodi natrij u NaCl modre boje |

Ako su čestice disperzne faze veće od 200 nm ($>10^2$ nm) disperzni se sistemi zovu **suspenzije** ili **grubo disperzni** sistemi. Budući da su čestice u takvim sistemima vrlo velike, one vrlo brzo sedimentiraju (sedimentacija – slijevanje čestica grubo disperznog sistema) pa ti sistemi nemaju neke posebno izražena svojstva. Oni su, dakle, heterogene smjese. Primjer takvog sistema je smjesa pijeska i vode. Primjer za koloidni sistem: limunada, mlijeko, magla, dim, otopina sapuna, pasta za zube. Tu spadaju i otopine makromolekula proteina i polisaharida (bjelančevine i polisaharidi, ugljični hidrati kojima se molekule sastoje od veoma velikog broja molekula monosaharida (celuloza, škrob, itd.).

Koloidne otopine otkrio je sredinom 19. stoljeća engleski kemičar **Th. Graham**. On je opazio da neke tvari kao tutkalo, želatina, bjelanjak, škrob ($(C_6H_{10}O_5)_n$ polisaharid veoma raširen u biljkama kao rezervna hrana, naročito u sjemenju i podzemnim biljnim dijelovima), mnogo polaganije difundiraju u otopini nego npr. šećer i većina kiselina,



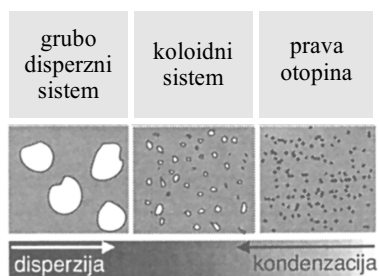
Slika 12.1. Shematski prikaz dijalizatora

baza i soli. Osim toga **Graham** je našao da te tvari, za razliku od drugih, ne prolaze kroz opne finih pora, kakva je npr. opna od pergamenta. Naime, ulije li se u vrećicu od pergamenta, npr. otopina silikatne kiseline i natrij-klorida i vrećica se zatim stavi u posudu s tekućom vodom (slika 12.1.), ubrzo će zaostati u vrećici samo čista otopina silikatne kiseline. Takvo odvajanje tvari pomoću opni vrlo finih pora **Graham** je nazvao **dijalizom**, a sam aparat **dijalizatorom**. U navedenom primjeru kažemo da je natrij-klorid dijalizirao kroz pergamentnu opnu u vodu, a silikatna kiselina ne dijalizira.

Graham je nadalje opazio da se te dvije važne tvari razlikuju i po tome što prve ne kristaliziraju, a druge redovito kristaliziraju. Zbog toga je predložio da se tvari koje polagano difundiraju, ne dijaliziraju i ne kristaliziraju nazovu **koloidi** (**grčki: kolla – tutkalo**), a tvari koje kristaliziraju **kristaloidi**. Dakle, koloidi su čestice dimenzija $1-10^2$ nm.

12.1.1. Kako pripremiti koloidni sistem

Promatrajući tablicu 12.1. vidimo iz navedenih primjera da se mnogi koloidni sistemi nalaze u prirodi. Međutim, ako ih treba pripremiti, koristi se njihovo svojstvo da se oni prema veličini čestica disperzne faze nalaze između grubo-disperznih sistema i pravih otopina. Oni će se prema tome, moći pripremiti ili okrupnjavanjem čestica prave otopine – **kondenzacijom**, ili smanjivanjem veličine čestica grubo disperznih sistema – **disperzijom** (slika 12.2.).



Slika 12.2. Način pripremanja koloidnih sistema

Dobivanje sola kemijskom reakcijom otopina dviju soli niskih koncentracija jedna je od često **primjenjivanih metoda kondenzacije**.

Na primjer:



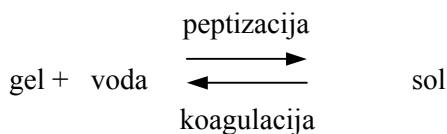
Jedna od disperznih metoda dobivanja solova jest **peptizacija**. Neke tvari čije su čestice koloidnih dimenzija u čvrstom stanju otapanjem u pogodnom otapalu daju koloidni sistem. Primjer je priprema mlijeka iz mlijeka u prahu, otapanje želatine u vodi ili sapuna u vodi.

Koloidno-disperzni sistemi sadrže prilično veliku površinsku energiju. Zbog toga bismo očekivali da su koloidne otopine nestabilne i da teže da pređu oslobađanjem površinske energije u stabilnije stanje s manjom površinom, tj. koloidne čestice morale bi se skupljati, koagulirati u sve veće čestice. Međutim, **koloidne otopine su**

stabilne, što znači da je spontano koaguliranje koloidnih čestica zapriječeno protusilama, od kojih su najvažnije električni naboj i ovoj molekula vode (ili kojeg drugog otapala) oko koloidnih čestica. Baš zbog ta dva različita stabilizirajuća utjecaja razlikujemo i dvije vrste koloida: **hidrofobni koloidi (fobija – strah, hidrofoban – onaj koji odbija vodu)**, koji se ne obavijaju molekulama vode, i **hidrofilni koloidi (filius – prijatelj, hidrogfilan – onaj koji privlači vodu)**, koji su obavijeni molekulama vode. Takav je koloid (odnosno sol) želatine, koji se dobije direktnim otapanjem želatine u toploj vodi. Ohladi li se tako dobiveni sol, nastaje **gel**. (Želatina je proizvod koji se dobiva iskuhavanjem životinjskih tkiva koja sadrže **kolagen**, a to su npr. kosti i koža). Za održavanje suhe atmosfere u praksi se mnogo upotrebljava **silikagel**. To je gel silikatne kiseline. Umjereno osušen, on privlači vlagu, a da pri tome ne bubri, pa se mnogo upotrebljava u raznim uređajima.

Gel je za razliku od sola mrežaste strukture, koja se sastoji od finih niti ili slojeva. U među prostorima te mrežaste strukture adsorbirane su i uklopljene molekule vode. Zbog toga se takvi koloidi nazivaju hidrofilnim koloidima.

Dodamo li gelu mnogo vode, prelazi ponovo u sol (ako nakon stvaranja gela nije došlo do kemijskih promjena procesom starenja), a ovaj gubitkom vode može ponovo prijeći u gel (reverzibilni koloidi)



Po tome se hidrofilni koloidi razlikuju od hidrofobnih koloida (ireverzibilni koloidi).

Kazali smo da koloidno-disperzni sistem sadrži prilično veliku površinsku energiju. Zbog toga se na površini disperzne faze spontano zbivaju oni procesi koji smanjuju površinsku energiju. Površinska energija smanjuje se akumuliranjem molekula drugih tvari na površini disperzne faze (jer se time smanjuje površinska napetost). Tu pojavu nazivamo **adsorpcijom (latinski: adsorptio – upijanje)**. Adsorpciju treba razlikovati od **apsorpcije**, kod koje se jedna od tvari homogeno raspoređuje po čitavom volumenu druge. Adsorpcija igra važnu ulogu u mnogim životnim i industrijskim procesima. U industriji se koristi za izdvajanje pojedinih komponenata iz tekućih i plinskih smjesa. Naročito jako adsorbiraju praškasti drveni i koštani ugljen, a ovaj posljednji se pod imenom **carbo animalis** koristi u medicini. (Zaština maska – gas maska) - uklanja otrovne plinove; medicina – probavne smetnje).

12.1.2. TYNDALLOV fenomen

Tyndalov fenomen jedno je od najpoznatijih svojstava koloidnih sistema. To je pojava raspršivanja svjetlosti na česticama koloidnih dimenzija. Ta se pojava opaža ako u zatamnjenju sobu kroz pukotinu u zastoru ulazi zrak svjetlosti

U toj se svjetlosnoj zruci vide sitne svijetle tačkice koje lebde u zraku. To su čestice prašine koje su koloidnih dimenzija i zato se na njima rasipa svjetlost. **Tyndallov** fenomen se može lako prikazati slijedećim pokusom: u veću čašu vode stavi se vodovodna voda i doda nekoliko kapi otopine srebro-nitrata. Pri tome nastaje slabo mutna otopina sola srebro-klorida jer u vodovodnoj vodi ima klorid-iona. Ako se čaša stavi pod izvor svjetlosti s uskom pukotinom u njoj se vidi svijetao trag, a u čaši u kojoj je samo vodovodna voda traga svjetlosti nema.

Prave otopine ne pokazuje **Tyndallov** fenomen. Za njih se kaže da su **optički prazne**.

12.1.3. Veličina čestica i stabilnost koloidnih sistema

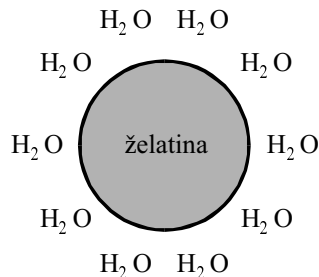
Jedno od vrlo važnih svojstava koloidnih sistema jest velika površina čestica disperzne faze.

Tablica 12.2. Povećanje površine usitnjavanjem čestica

| Duljina brida kocke | Broj nastalih čestica | Ukupna površina nastalih čestica |
|-----------------------------|-----------------------|----------------------------------|
| 1 cm | 1 | 6 cm ² |
| 1 mm = 10 ⁻¹ cm | 10 ³ | 60 cm ² |
| 10 mm = 10 ⁻⁶ cm | 10 ¹⁸ | 600 cm ² |

Površina čestica koje nastanu iz kockice volumena 1 cm³ čija je duljina brida 10 nm, bit će 600 m², što znači da je površina čestica milijun puta veća nego je pri istom volumenu duljina brida 1 cm.

Već je više puta naglašeno da se svaki sistem u prirodi nastoji izgraditi tako da mu energija bude što manja. Kad je riječ o koloidnim sistemima, zbog velike površine čestica velika je i površinska energija, što znači da je takva površina energetski nepovoljna. Zato valja očekivati da će koloidni sistemi biti nestabilni i da će se čestice nastojati skupljati u veće nakupine. Pojava udruživanja čestica u veće nakupine naziva se **koagulacijom**. Međutim, koloidni su sistemi često ipak stabilni. Evo zašto!

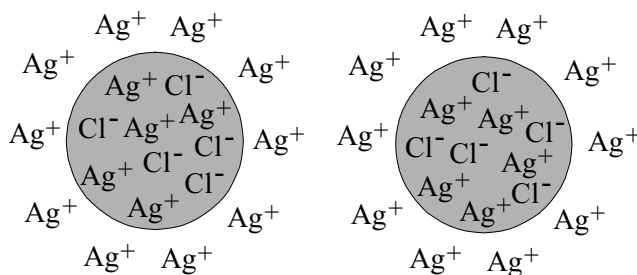


Slika 12.3. Koloidna micela želatine

U koloidnom su sistemu čestice dispergirane u obliku koloidnih **micela** (to su čestice koloidnih dimenzija izgrađene od većeg broja manjih iona i molekula). One mogu biti ili hidrofobne, kao što su micelle srebro-koloida, ili hidrofilne kao što su micelle želatine. Kod hidrofilnih koloida micelle privlače vodu pa će koloidna micela imati hidratni ovoj (slika 12.3.).

Taj hidratni ovoj oko svake koloidne micelle sprečava njihov međusobni dodir pa tako i njihovo udruživanje.

Ako je sol hidrofoban, micela će odbijati molekule vode ali će na svoju površinu vezati ione kojih ima u otopini u to one koje i same sadrže. (slika 12.4.)



Slika 12.4. Koloidne micela srebro-klorida

Ako se na primjer, srebro-klorid sol taloži tako da u suvišku ima srebrenih iona, micela će iz otopine adsorbirati ponajprije srebrne ione. Na taj način sve koloidne čestice dobiju istovremeni naboj. One se zbog toga elektrostatski odbijaju pa ne može doći do koagulacije. Međutim, doda li se u otopinu iona koji će neutralizirati naboj na površini, odmah dolazi do koagulacije.

12.1.4. Dijaliza

Da bi se sol očistio od elektrolita koji zaostaju u disperznom sredstvu nakon pripreme koloidne otopine, upotrebljava se **dijaliza**. To je metoda koja se temelji na pojavi da koloidne čestice ne mogu prolaziti kroz polupropusnu membranu u vodu, a ioni mogu. Ako se uređaj sastavi tako da voda stalno protječe oko polupropusne membrane, dijaliza će biti brža jer je veća razlika koncentracija iona unutar i izvan membrane.

Upotreba dijalize naročito je važna pri pročišćavanju krvi u bolesnika čiji bubrezi više ne obavljaju svoju funkciju. Krv se takvih bolesnika provodi kroz aparat za dijalizu u kojemu kroz polupropusnu membranu izlaze štetne tvari koje se inače izlučuju mokraćom. Takva se čišćenja krvi provode tri puta tjedno i spašavaju život bolesnika.

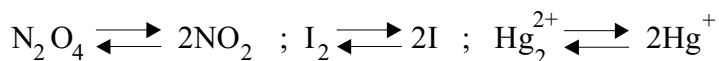
Zašto je mlijeko bijelo? Mlijeko, jedna od najvažnijih namirnica, najpoznatiji je primjer **emulzije**. Ono je bijelo, a ne prozirno jer sadrži milijune sićušnih kuglica masti koje se ne otapaju u vodi ali se iz nje niti ne izlučuju jer ih stalno udaraju molekule disperznog sredstva i sprečavaju im sedimentaciju, a u mlijeku ima i kazeina koji sprečava njihovo izdvajanje. Bjelančevinama kazein je u mlijeku **emulgator**, tj. tvar koja uzrokuje stabilnost emulzije. Naime, u emulziji koja nastaje iz dviju tekućina koje se ne miješaju, sitne kapljice disperznog sredstva i disperzne faze imaju veliku dodirnu površinu. Međufazna napetost (jednako kao pri napetosti površine) nastoji što više smanjiti površinu, pa se tekućine razdvajaju. Da bi se dobila stabilna emulzija, valja tu međufaznu napetost smanjiti, i upravo je to uloga emulgatora. Kao emulgator može poslužiti žumance jajeta (u majonezi) ali i otopina deterdženta.

13. KEMIJSKE REAKCIJE

13.1. Vrste kemijskih reakcija

Sve kemijske reakcije anorganske kemije mogu se svrstati u ove tri skupine:

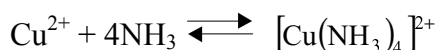
1. Pri kemijskoj reakciji mijenja se oksidacijski broj reaktanata. To su tzv. redoks-reakcije.
2. Pri kemijskoj reakciji mijenjaju se ligandi, odnosno koordinacijski broj reaktanata. To su kompleksne reakcije, koje možemo podijeliti na:
 - a) reakcije nastajanja i raspadanja kompleksa i izmjene liganda (reakcije supstitucije); to su kompleksne reakcije u užem smislu;
 - b) reakcije, kod kojih dolazi do prijenosa protona, tzv., protolitičke reakcije
 - c) reakcije taloženja i otapanja
3. Pri kemijskoj reakciji dolazi do disocijacije i asocijacije molekula, atoma i iona, npr.



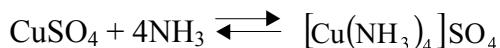
Naravno da neka kemijska reakcija ne mora pripadati samo jednoj od tih triju skupina, već može biti **složena reakcija** od tih skupina. Uopće, moramo naglasiti da je obično kemijska reakcija sastavljena od niza osnovnih jednostavnih reakcija. Drugim riječima, kemijska reakcija obično je **ukupna reakcija** cijelog niza **pojedinačnih reakcija**. Naime, do kemijske reakcije može doći kada se sudare čestice reaktanata. No, vjerojatnost istodobnog

zajedničkog sudara sve većeg broja čestica sve je manja. Zato najprije nastaju jednostavniji međuprodukti (npr. sudarom dviju čestica), koji zatim daljim reagiranjem daju sve složenije konačne produkte.

Kemijske reakcije prikazujemo kemijskim jednadžbama. Pri pisanju kemijskih jednadžbi moramo nastojati da one što više odgovaraju stvarnoj kemijskoj reakciji. Zbog toga kemijska jednadžba mora prikazivati samo one molekulske vrste (molekule i ione) koje stvarno kemijski reagiraju i reakcijom nastaju. Pri tome možemo, kako smo rekli, i zanemariti hidrataciju iona u vodenim otopinama. Prema tome, reakciju koja se zbiva u otopini bakar(II)- sulfata, kada joj dodamo amonijak, prikazat ćemo bolje ovom reakcijskom jednadžbom:



nego jednadžbom:

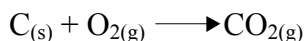
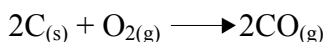


jer pri toj reakciji reagira ion Cu s molekulama NH₃ i nastaje kompleksni ion [Cu(NH₃)₄]²⁺.

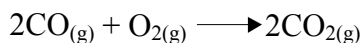
13.2. Redoks-reakcije (redukcijsko oksidacijske reakcije)

Kemijske spojeve elemenata s kisikom nazvao je **A.L. Lavoisier** oksidima (grčki: *oxys* = *kiseo*), a samu kemijsku reakciju spajanja s kisikom oksidacijom.

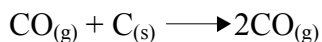
Tako oksidacijom ugljika nastaju ugljik(II) oksid i ugljik(IV) oksid:



Daljnjom oksidacijom ugljik(II)-oksida također nastaje ugljik(IV) oksid:

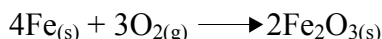


Oduzmemo li dio kisika ugljik(IV)-oksidu kemijskom reakcijom s ugljikom nastaje opet ugljik(II)-oksid:



Kako smo tom reakcijom proveli natrag ugljik(IV)-oksid u ugljik(II)-oksid nazivamo je **redukcijom** (latinski: *reducere – dovesti natrag*). Drugim riječima, redukcija je obrnuti proces od oksidacije. **Tvar koja veže kisik oksidira se, a tvar koja otpušta kisik reducira se.** Dakle, ugljik se oksidira u ugljik(II)-oksid i ugljik(IV)-oksid, a ugljik(II)-oksid oksidira se u ugljik(IV)-oksid, a ugljik(IV)-oksid reducira se u ugljik(II)-oksid.

Analogno tako može se željezo oksidirati u željezo(III)-oksid



a željezo(III)-oksid može se reducirati, npr. vodikom, u željezo(II)-oksid, a ovaj opet u željezo.

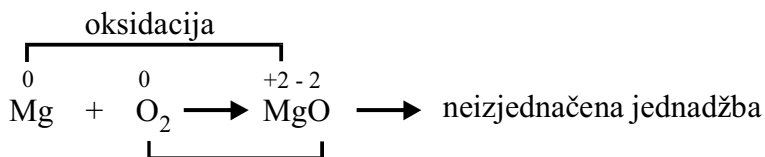


Vidimo da je u svim navedenim primjerima oksidacijski broj ugljika i željeza pri oksidaciji porastao, a prilikom redukcije opao. **To vrijedi za svaku oksidaciju i redukciju: prilikom oksidacije oksidacijski se broj atoma povisuje, a kod redukcije snižava.** (O oksidacijskom broju vidi poglavlje 8.).

13.3. Pojmovi vezani uz redoks-procese

Pojmovi koje valja znati pri rješavanju jednadžbi redoks-procesa mogu se naučiti na primjeru jednadžbe oksidacije magnezija.

1. Na sve atome koji sudjeluju u reakciji napišu se oksidacijski brojevi

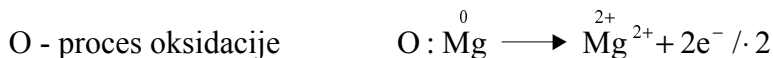


2. Odredi se koji su atomi promijenili oksidacijski broj.

Oksidacijski broj atoma magnezija *povećao se* od 0 do +2 što znači da je morao otpustiti dva elektrona pri čemu se *oksidirao*.

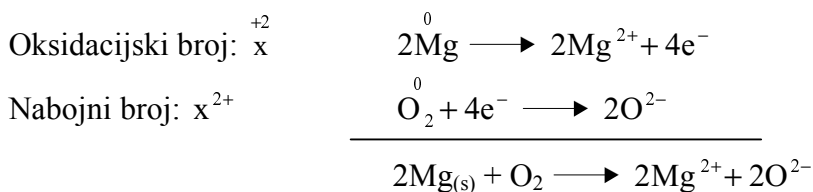
Atom kisika je promijenio oksidacijski broj od 0 do -2, što znači da je *primio* 2 elektrona pri čemu se *reducirao*.

3. Procesi oksidacije i redukcije prikazuju se *parcijalnim jednadžbama*:

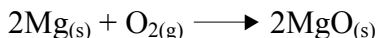


U svakoj redoks-reakciji broj otpuštenih elektrona mora biti jednak broju primljenih elektrona, zbog čega gornju jednadžbu valja pomnožiti sa 2.

Da bi se dobila konačna jednadžba, parcijalne jednadžbe se zbroje

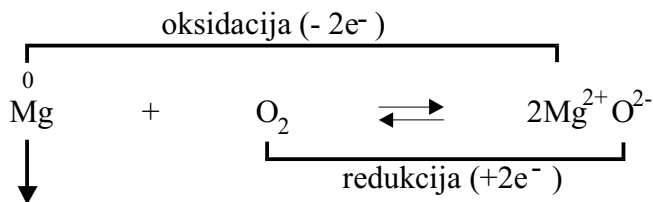


Budući da je magnezij-oksidi čvrsta tvar, u jednadžbi valja pisati formulske jedinice



Kada se odredi promjena oksidacijskog broja i broj elektrona koji sudjeluju u reakciji, oksidacijski broj nije više potrebno pisati, ali nabojni broj iona ostaje. On se piše desno gore, pokraj znaka atoma, i to tako da se piše najprije broj, a zatim predznak.

U slijedećem prikazu navedeni su pregledno pojmovi vezani uz redoks-procese.



Magnezij se oksidira. Time omogućuje redukciju kisika. Magnezij je redukcijsko sredstvo ili *reducens*. **Oksidacijski broj atoma se povećava.**

Kisik se reducira. Time omogućuje oksidaciju magnezija. Kisik je oksidacijsko sredstvo ili *oksidans*. **Oksidacijski broj atoma se smanjuje.**

13.4. Kako se odvijaju redoks-procesi u vodenim otopinama

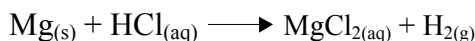
U vodenim otopinama odvijaju se mnogi redoks-procesi. Zato valja pobliže poznavati takve reakcije kao na primjer reakciju metala s kiselinom (primjer: P-1.) ili metala s otopinom soli (primjer: P-2.)

Primjer: P-1.

Reakcija magnezija s kloridnom kiselinom

U epruvetu se stavi komadić magnezijeve vrpce i dolije se do 2 mililitra razrijeđene kloridne kiseline. Magnezij reagira s kiselinom pri čemu se razvija vodik.

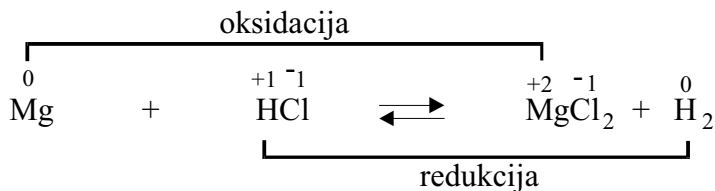
Za reakciju magnezija s kloridnom kiselinom **neizjednačena** jednadžba glasi:



Valja u toj jednadžbi naći koeficijente

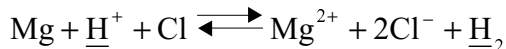
Zadatak je najlakše riješiti ako se rješava određenim redoslijedom.

1. Napiše se neuravnotežena jednadžba i oksidacijski brojevi svih sudionika u reakciji, te naznači koji se reaktant oksidira, a koji reducira.

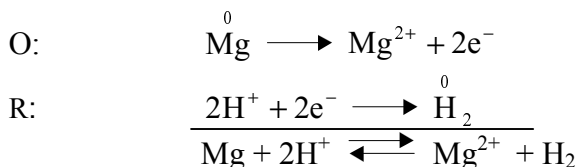


Magnezij se oksidira jer se njegov oksidaciji broj povećao, a vodik se reducira jer se njegov oksidacijski broj smanjio:

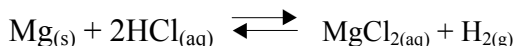
2. Napiše se jednačba disocijacije i podcrta formula onih čestica koje ulaze u redoks-proces.



3. Napišu se parcijalne jednačbe oksidacije i redukcije:



Konačna jednačba glasi

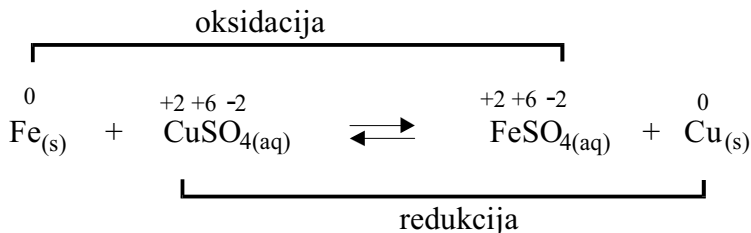


Primjer: P-2.

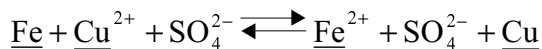
Reakcija željeza s otopinom bakar(II)-sulfata.

U čašu s otopinom bakar(II) sulfata uroni se željezni čavao. Nakon nekog vremena uronjeni dio čavla prekrije se slojem crvenog bakra, a istodobno se odgovarajuća količina željeza otopi.

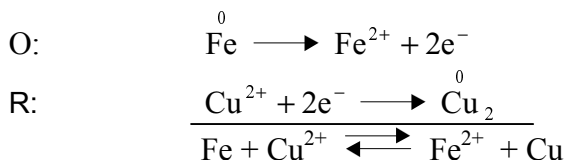
Neuravnotežena jednačba koja prikazuje reakciju željeza i bakar(II)-sulfata je:



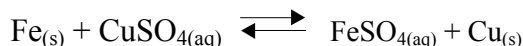
Jednačba disocijacije:



Parcijalne jednačbe:



Konačna jednačba:

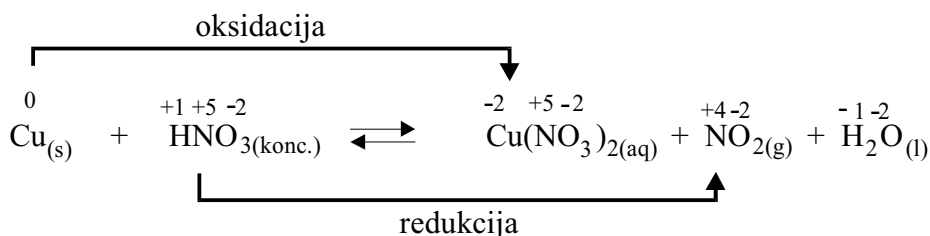


13.4.1. Redoks-procesi u kiselim i u bazičnim vodenim otopinama

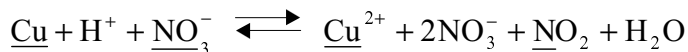
Primjer: P-3.

Otpa li se bakar u koncentriranoj nitratnoj kiselini, nastaje bakar(II)-nitrat, dušik(IV)-oksid i voda. Treba odrediti koeficijente u jednačbi reakcije pomoću parcijalnih jednačbi.

Jednačba reakcije:

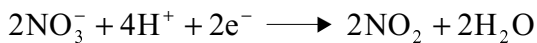
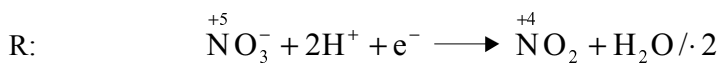
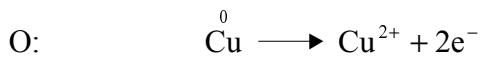


Jednačba disocijacije:

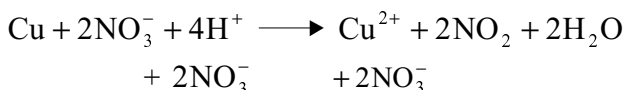


Oksidacijske brojeve promijenili su bakar i dušik. U parcijalne jednačbe valja uvrstiti ione koji se nalaze u otopini, a naročito se mora paziti da u svakoj parcijalnoj jednačbi broj svake vrste atoma s obje strane bude jednak.

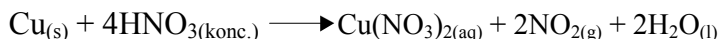
Parcijalne jednačbe:



U parcijalnoj jednačbi redukcije uzete su u obzir samo one nitratne skupine koje su se reducirale u dušik(IV)-oksid. Da bi se mogla napisati molekulska jednačba, s obje strane valja dodati još po dvije nitratne skupine. Prema tome:



Konačna jednačba glasi:



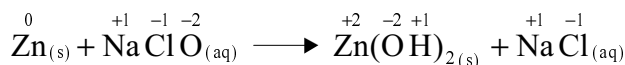
U reakcijama koje se odvijaju u kiselim vodenim otopinama na strani reaktanata sudjeluju vodikovi ioni, a na strani produkata nastaje voda.

Primjer: P- 4.

Reakcijom cinka s natrij-hipokloritom u bazičnoj vodenoj otopini nastaje teškotopljivi cink-hidroksid i natrij-klorid.

Riješite jednačbu reakcije tog redoks-procesa:

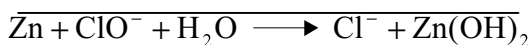
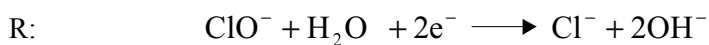
Neizjednačena jednačba:



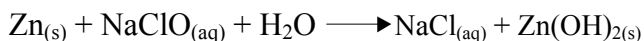
Jednadžba disocijacije



Parcijalne jednadžbe:



Konačna jednadžba:



Parcijalna jednadžba redukcije pokazuje da na strani gdje ima viška kisikovih atoma reagira toliko molekula vode koliko ima previše kisikovih atoma, a na drugoj strani nastaje dva puta više hidroksidnih iona. Parcijalna jednadžba oksidacije pak pokazuje da se na strani reaktanata dodaju OH^- ioni jer su oni potrebni za nastanak cink-hidroksida.

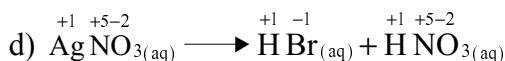
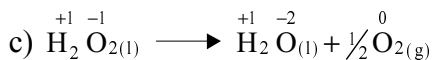
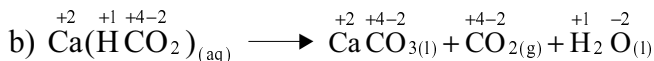
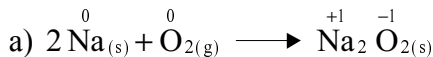
Reakcije u bazičnim otopinama odvijaju se u prisutnosti hidroksidnih iona (OH^-). Da bi se izjednačio broj kisikovih atoma, valja na pogodnu stranu dodati hidroksidne ione.

Zapamtite:

metali imaju uglavnom pozitivne oksidacijske brojeve. Nemetali mogu imati pozitivne i negativne oksidacijske brojeve. Prijelazni elementi imaju različite pozitivne oksidacijske brojeve od kojih je najveći (+7) u Mn_2O_7 i MnO_4^- .

Primjeri:

1. *Koje od slijedećih kemijskih jednadžbi prikazuju redoks-reakcije. Identificiraj u svakoj redoks-jednadžbi oksidacijsko i reduksijsko sredstvo.*

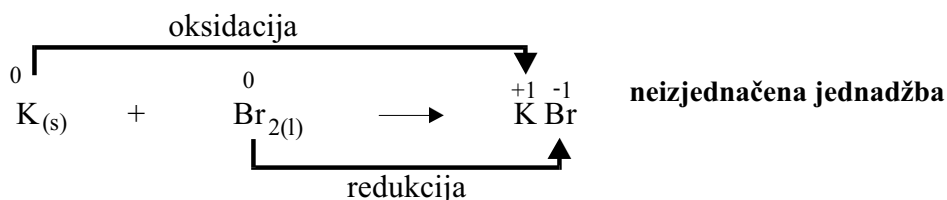


Odgovor:

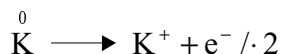
Jednadžbe redoks-reakcija jesu:

a) i c) jer samo u tim reakcijama dolazi do promjene oksidacijskog broja. U jednadžbi a) reduksijsko sredstvo je **natrij**, a oksidacijsko sredstvo je **kisik**. Natrij se oksidira, a kisik reducira. U jednadžbi c) **vodik-peroksid je oksidacijsko sredstvo i reduksijsko sredstvo**. To je reakcija disproporcioniranja, jer se samo jedna tvar oksidira i reducira.

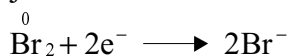
2. *Pomoću parcijalnih jednadžbi oksidacije i redukcije riješi redoks-jednadžbu koja prikazuje reakciju kalija i broma*



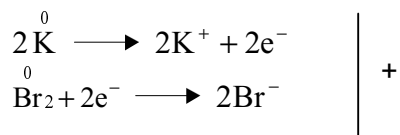
Parcijalna jednadžba oksidacije:



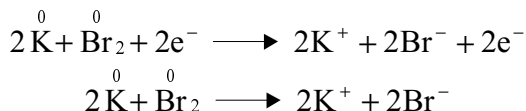
Parcijalna jednadžba redukcije:



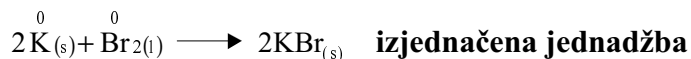
Da bismo izjednačili broj elektrona prvu jednadžbu množimo s 2



Parcijalne jednadžbe zbrajamo

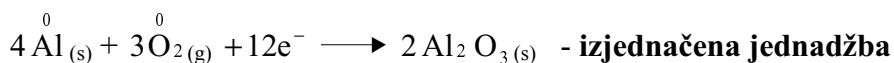
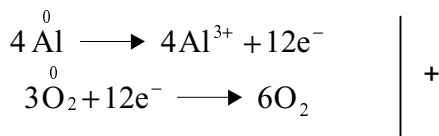
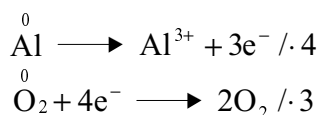
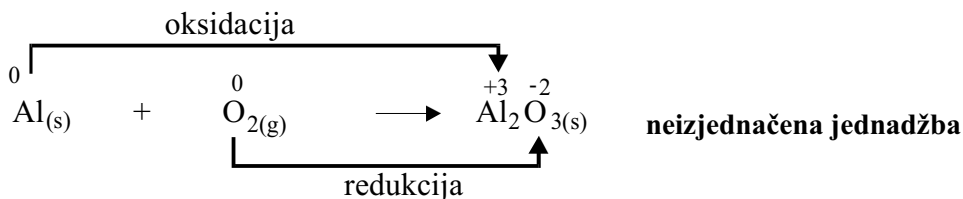


ili

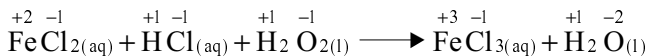
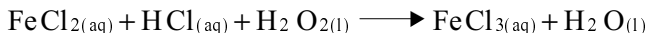


Čitaj: 2 atoma kalija i 1 molekula broma daju 2 formulske jedinice kalij-bromida.

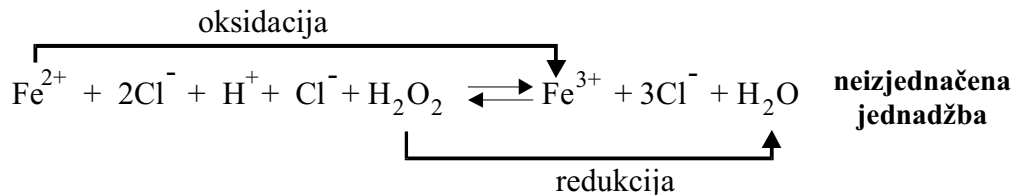
3. Riješi jednadžbu koja prikazuje redoks-reakciju aluminija i kisika



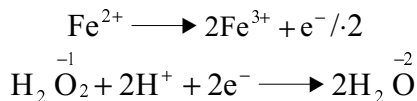
13.4. Riješi redoks-jednadžbu:



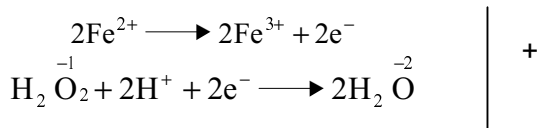
U disociranom obliku (radi preglednosti izostavit ćemo oznaku agregatnog stanja):



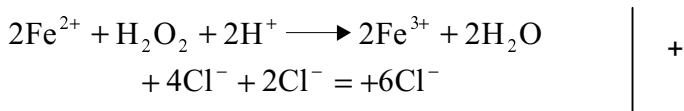
Parcijalne jednadžbe:



Izjednačili smo: a) atomski (dodali smo 2H^{+})
b) elektronski (gornju jednadžbu množimo sa 2)

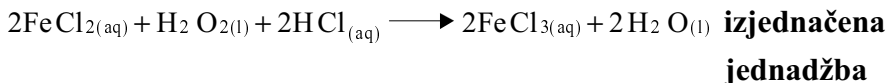


Jednadžbe zbrojimo:

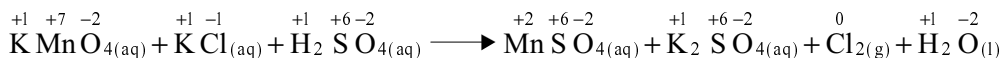


Da bismo jednadžbu mogli napisati u molekulskom obliku, dodali smo klorid ione ali isti broj s lijeve i desne strane.

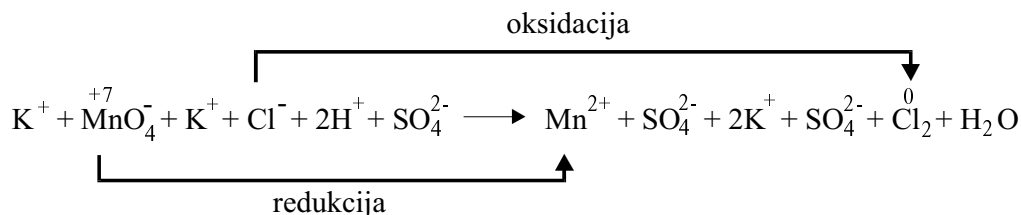
Konačna jednadžba:



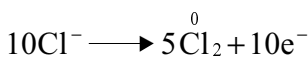
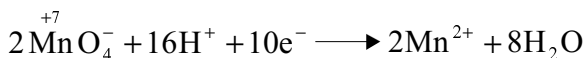
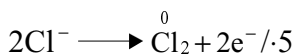
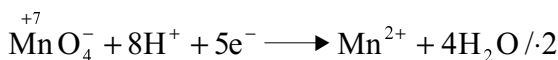
5. Prikaži jednadžbom redoks-reakciju u kojoj su reaktanti kalij-permanganat i kalij - klorid u sulfatnoj kiselini, a produkti mangan(II) - sulfat, kalij-sulfat, klor i voda.



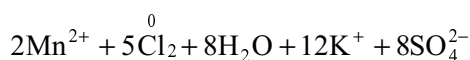
u disociranom obliku



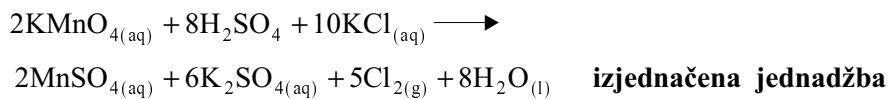
neizjednačena jednadžba



+



ili



Čitaj: 2 formulske jedinice kalij-permanganata, 8 molekula sulfatne kiseline i 10 formulskih jedinica kalij-klorida daju 2 formulske jedinice mangan(II)-sulfata, 6 formulskih jedinica kalij-sulfata, 5 molekula klora i 8 molekula vode.

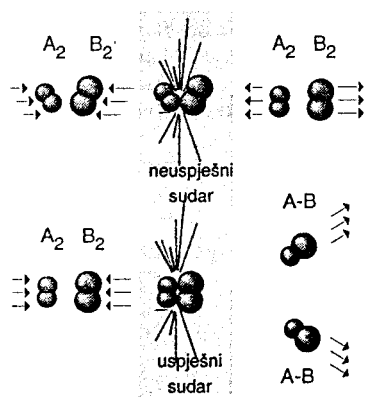
14. RAVNOTEŽA KEMIJSKIH REAKCIJA

Ravnotežno stanje nastaje uvijek kada se izjednače istovrsna djelovanja suprotnog smjera.

Prirodni spontani procesi uvijek vode uspostavljanju ravnotežnog stanja. Poremeti li se ravnoteža nekim vanjskim činiteljima sistem uvijek nastoji vratiti se u ravnotežno stanje. Ako na primjer u ljudskom tijelu dođe do poremećaja ravnoteže u kemijskim procesima početak će u organizmu djelovati mehanizmi da se taj poremećaj ukloni i procesi dovedu ponovno u ravnotežu. Kad se ravnoteža toliko poremeti da se reakcije u organizmu ne mogu vratiti u normalno stanje, nastaje bolest.

Svaka kemijska reakcija će napredovati do uspostavljanje ravnotežnog stanja. Za mnoge reakcije se kaže da napreduju dok se ne potroše polazne tvari, što u osnovi nije sasvim tačno. Međutim, daleko je veći broj onih kod kojih nastupa ravnotežno stanje, to jest reakcija je prestala napredovati, a u reakcijskoj smjesi je opstala znatna količina polaznih tvari.

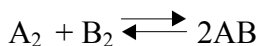
Odvijanje kemijskih reakcija ide različitim brzinama; neke reakcije su jako spore kao, na primjer, hrđanje metala, dok druge traju trenutačno kao eksplozije ili burne oksidacije. Svaku reakciju karakterizira određena brzina. **Pod brzinom se podrazumijeva promjena konce-ntracije reagirajućih supstanci u jedinici vremena.** Brzina reakcije zavisi od prirode reagirajućih supstanci od koncentracije, od temperature i uticaja katalizatora.



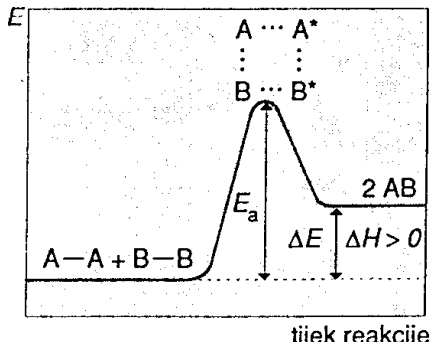
Slika 14.1. Do kemijske reakcije dolazi samo pri uspješnim sudarima

Kada će doći do kemijske reakcije? **Da bi do kemijske reakcije došlo, čestice se moraju sudariti.** Pri svakom sudaru, međutim, ne dođe do reakcije, jer čestice nemaju dovoljno veliku kinetičku energiju. Zbog toga one ne mogu savladati energetska barijeru, posljedicu odbojnih sila koje su javljaju kad se čestice međusobno približe na vrlo male udaljenosti. Da bi tu energetska barijeru mogle svladati, čestice moraju imati neku najmanju energiju, tako zvanu **energiju aktivacije, (E_a)**, i moraju se naći u međusobno povoljnom položaju.

Zbivanja u reakcijskoj smjesi mogu se shematski prikazati kao na slici 14.1.. Promatra li se reakcijski sistem u kojem se promjena opisuje jednažbom:



do reakcije će doći ako se sudare molekule A-A i B-B koje imaju energiju veću ili jednaku energiji aktivacije. Kad postignu energiju aktivacije, čestice prelaze u pobuđeno stanje A.....A* i B.....B* (slika 14.2.) pri čemu može doći do pregrupacije veza i nastati novi spoj A-B, ali nemora. Jasno u daljem tijeku reakcije i novonastale molekule će se sudariti, pa ponovo mogu nastati molekule A-A i B-B.



Slika 14.2. Da bi došlo do kemijske reakcije, reaktanti moraju prijeći stanja aktiviranog kompleksa. Proces prikazan na slici je endoterman jer je više energije bilo potrebno da se dođe u aktivirano stanje, nego što se oslobodilo pri nastajanju produkata. Kada bi proces tekao u suprotnom smjeru, bio bi egzoterman.

Nakon kemijske reakcije čestice prelaze u energetski normalno stanje i pri tome oslobađaju energiju (ΔE). Ona može biti manja ili veća od energije aktivacije (ΔE_a). Kad se oslobodi manje energije, reakcija je endotermna, jer se dio energije utroši za nastajanje novog spoja (slika 14.2.)

14.1. Uticaj koncentracije na brzinu kemijske reakcije

Brzina kemijske reakcije definira se kao promjena koncentracije reagirajućih komponenata s vremenom

$$v = -\frac{\Delta c}{\Delta t}$$

U jednadžbi figurira znak minus ukoliko se posmatra promjena koncentracije reaktanata čija se koncentracija smanjuje u toku vremena.

Brzina reakcije se povećava sa povećanjem koncentracije reagirajućih supstanci. Više čestica u jedinici volumena dat će više povoljnih sudara i reakcija će se odigravati brzo. Količina čestica – broj molova u jedinici volumena otopine je molarna koncentracija, pa je prema tome i brzina reakcije direktno proporcionalna molarnim koncentracijama reagirajućih supstanci. Uticaj koncentracije na brzinu kemijske reakcije prvi su izučavali kemičari **Guldberg i Waage** (1867. godine) i definirali **zakon o djelovanju masa (zakon kemijske ravnoteže): brzina kemijske reakcije, na datoj temperaturi, direktno je proporcionalna umnošku koncentracija reagirajućih supstanci.**

Ako imamo reakciju:



Brzina kemijske reakcije je:

$$v = kc(A)^a \cdot c(B)^b$$

gdje su:

$c(A)$ – koncentracija reaktanta A

$c(B)$ – koncentracija reaktanta B

a i b – stehiometrijski faktori

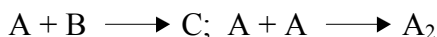
k – konstanta brzine reakcije, koja ne zavisi od koncentracije reagirajućih supstanci, nego samo od temperature i prisustva katalizatora.

Kemijske reakcije u kojima sudjeluje samo jedan reaktant, tj. samo jedna molekula, npr. raspad ili pretvorba molekule



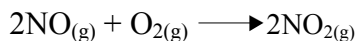
nazivamo **unimolekulskim reakcijama** ili **reakcije prvog reda**.

Kemijska reakcija pri kojima reagiraju dvije molekule



nazivamo *bimolekulskim reakcijama* odnosno *reakcijama drugog reda*.

Tri molekulske reakcije vrlo su malobrojne, jer je vjerojatnost istodobnog sudara više od dvije molekule vrlo malena. To je npr. reakcija oksidacije dušik(II)-oksida s kisikom u dušik(IV)-oksid.



To je *reakcija trećeg reda*.

Primjeri:

1. Koncentracija reaktanta A smanji se od 0,100 mol/l do 0,083 mol/L u toku 1,06 min. Izračunati srednju brzinu reakcije u ovom intervalu vremena.

Rješenje:

$$c_1 = 0,100 \text{ mol/L} \qquad v = -\frac{c_2 - c_1}{t} = -\frac{0,083 \text{ mol/L} - 0,100 \text{ mol/L}}{63,6 \text{ sec}}$$

$$c_2 = 0,083 \text{ mol/L}$$

$$t = 1,06 \text{ min} = 63,6 \text{ sec.} \qquad v = 0,000267 = \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = 2,67 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

2. Koliko puta će se povećati brzina kemijske reakcije koja kinetički slijedi stehiometrijsku jednadžbu



ako se:

- a) koncentracija reaktanta A poveća 3 puta
- b) koncentracija reaktanta B poveća 3 puta
- c) koncentracija oba reaktanta poveća 3 puta

Rješenje:

Brzina kemijske reakcije je

$$v = k \cdot c(\text{A}) \cdot c(\text{B})^2$$

a) ako se koncentracija reaktanta B ne mijenja, onda će brzina kemijske reakcije biti:

$$v_1 = k \cdot 3c(A) \cdot c(B)^2 = 3v$$

Brzina kemijske reakcije će se povećati tri puta.

b) ako se koncentracija reaktanta A ne mijenja onda je:

$$v_1 = k \cdot c(A) \cdot [3c(B)]^2 = 9v$$

Brzina kemijske reakcije će se povećati devet puta.

c) ako se koncentracija oba reaktanta poveća 3 puta, onda je

$$v_1 = k \cdot 3c(A) \cdot [3c(B)]^2 = 27v$$

Brzina kemijske reakcije će se povećati 27 puta.

14.2. Zavisnost brzine reakcije od temperature

Povećanje temperature obično dovodi do povećanja brzine reakcije. Za ovo povećanje vrijedi pravilo: pri povećanju temperature za 10°C poveća se brzina reakcije za 2-3 puta. U matematičkoj formuli bi se ta zavisnost mogla izraziti:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

gdje je:

v_{t_1} = brzina reakcije pri početnoj temperaturi

v_{t_2} = brzina reakcije pri povišenoj temperaturi

γ = temperaturni koeficijent brzine reakcije koji pokazuje koliko se puta poveća brzina reakcije ako temperaturu povećamo za 10 °C

3. Koliko će se povećati brzina reakcije, ako temperaturu reakcije povećamo od 50°C na 100°C, a temperaturni koeficijent reakcije iznosi 2!

Rješenje:

$$t_1 = 50^\circ\text{C} \quad v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 2^{\frac{100-50}{10}}$$

$$t_2 = 100^\circ\text{C}$$

$$\gamma = 2$$

$$v_{t_2} = 32v_{t_1}$$

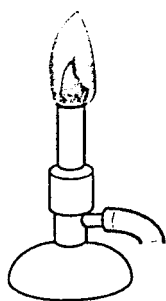
Brzina reakcije bi se promijenila za 32 puta.

14.3. Što je ravnotežno stanje?

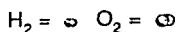
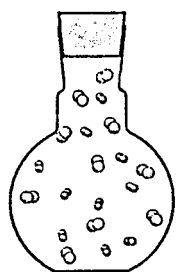
U mehanici je ravnotežno stanje postignuto kada su suprotne sile izjednačene i nema promjene stanja tijekom vremena. Što se od takve definicije može primijeniti na kemijski sistem?

Odgovor na to pitanje može se dobiti ako se sistem promatra na razini događaja koji se odvijaju među česticama. Na primjer:

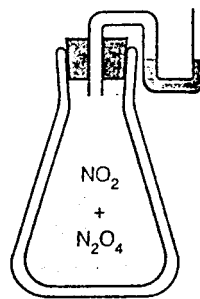
- a) Plamen u **Bunsenovom plameniku** gori u mirnom kutu sobe. Plamen izgleda potpuno nepomičan. Je li on u stanju ravnoteže? (Sl. 14.3. a.)?



a.



b.



c.

Slika 14.3.a. Prikaz sistema u: a) postojanom, b) neravnotežnom i c) ravnotežnom stanju

- b) Je li smjesa kisika (O_2) i vodika (H_2) zatvorena u posudi u stanju ravnoteže (Sl. 14.1.b.)
- c) Je li smjesa dušika (IV)-oksida sastavljena od dvije vrste molekula, NO_2 i N_2O_4 u stanju ravnoteže (Sl. 14.1.c.)

Na prvi pogled čini se da sva tri sistema imaju svojstva koja se tijekom promatranja ne mijenjaju. Valja međutim napomenuti da se ravnotežno stanje može promatrati samo u **zatvorenim sistemima**. Što znači da se ni tvar ni energija spontano ne izmjenjuju.

- a) U plamenik se stalno dovodi plin i zrak, a nastaju ugljik(IV)-oksid (CO_2) i voda (H_2O). Plamen, znači, nije zatvoren sistem, pa zato nije u stanju ravnoteže nego u **postojanom stanju**. **Postojano stanje je stanje u kojemu su postignuta konstantna svojstva, kao što je gorenje plamena u plameniku.**
- b) **Spontana reakcija kisika i vodika** u zatvorenoj tikvici pri normalnim uvjetima teče vrlo sporo, no ako se potakne plamenom poteći će velikom brzinom (vidi 14.2.). To znači da sistem nije u ravnoteži. Ovaj primjer opominje da je potreban veliki oprez pri utvrđivanju stalnih svojstava nekog sistema da bi se prepoznao sistem u ravnoteži.
- c) Plinoviti dušik(IV)-oksid bit će crvenkasto smeđe boje kad se sastoji od molekula NO_2 , a bezbojan kad se sastoji od molekula N_2O_4 . Jedna vrsta molekula može prelaziti u drugu, što se prikazuje jednadžbom:



Slika 14.1.c. pokazuje da je tikvica dobro začepljena i da nema izmjene topline s okolinom. Živa u manometru ne pokazuje promjenu pritiska, a i boja smjese u tikvici se ne mijenja, što je dokaz da nema promjene u brojčanom odnosu pojedinih vrsta molekula. To ukazuje na to da je taj sistem u **stanju ravnoteže**. Obrnuto, kada sistem ne bi bio u ravnoteži, pritisak bi morao rasti ili padati, ovisno o smjeru reakcije jer iz dvije molekule NO_2 nastaje jedna molekula N_2O_4 . Osim toga mijenjala bi se boja u tikvici. Što će se dogoditi ako se hlađenjem snizi temperatura smjese. Smjesa će postati svjetlija, jer je reakcija krenula u smjeru stvaranja produkata, N_2O_4 . Povisi li se temperatura, boja će postati tamnija. U ovom slučaju reakcija je krenula obrnutim smjerom u kojem nastaje NO_2 . Vрати li se temperatura smjese na početnu temperaturu, intenzitet boje smjese bit će isti kao na početku. Zaključujemo da ova reakcija teče brzo i reverzibilno u uvjetima pri kojima je promatrana.

Svaki sistem koji je u ravnoteži mora zadovoljiti slijedeće uvjete:

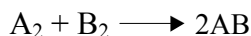
- nema izmjene tvari ili energije s okolišem, tj. sistem je zatvoren,

- promjene u sistemu teku mjerljivom brzinom,
- vanjskim utjecajima na sistem, mijenja se položaj ravnoteže,
- ravnoteža se uspostavlja na istom mjestu, bez obzira na to polazi li se od reaktanata ili produkata.
- u stanju dinamičke ravnoteže broj suprotnih procesa je jednak.

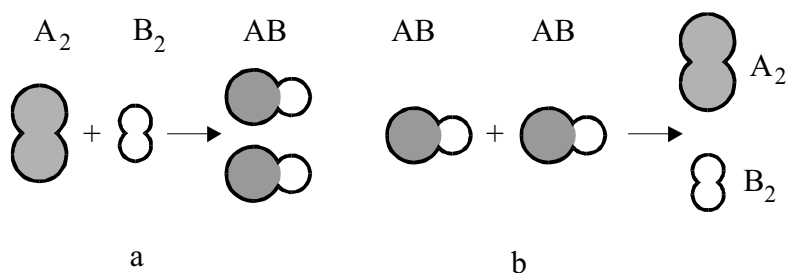
14.4. Kako se uspostavlja ravnoteža.

Da bi se dobio odgovor na to pitanje, znanstvenici su proveli precizna mjerenja.

Njihova ispitivanja mogu se, radi jednostavnosti, prikazati zamišljenom polaznom kemijskom reakcijom:

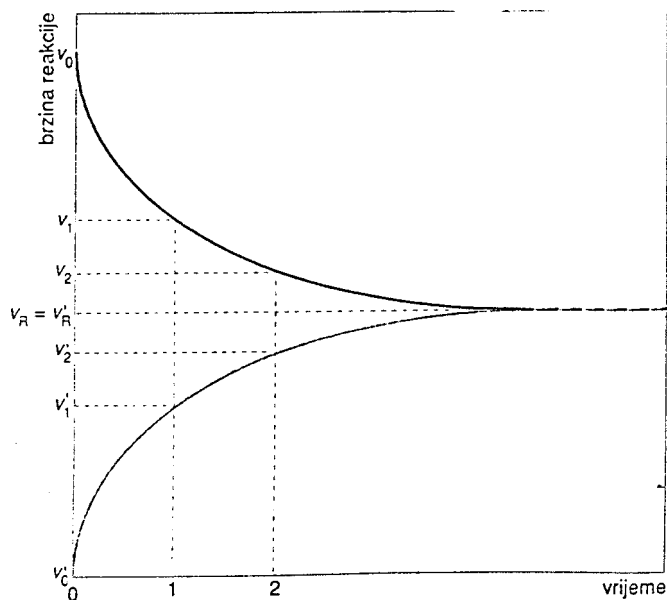


Jednostavnim sudarom molekula može doći do njihova raspadanja, pa je time omogućeno pregrupiranje atoma i nastajanje dviju novih molekula AB.



Slika 14.4. Shematski prikaz a.) polazne i b.) povratne reakcije

Nastajanje molekula AB omogućuje povratnu reakciju jer međusobno sudaranje molekula AB može dovesti do njihova raspada i pregrupiranja natrag u molekule A_2 i B_2 (Slika 14.4.) U vremenu $t = 0$ u reakcijskoj posudi nalaze se samo molekule A_2 i B_2 nekih početnih koncentracija. Polazna reakcija počinje određenom brzinom v_0 . Povratna reakcija u tom vremenu nije moguća jer molekula AB nema pa je brzina povratne reakcije $v'_0 = 0$. Slika 14.4. pokazuje grafički tok zamišljene reakcije. Čim reakcija započne, koncentracija reaktanata se smanjuje, pa se i brzina polazne reakcije smanjuje jer je brzina reakcije proporcionalna koncentraciji (vidi sliku 14.1. i 14.2.).



Slika 14.5. Uspostavljanje kemijske ravnoteže

U vremenu $t = 1$ brzina polazne reakcije će pasti na v_1 , a u istom vremenskom intervalu koncentracija molekula AB će rasti pa će brzina povratne reakcije porasti na v'_0 .

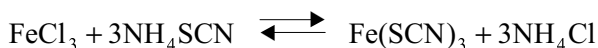
Kako je brzina polazne reakcije vremena $t = 1$ veća od brzine povratne reakcije, A_2 i B_2 će se trošiti brže nego što će se stvarati povratnom reakcijom. Promjena koncentracije A_2 i B_2 bit će zbog toga manja, pa će uzrokovati daljnje smanjenje brzine polazne reakcije, na v_0 u vremenu $t = 2$, a istodobno će rasti koncentracija AB i brzina povratne reakcije porasti na v'_2 .

Te će se promjene odvijati dalje tako dugo dok brzina polazne reakcije v_r ne postane jednaka brzini povratne reakcije v_r . U tom se trenutku **uspostavlja dinamička ravnoteža**.

14.4.1. Može li se utjecati na položaj ravnoteže

Odgovor na dio pitanja vrlo je znakovit jer ako se pri nekoj reakciji upotrebljava izrazito skup reaktant ili ako je konstanta ravnoteže 1,0 što znači da 50% reaktanta ostaje neizreagirano, onda je ekonomski nužno pronaći način da se troši što manje skupog reaktanta, odnosno da se taj skupi reaktant gotovo

potpuno iskoristi. Jednostavno pravilo je na temelju svojih eksperimentalnih zapažanja postavio **Le Chatelier (L Šateljje)** još krajem 19. stoljeća. Njegovo načelo glasi: kad se na neki sistem koji je u ravnoteži djeluje izvana, sistem će reagirati tako da to djelovanje smanji. (**Henri Le Chatelier (1850-1936)**, francuski kemičar. Smatra se osnivačem metalurških znanosti, knjiga "Kemijska ravnoteža" donijela mu je svjetsku slavu). Kemijska reakcija željeza(III)-klorida i amonij-tiocijanata pogodan je primjer za provjeru **Le Chatelierovog** načela:



$$K_c = \frac{c(\text{Fe}(\text{SCN})_3) \cdot c^3(\text{NH}_4\text{Cl})}{c(\text{FeCl}_3) \cdot c^3(\text{NH}_4\text{SCN})}$$

Ako se nakon uspostavljanja ravnoteže u otopinu doda malo željeza(III)-klorida (FeCl_3), tj. poveća koncentracija jednog reaktanta, reakcija mora poteći u smjeru povećanja ravnotežnih koncentracija produkata da bi vrijednost konstante ostala nepromijenjena. Istodobno će se smanjiti ravnotežna koncentracija amonij-tiocijanata (NH_4SCN), ali i dodanog željezo(III)-klorida. Matematički gledano, ako se poveća jedan broj u nazivniku i brojnik se mora povećati da bi vrijednost razlomka (K_c) ostala ista, a to će izazvati smanjenje drugog broja u nazivniku. Ravnoteža će se uspostaviti kad ravnotežna koncentracija ponovo postane takva da se zadovolji vrijednost konstante ravnoteže.

Pomicanje kemijske ravnoteže u smjeru polazne reakcije može se postići i odvođenjem jednog od produkata, što se često čini u proizvodnji. Na taj se način gotovo potpuno mogu iskoristiti reaktanti. Osim koncentracijama, na položaj ravnoteže može se utjecati i promjenom temperature, a i promjenom pritiska ako dolazi do promjena volumena tijekom reakcije (uglavnom kod reakcija koje se izvode u plinskoj fazi). Na primjer, u reakciji sinteze amonijaka na položaj ravnoteže može se utjecati i promjenom pritiska i promjenom temperature.

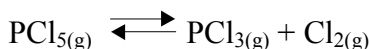


Kako se pri polaznoj reakciji toplina oslobađa pri povišenju temperature prednost će imati povratna reakcija koja troši toplinu što je u skladu s **Le Chatelierovim** načelom. Da bi se postiglo bolje iskorištenje, reakciju očito valja voditi pri nižoj temperaturi. Kada se reakcija izvodi u zatvorenoj posudi, njezinim napredovanjem smanjivat će se pritisak jer se smanjuje broj

molekula. To znači da će se bolje iskoristištenje postići pri višim pritiscima, također u skladu s *Le Chatelierovim načelom*. Na slici 14.6. pokazano je kako se pomiče ravnoteža s promjenom koncentracije reaktanata i produkata.

Primjeri:

4. Izračunajte konstantu ravnoteže (K_c) za reakciju



pri 27°C , ako je analizom ustanovljeno da su komponente u smjesi $c(\text{PCl}_5) = 0,09 \text{ mol dm}^{-3}$, $c(\text{Cl}_2) = 0,21 \text{ mol dm}^{-3}$, $c(\text{PCl}_3) = 0,21 \text{ mol dm}^{-3}$

Rješenje:

Budući da su poznate koncentracije komponente nakon uspostavljanja ravnoteže, te se vrijednosti mogu jednostavno uvrstiti u izraz za konstantu ravnoteže:

$$K_c = \frac{c(\text{PCl}_3) \cdot c(\text{Cl}_2)}{c(\text{PCl}_5)} = \frac{0,21 \text{ mol dm}^{-3} \cdot 0,21 \text{ mol dm}^{-3}}{0,09 \text{ mol dm}^{-3}}$$

$$= 0,49 \text{ mol dm}^{-3}$$

5. U praznu posudu čiji je volumen jedna litra stavljeno je pri određenoj temperaturi 10 mola dušik(II)-oksida i 6 mola kisika. Nakon uspostavljanja ravnoteže ustanovljeno je da je nastalo 8,8 mola dušik(II)-oksida. Odredite vrijednost konstante ravnoteže (K_c) pri temperaturi i zaključite je li značajnija polazna ili povratna reakcija.

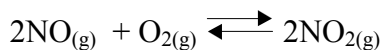
| A + B | | C + D | |
|-------|---|-------|---|
| ↗ | → | ← | ↘ |
| ↘ | ← | ↗ | → |
| ↗ | → | ← | ↘ |
| ↘ | ← | ↗ | → |
| | ← | ↗ | ↘ |
| | → | ↘ | ↗ |
| | ← | ↗ | ↘ |
| | → | ↘ | ↗ |

↗ povećanje koncentracije
 ↘ sniženje koncentracije
 ←→ smjer pomaka ravnoteže

Slika 14.6. Pomak kemijske ravnoteže s promjenom koncentracije reaktanata ili produkata

Rješenje:

Jednadžba reakcije je:



$$K_c = \frac{c^2(\text{NO}_2)}{c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{O}_2)}$$

Za izračunavanje konstante ravnoteže valja odrediti koncentracije svih komponenata u ravnoteži. Ako je na početku količina (množina) NO bila 10 mola, u ravnoteži će biti umanjena za količinu (množinu) koja je jednaka količini (množini) nastalog NO₂. Količina (množina) O₂ bit će u ravnoteži umanjena za polovicu količine (množine) nastaloga NO₂ jer, kao što se vidi iz jednadžbe reakcije, jedna molekula O₂ sudjeluje u stvaranju dvije molekule NO₂.

| $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$ | | | |
|---|-----------|-----------|-----------|
| Početna količina tvari | 10 mol | 6 mol | 0 mol |
| Izreagirana količina tvari | - 8,8 mol | - 4,4 mol | + 8,8 mol |
| Količina tvari u ravnoteži | 1,2 mol | 1,6 mol | 8,8 mol |

Kako je volumen posude 1 dm znači da su izračunate ravnotežne koncentracije komponenata $c(\text{NO}) = 1,2 \text{ mol/dm}$, $c(\text{O}_2) = 1,6 \text{ mol/dm}$ i $c(\text{NO}_2) = 8,8 \text{ mol/dm}$. Uvrštavanjem u izraz za konstantu ravnoteže slijedi:

$$K_c = \frac{8,8 \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}}{1,2^2 \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6} \cdot 1,6 \text{ mol dm}^{-3}} = \frac{77,44}{1,44 \cdot 1,6} \text{ mol}^{-1} \text{ dm}^3 = 33,61 \text{ mol}^{-1} \text{ dm}^3$$

Odgovor: Koncentracijska konstanta ravnoteže određene reakcije pri normalnim uvjetima je $K_c = 33,61 \text{ mol}^{-1} \text{ dm}^3$, što pokazuje da je značajnija reakcija u smjeru stvaranja produkata NO₂.

14.5. Zbog čega agregatno stanje i ukupna površina utječu na brzinu kemijske reakcije

Zbog slobodnog gibanja čestica u plinovima reakcija će pri jednakim uvjetima u plinovitom stanju biti najbrža. U tekućinama ili otopinama u kojima gibanje čestica više nije potpuno slobodno reakcije će biti sporije, a najsporije će biti u čvrstom stanju u kojem zapravo nema slobodnog gibanja čestica i u reakciji mogu sudjelovati samo čestice na površini.

Pri reakcijama u čvrstom stanju na brzinu reakcije jako utječe i veličina ukupne površine.. Što je tvar finije raspodijeljena, brzina reakcije bit će veća. Tako na primjer drvena kocka će izgarati mnogo sporije od drvene vune. Naročito su opasne prašine pri čijem je izgaranju brzina tako velika da dolazi do eksplozije. To je osobito opasno u rudnicima zbog ugljene prašine.

14.6. Kako građa molekula utječe na brzinu kemijske reakcije

Građa molekula koje ulaze u reakciju može također znatno utjecati na brzinu reakcije. Za reakciju su najpogodniji mali, kugličasti ioni. Zbog jakog elektrostatskog privlačena reakcija je vrlo brza.

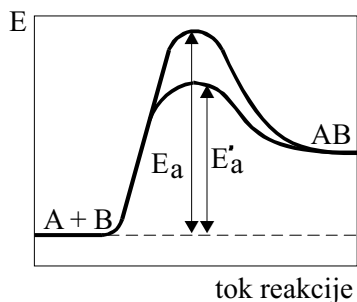
Brže reagiraju polarne molekule (na primjer voda i sumpor(IV)-oksid) nego nepolarne molekule.

Najsporije su reakcije dugih lančastih molekula kod kojih se reakcija odvija samo na određenom dijelu molekule. Tada će mnogi sudari biti neuspješni ako i dođe do njih i ako čestice imaju dovoljnu energiju.

14.7. Zbog čega katalizator ubrzava kemijsku reakciju

Posebne tvari koje se nazivaju **katalizatorima** mogu znatno ubrzati pojedine kemijske reakcije. Tako će na primjer plin praskavac koji je smjesa vodika i kisika u volumnom omjeru 2:1, biti stabilan neograničeno dugo vrijeme. Unese li se, međutim, u tu smjesu komadić spužvaste platine, smjesa će trenutačno izreagirati. Kaže se da spužvasta platina katalizira tu reakciju.

Djelovanje katalizatora usko je povezano s **energijom aktivacije** (slika 14.7.), **Katalizatori su tvari koje smanjuju energiju aktivacije, jer ulaze u reakciju i vode je preko međuspojeva čija je energija aktivacije manja. Katalizatori iz reakcije izlaze nepromijenjeni.**



Slika 14.7. Katalizatori smanjuju energiju aktivacije jer vode reakciju drugim putem

Neke tvari povećavaju energiju aktivacije pa time usporavaju reakciju. **Takve se tvari zovu inhibitori ili negativni katalizatori.**

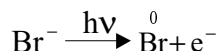
U tehničkoj kemiji katalizatori imaju odlučujuću ulogu. U proizvodnji 75-90% svih produkata sudjeluju katalizatori. Primjeri za to su proizvodnja sulfatne kiseline, amonijaka, margarina, umjetnih masa, benzina, bojila itd. Upotrebom katalizatora smanjuje se utrošak energije. U zaštiti okoliša imaju značajnu ulogu. Najpoznatiji su katalizatori u ispušnim cijevima automobila. Oni prerade 80-90% štetnih tvari koje izlaze iz motora u neotrovne spojeve.

I u ljudskom organizmu **enzimi** (fermenti-organske supstancije, komplicirane kemijske građe) ili **biokatalizatori** imaju važnu ulogu. Gotovo da nema procesa u organizmu koji se ne odvija uz sudjelovanje nekog enzima, Djelovanje mnogih otrova, kao što je arsen (As_2O_3), sumporovodik (H_2S), cijanidna kiselina (HCN) i živa (Hg) bazira se upravo na tome da blokiraju djelovanje životno važnih katalizatora.

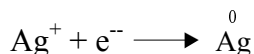
I svjetlost djeluje kao katalizator. U tom slučaju bar jedan od reaktanata mora biti obojen, da bi mogao apsorbirati jedan dio zračenja vidljivog dijela spektra i tako postići energiju aktivacije. To omogućuje kemijsku reakciju. Kemijske reakcije koje se odvijaju pod utjecajem svjetlosti zovu se **fotokemijske reakcije**. Primjeri takvih reakcija su fotosinteza, fotografski proces i nastajanje

klorovodika djelovanjem svjetlosti. Djelovanje svjetlosti može biti dvojako.

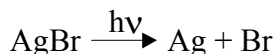
Kod reakcija, kao što je na primjer fotografski proces, svaki Br^- , ion koji je žućkasto obojen apsorbira kvant energije zračenja



Oslobođeni elektron prima srebrni ion pa nastaje elementarno srebro:



Ukupna reakcija:



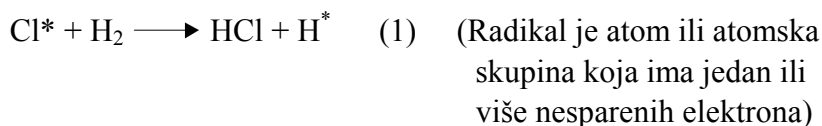
Što se više kvantata zračenja ($h \cdot \nu$) apsorbira, to će biti više izlučenog srebra. U takvoj je reakciji ***količina (množina) nastale tvari razmjerna količini (množini) apsorbirane svjetlosti. Te se reakcije nazivaju fotolitičkim reakcijama.***

Drugačije se može protumačiti nastajanje klorovodika. Klor koji je zelenkasto žut apsorbira kvant zračenja, ali reakcija dalje teče sama od sebe čak eksplozivno. To se tumači ovako:

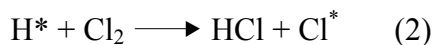
apsorpcijom kvanta zračenja nastaju dva slobodna radikala klora:



slobodni radikali – reagiraju s molekulom vodika bez djelovanja svjetlosti



U toj reakciji nastaje radikal vodika koji reagira s molekulom klora stvarajući molekulu klorovodika i radikal klora.



Reakcije (1) i (2) ponavljaju se tako dugo dok nastaju slobodni radikali, ali ako radikali međusobno izreagiraju, reakcija se prekida.

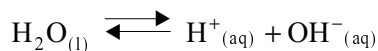
U toj reakciji svjetlost djeluje samo kao katalizator pa ***količina (množina) tvari nastala pri kemijskoj reakciji nije razmjerna količini (množini) apsorbiranog zračenja.*** Takve se reakcije nazivaju ***fotokatalitičkim reakcijama.*** Reakcija nastajanja klorovodika na prikazani način je primjer ***lančane reakcije.***

15. KISELINE, BAZE I SOLI

Kiselost i bazičnost važni su pojmovi koji se upotrebljavaju, na primjer, u biologiji, medicini ili svakidašnjem životu. Na različite materijale i žive organizme tvari kiselih svojstava djeluju drukčije od tvari bazičnih svojstava. Zato se pri reklamiranju proizvoda kao što su pasta za zube, šamponi i sredstva za pranje kao važan pokazatelj njihove kvalitete navode podaci o kiselosti, bazičnosti ili neutralnosti.

15.1. Što je mjera kiselosti

Čista voda je najraširenije otapalo. Ona nije ni kiselina ni bazična, ona je **neutralna**. Zašto? Kad bi bilo moguće vidjeti koje su čestice prisutne u vodi vidjeli bismo da su to uglavnom molekule vode i vrlo malo vodikovih i hidroksidnih iona. Vidjeti ih nije moguće, ali je zato moguće odgovarajućim metodama izmjeriti i dokazati da za vodu vrijedi slijedeća ravnotežna reakcija:



Ta je reakcija poznata kao **reakcija ionizacije vode**. Konstanta ravnoteže za nju je:

$$K_C = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})}$$

Koncentracija molekula vode u odnosu na ravnotežnu koncentraciju iona tako je velika da se može smatrati konstantom pa se može izvesti izraz za novu konstantu prema jednadžbi:

$$K_C \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_W$$

Budući da je ta nova konstanta definirana umnoškom koncentracija vodikovih i hidroksilnih iona, dobila je posebno ime – **ionski produkt vode**

$$K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

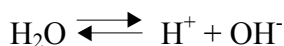
K_w - znak za ionski produkt vode

$K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$ za $t = 25^\circ\text{C}$

Vrijednosti za ionski produkt vode različiti su pri različitim temperaturama. (Vidi dodatak na kraju knjige.)

Kisela svojstva tvari vezana su za svojstvo da tvar u nekoj reakciji može dati proton (H^+) pa je i jedinica kiselosti izvedena na osnovi koncentracije vodikovih iona u nekom sistemu.

U čistoj su vodi koncentracije vodikovih i hidroksilnih iona jednake što je vidljivo i iz jednadžbe ionizacije:



znači:

$$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$$

Kada se taj zaključak primjeni na ionski produkt vode pri 25 C, proizlazi

$$K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{H}^+) = c^2(\text{H}^+) = 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

odnosno

$$c^2(\text{H}^+) = 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

$$c(\text{H}^+) = \sqrt{10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}} = 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

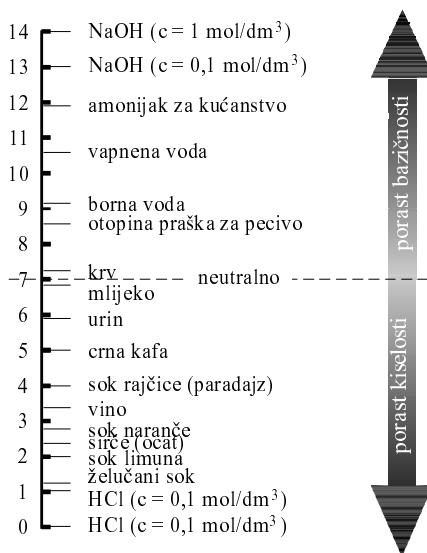
Kako su koncentracije vodikovih iona u otopini male, zbog praktičnosti je uveden pojam pH kao mjera kiselosti sistema. **pH pokazuje koliki je negativni logaritam brojčane vrijednosti količinske (množinska) koncentracija vodikovih iona u mol dm⁻³**

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{c(\text{H}^+)}{\text{mol dm}^{-3}}\right)$$

Vrijednosti pH su mali pozitivni brojevi
 Za kemijski čistu vodu pri 25°C
 vrijednosti pH je:

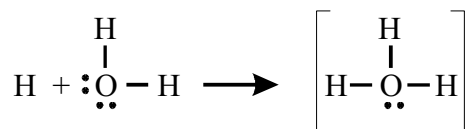
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}}{\text{mol dm}^{-3}}\right) = -\log 10^{-7} = 7$$

Slika 15.1. pH vrijednosti nekih poznatih otopina



15.2. Što su kiseline, a što baze

Što je veći ionski karakter kovalentne veze između stanovitih atoma u molekuli, to lakše dolazi na tom mjestu utjecanjem molekula otapala do **heterolitičkog cijepanja veze**, tj. do **disocijacije na ione**. Heterolitičko cijepanje veze koja sadrži vodikov atom omogućeno je u vodenim otopinama vezivanjem nastalog protona H^+ , u stabilan **hidronijev ion, H_3O^+**



Naime, proton, H, tako je nestabilan da ne može postojati sam kao takav u mediju koji mu omogućuje da se stabilizira vezivanjem na slobodni elektronski par njegovih molekula. Dakle, proces disocijacije gornjih molekula u vodenim otopinama možemo prikazati, na primjer jednadžbama:



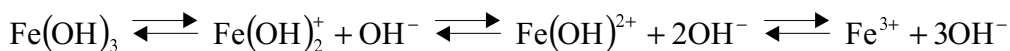
Takve spojeve, koji kod disocijacije u vodenim otopinama daju hidronijev ion, H_3O^+ , nazivamo **kiselinama (S. Arrhenius)**. Naime, vodene otopine tih

spojeva pokazuju **kiselu reakciju**, tj. imaju kiseli okus i mijenjaju boju nekih organskih bojila, tzv. **indikatora**. Takav jedan od mnogobrojnih indikatora, koji indicira prisutnost hidronijeva iona u otopini jest lakmus. On u kiseloj otopini mijenja modru boju u crvenu.

Spojeve koji disocijacijom u vodenim otopinama daju hidroksid - ione, OH, nazivamo **bazama (S. Arrhenius)**. Njihove otopine pokazuju lužnatu reakciju, tj. imaju lužnat okus i mijenjaju crvenu boju lakmusa u modru. Zbog lužnate reakcije nazivamo takve otopine **bazama ili lužinama**. Baze su, dakle, svi metalni hidroksidi, jer u vodi disociraju na metalni ion i hidroksid-ion, na primjer:



Disocijacija metalnog hidroksida s više hidroksid-iona obavlja se postupno (analogno protonu kod kiselina), tako da u vodenim otopinama postoji dinamička ravnoteža između više iona, na primjer:



kod kiselina imamo primjer:



Već prema tome jesu li kiseline u vodenim otopinama jako ili slabo disocirane, razlikujemo jake i slabe kiseline. Dakle, **jake kiseline** jesu: perkloratna kiselina, HClO₄; nitratna kiselina, HNO₃; klorovodična ili klorna kiselina, HCl; sulfatna kiselina, H₂SO₄ itd. **Slabe kiseline** jesu: fosfatna kiselina, H₃PO₄; sulfitna kiselina, H₂SO₃; fluorovodična ili fluoridna kiselina, HF; oksalna, H₂C₂O₄; octena ili etanska kiselina, CH₃COOH itd. **Vrlo slabe kiseline** jesu: sumporovodična ili sulfidna, H₂S; cijanovodična ili cijanidna kiselina, HCN itd.

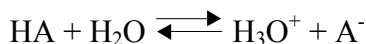
Metalni hidroksidi su **slabe baze**, za razliku od hidroksida alkalijskih metala (NaOH i KOH) i zemnoalkalijskih metala (Ca (OH)₂, Sr (OH)₂ i Ba (OH)₂) koji su **jake baze**. Slabim bazama pripada i amonijak, koji u vodenoj otopini veže proton molekule vode i oslobađa hidroksid-ion:



Amfoterni elektroliti daju u vodenim otopinama i ione H₃O⁺ i ione OH⁻ kao što je na primjer aluminij-hidroksid, Al (OH)₃, zatim cink-hidroksid Zn (OH)₂, kalaj-hidroksid, Sn(OH)₂, olovo-hidroksid, Pb (OH)₂ itd. dakle, svi hidroksidi

elemenata čija je elektronegativnost oko 1,7 te mogu biti i kiselina i baza. ***I voda je amfoternog karaktera.*** Koncentracije iona H_3O^+ i iona OH^- u čistoj vodi jednake su i iznose samo 10^{-7} mol dm^{-3} . Zbog toga voda ne reagira ni kiselo ni lužnato i kažemo da je ***neutralna ili da "reagira neutralno".***

Definicija kiseline koju je još potkraj devetnaestog stoljeća dao S. Arrhenius, možemo nastanak hidronijevog iona bilo koje kiseline HA općenito prikazati jednadžbom:



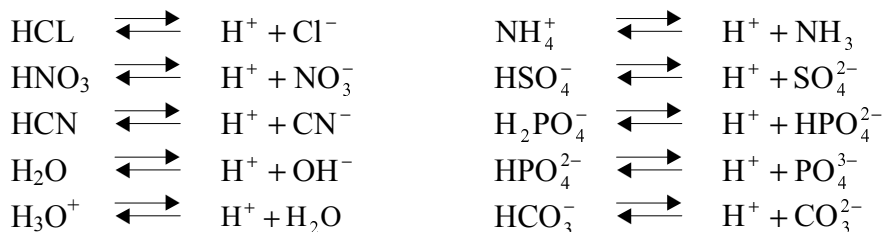
Otapanjem baza u vodi nastaje obratan proces. Tako otapanjem NH_3 u vodi nastaje reakcija:



tj. ovdje molekula vode odcjepljuje proton koji prelazi u molekulu NH_3 , te se oslobađa ion OH^- koji uzrokuje lužnatu reakciju otopine. Prema tome, možemo kazati da su baze takve tvari koje vežu proton:



Zbog toga su danski kemičar ***I.N. Brönsted*** i engleski kemičar ***T.M. Lowry*** (1923.) dali ovu općenitu definiciju kiseline i baze: ***kiselina je tvar koja daje proton (protondonor), a baza je tvar koja prima proton (protonakceptor).*** ***Odatle slijedi da su kiseline sve molekulske vrste (bilo molekule ili ioni) koje mogu odcijepiti proton, na primjer:***



Zato se takve kiseline nazivaju i ***protonskim kiselinama***. Kako su baze sve molekulske vrste koje mogu primiti proton, to vidimo da su baze upravo one molekulske vrste koje nastaju odcjepljenjem protona od kiseline. Zato ***Brönsted*** daje jednostavan odnos između kiseline i baze:



Drugim riječima svaka kiselina ima svoju odgovarajuću, odnosno konjugiranu bazu i obratno. Što je kiselina jača, tj. što lakše odcjepljuje proton, to je naravno slabija njezina konjugirana baza i obratno.

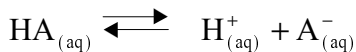
Dakle, da ponovimo još jednom: ***nositelji kiselih svojstava tvari su protoni ili u vodenim otopinama, hidronijevi ioni***. Što ih u otopini ima više, one će biti kiseliije. Količina iona u otopini usko je povezana s prirodom građe molekule odnosno s uspostavljanjem ravnoteže u otopini. Kako je konstanta ravnoteže pokazatelj koliko je ravnoteža pomaknuta na stranu produkata, očito je da će njezina vrijednost pokazivati relativnu jakost svake kiseline.

Tablica 15.1. Relativne jakosti kiseline i njihovih konjugiranih baza

| Ime kiseline | Formula kiseline | | Formula baze |
|------------------------|---|---|---|
| perkloratna | HClO ₄ | ↕ | H ⁺ + ClO ₄ ⁻ |
| jodidna | HI | ↕ | H ⁺ + I ⁻ |
| bromidna | HBr | ↕ | H ⁺ + Br ⁻ |
| sulfatna | H ₂ SO ₄ | ↕ | H ⁺ + HSO ₄ ⁻ |
| kloridna | HCl | ↕ | H ⁺ + Cl ⁻ |
| nitratna | HNO ₃ | ↕ | H ⁺ + NO ₃ ⁻ |
| hidronij – ion | H ₃ O ⁺ | ↕ | H ⁺ + H ₂ O |
| oksalna | HOCCOOH | ↕ | H ⁺ + HOCCOO ⁻ |
| sulfitna | H ₂ SO ₃ | ↕ | H ⁺ + HSO ₃ ⁻ |
| hidrogensulfat – ion | HSO ₄ ⁻ | ↕ | H ⁺ + SO ₄ ⁻ |
| fosfatna | H ₃ PO ₄ | ↕ | H ⁺ + H ₂ PO ₄ ⁻ |
| fluoridna | HF | ↕ | H ⁺ + F ⁻ |
| nitritna | HNO ₂ | ↕ | H ⁺ + NO ₂ ⁻ |
| mravlja | HCOOH | ↕ | H ⁺ + HCOO ⁻ |
| hidrogenoksalat – ion | HOCCOO ⁻ | ↕ | H ⁺ + O ⁻ CCOO ⁻ |
| octena | CH ₃ COOH | ↕ | H ⁺ + CH ₃ COO ⁻ |
| propionska | CH ₃ CH ₂ COOH | ↕ | H ⁺ + CH ₃ CH ₂ COO ⁻ |
| karbonatna | H ₂ CO ₃ | ↕ | H ⁺ + HCO ₃ ⁻ |
| sulfidna | H ₂ S | ↕ | H ⁺ + HS ⁻ |
| dihidrogenfosfat – ion | H ₂ PO ₄ ⁻ | ↕ | H ⁺ + HPO ₄ ²⁻ |
| hidrogensulfit – ion | HSO ₃ ⁻ | ↕ | H ⁺ + SO ₃ ²⁻ |
| hipokloritna | HClO | ↕ | H ⁺ + ClO ⁻ |
| amonij – ion | NH ₄ ⁺ | ↕ | H ⁺ + NH ₃ |
| cijanidna | HCN | ↕ | H ⁺ + CN ⁻ |
| hidrogenkarbonat – ion | HCO ₃ ⁻ | ↕ | H ⁺ + CO ₃ ²⁻ |
| hidrogensulfid – ion | HS ⁻ | ↕ | H ⁺ + S ²⁻ |
| voda | H ₂ O | ↕ | H ⁺ + OH ⁻ |

jakost kiseline

jakost baze



$$K_{\text{C}} = \frac{c(\text{H}^{+}) \cdot c(\text{A}^{-})}{c(\text{HA})} = K_{\text{a}}$$

K_{a} - znak za konstantu ionizacije kiseline

veći K_{a} - jača kiselina

isto vrijedi i za bazu-jača baza - veći K_{b} .

Na primjer: K_{a} fluoridne kiseline je $6,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$, a K_{a} octene kiseline je $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$. K_{a} fluoridne kiseline je veći broj, pa je ta kiselina jača od octene kiseline.

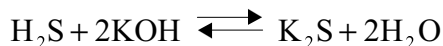
Kiseline koje imaju više atoma vodika u molekuli zovu se **poliprotone** **kiseline**. Te kiseline u vodenim otopinama ioniziraju u više stepeni. Na primjer:



Kiseline čije molekule sadrže samo jedan atom vodika zovu se **monoprotone**, a s dva vodika **diprotone kiseline**.

15.3. Što je neutralizacija i hidroliza

Ako su u nekoj otopini prisutni vodikovi ioni (H^{+}), ona je kisela. Dodatkom druge otopine, u kojoj su hidroksidni ioni (OH^{-}), dakle lužine (baze), u otopini dolazi do reakcije između vodikovih i hidroksidnih iona, pri čemu nastaje sol i voda. Reakciju neutralizacije možemo prikazati općom formulom:



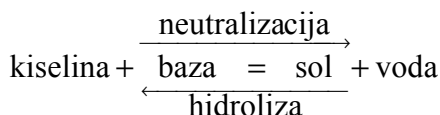
ili u ionskom obliku:



Neutralizacija je ionska reakcija i uvijek je praćena pozitivnim toplotnim efektom, što znači da je egzotermna. Na primjer:



Suprotan proces neutralizaciji je hidroliza gdje reagiraju ioni soli sa vodom, točnije sa ionima vode, pri čemu se sve djelomično razlaže, a kao produkt nastaje izvjesna količina odgovarajuće kiseline i lužine (baze).



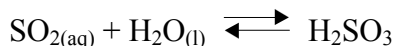
U zavisnosti od sastava soli razlikuju se tri slučaja hidrolize soli:

1. hidroliza soli nastale neutralizacijom jake kiseline slabom bazom,
2. hidroliza soli nastale neutralizacijom slabe kiseline jakom bazom.
3. hidroliza soli nastale neutralizacijom slabe kiseline slabom bazom.

Kvantitativnost hidrolize neke soli izražava se **stepenom hidrolize**. **Stepen hidrolize je odnos broja hidroliziranih molekula soli prema ukupnom broju molekula prisutnih u danoj otopini.** Stepen hidrolize zavisi od prirode soli, od koncentracije date soli u otopini i od temperature.

15.3.1. Kada padaju kisele kiše

Razvojem industrije atmosfera Zemlje postaje sve više zagađena. Porast koncentracije sumpor(IV)-oksida (SO_2) u atmosferi, osobito zimi, uzrokom je slijedećih reakcija:



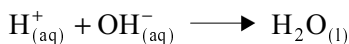
Koncentracija nastale sulfidne kiseline (H_2SO_3) vrlo je mala, ali kiša koja pada ipak je toliko kisela da šteti biljnom pokrovu zemlje. Zbog kiselih kiša stradaju spomenici i građevine, jer sulfidna kiselina reagira s kalcij-karbonatom (CaCO_3):



15.3.2. Kako se može odrediti koncentracija neke kiseline ili lužine

Metoda kojom se vrlo jednostavno može odrediti koncentracija kiseline ili lužine je **metoda titracije**.

Pri titraciji kiselinom lužine (baze), ili obrnuto, u tikvici se odvija reakcija neutralizacije



Tom se prilikom smanjuje količina H^{+} -iona, odnosno OH^{-} -iona, koji su nositelji kiselih, odnosno lužnatih (baznih) svojstava tvari. Kad se u otopini uspostavi ravnoteža koja odgovara ravnoteži vode, dolazi do neutralizacije. Na završetak titracije ukazuje promjena boje indikatora.

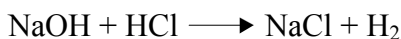
15.4. Soli

Soli su jedinjenja metala sa kiselinskim ostatkom. U molekuli soli su jedan ili više pozitivnih iona metala vezani sa jednim ili više negativnih iona kiselinskog ostatka.

15.4.1. Dobivanje soli

Soli se mogu dobiti na više načina:

1. **Neutralizacijom**, tj. uzajamnim reagiranjem lužina i kiselina.



2. **Reagiranjem metala sa kiselinom**, tj. zamjenom vodika u kiselini - metalom



3. **Sintezom elemenata** (metal sa nemetalom)



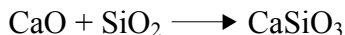
4. **Reagiranjem baznog oksida sa kiselinom**



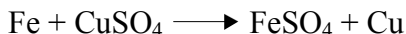
5. *Reagiranjem kiselog oksida sa bazom*



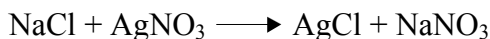
6. *Uzajamnim reagiranjem baznog i kiselog oksida:*



7. *Reagiranjem metala sa nekom soli*, tj. zamjenom jednog metala u soli drugim



8. *Uzajamnim reagiranjem dviju soli*, tj. dvostrukom zamjenom:



15.4.2. *Podjela soli*

Soli se dijele na:

- *normalne ili neutralne soli*
- *kisele soli*
- *lužnate (bazne) soli*
- *dvosoli*

Normalne soli su one soli u kojima su svi zamjenljivi atomi vodika iz molekule kiseline zamijenjeni atomima metala; primjer: Na_2SO_4 , CaCO_3 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

Kisele soli su one soli u kojima su svi zamjenljivi atomi vodika u molekuli vode zamijenjeni atomima metala Na primjer:

| | |
|----------------------------|---------------------------|
| natrij -hidrogen karbonat, | NaHCO_3 |
| kalij - dihidrogen fosfat, | KH_2PO_4 |
| amonij - hidrogen sulfat, | NH_4HSO_4 |

Bazne soli su one soli u kojima, pri neutralizaciji, nisu sve hidroksidne skupine OH^- u molekuli lužine (baze) zamijenjene kiselinskim ostacima, Na primjer:

| | |
|------------------------------|-----------------------------------|
| magnezij -hidroksid klorid, | $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ |
| aluminij - hidroksid sulfat, | $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ |
| olovo - hidroksid nitrat, | $\text{Pb}(\text{OH})\text{NO}_3$ |

Dvosoli su one soli koje nastaju kada iz otopine iskristaliziraju dvije soli u vidu zajedničkog kristala, Na primjer:

| | |
|-------------------------|---------------|
| kalij-aluminij sulfat, | $KAl(SO_4)_2$ |
| kalij-krom sulfat, | $KCr(SO_4)_2$ |
| kalij-magnezij fluorid. | $KMgF_3$ |

15.4.3. Osobine soli

Soli su čvrste tvari, većinom topljive u vodi. Pri otapanju u vodi soli se razlažu na pozitivne ione i negativne ione kiselinskog ostatka. Na primjer:



15.4.3.1. Topljivost soli

Topljivost soli u vodi je različita, a izražava se koeficijentom topljivosti. **Koeficijent topljivosti neke soli je broj koji pokazuje koliko grama te soli se može otopiti u 100 grama vode, na određenoj temperaturi:**

Na primjer: na 0°C u 100 grama vode otapa se:

| | |
|-------------------------------|------------|
| srebro - nitrata, Ag NO | 122 g |
| natrij - klorida, NaCl | 35,7 g |
| srebro - klorida, AgCl | 0,000089 g |

Prema tome, $AgNO_3$ je lako topljiva sol, $NaCl$ je srednje topiva sol, a $AgCl$ je teško topljiva sol. Potpuno netopljivih soli nema.

Topljivost soli u vodi, u većini slučajeva, raste s povišenjem temperature, ali ima i soli koje se slabije otapaju na višoj nego na nižoj temperaturi. To se vidi na primjerima iz tablice 15.2.

Tablica 15.2. Topljivost nekih soli na različitim temperaturama

| Sol (100 g) | Temperatura | | |
|-----------------------|-------------|------|-------|
| | 0°C | 20°C | 100°C |
| KNO_3 | 13,3 | 31,6 | 246 |
| $AgNO_3$ | 122 | 222 | 952 |
| $NaCl$ | 35,7 | 36 | 39,8 |
| $Li_2SO_4 \cdot H_2O$ | 35 | 34,2 | 29,9 |

Primjeri:

1. Pri 37°C (tjelesna temperatura) koncentracija hidronij - iona u krvi je oko $4 \cdot 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$. Izračunaj koncentraciju hidroksilnih iona u krvi pri toj temperaturi i odredi je li krv kisela, bazična ili neutralna. Vrijednosti za ionski produkt vode pri temperaturi 37°C je $2,39 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$

Rješenje:

Zadano je:

$$c(\text{H}^+) = 4 \cdot 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$$
$$K_W = 2,39 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

Iz izraza za ionski produkt vode

$$K_W = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

Slijedi: $c(\text{OH}^-) = \frac{K_W}{c(\text{H}^+)}$

Traži se:

$$c(\text{OH}^-) = ?$$

$$K_W = 2,39 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

$$c(\text{OH}^-) = \frac{2,39 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}}{4 \cdot 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}}$$
$$= 5,98 \cdot 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

Odgovor: kako je koncentracija hidroksidnih iona veća od koncentracije hidronij - iona, krv je bazična.

2. Koliki je pH otopine ako je koncentracija hidromj-iona u toj otopini $10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$

Rješenje:

$$\text{Ako je pH} = -\lg \frac{c(\text{H}^+)}{\text{mol dm}^{-3}} = -\lg \frac{10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}}{\text{mol dm}^{-3}}$$

Zadano je:

$$c(\text{H}^+) 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$= -\lg 10^{-9}$$

Traži se:

pH = ?

prema teoriji o logaritmima slijedi relacija:

$$10^{-\text{pH}} = 10^{-9}$$

pa slijedi da je pH = 9

Odgovor: pH otopine u kojoj je koncentracija hidronij-iona $10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$ iznosi 9.

3. Izračunajte pH otopina pri 25°C koje će nastati otapanjem klorovodika odnosno natrij - hidroksida, ako su dobivene otopine količinskih (množinskih) koncentracija: a) $c(\text{HCl}) = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$, b) $c(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$

Rješenje:

a) Zadano je:

$$c(\text{HCl}) = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

Kako je $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ jaka kiselina, ona će potpuno disocirati:

Traži se:



pH = ?

Zato će koncentracija vodikovih iona u otopini biti jednaka koncentraciji kiseline: $C(\text{H}^+) = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$

$$\text{pH} = -\lg \frac{c(\text{H}^+)}{\text{mol dm}^{-3}} = -\lg \frac{6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}}{\text{mol dm}^{-3}}$$

$$= -(-2,19) = 2,2$$

b) Zadano je :

$$c(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$$

Natrij-hidroksid je jaka baza i u vodi je potpuno disocirana:

Traži se:



pH = ?

Koncentracija hidroksidnih iona je, prema tome, jednaka koncentraciji otopljenog natrij-hidroksida. Da bi se izračunao pH, valja najprije izračunati pOH

$$\text{pOH} = -\lg \frac{c(\text{OH}^-)}{\text{mol dm}^{-3}} = -\lg \frac{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}}{\text{mol dm}^{-3}}$$

$$= -(-0,00) = 0,00$$

$$\text{pH} = 14 - 0,00 = 14$$

Odgovor: pH otopine kloridne kiseline čija je koncentracija $6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ pri 25°C iznosi 2,19, a otopina natrij-hidroksida čija je koncentracija $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$ iznosi 14.

4. Izračunajte koncentraciju hidronij-iona u otopini pri 25°C ako je pH te otopine 5,2

Rješenje:

$$\text{pH} = -\lg \frac{c(\text{H}^+)}{\text{mol dm}^{-3}}$$

Zadao je:

$$\text{pH} = 5,2$$

Da bi se mogla izračunati koncentracija hidronij-iona izraz za pH treba antilogaritmirati.

Traži se:

$$c(\text{H}^+) = ?$$

$$\lg = \frac{c(\text{H}^+)}{\text{mol dm}^{-3}} = 5,2 / \text{antilog}$$

$$\frac{c(\text{H}^+)}{\text{mol dm}^{-3}} = \text{antilog}(-5,2)$$

$$= 6,3 \cdot 10^{-6}$$

$$c(\text{H}^+) = 6,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$$

Odgovor: kada je pH otopine 5,2 koncentracija hidronij-iona je $6,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$.

16. ELEKTROKEMIJSKI PROCESI

Elektrokemijski procesi su procesi pri kojima dolazi do pretvorbe kemijske energije u električnu, ili pak prolaz električne struje uvjetuje kemijsku reakciju. Zajedničko za obje vrste procesa jeste da se odvijaju uz prijenos elektrona. Svi elektrokemijski procesi su, prema tome, **redoks-procesi**.

Uređaji u kojima dolazi do takvih pretvorbi nazivaju se **elektrokemijskim člancima**.

Članci u kojima se kemijska energija pretvara u električnu i koji se upotrebljavaju kao izvori električne struje zovu se **galvanski članci**. U **elektrolitičkim člancima ili elektrolizerima odvija se suprotan proces**.

U njima električna energija omogućuje kemijsku reakciju, a proces do kojega dolazi naziva se **elektrolizom**.

Primjena obiju tipova članaka je vrlo velika u svakodnevnom životu i u industriji. Kemijska energija je oblik energije povezan sa strukturom tvari, a njezina je veličina određena tipom i razmještajem čestica u pojedinoj tvari. Pri sudjelovanju tvari u kemijskoj reakciji ta se energija troši ili pretvara u druge oblike energije.

16.1. Galvanski članci

Galvanski članci poznatiji pod imenom **baterije i akumulatori**, upotrebljavaju se u baterijskim svjetiljkama, tranzistorima, igračkama, raznim drugim uređajima, automobilima i avionima. Česta posljedica djelovanja galvanskih članaka je korozija, to jest nagrizanje materijala. Zato proučavanje procesa u galvanskim člancima omogućuje da se ona spriječi, ili barem uspori određenim postupcima i da se tako smanje veliki troškovi za saniranje štete nastalih korozijom.

16.1.1. Kako nastaju galvanski članci

Talijanski liječnik **Luigi Galvani** (1737 - 1798) je krajem 18. stoljeća otkrio električnu struju pri pokusu sa žabljim kracima. On je slučajno pomoću bakrene kuke uhvatio vlažne žablje krakove pričvršćene na željeznu ogradu i primijetio da se kraci trzaju. Galvani je bio uvjeren da životinje stvaraju elektricitet i da je taj elektricitet izazvao grčenje krakova.

Ispravno je protumačio nastanak te "galvanijeve struje" **Alesandro Volta**. On je shvatio da se struja javila zbog toga što su dva metala bakar i željezo - došli u dodir preko elektrolita – odnosno preko vlage na žabljima krakovima.

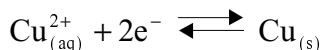
Na osnovu tih zapažanja **Volta** je načinio prvu bateriju, poznatu kao **Voltin članak**. Ona se sastajala od niza cinčanih i srebrnih pločica, odvojenih pločicama kartona navlaženih slanom vodom. Ta je baterija davala dosta jaku struju ovisno o tome koliko je parova pločica bilo povezano zajedno.

Povezanost kemijskih reakcija i električne struje može se pokazati slijedećim pokusima:

1. Međudjelovanje cinka i otopine bakar(II)-sulfata.

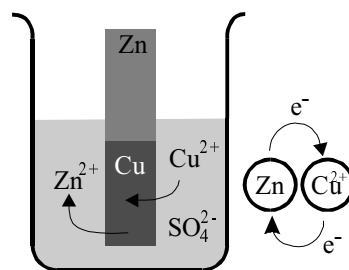
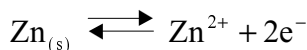
U čašu se ulije otopina bakar(II)-sulfata i u nju uroni do polovice pločica cinka (slika 16.1.)

Proces izlučivanja bakra na cinku prikazuje jednadžba:



Ioni bakra reduciraju se u elementarni bakar.

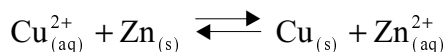
Međutim, kako redukcije nema bez oksidacije jer nešto mora osloboditi elektrone koje primaju bakreni ioni, jasno je da dolazi i do reakcije.



Slika 16.1. Na cinku se izlučuje elementaran bakar a cink se otapa

pri čemu se cink oksidira. U tako izvedenoj reakciji elektroni prelaze izravno s cinka na bakrene ione i zato se ne javlja električna struja.

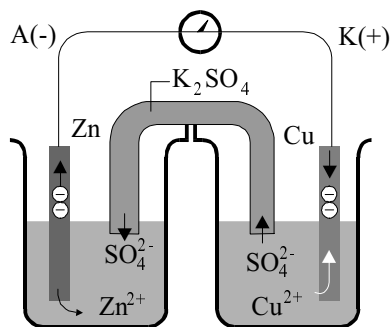
Ukupna jednadžba reakcije za taj proces jest:



Umjesto u izravnom dodiru cinka s bakrenim ionima prikazane reakcije moguće je izvesti tako da se pojedine reakcije prostorno odijele.

2. Galvanski članak bakar-cink

Uređaj za izvođenje pokusa prikazan je na slici 16.2. U jednu čašu stavi se otopina cink-sulfata i uroni pločica cinka, a u drugu otopina bakar(II) sulfata i uroni pločica bakra. Čaše se povežu pomoću U-cijevi u kojoj se nalazi otopina nekog elektrolita-najčešće kalij-klorida ili amonij-nitrata u gelu želatine. To je takozvani **elektrolitski most** koji omogućuje prijenos struje pomoću iona, a sprečava miješenje otopina lijeve i desne čaše.



Slika 16.2. Galvanski članak bakar - cink

Spajanjem cinkove i bakrene pločice žicama preko galvanometra kazaljka se otklanja, što znači da je strujni krug zatvoren i da protječe struja.

Reakcija do kojih dolazi u opisanom uređaju potpuno su jednake onima kad su cink i bakar bili u izravnom dodiru. Međutim, elektroni od cinka do bakra u ovom slučaju prolaze kroz žicu i zato teče struja. Vodiči kroz koje struju provode elektroni nazivaju se **vodiči prvog reda (metali, grafit)**.

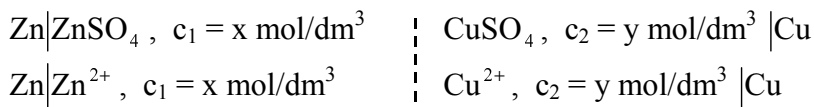
Uređaj koji je prikazan na slici prikazuje galvanski članak koji se sastoji od dva **polučlanka ili elektrode**. Elektrodu čini metal uronjen u otopinu odgovarajućih iona.

Elektroda s koje se ioni oslobađaju, dakle ona na kojoj se odvija proces **oksidacije**, zove se **anoda**, i u galvanskom članku je **negativan pol**.

Elektroda koja prima elektrone i na kojoj se odvija proces *redukcije* zove se **katoda i u galvanskom članku je pozitivan pol**. Kroz otopinu struju provode ioni. **Vodiči kod kojih struja prenosi ione nazivaju se vodičima drugog reda.**

U galvanskom članku bakar-cink atom cinka (Zn) otpušta dva elektrona i prelazi u ion cinka (Zn^{2+}), a ion bakra (Cu^{2+}) prima dva elektrona, reducira se i prelazi u elementarni bakar (Cu) (slika 16.2.). Ravnoteža između primljenih i otpuštenih elektrona na elektrodama uspostavlja se prolaskom električne struje kroz žicu kojom su elektrode spojene.

Shematsko prikazivanje članka. Zbog lakšeg snalaženja pri opisivanju galvanskih članaka često se upotrebljava shematski prikaz. Opisani galvanski članak shematski se prikazuje ovako:



Dogovoreno je da se anodni proces uvijek piše na lijevoj strani.

Ako se ne može načiniti elektroda od materijala koji bi oksidacijom odgovarajuće ione otpuštao u otopinu ili ih redukcijom primao (npr. H_2 , Fe^{2+}/Fe^{3+}) upotrebljava se elektroda načinjena od platine koja je inertna (ne reagira se sistemom u kojem se nalazi, već služi samo kao prijenosnik elektrona). Takva se elektroda prikazuje kao Pt, H_2 , ili Pt/ Fe^{2+}/Fe^{3+} .

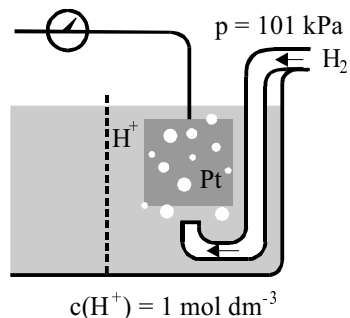
16.1.2. Zašto galvanskim člankom potječe struja

Struja koja se oslobađa u galvanskom, članku kada se spoje elektrode, javlja se zbog tendencije jedne tvari da se oksidira, a druga da se reducira. Upravo tendencija tvari da se reducira ili oksidira predstavlja mjeru za **elektrodni potencijal**. Iznos razlika potencijala članka (elektromotorne sile E_{el}) mjera je tendencije obiju polureakcija da se postigne ravnoteža (vidi 14.3.)

Za mjerenje elektrodnog potencijala ne postoji izravna metoda. Jedino se može mjeriti razlika potencijala između dviju elektroda nekog članka.

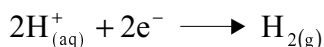
Potencijali elektroda nisu, prema tome, apsolutne vrijednosti, već relativne, mjerene prema nekoj odabranoj standardnoj elektrodi. Kao standardna elektroda upotrebljava se standardna vodikova elektroda.

Standardna vodikova elektroda (slika 16.3.) sastoji se od pločice platinirane platine (koja se dobije tako da se na elektrodu od platine elektrolizom nanese sloj crne, spužvaste platine) na koju se dovodi vrlo čist vodik pod pritiskom 101 kPa (1 bar) i koja je uronjena u otopinu vodikovih iona količinske (množinske) koncentracije 1 mol/dm^3 . Vodik se vrlo dobro apsorbira na platinu, tako da se slikovito može reći da se na taj način dobije pločica vodika.



Slika 16.3. Standardna vodikova elektroda

Na elektrodi dolazi do reakcije.

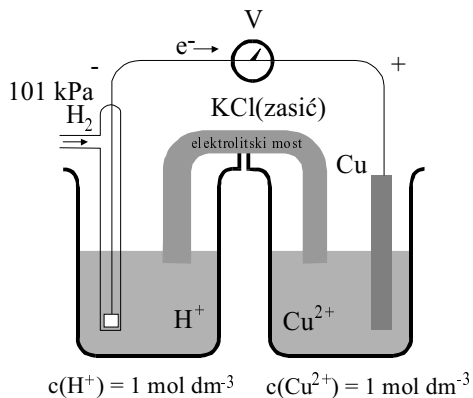


Potencijal takve elektrode je dogovorno nula pri svim temperaturama.

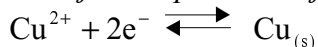
16.1.3. Elektrodni potencijal

Potencijal elektrode (E), dogovorno se iskazuje uvijek za proces redukcije na elektrodi odnosno polučlanku, te se zato naziva **redukcijski elektrodni potencijal**.

Standardni redukcijski elektrodni potencijal (E^{θ}), za polureakciju u nekom članku jednak je standardnom potencijalu članka u kojem je druga elektroda standardna vodikova elektroda (slika 16.4.). On se određuje za standardno stanje, što znači da je količinska (množinska) koncentracija svih sudionika u reakciji 1 mol/dm^3 , pritisak 101 kPa.



Slika 16.4. Članak koji prikazuje definiciju standardnog elektronskog potencijala za polureakciju



Standardni redukcijski potencijali svrstani su prema rastućim vrijednostima (od negativnih prema pozitivnijim tablica 16.1.). Taj niz odgovara **Voltinom nizu** ili

elektrokemijskom redu elemenata.

U tom nizu negativnim predznakom označeni su reduksijski potencijali tvari koje se reduciraju teže od vodika. To znači da će pozitivan predznak imati vrijednosti reduksijskih potencijala onih elektroda koje su u članku s vodikovom elektrodom katoda.

Elektrodni potencijali predstavljaju mjeru relativnih tendencija reakcija da teku kako su napisane. Što je standardni, reduksijski elektrodni potencijal pozitivniji, to je tendencija za reakciju redukcije veća. Zato je tendencija srebrnog iona (Ag^+) da se reducira do atoma srebra (Ag) ($E^\theta = +0,799\text{V}$) veća nego tendencija bakarnog iona (Cu^{2+}) da se reducira do atoma bakra (Cu) ($E^\theta = +0,337\text{V}$).

Tablica 16.1. Standardni reduksijski potencijali pri 25°C (kraći izvod)

| Reduksijski potencijal | E^θ/V |
|---|---------------------|
| $\text{Li} + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}_{(\text{s})}$ | - 3,045 |
| $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}_{(\text{s})}$ | - 2,71 |
| $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}_{(\text{s})}$ | - 2,363 |
| $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ | - 0,83 |
| $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$ | - 0,763 |
| $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$ | - 0,440 |
| $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}_{(\text{s})}$ | - 0,136 |
| $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$ | 0,000 |
| $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}_{(\text{s})}$ | + 0,154 |
| $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ | + 0,337 |
| $\text{I}_{2(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$ | + 0,536 |
| $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$ | + 0,799 |
| $\text{Br}_{2(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$ | + 1,065 |
| $\text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ | + 1,229 |
| $\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ | + 1,36 |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ | + 1,77 |
| $\text{F}_{2(\text{g})} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{HF}_{(\text{aq})}$ | + 3,06 |

Tablica reduksijskih potencijala pokazuje da se reduksijski potencijali mogu izračunati za sve reduksijske procese, a ne samo za metale i njihove ione.

Tablica stoga također pokazuje da je neko sredstvo jači oksidans ili reducens. Tako, na primjer, pokazuje da klor ima jako pozitivan reduksijski potencijal, a poznato je da je on jako oksidacijsko sredstvo. Vodik-peroksid u kiselom mediju, koji ima još pozitivniji potencijal, još je jače oksidacijsko sredstvo.

Može se zaključiti da:

- a) što je *negativniji standardni redukciji potencijal, jače je reduksijsko djelovanje metala i nemetalnih iona,*
- b) što je *pozitivniji standardni reduksijski potencijal, jače je oksidacijsko djelovanje nemetala i metalnih iona.*

16.1.4. Što čini razliku potencijala galvanskog članka

Razlika reduksijskih elektrodnih potencijala katode i anode čini razliku potencijala galvanskog članka (E_{cl}). Razliku potencijala članka često se naziva i elektromotornom silom članka, E_{MF} ili potencijalom članka.

$$E_{\text{cl}} = E_K - E_A$$

gdje je:

E_{cl} - napon članka ili razlika potencijala članka

E_K - potencijal katode

E_A - potencijal anode

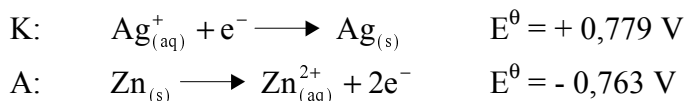
Veća vrijednost razlike potencijala članka ukazuje na veću tendenciju odvijanja kemijske reakcije u članku. Pozitivna razlika potencijala ukazuje na to da je reakcija u članku spontana.

Primjer: određivanje napona galvanskog članka

Sastave se članci cink-srebro i cink-olovo, kako je prikazano na slici 16.2. Elektroliti su otopine nitratah soli jer su sulfati srebra i olova netopljivi. Koncentracije elektrolita su 1 mol/dm³. Svakom članku izmjeri se napon pomoću voltmetra.

Eksperimentalno određeni napon članka za članak cink-srebro je + 1,5V, a za članak cink-olovo +0,6 V. Razlike potencijala tih članaka mogu se izračunati pomoću vrijednosti standardnih elektrodnih potencijala (tablica 16.1.).

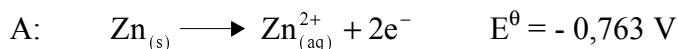
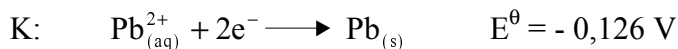
Za članak cink-srebro u kojemu se na katodi izlučuje bakar, a na anodi cink vrijedi:



Razlika potencijala članka je:

$$E_{\text{čl}} = E_{\text{K}} - E_{\text{A}} = 0,779 \text{ V} - (-0,763 \text{ V}) = +1,542 \text{ V}$$

Za članak cink-olovo u kojemu se na katodi izlučuje olovo, a na anodi otapa cink, vrijedi:



$$E_{\text{čl}} = E_{\text{K}} - E_{\text{A}} = -0,126 \text{ V} - (-0,763 \text{ V}) = +0,610 \text{ V}$$

Dobiveni podaci pokazuju da je napon članka manji od razlike potencijala (elektromotorne sile) članka za pad napona uzrokovan unutarnjim otporom članka.

16.1.5. Kako potencijal elektrode ovisi o koncentraciji elektrolita

Ovisnost potencijala elektrode o koncentraciji elektrolita daje *Nernstova jednažba* koja glasi:

$$E = E^{\theta} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{oks}}^m}{a_{\text{red}}^n}$$

gdje je:

R - opća plinska konstanta = $8,314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$

T - termodinamička temperatura

z - broj primljenih ili otpuštenih elektrona

F - Faradejeva konstanta = 96485 C mol^{-1}

a_{oks} - aktivitet oksidiranog oblika*

a_{red} - aktivitet reduciranog oblika*

m i n - stehiometrijski koeficijenti u jednažbi kemijske reakcije

Walter Nernst (1864-1941) bio je njemački fizičar i kemičar, poznat osobito po svojim radovima vezanim uz **TREĆI ZAKON TERMODINAMIKE**.

*Aktivitet ili aktivnost otopljene tvari je veličina koja ukazuje na djelovanje te tvari u postizanju kemijske ravnoteže i predstavlja stvarnu ili efektivnu koncentraciju tvari "i" u otapalu. Aktivnost otopljene tvari definirana je izrazom:

$$a_i = \frac{\gamma_i \cdot c_i}{c^\theta}$$

gdje je:

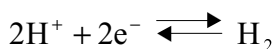
c^θ - standardna koncentracija koja iznosi 1 mol dm^{-3}

γ - koeficijent aktiviteta koji pokazuje odstupanje te otopine od idealnog ponašanja. Za razrijeđene otopine $\gamma \approx 1$, pa izlazi $a_i = c_i / \text{mol dm}^{-3}$

Što je koncentracija otopine veća manji je koeficijent aktiviteta, što znači da je međudjelovanje među česticama u otopini jače. Aktivitet je bezdimenzijska veličina.

Pri iskazivanju aktiviteta vrijedi:

- ako se radi s razrijeđenom otopinom ($\gamma \approx 1$), $a_i = c_i / \text{mol dm}^{-3}$. Na primjer za reakciju



$$a_{\text{aks}}^m = a^2(\text{H}^+) \approx (c(\text{H}^+) / \text{mol dm}^{-3})^2$$

- ako je jedna komponenta elektrode plin, a_{plin} se zamjenjuje izrazom p/p^0 , gdje je p parcijalni pritisak plina, a p^0 standardni pritisak plina. Na primjer za reakciju:



$$a_{\text{red}}^n = (p(\text{H}_2) / p^0)^{1/2}$$

- ako je jedna komponenta elektrode čvrsta tvar, umjesto aktiviteta uvrštava se količinski (množinski) udio x te komponente. Kad je riječ o čistom metalu, $x(\text{Me}) = 1$. Na primjer za elektrodu Cu^{2+}/Cu , $a_{\text{red}} = x(\text{Cu}) = 1$.

Uvrštavanjem poznatih vrijednosti za konstante pri temperaturi 25°C dobije se:

$$E = E^\theta + \frac{2,303 \cdot 8,314 \text{ JKmol}^{-1} \cdot 298\text{K}}{z \cdot 96485 \text{ C mol}^{-1}} \log \frac{a_{\text{oks}}^m}{a_{\text{red}}^n}$$

$$E = E^\theta + \frac{0,059 \cdot \text{J}}{z \cdot \text{C}} \log \frac{a_{\text{oks}}^m}{a_{\text{red}}^n} = E^\theta + \frac{0,059 \cdot \text{V}}{z} \log \frac{a_{\text{oks}}^m}{a_{\text{red}}^n}$$

$$\left(\frac{J}{C} = \frac{\text{kg m}^2 \text{s}^{-2}}{\text{A} \cdot \text{s}} = \text{kg m}^2 \text{A}^{-1} \text{s}^{-3} = \text{V} \right)$$

Smanjivanjem koncentracije elektrolita neke metalne elektrode potencijal elektrode postaje negativniji od standardnog redukcijskog potencijala.

Kad galvanski članak daje struju od katode koja je pozitivan pol galvanskog članka, zbog redukcije iona iz otopine, koncentracija elektrolita se smanjuje i njen potencijal postaje sve negativniji. Oko anode na kojoj se metal oksidira, koncentracija iona se povećava i potencijal postaje sve pozitivniji. Prema tome, ***za vrijeme rada galvanskog članka razlika elektrodnih potencijala postaje sve manja, a time je i vrijednost razlike potencijala članka sve manja.***

16.1.6. Utjecaj temperature na elektrodni potencijal

U Nernstovoj jednadžbi je u konstanti 0,059 V uračunata i temperatura od 298 K. Ako se radi pri nekoj drugoj temperaturi valja promijeniti vrijednosti te konstante. Za neke temperature te su vrijednosti navedene u tablici 16.2. Dakle, elektrodni potencijal opada promjenom temperature.

Tablica 16.2. Ovisnost izraza $\frac{2,303 \cdot R \cdot T}{F}$ o temperaturi

| $t/^{\circ}\text{C}$ | $\frac{2,303 \cdot R \cdot T}{F}$ |
|----------------------|-----------------------------------|
| 18 | 0,0577 V |
| 20 | 0,0581 V |
| 22 | 0,0585 V |
| 24 | 0,0589 V |
| 26 | 0,0593 V |

16.2. Elektrolitički članci

Reakcije u čancima u kojima je redukcijski potencijal tvari koja se reducira negativniji od redukcijskog potencijala tvari koja se oksidira, mogu se zbivati samo primjenom vanjskog napona istosmjerne struje. One će se zbivati tako dugo dok se dovodi struja. Takav se prijenos naziva ***elektrolizom***, a uređaji ***elektrolitičkim člancima***.

16.2.1. Što su elektrolitički članci

U elektrolitičkom članku dovedena električna energija uzrokuje kemijske reakcije koje se odvijaju na elektrodama. Na katodi se odvija redukcija, na anodi oksidacija. Valja uočiti da je, suprotno galvanskom članku, katoda sada negativna elektroda, a anoda pozitivna elektroda.

Ovisno o tvarima i reakcijama, svakom električkom članku valja nametnuti neki najniži potencijal da bi elektroliza mogla početi. Taj se potencijal naziva **potencijal razlaganja ili napon razlaganja**. On mora biti veći od razlike potencijala galvanskog članka u kojem bi se spontano odvijao proces suprotan elektrolizi.

U pojedinim slučajevima može pri elektrolizi biti potreban znatno veći napon razlaganja od onog izračunatog teorijski, naročito kad elektrolizom nastaju plinovi. Pri tome, osim prirode tvari, određenu ulogu ima i izgled površine elektroda i sastav elektrolita. Razlika između teorijski izračunatog i stvarnog napona razlaganja zove se **prenapon**.

16.2.2. Kako se gibaju ioni u otopini pod djelovanjem električnog polja

U otopini elektrolita ioni se gibaju posve nepravilno. Urone li se u takvu otopinu dvije elektrode, na primjer dvije metalne pločice ili dva ugljena štapića i priključi istosmjerni izvor struje, ioni će se početi gibati usmjereno.

Pozitivni ioni - kationi - gibaju se prema negativno nabijenoj elektrodi - katodi, a negativno nabijeni ioni - anioni - prema pozitivno nabijenoj elektrodi - anodi.

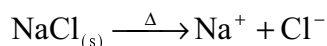
16.2.3. Procesi elektrolize (talina)

Nužan preduvjet svakog procesa elektrolize je postojanje iona koje se mogu slobodno gibati. Slobodni se ioni nalaze u talinama i u vodenim otopinama ionskih spojeva. **Procesi elektrolize su, dakle, redoks-reakcije koje se ne zbivaju spontano, već djelovanjem električne struje.**

Razlikujemo elektrolizu talina i vodenih otopina.

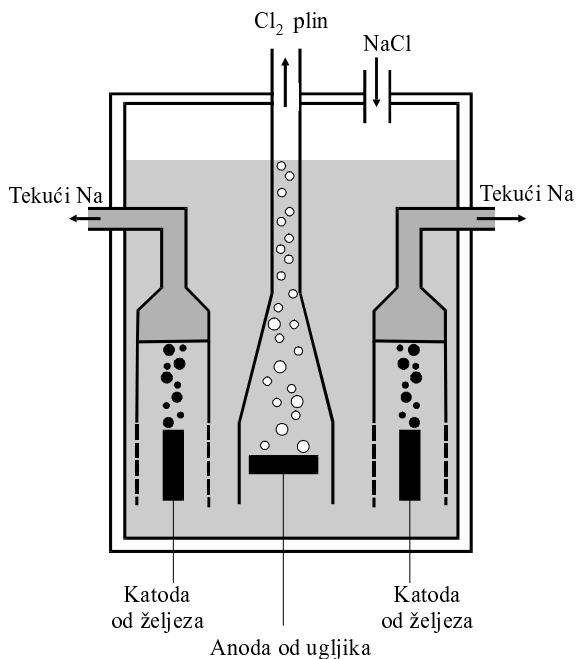
16.2.3.1. Elektroliza taline natrij klorida

Kuhinjska sol (NaCl) jest čvrsta kristalna tvar ionske građe. Ona ne provodi električnu struju. Da bi postala elektrolit, potrebno je sol otopiti u vodi ili rastaliti. Grijanjem se natrij klorid rastali, što prikazujemo jednadžbom:



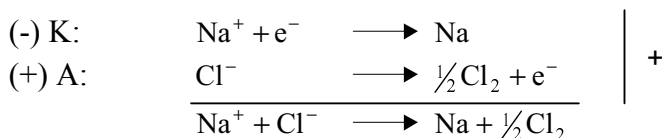
Dakle, kristalna rešetka natrij-klorida raspada se, nastaje talina sastavljena od slobodnih iona natrija i klora. U električnom polju za vrijeme elektrolize gibat

će se pozitivni ioni natrija (Na^+) prema katodi (-), od nje će primati po jedan elektron i time se reducirati do atoma. Istodobno se klorid-ioni gibaju prema anodi (+), njoj predaju po jedan elektron, stoga se oksidiraju (slika 16.5.).



Slika 16.5. Uređaj za elektrolizu taline natrij - klorida

Proces elektrolize možemo prikazati jednadžbama:



Svaki ion natrija za redukciju treba jedan elektron, pa prema tome će mol iona natrija trebati mol elektrona, ili

$$\frac{n(\text{Na})}{n(\text{e}^-)} = \frac{1}{1}$$

Mol elektrona sadrži $6,022 \cdot 10^{23}$ elektrona. Budući da svaki elektron ima količinu (množinu) elektriciteta $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, mol elektrona imat će naboj (količinu elektriciteta): $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$.

Količina (množina) elektriciteta koju ima mol elektrona naziva se Faradejeva konstanta (F). Dakle:

$$\begin{aligned}
 F &= e \cdot L = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} / \text{mol} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ As} / \text{mol} \\
 &= \frac{9,65 \cdot 10^4}{3600} \text{ Ah} / \text{mol} = 26,8 \text{ Ah} / \text{mol}
 \end{aligned}$$

gdje je:

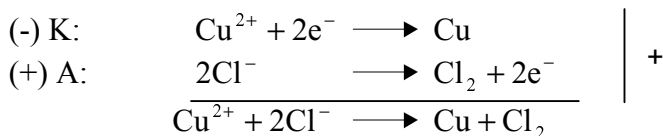
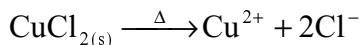
L = Avogodrova konstanta

C = znak za kulon, jedinica električnog naboja

Iz gornjih jednadžbi proizlazi da je omjer količine (množine) klora i količine (množine) elektrona

$$\frac{n(\text{Cl}_2)}{n(e^-)} = \frac{0,5}{1} \quad \text{tj.} \quad n(\text{Cl}_2) = 0,5 \cdot n(e^-)$$

Iz ovog primjera slijedi da se uz istu količinu (množinu) elektrona izluče različite količine (množine) tvari na elektrodama. No je li uvijek tako? Objasnimo na primjeru elektrolizu taline bakar(II)-klorida.



Iz jednadžbe slijedi da je:

$$\frac{n(\text{Cu})}{n(e^-)} = \frac{1}{2} \quad \text{tj.} \quad n(\text{Cu}) = \frac{1}{2} \cdot n(e^-)$$

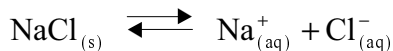
$$\frac{n(\text{Cl}_2)}{n(e^-)} = \frac{1}{2} \quad \text{tj.} \quad n(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} \cdot n(e^-)$$

U ovom primjeru uočljivo je da ista količina (množina) elektrona izluči jednake količine (množine) bakra i klora.

Ako su količine (množine) elektrona pri redukciji i oksidaciji jednake, izlučit će se jednake količine (množine) tvari na elektrodama.

16.2.3.1. Elektroliza vodenih otopina

U vodenoj otopini čvrsti natrij-klorid razgrađuje se na ione, što možemo prikazati jednadžbom:

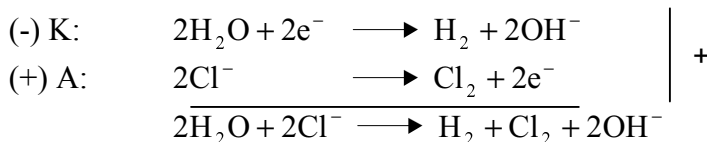


U otopini se uz ione soli nalaze i molekule vode koje se također mogu reducirati ili oksidirati na elektrodama. Hoće li na elektrodama reagirati molekule vode ili ioni soli ovisit će o energiji potrebnoj za taj proces.

Od više mogućih reakcija, na elektrodama će se zbivati one za koje se troši manje energije.

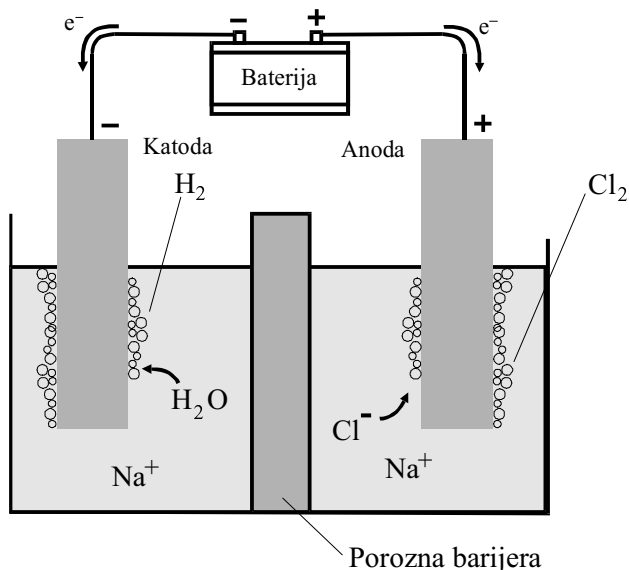
U našem primjeru na katodi se reduciraju molekule vode, jer je za njihovu redukciju potrebno znatno manje energije nego za redukciju natrija.

Na anodi se oksidiraju klorid-ioni (elektrode su od ugljika) To prikazujemo jednadžbama:



Produkti elektrolize vodene otopine natrij-klorida jesu: vodik, klor i natrijeva lužina (baza) (slika 16.6.)

Elektrolizom vodenih otopina soli metala I A i II A (1 i 2) skupine i aluminija s monoatomskim kiselinjskim ostatkom u pravilu se na katodi razvija vodik, na anodi nemetal (kiselinskog ostatka), a u otopini nastaje lužina (baza). Elektrolizom vodene otopine bakar(II) - klorida dobili bismo iste produkte kao i elektrolizom taline ove soli, tj. bakar na katodi i klor na anodi. Za redukciju iona bakra



Slika 16.6. Uređaj za elektrolizu otopine

potrebna je manja energija od one koja se troši za redukciju molekula vode. (slika 16.6.)

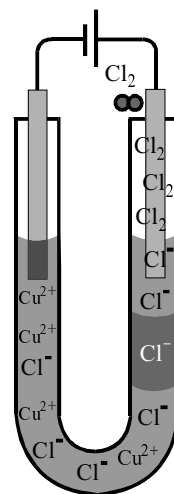
Količina (množina) tvari B koja se izluči na elektrodi neposredno (direktno) ovisi o količini (množini) elektriciteta (Q) koja prođe kroz elektrolit i dana je izrazom:

$$n_B = \frac{Q}{z \cdot F}$$

Zamjenom dobijemo:

$$\frac{m_B}{M_B} = \frac{Q}{z \cdot F} \cdot M_B$$

$$m_B = \frac{Q \cdot M_B}{z \cdot F}$$



Slika 16.7. Uređaj za elektrolizu otopine bakar(II) - klorida

z = broj elektrona u reakciji u kojoj sudjeluje atom, molekula ili ion, bilo kao reaktant, bilo kao produkt.

Kroz dva ili više serijski spojenih elektrolizera protječe ista količina (množina) elektriciteta. Iz gornjeg izraza slijedi:

$$Q = \frac{m_B \cdot z_B \cdot F}{M_B}$$

Za tvar (A) koja se nalazi u drugom elektrolizeru vrijedi:

$$Q = \frac{m_A \cdot z_A \cdot F}{M_A}$$

Izjednačavanjem dobijemo:

$$\frac{m_B \cdot z_B \cdot F}{M_B} = \frac{m_A \cdot z_A \cdot F}{M_A}$$

odnosno

$$m_B \cdot z_B = m_A \cdot z_A$$

Pored primarnih reakcija tijekom elektrolize na elektrodama se zbivaju i sekundarne reakcije koje također troše određenu količinu (množinu) elektriciteta. Zato je uveden pojam iskorištenja struje, a to je onaj dio količine (množine) koji proteče kroz strujni krug, a iskorišten je za dobivanje primarnog (željenog) produkta. Iskorištenje struje dano je izrazom:

$$\eta = \frac{Q}{Q_p}$$

(čitaj: eta) - iskorištenje struje

Q - teoretska količina (množina elektriciteta)

Q_p - količina (množina) elektriciteta koja se utroši za nastajanje svih produkata u toku elektrolize

Q - će biti jednak Q_p u idealnom slučaju, tj. kad nema popratnih (nepoželjnih) reakcija. Tada je iskorištenje struje potpuno ili 100%.

Kvantitativne odnose pri elektrolizi ispitivao je **Michael Faraday** (1791-1867) Na osnovi dobivenih rezultata postavio je dva osnovna zakona poznata pod imenom **Faradejevi zakoni elektrolize**.

I Faradejev zakon glasi: masa tvari izlučena na elektrodi proporcionalna je količini (množini) elektriciteta koja je prošla kroz elektrolit.

II Faradejev zakon glasi: količine (množine) tvari izlučene na elektrodama istom količinom (množinom) elektriciteta, odnose se obrnuto proporcionalno broju izmijenjenih elektrona u tim reakcijama.

Primjer:

1. Valja odrediti masu bakra koji se izluči elektrolizom otopine bakar(II)-sulfata prolazom struje od 3,00 A u vremenu od 1230 s.

Rješenje:

Jednadžba reakcije je:

$$m(\text{Cu}) = k \cdot Q = \frac{M(\text{Cu})}{z \cdot F} \cdot Q = \frac{M(\text{Cu}) \cdot I \cdot t}{z \cdot F}$$

$$m(\text{Cu}) = \frac{3,00 \text{ A} \cdot 1230 \text{ s} \cdot 63,55 \text{ g mol}^{-1}}{z \cdot 96500 \text{ C mol}^{-1}} = 1,21 \text{ g}$$

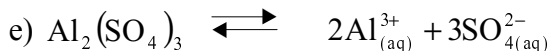
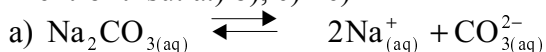
2. Zašto čvrsti natrij-jodid ne provodi struju, dok je talina i vodena otopina ove soli provode.

Odgovor: U kristalu natrij-jodida postoje jake elektrostatske sile privlačenja između suprotno nabijenih iona. Zbog toga su ioni "zarobljeni" u kristalnoj rešetki, nemaju slobodu gibanja pa ne mogu niti provoditi struju. Grijanjem se čvrsti natrij-jodid rastali, ioni postaju slobodni i mogu provoditi struju. Isto se zbiva i otapanjem ove soli u vodi. Ruši se kristalna struktura i oslobađaju se ioni sposobni zatvoriti strujni krug.

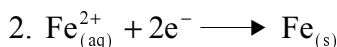
3. Od navedenih spojeva izdvoji elektrolite. Jednadžbama prikaži oksidaciju elektrolita u vodi; a) Na_2CO_3 ; b) K_2SO_4 ; c) CrCl_3 ; d) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; e) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; f) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

Odgovor:

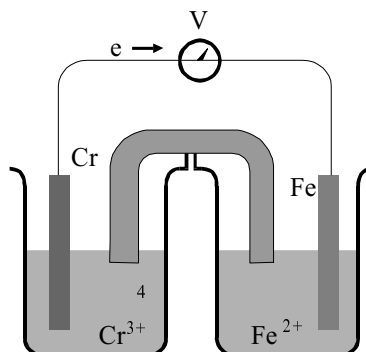
Elektroliti su: a.) b), c) i e)



4. Za članak: $\text{Cr} | \text{Cr}_{(\text{aq})}^{3+} : \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} | \text{Fe}$ reakcije na eletrodama su:



- Na kojoj elektrodi dolazi do redukcije
- Koja je elektroda katoda
- U kom smjeru teku elektroni kroz žicu
- Prikažite zadani galvanski članak crtežom
- Napišite izjednačenu ukupnu reakciju koja se dobiva u tom članku.

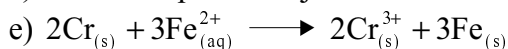


Rješenje:

a) Na elektrodi od željeza

b) Elektroda od željeza

c) Od kroma prema željezu

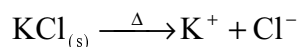


5. Jednadžbom prikaži procese na elektrodama pri elektrolizi taline:

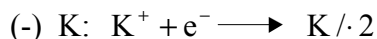
a) kalij-klorida

b) barij-bromida

a) Grijanjem se čvrsti kalij-klorid raspada na ione



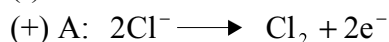
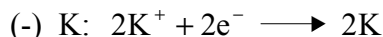
Na katodi se zbiva redukcija iona K^+



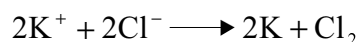
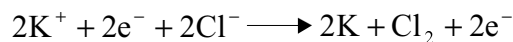
Na anodi oksidacija klorid iona



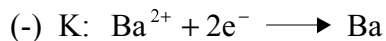
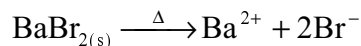
Prvu jednadžbu množimo sa 2 jer broj elektrona koje tvar prima od katode mora biti jednak broju elektrona koje anoda prima od neke tvari.



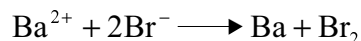
Jednadžbe zbrojimo



b)



+

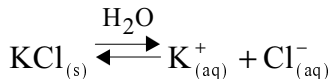


Odgovor: a) Elektrolizom taline kalij-klorida nastaju kalij i klor

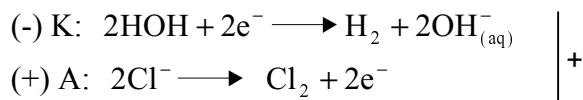
b) Elektrolizom taline barij-bromida stvara se barij i brom.

6. Koje ćemo produkte dobiti elektrolizom vodene otopine kalij-klorida?

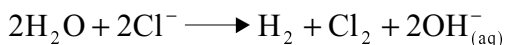
- Jednadžba disocijacije kalij-klorida u vodi jest:



- KCl je sol metala 1(1A) skupine stoga će se na katodi izlučiti vodik (iz vode) jer je za izlučivanje kalija potrebno znatno veća energija (vidi elektrokemijski red redukcijskih potencijala za K-2,925; za H- 0,000

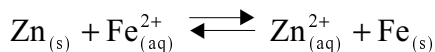


Objednažbe zbrojimo:

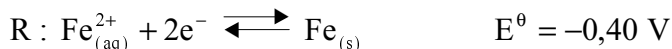
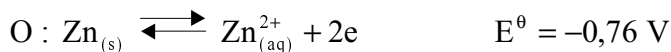


Odgovor: Produkti elektrolize jesu: vodik, klor i vodena otopina kalij-hidroksida (kalijeva lužina (baza)).

7. Kolika je standardna razlika potencijala članka u kojem se odvija reakcija:



Kako glase jednadžbe za proces oksidacije i redukcije?



$$E_{\text{cl}} = E_{\text{K}} - E_{\text{A}} = -0,40 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 0,36 \text{ V}$$

Odgovor: standardna razlika potencijala zadanog članka je 0,36 V

8. Odredi količinu (množinu) elektriciteta koja prođe kroz vodič ako je jakost struje 1,5 A, a vrijeme 50 minuta.

Zadano je:

$$I = 1,5 \text{ A}$$

$$t = 50 \text{ minuta} = 50 \cdot 60 = 3000 \text{ s}$$

Traži se:

$$Q = ?$$

Količina (množina) elektriciteta dana je izrazom:

$$\begin{aligned} Q &= I \cdot t \\ &= 1,5 \text{ A} \cdot 3000 \text{ s} \\ &= 4500 \text{ As} \end{aligned}$$

Budući da je 1 amper sekunda isto što i 1 kulon vrijedi

$$Q = 4500 \text{ C}$$

Odgovor: ako vodičem prolazi struja jakosti 1,5 A u vremenu od 50 minuta količina (množina) elektriciteta (naboj) jest 4500 C.

9. Korištenjem definicije faradeja izračunaj naboj jednog elektrona!

$$F = e \cdot L$$

$$\begin{aligned} e &= \frac{F}{L} = \frac{96500 \text{ C/mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} \\ &= 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \end{aligned}$$

Odgovor: naboj jednog elektrona je $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

10. Odredi broj elektrona koji prođe kroz vodič u 5 sekundi, ako je jakost struje 0,08 mA!

Zadano je:

$$t = 5 \text{ s}$$

$$I = 0,08 \text{ mA} = 8 \cdot 10^{-5} \text{ A}$$

Traži se:

$$N(e^-) = ?$$

Izračunamo količinu (množina) elektrolita:

$$\begin{aligned} Q &= I \cdot t \\ &= 8 \cdot 10^{-5} \text{ A} \cdot 5 \text{ s} \\ &= 4 \cdot 10^{-4} \text{ C} \end{aligned}$$

Broj elektrona je omjer količine elektriciteta i naboja jednog elektrona

$$\begin{aligned} N(e^-) &= \frac{Q}{e} = \frac{4 \cdot 10^{-4} \text{ C}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}} \\ &= 2,5 \cdot 10^{15} \end{aligned}$$

Odgovor: u vremenu od 5 s uz jakost struje 0,08 A kroz vodič prođe $2,5 \cdot 10^{15}$ elektrona.

11. Kolika se količina (množina) elektriciteta utroši za elektrolizu 2,8 mola taline natrij-klorida? Rezultat iskaži u faradejima!

Zadano je:
 $n(\text{NaCl}) = 2,8 \text{ mol}$

Jednadžba redukcije iona natrija je:
 $\text{Na}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}$

Traži se:
 $Q = ?$

Za redukciju 1 mola natrija potreban je 1 mol elektrona
Iz toga slijedi:

$$\frac{n(\text{Na}^+)}{n(\text{e}^-)} = \frac{1}{1}$$

$$n(\text{Na}^+) = n(\text{e}^-)$$

Budući da je količina (množina) iona natrija 2,8 mol, a količina (množina) elektrona Q/F slijedi da je:

$$2,8 \text{ mol} = \frac{Q}{F}$$

Iz toga je:

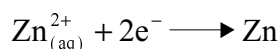
$$Q = 2,8 \text{ mol} \cdot 1\text{F/mol} = 2,8 \text{ F}$$

Odgovor: za elektrolizu 2,8 mola taline natrij-klorida utroši se količina (množina) elektriciteta 2,8 faradeja.

12. Kolika se masa cinka može izlučiti na katodi strujom jakosti 1,5 A koja prolazi kroz otopinu cink-nitrata u vremenu od 3 sata?

Zadano je:
 $I = 1,5 \text{ A}$
 $t = 3 \text{ h}$

Jednadžba koja prikazuje redukciju iona cinka jest



Traži se:

Budući da se za redukciju 1 iona cinka utroše 2e^- , znači da je $z = 2$.

$m_{(\text{Zn})} = ?$

Prema izrazu za masu tvari izlučene na elektrodi odredimo masu cinka.

$$\begin{aligned}m_{(\text{Zn})} &= \frac{M_{(\text{Zn})} \cdot Q}{z \cdot F} \\ &= \frac{65,4 \text{ g mol}^{-1} \cdot 1,5 \text{ A} \cdot 3 \text{ h}}{2 \cdot 26,8 \text{ mol}^{-1} \text{ Ah}} \\ &= 5,49 \text{ g}\end{aligned}$$

Odgovor: strujom jakosti 1,5 ampera u vremenu od 3 sata na katodi će se izlučiti 5,49 grama cinka.

13. U elektrolizeru se između bakrenih elektroda nalazi otopina modre galice. Kroz otopinu prolazi struja jakosti 7,5 A u vremenu od jednog sata. Izračunaj:

- količinu (množinu) elektrona i njihov broj potreba za elektrolizu,
- broj atoma bakra koji se izluče na katodi
- broj atoma bakra koji odlaze s anode u otopini

Zadano je:

$$I = 7,5 \text{ A}$$

$$t = 1 \text{ h}$$

$$Q = I \cdot t = 7,5 \text{ Ah}$$

Traži se:

$$n(e^-) = ?$$

$$N(e^-) = ?$$

$$N(\text{Cu}) = ?$$

a) količinu (množinu) elektrona odredimo prema izrazu

$$\begin{aligned}n(e^-) &= \frac{Q}{F} = \frac{7,5 \cdot \text{A} \cdot \text{h}}{26,8 \text{ Ah mol}^{-1}} = \\ &= 0,28 \text{ mol}\end{aligned}$$

Zamjenom dobijemo:

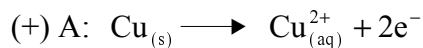
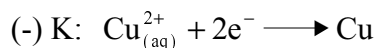
$$\frac{N(e^-)}{L} = 0,28 \text{ mol} \quad / \cdot L$$

$$N(e^-) = 0,28 \text{ mol} \cdot L$$

$$= 0,28 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$= 1,72 \cdot 10^{23}$$

b) Jednadžbe koje prikazuju procese na elektrodama jesu:



Odnos količina (množina) bakra i elektrona jest:

$$\frac{n(\text{Cu})}{n(\text{e}^{-})} = \frac{1}{2} \quad \left| \cdot n(\text{e}^{-}) \right.$$

$$n(\text{Cu}) = \frac{1}{2} n(\text{e}^{-})$$

Zamjenom dobivamo:

$$\frac{N(\text{Cu})}{L} = \frac{1}{2} \cdot n(\text{e}^{-}) \quad \left| \cdot L \right.$$

$$N(\text{Cu}) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{e}^{-}) \cdot L$$

$$= \frac{0,28 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{2}$$

$$= 8,43 \cdot 10^{22}$$

Odgovor:

a) Količina (množina) elektrona je 0,26 mola, a njihov broj je $1,7 \cdot 10^{23}$

b) Na katodi se izluči $8,43 \cdot 10^{22}$ atoma bakra

c) Isti broj atoma bakra oksidira se na anodi i prelazi u otopinu.

14. Količina (množina) elektriciteta koja se utroši za elektrolizu vodene otopine kadmij - nitrata jest $2,5 \cdot 10^2$ A s. Izračunaj:

- a) masu kadmija koja se izluči na katodi
b) volumen kisika koji se istodobno razvija na anodi, ako je temperatura $32\text{ }^\circ\text{C}$, a pritisak $1,2\text{ bar}$!

Zadano je:

$$Q = 2,5 \cdot 10^2 \text{ As}$$

$$t = 32\text{ }^\circ\text{C}; T = 305,15 \text{ K}$$

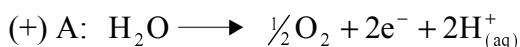
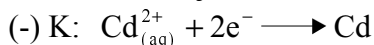
$$p = 1,2 \text{ bar} = 1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Traži se:

$$m(\text{Cd}) = ?$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

a) Jednadžba koja prikazuje procese na elektrodama jesu:



Masu kadmija odredimo ovako:

$$\begin{aligned} m(\text{Cd}) &= \frac{M(\text{Cd}) \cdot Q}{z \cdot F} \\ &= \frac{112,4 \text{ g mol}^{-1} \cdot 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ As}}{2 \cdot 9,65 \cdot 10^4 \text{ As mol}^{-1}} \\ &= 14,56 \cdot 10^{-2} \text{ g} \\ &= 0,15 \text{ g} \end{aligned}$$

b) Odredimo omjer količina (množina) kisika i kadmija:

$$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{Cd})} = \frac{0,5}{1} \cdot n(\text{Cd})$$

$$\begin{aligned} n(\text{O}_2) &= 0,5 \cdot n(\text{Cd}) \\ &= 0,5 \cdot \frac{m(\text{Cd})}{M(\text{Cd})} \\ &= 0,5 \cdot \frac{0,15 \text{ g}}{112,4 \text{ g mol}^{-1}} \\ &= 6,67 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \end{aligned}$$

Pomoću opće plinske jednačbe odredit ćemo volumen kisika

$$p \cdot v = nRT$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{nRT}{p}$$

$$= \frac{6,67 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ NmK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \text{ s}^{-1} \cdot 305,15 \text{ K}}{1,2 \cdot 10^5 \text{ Nn}^{-1} \text{ s}^{-1}}$$

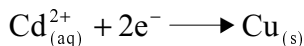
$$= 1,41 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3$$

$$= 14,1 \text{ cm}^3$$

Odgovor: a) količinom elektriciteta $2,5 \cdot 10^2$ As izlučit će se 0,15 kadmija
b) istodobno se razvije $1,41 \text{ cm}^3$ kisika pri zadanim uvjetima.

15. Koliki je redukcijski potencijal bakrene elektrode ako je koncentracija otopine bakar(II)-sulfata $c(\text{CuSO}_4) = 0,01 \text{ mol dm}^{-3}$, a temperatura 25°C .

Jednačba katodne reakcije glasi:



Za ispitivanu je elektrodu

$$a_{\text{oks}} \approx c(\text{Cu}^{2+} / \text{mol dm}^{-3})$$

$$a_{\text{red}} \approx x(\text{Cu}) = 1$$

$$z = 2$$

$$m = n = 1$$

pa prema *Nernstovoj* jednačbi:

$$E = E^\theta + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg \frac{c(\text{Cu}^{2+} / \text{mol dm}^{-3})}{1}$$

$$E = +0,337 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg\left(\frac{c(\text{Cu}^{2+} / \text{mol dm}^{-3})}{1 \text{ mol dm}^{-3}}\right) \text{ (vidi tablicu 16.1.)}$$

$$E = +0,337 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg(0,01 \text{ mol dm}^{-3} / \text{mol dm}^{-3})$$

$$E = +0,337 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg 0,01$$

$$E = +0,337 \text{ V} + 0,029 \text{ V} \cdot (-2)$$

$$E = +0,337 \text{ V} - 0,059 \text{ V}$$

$$E = +0,278 \text{ V}$$

Dobiveni rezultat pokazuje da smanjenjem koncentracije elektrolita potencijal bakrene elektrode postaje negativniji.

Odgovor: redukcijski potencijal bakrene elektrode pri zadanim uvjetima je +0,278 V.

17. ELEKTROKEMIJSKI IZVORI ELEKTRIČNE STRUJE

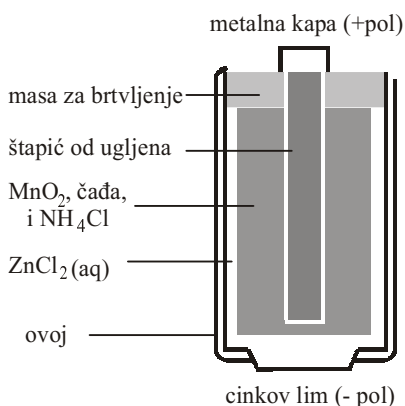
Otkriće galvanskih članaka kao sistema u kojima se energija kemijske reakcije pretvara u električnu potaknulo je istraživače da pokušaju konstruirati članke koji bi trajnije mogle poslužiti kao izvor struje. Takvi članci moraju biti ekonomski opravdani, a i konstrukcijski pogodni.

Te zahtjeve danas zadovoljavaju dva tipa galvanskih članaka:

- *baterije ili primarni članci i*
- *akumulatori ili sekundarni članci*

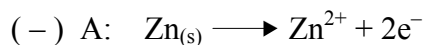
17.1. Baterije – nepovratni ili ireverzibilni članci. (*Leclancheov ili suhi članak*).

Od svih galvanskih članaka koji su u prvoj polovici 19. stoljeća bili jedini izvor električne struje do danas, u nešto izmijenjenom obliku, upotrebljava se samo Leclancheov članak (slika 17.1.).



Slika 17.1. Leclancheov članak.

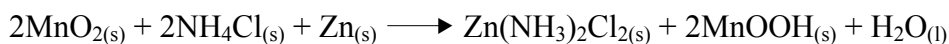
Negativni pol baterije je **čašica od legure cinka** koja otpušta elektrone i otapa se. Kroz vanjski krug struja teče do **ugljenog štapića**, koji je **pozitivan pol**, a okružen je smjesom mangan(IV) oksida (MnO_2), čađe i amonij klorida, (NH_4Cl). Elektrolit je otopina cink klorida, (ZnCl_2). Na elektrodama pri radu članka dolazi do ovih reakcija:



Nastali amonijak vežu cinkovi ioni:



Ukupnu kemijsku reakciju baterije uključene u strujni krug prikazuje jednačica:



Napon jednog članka iznosi 1,5 V. Ako se želi postići veći napon, valja više članaka povezati serijski (+ i - ; + i - itd.). Napon cijelog članka jednak je zbroju napona pojedinih članaka. Tako su u poznatoj četvrtastoj bateriji spojena tri članka i napon iznosi 4,5 V.

Reakcija na negativnom polu povezana je s otapanjem cinka, a to znači i s otapanjem čašice. Zbog toga baterija nakon nekog vremena počinje vlažiti. Na to valja misliti i ne predugo upotrebljavati bateriju jer elektrolit koji isteče iz baterije može uništiti uređaj.

Danas su u upotrebi baterije s kvalitetnijom oblogom kao što su:

- alkalne baterije s MnO_2
- srebrna baterija
- litijeva baterija
- živina baterija

17.2. Akumulatori – povratni ili reverzibilni članci

Članci koji se sastoje od takvih polučlanaka da mogu djelovati kao galvanski članci, ili ako im se nametne vanjski napon, kao elektrolitički članci zovu se **akumulatori**.

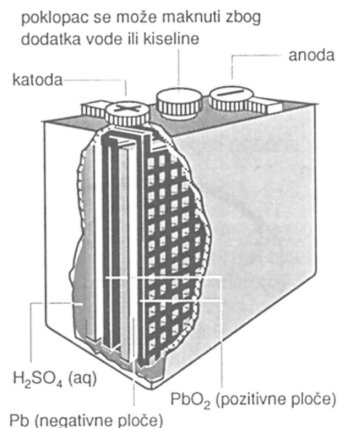
Samo ime asocira na funkciju – skupljanje električne energije. Akumulator može biti samo onaj galvanski članak koji može dati dovoljno (energije) struje u duljem vremenskom razdoblju, a to znači onaj koji ima dovoljan **kapacitet**. Kapacitet je karakteristika svakog akumulatora, a obično se iskazuje **amper satima**, što zapravo kazuje koliku količinu elektriciteta može dati akumulator. Osim ukupnog kapaciteta važan je i **specifični kapacitet** koji ukazuje na količinu elektriciteta koja se može dobiti po jediničnoj masi akumulatora.

Kad akumulator proizvodi struju, odnosno kada djeluje kao galvanski članak, on se prazni (ili izbija). Akumulator se puni priključenjem na izvor **istosmjerne struje** da postane elektrolitički članak. Pri njegovom pražnjenju i punjenju važan je omjer dobivene i utrošene količine elektriciteta. Taj omjer predstavlja **korisnost ili iskoristivost akumulatora**.

17.2.1. Olovni akumulator

Svi dijelovi olovnog akumulatora prikazani su na slici 17.2., a shematski se prikazuje ovako:

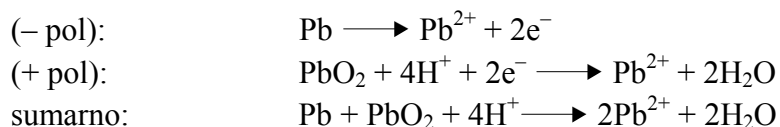




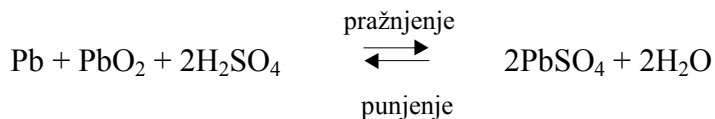
Slika 17.2. Sastavni dijelovi olovnog akumulatora

Negativna elektroda izgrađena je od spužvastog olova koje je utisnuto u okvir od olova ili legure od olova i antimona. Pozitivna elektroda je od olovo (IV) oksida u okviru od olova, a elektrolit je sulfatna kiselina masenog udjela od 33 – 39 %

Pri pražnjenju akumulatora dolazi na elektrodama do sljedećih procesa:



Pri punjenju akumulatora reakcije teku u suprotnom smjeru, tako da se može pisati:



Da ne bi došlo do kratkog spoja, tj. da se elektrode ne bi dodirivale, stavljaju se između njih separatori, koji su otporni na sulfatnu kiselinu, a najčešće je to mikroporozna plastika.

Kad je olovni akumulator pun, njegov je napon 2,0 V.

Tijekom rada u akumulatoru ponekad dolazi do manjka tekućine. Tada valja dolijevati samo **destiliranu vodu**. Sulfatna kiselina je teško hlapljiva, pa nije tekućina koja nedostaje. Dodatak obične vode bi zbog raznih primjesa oštetio elektrode i dovelo bi do samopražnjenja akumulatora.

(Za nabijeni akumulator $\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,25 - 1,30 \text{ g/cm}^3$, a za izbijeni akumulator $\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,15 \text{ g/cm}^3$. Gustoća kiseline može se odrediti pomoću specijalnog **areometra** i na taj način odrediti je li akumulator pun ili prazan).

Dobre su strane olovnog akumulatora što je **relativno jeftin** i što u kraćem roku može dati **struju velike jakosti**, pa se zato upotrebljava kao **starter akumulator** (u automobilima).

Od loših strana tog akumulatora mora se spomenuti **velika masa**, jer su olovo i sulfatna kiselina “teški” za određeni kapacitet; **pojava samopražnjenja**, zbog kojeg se napon smanjuje i kada se akumulator i ne upotrebljava i relativno mala trajnost (vidi tablicu 17.1.) jer proces punjenja nije potpuno reverzibilan.

Olovni akumulator koji se ne upotrebljava dulje vrijeme, pogotovo ako je poluprazan, postaje neupotrebljiv, jer je u procesu samopražnjenja došlo do stvaranja kristala olovo(II) sulfata, koji su tako krupni da se ne mogu povratnom reakcijom pri punjenju ukloniti. Ta pojava naziva se **sulfatizacija elektroda**. Stvaranju velikih kristala PbSO_4 pogoduju i niske temperature.

Starteri akumulatori u automobilima imaju obično 12 V, što znači da je šest ćelija serijski spojeno.

Tablica 17.1. Karakteristike akumulatora

| Karakteristika | Akumulator | | | |
|---------------------------|--|------------------------------|---------|--|
| | Pb | Ni – Fe | Ni – Cd | Ag – Zn |
| + pol | PbO ₂ na Pb | NiOOH | | Ag ₂ O ₂ |
| – pol | Pb | Fe | Cd | Zn |
| elektrolit | H ₂ SO ₄ (w=15-40%) | KOH(w=20%) +LiOH(γ=50g/L) | | KOH(w=21 %)+ K ₂ ZnO ₂ (zasić.) |
| sr. električni napon/V | 1,95 | 1,20 | | 1,50 |
| kapacitet/(Ah/kg) | 15-30 | 22 | 21 | 95 |
| prosječno trajanje | 7 godina | 10 godina | | 100 pražnjenja |

17.2.2. Alkalni akumulator – zbog navedenih nedostataka olovnog akumulatora traženi su novi, koji će biti laganiji, stabilniji, a i manje osjetljivi. Američki istraživač **T.A. Edison** konstruirao je **alkalni ili čelični akumulator** u kojem su katode čelične ploče s hidratiziranim nikal-oksikom, NiOOH, a anode čelične ploče s fino raspodijeljenim željezom ili kadmijске ploče.

17.2.3. Srebro – cink akumulator. Druga vrsta alkalnog akumulatora je srebro-cink akumulator. Ti se akumulatori upotrebljavaju rjeđe jer su vrlo skupi i relativno kratkotrajni, ali su nenadomjestivi kad je potrebna određena električna energija uz najmanju moguću masu, na primjer u aeronautičkim i prijenosnim instrumentima.

18. NUKLEARNE REAKCIJE

Do 1942. godine elementarni uran bio je malo poznati metal, korišten u malim količinama za izradu nekih vrsta stakala, emajla i čelika. Ali te godine, u Chicagu ovaj malo poznati element postao je osnova za novu eru – nuklearno doba.

18.1. Prirodne nuklearne reakcije

Kemijsku reakciju definirali smo kao proces u kojem se atomi molekula koje reagiraju pregrupiraju i daju nove molekule. Zatim smo kazali da je takvo pregrupiranje atoma i vezivanje u nove molekule omogućeno raspoređivanjem elektrona u atomu, tako da nastane stabilnija elektronska konfiguracija svakog od prisutnih atoma. Dakle, svaka kemijska reakcija vezana je za promjenu elektronske konfiguracije atoma. Jezgra atoma pri tome uglavnom ne sudjeluje, pa ne dolazi do promjene kemijskog elementa.

Međutim, krajem 19. stoljeća našli su *Becquerel* i supruzi *Curie* takve reakcije koje se ne mogu svesti na promjenu elektronske konfiguracije atoma. Daljim otkrićima i povezanim istraživanjima kemičara i fizičara nađeno je da postoje i takve reakcije pri kojima sudjeluju jezgre atoma. Zbog toga takve reakcije nazivamo *nuklearnim reakcijama* kod kojih često dolazi i do pretvorbe jednog elementa u drugi element. Znanost koja se bavi istraživanjima nuklearnih reakcija jest *nuklearna znanost*, koju možemo podijeliti na *nuklearnu fiziku*, *nuklearnu kemiju* i *nuklearnu tehnologiju*.

Razvoj nuklearne znanosti za posljednjih 60. godina tako je snažan da je postala jedno od najvažnijih područja znanstvenog istraživanja u prirodnim znanostima. Dovoljno je samo spomenuti kao razlog tome oslobađanje velike količine energije prilikom nuklearnih reakcija. Proizvodnja radioaktivnih izotopa i elemenata koji uopće ne postoje u prirodi trijumf je nuklearne kemije

i fizike. Nuklearna znanost otkrila je takve mogućnosti razvoja da se s pravom može reći kako je čovjek koraknuo u novi svijet.

18.1.1. Prirodna radioaktivnost

Vidjeli smo (vidi poglavlje 4.8.) da prirodne radioaktivne tvari emitiraju **tri vrste zračenja**:

α – zrake su jezgre helijevih atoma

β – zrake su elektroni

γ – zrake su kratkovalni elektromagnetski valovi

Emisijom zračenja pretvara se radioaktivni element u drugi element. Zbog toga takvu reakciju, kod koje se jedan element pretvara u drugi uz emisiju zraka, nazivamo **radioaktivnom pretvorbom**, a element **radioaktivnim elementom**.

Kako prilikom radioaktivne pretvorbe nastaju helijeve jezgre, koje nikako ne mogu potjecati iz elektronskog ovoja atoma, očito je da se radioaktivne pretvorbe zbivaju u jezgri atoma. Osim toga, iako su β - zrake elektroni, te zrake također ne potječu iz elektronskog plašta atoma. Evo zašto: elektroni izbačeni na bilo koji način (na primjer pomoću rendgenskih zraka određene valne duljine) iz elektronskog plašta atoma imaju energiju koja je tačno određena energijom čestica ili zračenja koji su izbacili elektron. Međutim, elektroni emitirani u obliku β – zraka za vrijeme radioaktivne pretvorbe imaju kontinuirano područje energije, tj. sve vrijednosti energije, odnosno brzine od najmanje do najveće (za taj slučaj). Dakle, elektroni β – zraka mogu potjecati jedino iz jezgre radioaktivnog elementa.

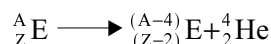
Nadalje se radioaktivne pretvorbe razlikuju od kemijskih reakcija i po ovome:

- a.) prilikom radioaktivne pretvorbe nastaje novi element,***
- b.) energija koja se oslobađa prilikom radioaktivne pretvorbe jednog mola atoma elementa oko milijun puta je veća od energije oslobođene prilikom kemijske reakcije,***
- c.) radioaktivna pretvorba je ireverzibilna,***
- d.) brzina radioaktivne pretvorbe, zbog vrlo velike količine oslobođene energije, neovisna je o vanjskim fizičkim ili kemijskim utjecajima, tj. temperaturi (pa čak i promjeni od nekoliko tisuća kelvina), pritisku itd.***

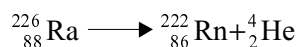
Prema tome, radioaktivne pretvorbe uzrokovane su nuklearnim reakcijama i oštro se razlikuju od kemijskih reakcija.

18.1.2. Zakon radioaktivnog pomaka

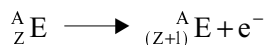
Kod prirodne radioaktivne pretvorbe pretvara se jedan element u drugi zbog zračenja α – zraka ili β – zraka. U oba slučaja često nastaju γ – zrake. Naime, emitira li neka atomska jezgra α – česticu, tj. helijevu jezgru masenog naboja 4 i atomskog broja 2, nastaje nova atomska jezgra, koja ima atomski broj manji za 2 i maseni broj za 4 od prvobitne atomske jezgre. Drugim riječima, takvim α – *raspadom* nastaje jezgra elementa koji u periodnom sistemu stoji dva mjesta pred ishodnim elementom. Općenito možemo prikazati ovu nuklearnu reakciju ovom jednadžbom:



Tako prelazi metal radij, s masenim brojem 226 i atomskim brojem 88, u plemeniti plin radon s masenim brojem 222 i atomskim brojem 86 uz oslobađanje helija:



Emitiranjem β -čestice, tj. elektrona koji nastaje raspadom neutrona u jezgri na proton i elektron ne dolazi do promjene masenog broja, dok se atomski broj povećava za jedan. Dakle, β – *raspadom* nastaje jezgra elementa koji u periodnom sistemu stoji za jedno mjesto iza ishodnog elementa i ima s njim jednaku atomsku masu, tj. nastaje *izobar* ishodnog elementa. Općenito možemo prokazati β – *raspad* ovom jednadžbom:



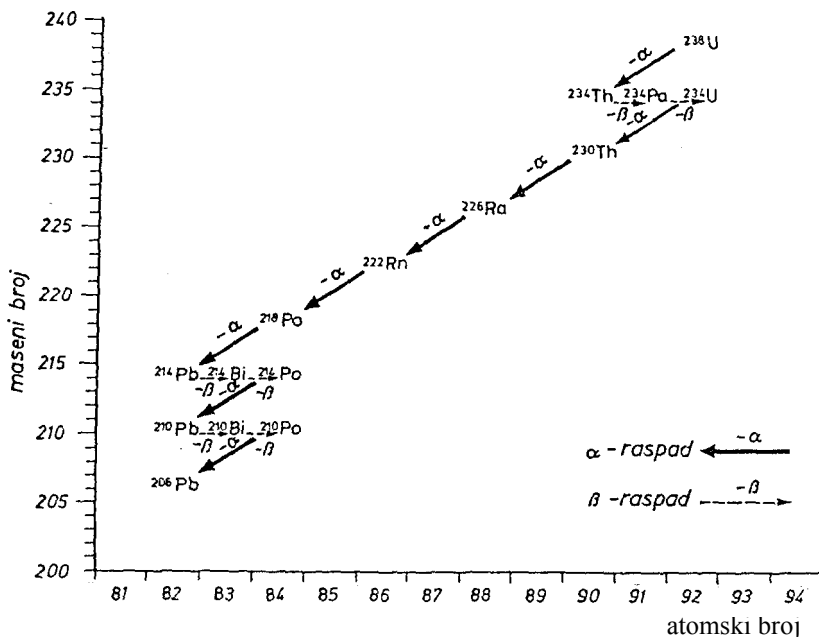
Tako se radioaktivni *aktinij*, s brojem mase jezgra 227 i atomskim brojem 89, pretvara emisijom β - zraaka u element *torij* s jednakom atomskom masom i atomskim brojem 90



Tu *zakonitost pomaka* elemenata unutar periodnog sistema zbog radioaktivne pretvorbe našli su 1913. *Soddy, Fajans i Russel*. Ona se označuje kao *Soddy – Fajansov zakon radioaktivnog pomaka: α – zračenjem nastali novi element*

stoji u periodnom sistemu za dva mjesta nalijevo, a β – zračenjem nastali novi element stoji jedno mjesto nadesno od ishodnog elementa.

Obično je radioaktivnom pretvorbom novonastali element i sam radioaktivan tako da se pretvorba nastavlja i time nastaje cijeli **raspadni niz**. Kod prirodne radioaktivnosti poznata su tri takva raspadna niza. **Raspadni niz urana** počinje uranovim izotopom $^{238}_{92}\text{U}$, a završava neradioaktivnim izotopom olova $^{206}_{82}\text{Pb}$ (vidi sliku 18.1.)



Slika 18.1. Raspadni niz urana 238

Raspadni niz aktinija, odnosno protaktinija, počinje uranovim izotopom $^{235}_{92}\text{U}$, a završava izotopom olova $^{207}_{82}\text{Pb}$. **Raspadni niz torija** počinje torijevim izotopom $^{232}_{90}\text{Th}$, a završava izotopom olova $^{208}_{82}\text{Pb}$. Kako, dakle, kod radioaktivne pretvorbe nastaje niz radioaktivnih atoma elemenata raspadnog niza, to radioaktivni preparat sadrži sve te elemente i zbog toga emitira α – zrake i β – zrake. Što je takav međuelement raspadnog niza stabilniji to je veća njegova količina u radioaktivnom preparatu. Drugim riječima u radioaktivnim preparatima uspostavlja se **radioaktivna ravnoteža ili ravnoteža zračenja**, tj., odnos različitih radioaktivnih elemenata raspadnog niza tačno je određen. Tako je odnos masa **radija** (petog člana raspadnog niza urana) prema

uranu u svim uranovim mineralima $m(Ra) : m(U) = 3,49 \cdot 10^{-7} : 1$, tj. na približno 10 tona urana dolazi 1 gram radija.

18.1.3. Brzina radioaktivnog raspada

Kako brzina radioaktivne pretvorbe ne ovisi o fizičkim i kemijskim uvjetima, to je ona karakteristična za atom elementa koji se radioaktivno raspada. Što je veća brzina raspada, to je, naravno, jače emitirano zračenje, jer je tada veći broj emitiranih čestica u jedinici vremena. Taj broj emitiranih čestica u jedinici vremena nazivamo **intenzitetom zračenja**, radioaktivne tvari. Dakle, što je brzina radioaktivnog raspada veća, to je veći intenzitet zračenja.

Brzina radioaktivnog raspada nekog radioaktivnog nuklida karakterizira se kao i svaka brzina reakcije – konstantom brzine reakcije, koja se u ovom slučaju naziva **konstantom raspada**, λ . Međutim, prilikom radioaktivnih pretvorbi uobičajilo se brzinu radioaktivnog raspada izražavati **vremenom poluraspada**, $t_{1/2}$. To je vrijeme koje je prošlo dok se radioaktivni nuklid **raspao** upravo na polovicu prvobitnog broja atoma. Što je brzina radioaktivnog raspada veća, tj. što je konstanta raspada (λ) veća, to je vrijeme poluraspada ($t_{1/2}$) manje. Vrijedi odnos:

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

Tako je za radij vrijeme poluraspada:

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{1,38 \cdot 10^{-11} \text{ s}^{-1}} = 5,02 \cdot 10^{10} \text{ s}$$

Kako 1 godina ima oko $3,15 \cdot 10^7$ sekunda ($60 \text{ s min}^{-1} \cdot 60 \text{ min h} \cdot 24 \text{ hd}^{-1} \cdot 365 \text{ da}^{-1} = 3,15 \cdot 10^7 \text{ sa}^{-1}$), to je :

$$t_{1/2} = \frac{5,02 \cdot 10^{10} \text{ s}}{3,15 \cdot 10^7 \text{ sa}^{-1}} = 1594 \text{ godina}$$

("a" je oznaka za godinu = annus)

Kod radioaktivnih elemenata i prirodi kreće se vrijeme poluraspada od svega 10^{-7} sekunde (kod $^{212}_{84}\text{Pb}$) do 4 milijarde godina (kod $^{187}_{75}\text{Re}$). Kod urana $^{238}_{92}\text{U}$ je $t_{1/2} = 4,4 \cdot 10^9$ godina, pa je s obzirom na jednadžbu ($t_{1/2} = 0.693/\lambda$), $\lambda_{\text{U}} = 1,6 \cdot 10^{-10} \text{ godina}^{-1}$.

18.1.4. Fundamentalne čestice i struktura atomske jezgre

Pojavu **prirodne radioaktivnosti** nalazimo uglavnom u elementa s velikim atomskim brojem, tj. s velikim nabojem jezgre. Očito je da takvo nagomilavanje vrlo mnogo pozitivnih naboja čini atomsku jezgru nestabilnom. Ona se izbacivanjem pojedinih sastavnih čestica nastoji stabilizirati. Kod prirodnog radioaktivnog raspada izbačene sastavne čestice atomske jezgre jesu helijeve jezgre i elektroni. Elektron je svakako jedna od fundamentalnih čestica, no helijeva jezgra naravno nije, jer se sastoji od dva protona i dva neutrona. Da se kod prirodne radioaktivne pretvorbe ne emitiraju protoni i neutroni već njihova kombinacija – helijeva jezgra, jasno govori o tome da je takva kombinacija osobito stabilna. Postavlja se pitanje kakva je zapravo struktura atomske jezgre. Na to pitanje nuklearna znanost nije potpuno odgovorila.

Na temelju dosadašnjih rezultata istraživanja nuklearnih reakcija i svojstava atomskih jezgara postavljeni su **modeli strukture atomske jezgre**. Atomska jezgra izgrađena je od dviju fundamentalnih čestica jezgre – nukleona, i to: **protona (p) i neutrona (n)**. Proton ima maseni broj 1 i masu $1,007277 \cdot m_u$. Neutron ima također maseni broj 1, ali mu je masa nešto veća i iznosi $1,008665 \cdot m_u$.

Nuklearne sile koje vežu nukleone u jezgri jesu snažne privlačne sile vrlo kratkog dometa i neovisne su o naboju. Privlačne sile između protona i neutrona uzrokovane su transformacijom protona u neutronu i obratno (tzv. **sile izmjene ili rezonance**): $p \leftrightarrow n$. Ta transformacija obavlja se pomoću treće vrste fundamentalnih čestica – **mezona**, čije je postojanje predvidio (1935) japanski fizičar **H. Yukawa** (dobio Nobelovu nagradu za fiziku 1949. godine).

Mezoni su čestice koje imaju masu između elektrona i protona (odatle mu i ime, jer, grčki, *mesos* = **srednji**). Do sada ih je poznato više vrsta: **pozitivni mezon** – μ – **mezon** (μ^+) i **negativni mezon** – μ – **mezon** (μ^-) koji imaju masu 207 puta veću od mase elektrona. Mezoni su veoma nestabilne fundamentalne čestice s izvanredno kratkim vremenom poluraspada, kada prelaze u **mione** pa dalje u **neutrino**, odnosno **antineutrino**.

Pozitron ili antielektron, koji je otkrio 1932. godine **C. Anderson** (Nobelova nagrada za fiziku 1936. godine), stabilna je fundamentalna čestica mase jednake mase elektrona, ali suprotnog i po veličini istog naboja kao elektron (= **negatron**). Vrlo je kratkog vijeka (oko 10^{-9} s), jer ga elektroni unište (**anihiliraju**), pri čemu nastaju dva fotona (γ – **zračenje**).

Isto tako se anihiliraju i ostale fundamentalne čestice odgovarajućim *antičesticama*.

Neutrino je eksperimentalno dokazan 1956. godine. Ime mu je dao talijanski fizičar **E. Fermi**, dobitnik Nobelove nagrade za fiziku 1938. godine. Neutrino na talijanskom znači “mali”.

Većina od navedenih fundamentalnih čestica otkrivena je istraživanjem kozmičkih zraka. **Kozmičke zrake** su čestice izvanredno velike energije 10^{15} do 10^{17} eV, koje dolaze na Zemlju iz kozmosa, kao produkt nuklearnih reakcija u zvijezdama, ili nastaju u zemljanoj atmosferi utjecajem zraka iz kozmosa. Otkrio ih je 1911. i 1912. godine austrijski fizičar **V. Hess** (Nobelova nagrada za fiziku 1936. godine) ispitujući ionizirajuće zračenje u velikim visinama. Na temelju dosadašnjih istraživanja drži se da se kozmičke zrake koje ulaze u gornji dio atmosfere sastoje od izvanredno brzih protona i jezgara težih atoma. U nuklearnim reakcijama s atomskim jezgrama na prolazu kroz atmosferu promijene se tako da se na površini Zemlje uglavnom sastoje od **mezona, pozitrona, elektrona i fotona, pa i od neutrina**.

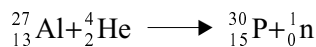
U novije vrijeme (1947. godine) otkriveni su u kozmičkim zrakama tzv. **hiperoni**, i to pozitivni, negativni i neutralni. Masa im je nešto veća od protona. Protone, neutrone i hiperone nazivamo zajedničkim imenom **barioni** (*grčki: baris = težak*), a elektrone, pozitrone, mione i neutrine nazivamo **leptoni** (*grčki: leptos = malen*).

Do sada je otkriveno oko 200 fundamentalnih čestica.

18.2. Umjetne nuklearne reakcije

Bombardiranjem nekih lakih elemenata (na primjer B, Al, Mg) alfa – zracima **Irene (1897 – 1956) i Joliot – Curie (1900 – 1958)** otkrili su 1933. godine da se pri tome emitiraju pozitroni. Ispitujući ovu pojavu, supruzi **Jolio** su ustanovili da ako se ukloni izvor α – čestica, emisija pozitrona ne iščezava odmah, već traje još neko vrijeme. Ovu činjenicu objasnili su pretpostavkom da pri bombardiranju α – česticama nastaju neki radioaktivni atomi, koji imaju određeno vrijeme raspadanja i koji emitiraju ne α ili β – čestice, kao prirodni radioaktivni elementi, već pozitrone. Tako je otkrivena umjetna radioaktivnost.

Nuklearne reakcije pri bombardiranju aluminijskim α – česticama mogu se prikazati sljedećim jednadžbama:



Izotop fosfora ${}^{30}\text{P}$, dobiven u prvoj reakciji, radioaktivan je (poluvrijeme raspadanja 3 minute 15 sekundi) i raspada se nastajanjem postojanog jezgra ${}^{30}\text{Si}$ uz emisiju pozitrona.

Slični procesi dešavaju se pri bombardiranju bora i magnezija α – česticama. Ovako dobiveni radioaktivni elementi dobili su naziv **umjetni (vještački) radioaktivni elementi ili radioizotopi**. Sličnim nuklearnim reakcijama dobiven je velik broj radioaktivnih izotopa stabilnih elemenata (oko 900). Za njihovo dobivanje, pored α – čestica, koriste se i nuklearne reakcije u kojim se kao nuklearna zrna (projektili) upotrebljavaju neutroni.

Neutroni su veoma podesni za nuklearne reakcije jer kao neutralne čestice lako prodiru u jezgru atoma drugih elemenata i izazivaju njihovu transmutaciju. Kao izvor neutrona upotrebljava se tzv. **“neutronska top”**, zatopljena staklena cijev u kojoj se nalazi radon i prah berilija. U njemu se stvaraju neutroni, zahvaljujući nuklearnoj reakciji:



U novije vrijeme se kao izvor neutrona upotrebljava nuklearni reaktor (**uranska peć**).

Bombardiranjem jezgre atoma različitih elemenata pomoću neutrona, zavisno od brzine neutrona, mogu se izazvati veoma različite nuklearne reakcije pri kojima se dobivaju izotopi raznih elemenata uz emisiju različitih čestica. Dobiveni izotopi najčešće su radioaktivni i raspadaju se uz emisiju elektrona ili pozitrona.

Poslije otkrića neutrona bilo je lako objasniti zašto postoje elementi jednakih rednih brojeva i jednakih kemijskih osobina, a različitih masenih brojeva, i obratno, jednakih masenih brojeva, a različitih rednih brojeva i kemijskih osobina. Prvi se zovu **izotopi**, a drugi **izobari**.

Elementi čije se jezgro sastoji od jednakog broja protona, a različitog broja neutrona (imaju različite mase) zovu se **izotopni elementi**, na primjer: ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ i ${}_{17}^{37}\text{Cl}$. Element klor sastoji se od dva izotopa. Jezgro prvog izotopa sadrži 17

protona i 18 neutrona, a jezgro drugog izotopa – 17 protona i 20 neutrona. Prema tome klor je smjesa ova dva izotopa, i to 75,4 % lakšeg i 24,6 težeg izotopa. Atomska težina klora je srednja vrijednost težine od ovih izotopa i iznosi 35,453 ($35 \cdot 0,754 + 37 \cdot 0,246 \approx 35,5$).

Izotopi jednog elementa razlikuju se po broju neutrona dok im je broj protona isti. Pošto sadrže isti broj protona, tj. isto naelektrisanje jezgra, oni će imati i isti broj elektrona koji kruže oko jezgra (ekstranuklearni elektroni). Ovi elektroni su, nesumnjivo, kod svih izotopa raspoređeni na isti način. Pošto su kemijske osobine elemenata prvenstveno određene brojem i rasporedom elektrona oko jezgra, svi izotopi jednog elementa imat će iste kemijske osobine. Slično tome, i sve osobine koje zavise od elektrona (optički spektri, spektri rendgenskih zraka) iste su kod izotopnih elemenata. Naprotiv, osobine koje zavise od mase jezgara razlikovat će se kod pojedinih izotopa.

Prema tome, ***izotopi imaju iste redne brojeve, a različite masene brojeve; izobari, obratno, imaju različite redne brojeve, a iste masene brojeve.***

Iako imaju isti maseni broj, izobari imaju različite kemijske osobine jer imaju različit broj protona, tj. različito naelektrisanje jezgra, a time i različit broj i raspored elektrona.

Zahvaljujući radovima velikog broja znanstvenika, utvrđeno je da je izotopija opća pojava i da se javlja ne samo kod radioaktivnih elemenata, već i kod velikog broja stabilnih (neradioaktivnih) elemenata. Naročita zasluga u ovom području pripada ***E.V. Aston-u*** koji je pomoću ***masenog spektrografa*** otkrio izotope mnogih stabilnih elemenata. Prvo je otkrio izotope kod inertnog plina neona, a nešto kasnije i kod klora. Kako je ustanovio da se mnogi elementi sastoje od dva i više izotopa, bilo je jasno zašto kod neona, a također i kod većine drugih elemenata, atomske težine određene kemijskim putem nisu cijeli brojevi.

Danas je poznato da većina elemenata predstavlja smjesu izotopa. ***Samo 23 od svih poznatih elemenata nemaju izotope.*** Stabilni elementi imaju oko 280 izotopa. Ako se tome doda i 40 radioaktivnih izotopa, proizlazi da se u ***prirodi nalazi oko 320 različitih izotopa.*** Umjetnim putem je u najnovije vrijeme dobiveno još oko 900 izotopa (umjetni radioizotopi) tako da je danas poznato više od tisuću izotopa, tj. više od tisuću različitih vidova atoma poznatih elemenata.

18.2.1. Izotopi vodika

Utvrđeno je da se običan vodik sastoji od dva izotopa, čije se atomske mase nalaze u odnosu 2:1. Pošto je razlika između masa ova dva izotopa znatno veća nego kod izotopa drugih elemenata, razlike koje inače postoje između fizikalnih osobina, i male razlike između kemijskih osobina, kod izotopa vodika mnogo su jače izražene. Zbog toga su izotopi vodika dobili posebna imena, i to:

- **laki vodik ili procij**, maseni broj 1,
- **teški vodik ili deuterij**, maseni broj 2

Običan vodik je smjesa u kojoj se na jedan dio deuterija nalazi 5000 dijelova procija. Zbog toga je atomska masa vodika decimalni broj i iznosi 1,00797.

U novije vrijeme utvrđeno je da postoji i treći izotop vodika, **tricij (T)**, čiji je maseni broj 3. Njegovo jezgro sastoji se iz 1 protona i 2 neutrona. Tricij se javlja u atmosferi i nastaje nuklearnom reakcijom djelovanjem kozmičkih zraka na dušik. Obično se jedini s kisikom i nastaje voda (T₂O) koja u vidu kiše pada na Zemlju.

18.2.2. Teška voda

Voda čije molekule sadrže teži izotop vodika – deuterij, zove se **teška voda ili deuterij oksid**, a obilježava se sa D₂O. Obična voda je smjesa lake vode (99,98 % H₂O) i teške vode (0,02 % D₂O).

Najvažniji način dobivanja teške vode jeste elektroliza. Elektrolizom 20 litara obične vode može se dobiti oko 0,1 ml. teške vode.

Fizikalne konstante teške vode razlikuju se od konstanti obične vode, što se objašnjava različitom masom molekula. Neke važnije konstante obične i teške vode date su u tablici 18.1.

Tablica 18.1. Konstante obične i teške vode

| Fizikalne konstante | Obična voda | Teška voda |
|---------------------------|-------------|------------|
| Točka topljenja | 0 °C | 3,82 °C |
| Točka ključanja | 100 °C | 101,42 °C |
| Specifična težina na 4 °C | 1 | 1,108 |
| Maksimalna gustoća | na 4 °C | na 11,6 °C |

Teška voda se neznatno razlikuje od obične vode u kemijskim osobinama. Ona je nešto manje reaktivna od obične vode, pa reakcije s teškom vodom imaju manju brzinu.

Osim elektrolizom može se dobiti i frakcijskom destilacijom.

Primjenjuje se u nuklearnim reaktorima, gdje služi kao moderator (za usporavanje elektrona).

18.3. Akceleratori

Godine 1932. konstruirali su **Cockcroft i Walton** (Nobelova nagrada za fiziku 1951. godine) generator od 800000 volta i pomoću ove velike potencijalne razlike mogli su ubrzati protone toliko da su imali dovoljno energije da svladaju odbojne sile jezgre i tako izazovu nuklearne reakcije. Nekako u isto vrijeme, od 1929. do 1936. godine konstruirao je američki fizičar **E. O. Lawrence** (Nobelova nagrada za fiziku 1939.) drugu vrstu akceleratora za nabijene čestice, koje je nazvao **ciklotronom**. On radi s mnogo nižim ali izmjeničnim naponom od oko 10000 do 100000 volta s visokom frekvencijom od oko 10^7 Hz. Takav napon visoke frekvencije dobiva se pomoću Teslina oscilatora.

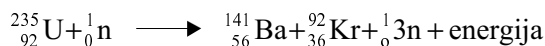
Godine 1945. konstruirali su **V. Veksler u Rusiji i E.M. McMillan u SAD** novu vrstu akceleratora. Nazvana je **sinhrotronom**. Sinhrotroni koji služe za akceleriranje elektrona (β - čestica), nazivaju se **betatroni**. U sinhrotronu su elektroni ubrzani na energiju od 1 MeV, teko da je brzina tih elektrona vrlo blizu brzini svjetlosti, no njihova energija i njihova masa kontinuirano rastu (prema teoriji relativnosti) u cijevi sinhrotrona. Konstruirani su i sinhrotroni za teške čestice, npr. onaj u CERN-u (Evropske organizacije za nuklearna istraživanja) kod Geneve u Švicarskoj. Sinhrotron kod Chicaga proizvodi protone od 500 GeV. Takvi sinhrotroni nazvani su i **bevatronima**. U Serpuhovu u Rusiji konstruiran je akcelerator od 70 milijardi eV.

18. 4. Transuranski elementi

E. Fermi prvi je bombardirao atomske jezgre sporim neutronima. Kada je to učinio kod urana, opazio je da je nastao niz elemenata koji su emitirali β -zrake. Na temelju toga je zaključio da prema zakonu radioaktivnog pomaka nastaju prilikom bombardiranja urana neutronima novi elementi nadesno od urana u periodnom sistemu, tj. elementi atomskog barija 93 i 94, tzv. **transurani**.

Ovo otkriće zainteresiralo je mnoge istraživače, a među ostalim istraživačku skupinu **Irenu Joliot-Curie i Pavla Savića** u Francuskoj, te skupinu **O. Hahna, L. Meitner i F. Strassmanna** u Njemačkoj. Toj skupini uspjelo je dokazati da produkti nuklearne reakcije prilikom bombardiranja urana sporim neutronima nisu transurani, već element **barij s atomskim brojem 56 i kripton s atomskim brojem 36**. Zbroj tih atomskih brojeva daje atomski broj urana 92. Prema tome, bombardiranjem urana neutronima cijepa se uranova jezgra na dvije jezgre manje mase. Zbog toga takvu vrstu nuklearne reakcije nazvala je **L. Meitner** (1939.) **nuklearno cijepanje ili rascjep jezgre** (engleski: nuclear fission; njemački: Kernspaltung; francuski: fission nucleaire).

Uranovo jezgro se ne cijepa na dva jednaka dijela, već nastaju fragmenti različitih masa (pretežni dio ima maseni broj 85 do 104) koji odlijeću ogromnom brzinom od oko 10^9 cm u sekundi. Cijepanje jezgra praćeno je emisijom neutrona i oslobađanjem ogromne količine energije:



Oslobodena energija nazva se **atomska energija**. Pošto se javlja kao posljedica promjena koje se dešavaju u atomskom jezgru, naziva se još i **nuklearna energija**.

Prosječno se pri fisiji emitira 2,3 neutrona. Najveći broj (99,2 %) emitira se neposredno poslije fisije, u roku od približno 10^{-12} sekundi. Mali broj od ukupnog broja emitiranih elektrona (oko 0,8%) emitira se poslije fisije. To su tzv. **zakašnjeli neutroni**.

18.5. Defekt mase

Oslobađanje energije prilikom fisije objašnjava se time što je energija vezivanja po nukleonu u jezgru urana manja nego što je kod jezgara sa srednjim masenim brojem (fisioni proizvodi).

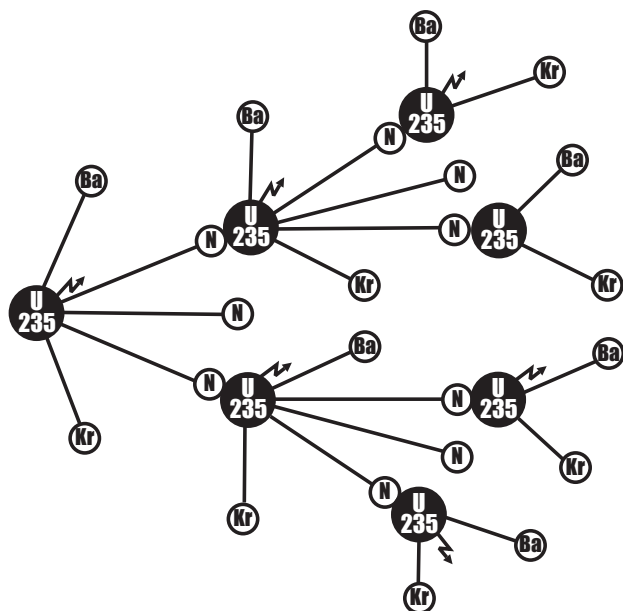
Poznato je da je svaki atom sastavljen od protona, neutrona i elektrona. Ako se pojedinačno saberu mase ovih čestica i ako se dobiveni zbroj usporedi s atomskom masom dobivenom eksperimentalnim putem, vidjet će se da postoji razlika. Atomska masa je nešto je manja od težine dobivene računskim putem. Ova razlika naziva se **defekt mase**. Ukoliko je veći defekt mase utoliko je veća energija vezivanja (**Ep**). S druge strane, ukoliko je veća energija vezivanja utoliko je potrebna veća energija da bi se razbilo to jezgro.

Energija vezivanja raste s brojem nukleona u jezgru, ali ne proporcionalno. Energija koja se javlja pri fisiji može biti različita uslijed raznih mogućih načina cijepanja, pošto u svakom pojedinačnom slučaju defekt mase može biti drukčiji. Da bi se dobila predstava o tome kolika je ta energija, može se navesti sljedeće poređenje. Od određene količine urana fisijom se oslobodi oko 2,5 miliona puta veća energija od one koja se oslobodi sagorijevanjem iste količine ugljena. Dakle fisijom se oslobađa velika količina energije, znatno veća nego ma koja količina energije koja se oslobađa pri drugim nuklearnim reakcijama.

18.6. Lančana reakcija

Neutroni koji postaju pri fisiji mogu pod izvjesnim uvjetima, sudarajući se s jezgrama drugih atoma urana, izazvati nove fisije. Ako svaka fisija proizvede po jednu ili više novih fisija, onda se fisione reakcije odigravaju kao po nekom "lancu". Započeta reakcija cijepanja jezgra se na taj način spontano nastavlja. Ovakva pojava se naziva "lančana reakcija". Uopće, lančana reakcija se javlja onda kada se neka reakcija samostalno održava u izvjesnom vremenu. Lančana reakcija pri fisiji se javlja ako najmanje jedan od emitiranih neutrona ponovo proizvede fisiju i time održava reakciju u toku. Svaki atom urana 235 prosječno emitira tri do četiri neutrona. Ovi neutroni raspolažu ogromnom energijom i oslobađaju se u vrlo kratkom intervalu vremena, tako da je omogućeno održavanje ovog procesa samog od sebe. Na taj se način

neprestano stvara nova energija sve dok postoje jezgre urana koje mogu biti rascijepljene (slika 18.1.). Fisija uranovog jezgra je prvi nuklearni proces koji je iskorišten za dobivanje nuklearne energije.



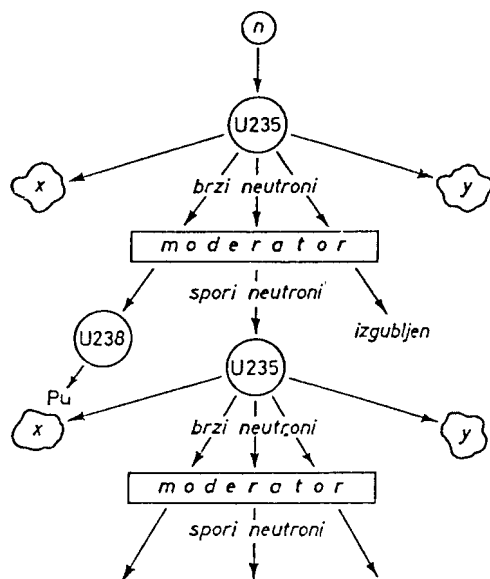
Slika 18.1. Shema lančane reakcije

Analogne nuklearne lančane reakcije nastaju i kod plutonijeva izotopa $^{239}_{94}\text{Pu}$, kao i kod torijeva izotopa $^{232}_{90}\text{Th}$, ako su izloženi utjecaju neutrona. ***Kako se prilikom tih lančanih reakcija, kako smo vidjeli, oslobađa golema energija to nam uran-235, plutonij-239 i torij-232 služe kao izvori nuklearne energije u industrijske i vojne svrhe, već prema tome je li nuklearna lančana reakcija kontrolirana (nuklearni reaktor) ili nekontrolirana (atomska bomba).***

Nekontrolirana nuklearna reakcija ne može se zbivati u prirodnom uranu, koji se uglavnom sastoji od izotopa $^{238}_{92}\text{U}$, a količinski (množinski) udio $^{235}_{92}\text{U}$ je tek 0,72 % uz prilične količine nečistoća.

18. 7. Nuklearni reaktor

Nuklearni reaktor ili atomska peć ili uranova peć jest postrojenje u kome su uvjeti nuklearnog cijepanja tako kontrolirani da se lančana reakcija upravo održava. Znači od svakog neutrona koji cijepa uranovu jezgru samo jedan



jedini od sekundarnih neutrona, nastalih cijepanjem, smije izazvati daljnje cijepanje (slika 18.2.). Ako je taj broj nešto manji od 1, lančana reakcija prestaje, odnosno nuklearni reaktor prestaje funkcionirati. Obratno, ako je taj broj samo nešto veći od 1, reakcija više nije kontrolirana i nagli porast broja cijepanja dovede do raspada, odnosno uništenja postrojenja (Černobil (Ukrajina) 1986. godine).

Slika 18.2. Shematski prikaz kontrolirane nuklearne reakcije u nuklearnom reaktoru

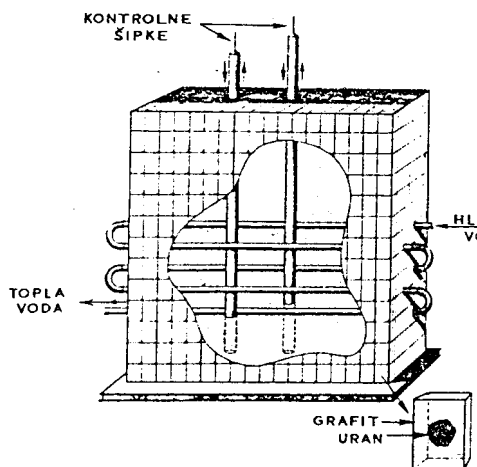
Zbog toga nuklearni reaktor sastoji se od ova tri dijela:

- izvora nuklearne energije
- usporivača neutrona, tzv. moderatora
- sredstva za apsorpciju suvišnih neutrona

Kao *izvor nuklearne energije* služi vrlo čist prirodni uran.
 Kao *moderatori* upotrebljavaju se najčišći grafit i teška voda.
 Kao sredstvo za *apsorpciju suvišnih neutrona* upotrebljava se metalni *kadmij*, a može poslužiti i *bor*.

Prvi nuklearni reaktor izgradio je 1942. već spomenuti talijanski fizičar *E. Fermi* sa svojim suradnicima na sveučilištu u Chicagu. No, zadaća ove prve atomske peći nije bila da proizvodi energiju, već plutonij iz izotopa urana $^{238}_{92}\text{U}$ pomoću lančane reakcije cijepanja izotopa $^{235}_{92}\text{U}$, koji se uz $^{238}_{92}\text{U}$ nalazi prisutan u prirodnom uranu. Takav nuklearni reaktor sastoji se od kocke grafita, u koju su umetnuti štapovi prirodnog urana. Tako je uran stalno

obavijen slojem moderatora, koji smanjuje brzinu neutrona nastalih u uranovu štapu, te neutroni s brzinom manjom od kritične rezonantne brzine ulaze u sljedeći uranov štap i u njemu izazivaju nuklearno cijepanje urana – 235. (slika 18.3.).

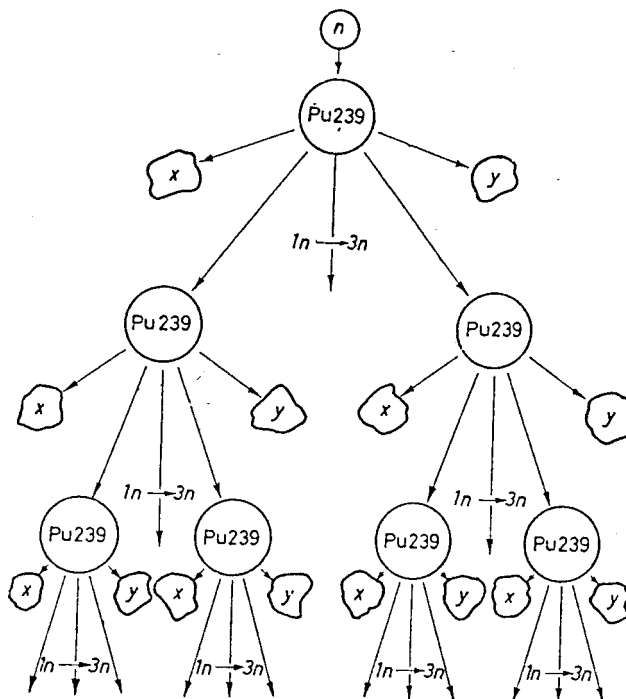


Slika 18.3. Shema nuklearnog reaktora

Za kontrolu lančane reakcije nalaze se u reaktoru kadmijevi štapovi, koji se automatskim mehaničkim uređajem vertikalno spuštaju i dižu, te tako upravo podržavaju lančanu reakciju. Ako se reakcija počne ubrzavati, kadmijevi štapovi se nešto spuste. Obratno, ako reakcija počne jenjavati, štapovi se nešto podignu. Kako se prilikom nuklearnog cijepanja urana – 235 časovito ne oslobode svi neutroni, već unutar vremenskog intervala od 1 minute, ta činjenica upravo omogućuje ovu automatsku mehaničku kontrolu (regulaciju) s pomoću kadmijevih štapova.

18.8. Atomska bomba

Spori neutroni izazivaju nuklearno cijepanje urana – 235 i lančanu reakciju, pod čijim utjecajem se uzorak urana raspada u komade, ali ne tako eksplozivno kako je potrebno kod jedne bombe. Takvo eksplozivno nuklearno cijepanje urana – 235 i plutonija – 239 izazivaju brzi neutroni (slika 18.4.).



Slika 18.4. Shematski prikaz nekontrolirane nuklearne reakcije u atomskoj bombi

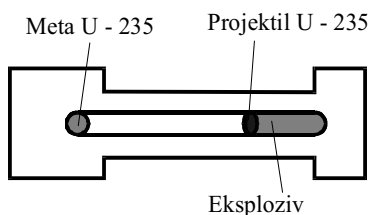
Prema tome, za eksplozivnu, tj. nekontroliranu nuklearnu lančanu reakciju, potrebno je da se sekundarni neutroni ne usporavaju ni uranom – 238, ni nečistoćama. Zbog toga moraju biti ispunjeni ovi uvjeti:

- a.) uran-235 mora biti slobodan od urana – 238, ili se mora upotrijebiti čisti plutonij – 239 (dobiven u reaktoru)
- b.) nečistoće u uranu ili plutoniju moraju biti potpuno uklonjene
- c.) količina urana ili plutonija mora biti takva da tek malen dio sekundarnih neutrona može pobjeći ne izazvavši nuklearno cijepanje

Ovaj treći uvjet ima osnovnu važnost za konstrukciju atomske bombe. Ako je masa "nuklearnog eksploziva" u atomskoj bombi premalena, ne može doći do eksplozivnog nuklearnog cijepanja, jer previše neutrona pobjegne iz uzorka, a da nisu izazvali lančanu reakciju. Čim, pak, masa "nuklearnog eksploziva" dostigne kritičnu veličinu, dolazi do spontane eksplozije. Ta je **kritična masa** između 2 i 100 kg. Prema tome, atomska bomba sastoji se od dvije odijeljene mase "nuklearnog eksploziva", od kojih je svaka ispod kritične mase, a zajedno

imaju veću masu od kritične. Eksplozija atomske bombe obavlja se tako da se obje odijeljene mase pomoću jednog detonatora jedna u drugu komprimiraju (upucaju) (slika 18.5.).

Dok je masa "nuklearnog eksploziva" podijeljena lančana reakcija se ne može realizirati, pa je cio sistem bombe siguran od eksplozije. Kad se želi da se izvrši eksplozija, svi ti dijelovi se sakupe na jednom mjestu gdje stvaraju **nadkritičnu masu**. Tada će reakcija nastati sama od sebe, jer će je svaki zalutali neutron započeti reakciju. U praksi se brzo sastavljanje subkritičnih masa vrši tako što se jedan dio fisione mase, koji služi kao "projektil" pomoću nekog eksploziva sabije u drugi dio, koji služi kao meta. Pri tome je važno da se fisione mase spoje velikom brzinom da bi u što kraćem vremenu stvorile jedinstvenu kompaktnu masu.



Slika 18.5. Shema jednog mehanizma za izazivanje eksplozije atomske bombe

Atomska bomba (prvu je izgradio američki fizičar **J. R. Oppenheimer**) detonira uz oslobađanje energije koja je jednaka detonaciji otprilike 100000 tona eksploziva **TNT (trinitrotoluola)**.

Iz ovoga što smo naveli proizlazi da je veličina atomske bombe ograničena kritičnom masom. Međutim, to ograničenje nemamo kod **vodikove (hidrogenske) bombe**.

18.9. Vodikova (hidrogenska, H – bomba) bomba

Kazali smo da spajanjem 2 vodikova atoma i 2 neutrona u atom helija dolazi do gubitka mase od $0.0304 m_u$, tj. prilikom nastajanja 1 mola ($\cong 4$ g) helija uništi se 0,0304 g materije, a oslobađa se golema energija od oko

$$0,03 \text{ g} \cdot 9 \cdot 10^{10} \text{ kJg}^{-1} = 2,7 \cdot 10^9 \text{ kJ}$$

Na takvim nuklearnim egzotermnim procesima spajanja vodikovih atoma u helijumove atome zasniva se vodikova bomba i nastajanje energije u Suncu i zvijezdama.

Od nuklearnih reakcija sinteze helija iz vodika, tzv. **nuklearno stapanje** (engleski: **nuclear fusion**), dolaze u obzir ove:

nuklearnim stapanjem deuterijevih jezgara nastaje izotop helija ${}^3_2\text{He}$ uz oslobađanje energije od 320 milijuna kJ po molu helija:



odnosno $5,3 \cdot 10^{-13} \text{ J} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 3,2 \cdot 10^{11} \text{ Jmol}^{-1}$. Nešto veća energija oslobađa se, kada tom reakcijom deuterona nastaje vodikov izotop masenog broja 3, tricij:



Međutim, mnogo veća energija oslobađa se nuklearnom reakcijom tricija i deuterija, pri čemu nastaje helij:



No, da može doći do navedenih nuklearnih reakcija, moraju jezgre ${}^2_1\text{H}$ i ${}^3_1\text{H}$ imati takve brzine da mogu savladati uzajamne odbojne sile. Drugim riječima, želimo li da dođe do spomenutih reakcija, moramo dovodenjem energije dignuti jezgro na vrlo visok energetska nivo, analogno kao što to moramo učiniti, recimo, plamenom ili električnim lukom ili iskrom kao želimo da dođe do eksplozivnog spajanja vodika i kisika. Zbog temperature od nekoliko milijuna stupnjeva termička brzina vodikovih atoma tako je velika da može doći do nuklearnog stapanja – tzv. **termonuklearne reakcije**. Kako se time oslobađa golema energija, temperatura se još više diže. Posljedica je ubrzano, tj. eksplozivno nuklearno stapanje cijelog prisutnog deuterija i tricija.

Takve goleme temperature od otprilike 20 milijuna stepeni potrebne za nuklearno stapanje, imamo u središtu eksplozije atomske bombe. Prema tome, vodikova bomba može se sastojati od atomske bombe kao detonatora, oko koje se nalazi smjesa deuterija i tricija. Velika "prednost" takve bombe (engleski: hydrogen bomb) jest u tome što joj veličina teoretski nije ograničena. Ona ovisi samo o raspoloživoj količini deuterija i tricija. No, tricij je radioaktivni izotop s vremenom poluraspada od svega 12 godina. Osim toga može se dobiti, u većim količinama, samo u nuklearnom reaktoru, tj. na račun prirodnog urana.

S deuterijem situacija je mnogo povoljnija, jer se lako dobiva frakcijskom destilacijom obične vode.

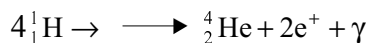
Do danas konstruirane vodikove bombe (prvu je konstruirao američki fizičar **E. Teller**), jače su od obične atomske bombe otprilike tisuću puta, tj. detoniraju s energijom ekvivalentnoj detonaciji od nekoliko desetaka milijuna tona TNT (tzv. **megatonske bombe**).

Tako zvana **neutronska bomba** jest vodikova bomba, kod koje 80 % oslobođene nuklearne energije nosi neutronske zračenje, a samo 20 % α – zračenje. To izvanredno "tvrdo" neutronske zračenje lako prolazi kroz beton, čelik i druge tvari i ne oštećuje predmete. Međutim, u živim stanicama (ćelijama) sukobljavaju se neutroni s atomima vodika, predaju im energiju i tako dolazi do kidanja lanaca molekula. Na taj način neutronske zračenje uništava staničnu tvar i ubija ljude i sve ostalo živo.

Na žalost, ta velika nuklearna energija, koja se oslobađa prilikom nuklearnog stapanja vodika, ne može se za sad upotrijebiti u mirnodopske svrhe. Naime, temperaturu od 20 milijuna stepeni možemo postići samo u vremenskom intervalu od jedne milijuntinke sekunde (eksplozija atomske bombe) i nemoguća je kontrolirana reakcija.

18.10. Stvaranje energije na Suncu i zvijezdama

Sunce i zvijezde gigantski si laboratoriji u kojima se zbivaju termonuklearne reakcije uz oslobađanje goleme energije, koja se zrači u svemir. Već su 1938. godine **C. F. Weizsäcker** i **H. A. Bethe** neovisno izračunali energiju zračenja Sunca, koja se poklapa s izmjerenom, i to na osnovi sumarne termonuklearne reakcije:



tj. 4 protona spajaju se u helijevu jezgru uz emisiju pozitrona i γ – zraka. Kao "katalizatori" ove reakcije fungiraju ugljikova i dušikova jezgra, a u međureakcijama sudjeluju i jezgra kisika (tzv. **ugljkov ciklus**).

Gubitak mase prilikom navedene nuklearne reakcije iznosi 0,0276 m_0 . Taj gubitak mase ekvivalentan je energiji od $4,123 \cdot 10^{-12}$ J, odnosno po molu helija oslobodi se energija od $2,5 \cdot 10^{12}$ Jmol⁻¹, tj. navedenu energiju zrači Sunce kada se samo 4 g vodika pretvore u helij.

LITERATURA

LITERATURA

1. Brinić S. i Generalić E.:
Osnovna pravila za sastavljanje jednadžbe kemijske reakcije
www.ktf-split.hr/periodni/abc/kem-jed.html
2. Banović M.:
Analitička kemija, Školska knjiga, Zagreb, (1995)
3. Barrow T.:
Physical Chemistry
The McGraw – Hill Companies, Inc., (1996)
4. Bišćević S.:
Neorganska hemija, Svjetlost, Sarajevo, (1980)
5. Brown T L., Le May, Jr.H.E., Bursten B.E.:
Chemistry
Prentice – Hall International, Inc, (1997)
6. Chang R.:
Chemistry
McGraw-Hill, Inc., New York, (1991)
7. Cvitaš T., Kallay N.:
Fizičke veličine i jedinice međunarodnog sustava
Školska knjiga, Zagreb, (1980)
8. Čavkić S.:
Razbijanje jezgra i lančana reakcija
www.users.skynet.be/orbus/transura.htm
9. Dopuđa B.:
www.hr.znanost i istraživanje. Kemija
10. Duvnjak Ž.:
www.astronomija.net/article.php?sid
11. Felder R. M., Rousseau R.W.:
Elementary Principles of Chemical Peocess
3rd edition, John Wiley and Sons, Inc., New York
12. Filipović I., Lipanović S.:
Opća i anorganska kemija, Školska knjiga, Zagreb, (1987)
13. Generalić E.:
www.ktf-split.hr/periodni/abc
14. Grba M.: **Linus Carl Pauling – čovjek legenda**
www.autoteka.com/eskola/kem/pauling

15. Grdenić D.:
Povijest kemije
Školska knjiga i Novi liber, Zagreb, (2001)
16. Habuš S., Tomašić V.:
Opća kemija 1.
profil International, Zagreb, (1996)
17. Halasz I.:
Vidljivo nevidljivo – crtice o elektronu i
www.autoteka.com/eskola/kem
18. Janković M.:
Historija hemije-Povijest kemije
Univerzitetska knjiga, Sarajevo, (1999)
19. Jović S.:
Hemija, rastvori, koloidi i emulzije
www.zvrk.co.yu/hemija/rastvori
20. Kallay N.:
Koloidi i elektroliti
www.mzt.hr./projekti9699/1/119404.htm
21. King C. J.:
Separation Processes
Mc Graw – Hill, New York, (1997),
www.page1. Dopuna literature za predmete posle diplomskih studija na smeru Zaštita životne sredine Univerziteta u Nišu.
22. Kolbah D.:
Priručnik za kemičare
SKTH, Zagreb, (1986)
23. Kostić V., Kostić Lj.:
Hemijsko-tehnološki leksikon
Rad, Beograd, (1980)
24. Latscha H.P., Klein H.A.:
Anorganische Chemie
Springer, Heidelberg, (1994)
25. Marković B.:
Fizika 4 – Optika i atomska fizika, 1978
26. Mazalin – Zlonoga, Petreski A.:
Kemija 2, Profil, Zagreb, (1998)

27. Noethig D. – Hus, Herak M.:
Opća kemija - odabrana poglavlja,
Školska knjiga, Zagreb, (1996)
28. Petreski A., Sever B.:
Kemija, profil International, Zagreb, (1994)
29. Petrovski P.:
Opšta i neorganska hemija, Univerzitet u Tuzli,
Rudarsko-geološki fakultet-Tuzla, Tuzla, (1993)
30. Rikovski I.:
Neorganska hemija
Građevinska knjiga, Beograd, (1997)
31. Sikirica M., Korpar – Čolig:
Kemija s vježbama 2
Školska knjiga, Zagreb, (2002)
32. Sikirica M., Korpar B. – Čolig:
Kemija s vježbama 1.
Školska knjiga, Zagreb, (2000)
33. Sikirica M.:
Hemija 1
“Sarajevo - Publishing”, Sarajevo, (1998)
34. Stojaković Đ.:
Neorganska hemija
Tehnološko-metalurški fakultet, Beograd, (1986)
35. Šepić J.:
Spektroskopija zvijezda
www.botanic.hr/ast/praktic/zvijezde/spektr.htm
36. Tkalčec M., Borovnjak B. – Zlatarić, Petreski A.:
Anorganska kemija, Školska knjiga, Zagreb, (1998)
37. Velagić-Habul E., M. Mazalović, K. Sinanović, I. Bošnjak, M. Kovčalića,
I. Penavin-Škundrić, M. Maksimović, Đ. Bajramović:
Practicum iz Opće Hemije za studente univerziteta u BiH,
Sarajevo, Banja Luka, Mostar, (2000)
38. Vrkljan P. i Judaš N.
Metode izjednačavanja jednadžbi kemijskih reakcija,
[www. autoteka. com/eskola/kem](http://www.autoteka.com/eskola/kem)
39. Vujanović V.:
Astronomija 2
Školska knjiga, Zagreb, (1990)

40. Wiberg E.:

Anorganska kemija,
Školska knjiga, Zagreb, (1967)

41. **** *Hemijsko-tehnološki priručnik-Fizičkokehemijske metode,*
Rad, Beograd, (1985)

42. **** [www.feruuni – hagen.de/MATHPHYS/velelic/rudjer/](http://www.feruuni-hagen.de/MATHPHYS/velelic/rudjer/)

43. **** [ww w.trema.hr/zadaci/fizika/Nuklearna_elektrana.htm](http://ww.w.trema.hr/zadaci/fizika/Nuklearna_elektrana.htm)

44. **** *Hemijsko – tehnološki priručnik - analitika*
Rad, Beograd, (1986)

DODACI

D – 0.1. Osnovne fizičke veličine i jedinice međunarodnog sistema

| Fizička veličina | | Osnovna SI – jedinica | |
|-----------------------|----------------|-----------------------|--------|
| naziv | simbol | naziv | simbol |
| duljina | l | metar | m |
| masa | m | kilogram | kg |
| vrijeme | t | sekunda | s |
| električna struja | l | amper | A |
| termodinamička temp. | T | kelvin | K |
| množina tvari | n | mol | mol |
| intenzitet svjetlosti | I _v | kandela | cd |

D – 0.2. Dopuštene jedinice izvan SI

| Fizička veličina | Naziv | Oznaka | Definicija |
|------------------|---------------|----------|----------------------------|
| Duljina | morska milja | - | 1852 m |
| Masa | karat tona | - t | 0,0002 kg 1000 kg |
| Volunen | litra | l, L | 1,000028 dm ³ |
| Vrijeme | sat minuta | h min | 3600 s 60 s |
| Brzina | čvor | - | milja h ⁻¹ |
| Tlak | bar | bar | 100000 Pa |
| Energija | elektronvolt | eV | 1,60 · 10 ⁻¹⁹ J |

D – 0.3. Neke izvedene SI – jedinice

| Fizička veličina | Znak fizičke veličine | Jedinica | Znak jedinice | Definicija jedinice | Veza starih jedinica s SI-jedinicama |
|--------------------------------|-----------------------|----------|---------------|---|--|
| površina | P | | | m^2 | |
| volumen | V | | | m^3 | |
| gustoća | ρ | | | $kg\ m^{-3}$ | |
| sila | F | njutn | N | $kg\ m\ s^{-2}$ | $dyn = 10^{-5}\ N$ $kp = 9,806\ N$ |
| pritisak | p | paskal | Pa | $Nm^{-2} = m^{-1}\ kg\ s^{-2}$ | $bar = 10^5\ Pa$ $atm = 101325\ Pa$ $mmHg = 133,3\ Pa$ |
| energija | E | džul | J | $N\ m = m^2\ kg\ s^{-2}$ | $erg = 10^{-7}\ J$ $cal = 4,186\ JK$ $kWh = 3,6 \cdot 10^6\ J$ |
| količinska (množinska) konc. | c | | | $mol\ m^{-3}$ | |
| molarni volumen | V_m | | | $m^3\ mol^{-1}$ | |
| toplinski kapacitet | C | | | $JK^{-1} = m^2\ kg\ s^{-2}\ K^{-1}$ | |
| entropija | S | | | $JK^{-1} = m^2\ kg\ s^{-2}\ K^{-1}$ | |
| molarni toplinski kapacitet | C_m | | | $JK^{-1}\ mol^{-1} = m^2\ kg\ s^{-2}\ K^{-1}\ mol^{-1}$ | |
| molarna entropija | S_m | | | $JK^{-1}\ mol^{-1} = m^2\ kg\ s^{-2}\ K^{-1}\ mol^{-1}$ | |
| specifični toplinski kapacitet | c | | | $JK^{-1}\ kg^{-1} = m^2\ s^{-2}\ K^{-1}$ | |
| molarna energija | E_m | | | $Jmol^{-1} = m^2\ kg\ s^{-2}\ mol^{-1}$ | |
| napetost površine | σ | | | $Nm^{-1}, Jm^{-2} = kg\ s^{-2}$ | $dyn\ cm^{-1} = 10^{-3}\ Nm^{-1}$ $erg\ cm^{-2} = 10^{-3}\ J\ m^{-2}$ |
| dinamička viskoznost | η | | | $Pa\ s = kg\ m^{-1}\ s^{-1}$ | $P = 10^{-1}\ Pa\ s$ |
| električni potencijal | E | volt | V | $JC^{-1} = m^2\ kg\ s^{-3}\ A^{-1}$ | |
| električni naboj | Q | kulon | C | A s | |

D– 0.4. Neke osnovne prirodne konstante

| Konstanta | Znak i relacija | Vrijednost |
|----------------------------------|-------------------|---|
| brzina svjetlosti u vakuumu | c_0 | $2,997\,924\,58 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}$ |
| elementarni naboj | e | $1,602\,177\,33 (1 \pm 0,30 \cdot 10^{-6}) \cdot 10^{-19} \text{C}$ |
| Planckova konstanta | h | $6,626\,075\,5 (1 \pm 0,60 \cdot 10^{-6}) \cdot 10^{-34} \text{Js}$ |
| gravitacijska konstanta | G | $6,67259(1 \pm 1,28 \cdot 10^{-4})10^{-11} \frac{\text{Nm}^2}{\text{kg}^2}$ |
| Avogadrova konstanta | $N_A; L$ | $6,022\,136\,7 (1 \pm 0,59 \cdot 10^{-6}) \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$ |
| atomska masena konstanta | $m_u; u$ | $1,660\,540\,2 (1 \pm 0,59 \cdot 10^{-6}) \cdot 10^{-27} \text{kg}$ |
| plinska konstanta idealnog plina | R | $8,314\,510 (1 \pm 8,4 \cdot 10^{-6}) \frac{\text{J}}{\text{molK}}$ |
| Boltzmanova konstanta | $k = \frac{R}{L}$ | $1,380\,658 (1 \pm 8,5 \cdot 10^{-6}) \cdot 10^{-23} \cdot \frac{\text{J}}{\text{K}}$ |
| Faradejeva konstanta | $F=eL$ | $9,648\,530\,9 (1 \pm 0,30 \cdot 10^4) \cdot \frac{\text{C}}{\text{mol}}$ |

D – 0.5. Prefiksi decimalnih jedinica

| Prefiks | | Simbol | | Prefiks | | Simbol | |
|------------|-------|--------|--|-----------|-------|--------|--|
| 10^{-1} | deci | d | | 10 | deka | da | |
| 10^{-2} | centi | c | | 10^2 | hekto | h | |
| 10^{-3} | mili | m | | 10^3 | kilo | k | |
| 10^{-6} | mikro | μ | | 10^6 | mega | M | |
| 10^{-9} | nano | n | | 10^9 | giga | G | |
| 10^{-12} | piko | p | | 10^{12} | tera | T | |
| 10^{-15} | femto | f | | 10^{15} | peta | P | |
| 10^{-18} | ato | a | | 10^{18} | eksa | E | |

D – 06. Grčki alfabet

| | | | | | | | | |
|---|---|---------|---|---|---------|---|---|---------|
| A | ά | alfa | I | ι | jota | P | ρ | ro |
| B | β | beta | K | κ | kapa | Σ | σ | sigma |
| Γ | γ | gama | Λ | λ | lambda | T | τ | tau |
| Δ | δ | delta | M | μ | mi | Υ | υ | ipsilon |
| E | ε | epsilon | N | ν | ni | Φ | φ | fi |
| Z | ζ | zeta | Ξ | ξ | ksi | X | χ | hi |
| H | η | eta | O | ο | omikron | Ψ | ψ | psi |
| Θ | θ | theta | Π | π | pi | Ω | ω | omega |

RJEČNIK POJMOVA

RJEČNIK POJMOVA

ADSORPCIJA je vezivanje jedne tvari na površinu druge tvari zbog djelovanja molekulskih sila. To je pojava da se na graničnoj površini između dviju faza (površini čvrstog tijela okruženog tekućinom ili plinom) nakuplja neka tvar u koncentraciji većoj nego što vlada u unutrašnjosti susjednih faza. Tvar na kojoj se vrši adsorpcija naziva se adsorbens. Za dobre adsorbense karakteristično je da imaju vrlo veliku površinu.

AEROBNE BAKTERIJE (mikroorganizmi) za čiji život je neophodna dovoljna količina kisika. Suprotno, **ANAEROBNI** organizmi mogu živjeti bez kisika.

AEROSOL je koloidni sistem u kojem je disperzno sredstvo plin, a disperzna faza tekućina ili čvrsta tvar.

AFINITET PREMA ELEKTRONU je energija koja se oslobađa ili je valja utrošiti da atom u plinovitom stanju primi elektron i postane negativno nabijen ion.

AGAR-AGAR je tvar dobivena iz crvenih morskih algi. Služi za pripremanje podloga za mikrobiološke preparate i umjesto želatine u prehrambenoj industriji.

AKCELERATORI, to su naprave koje služe za ubrzavanje nabijenih čestica (protona, deuterona). Čestice se pod utjecajem električnog polja ubrzavaju, a pomoću magnetnog polja zadržavaju unutar određenog prostora. Kad postignu dovoljno veliku brzinu (tj. dovoljno veliku energiju) usmjeravaju se na metu koju želimo bombardirati. Najpoznatije vrste akceleratora su ciklotron, sinhrotron, betatron.

AKTINIDI su elementi sedme periode periodnog sistema elemenata čiji elektroni popunjavaju kao posljednje $5f$ – orbitale, pripadaju f – bloku. Atomski broj aktinida je od 90-109, a ime su dobili po aktiniju prvom članu tog niza elemenata.

AKTIVIRANI KOMPLEKS je vrlo kratko živuća molekulska vrsta koja nastaje pri sudaru molekula reaktanata.

AKTIVITET OTOPLJENE TVARI (a) predstavlja stvaranu ili efektivnu koncentraciju otopljene tvari u otapalu ($a = \gamma c$).

AKTIVNOST OTOPLJENJE TVARI v. aktivitet otopljene tvari

AKUMULATAORI su kemijski izvori istosmjerne struje, u kojima su reakcije na elektrodama gotovo potpuno reverzibilne.

ALKEMIJA, obuhvaća stara kemijska znanja i vještine. Potječe od starih Egipćana, a razvijali su je Arapi i prenijeli u Europu, gdje se od 4. do 18. stoljeća svela na pronalaženje načina za pripremanje zlata iz drugih metala pomoću «kamena mudraca», pronalaženje «eliksira života» koji bi očuvao vječnu mladost i dr. Može se smatrati pretečecom moderne kemijske znanosti koja se počela razvijati u 18. st.

ALKOTEST je test kojim se dokazuje alkohol u dahu neke osobe, baziran na reakciji alkohola sa žutim bikromat-ionm ($Cr_2O_7^{2-}$) i etanolom.

ALOTROPIJA je pojava da se neka elementarna tvari nalazi u dva ili više molekularna ili strukturna oblika..

ALUMINOTERMIJA – postupak redukcije (pri čemu se postižu visoke temperature) pomoću metalnog aluminija, odnosno aluminija u prahu. Reakciju aluminija i kisika prati veliko oslobađanje energije. Pri zagrijavanju smjese nekog metalnog oksida sa aluminijem u prahu dolazi do burne reakcije i razvijanja visoke temperature. Ovo se koristi za izdvajanje nekih metala (krom, mangan). U tehnici se aluminotermija koristi za zavarivanje metala pri čemu se upotrebljava termit – smjesa aluminija u prahu i oksida željeza (Fe_3O_4).

AMFOTERNA JEDINJENJA (*amfoliti*), odnosno amfoterni elektroliti, kemijska jedinjenja koja reagiraju i kao baze i kao kiseline, jer daju soli i sa bazama i sa kiselinama; na pr., aluminij hidroksid.

AMFOTERNI ELEMENTI, elementi koji pod određenim uvjetima mogu stvarati katione, a pod drugim anione, tj. jednom se vladaju kao metali, a drugi put kao metaloidi.

AMORFNE TVARI su tvari koje nemaju pravilnu unutrašnju građu i zato ih ne smatramo pravim čvrstim tvarima, već jako pothlađenim tekućinama.

ANION je negativno nabijena čestica koja se može sastojati od jednog ili više atoma.

ANODA je elektroda na kojoj se odvija oksidacija.

ANOMALIJA VODE je pojava da je gustoća leda manja od gustoće vode.

APSORPCIJA(apsorpcija) (lat. absorbere = gubiti) je pojava da tvar iz jedne faze prelazi graničnu površinu i u drugoj fazi se više ili manje jednolično raspodjeljuje u koncentraciji većoj nego što je u unutrašnjosti prve faze.

APSORPCIJA SVJETLOSTI je pojava da neke tvari upijaju svjetlost određenih valnih duljina.

AREOMETAR je jednostavan uređaj za određivanje gustoće, koji radi na osnovi Arhimedovog zakona.

ATMOSFERSKI PRITISAK je pritisak koji uzrokuje Zemljina atomsfera.

ATOM je stabilan i neutralan sistem jedne jezgre i određenog broja elektrona. To je najsitnija čestica kemijskog elementa koja može samostalno postojati i koja se može spajati s drugim istovrsnim ili raznovrsnim atomima.

ATOMSKI BROJ (znak:Z) je broj koji određuje vrstu atoma, a jednak je broju protona u jezgri i broju elektrona u elektronskom omotaču.

ATOMSKI KRISTALI su kristali građeni od atoma međusobno povezanih kovalentnim vezama.

AVOGADROV BROJ je broj čestica u uzorku količine (množine) 1 mol i iznosi $6,022 \cdot 10^{23}$.

AVOGADROV ZAKON je zakon prema kojem plinovi jednakih volumena pri istom pritisku i temperaturi sadrže jednak broj čestica, prema tome i jednake količine (množine) plina.

AVOGADROVA KONSTANTA (znak: N_A ili L) dobije se djeljenjem brojnosti jedinici u uzorku njegovom količinom (množinom). Vrijednost joj je $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. To je molarna brojnost čestica, odnosno broj čestica po jedinici (količine) množine.

AZBEST, magnezijev silikat, vlaknasti sjajni mineral. Nesagoriv je i loš je vodič topline i elektriciteta. Mnogo se upotrebljava za izradu nesagorivih

tkanina, za izolaciju topline i od vatre u elektroindustriji, kemijskim laboratorijima i građevinarstvu za pripremanje azbest-betona (azbest-cementa: od 3 dijela cementa i 1 dijela azbesta).

BATERIJE su kemijski izvori istosmjerne struje, u kojima su reakcije na elektrodama nepovratne.

BAZE su tvari koje mogu primiti proton (proton akceptori).

BJELANČEVINE (proteini), složeni organski spojevi sastavljeni od mnogo molekula aminokiselina koje su međusobno vezane peptidnom vezom -CO·NH-. To su visokomolekularni polipeptidi čija se molekularna težina kreće od nekoliko desetaka hiljada do jednog ili više milijuna. Glavna su građa protoplazme žive stanice (ćelije) nositelja svih životnih funkcija. Sve bjelančevine sadrže ugljik, vodik, kisik i dušik, a većina još i sumpor i fosfor, dok neke sadrže i jod i željezo.

BROJNOST JEDINKI je fizička veličina za broj jedinki, označava se s N , a jedinica joj je 1.

BRZINA KEMIJSKE REAKCIJE je promjena (množinske) količinske koncentracije produkata ili reaktanata s vremenom.

CENTAR SIMETRIJE je zamišljena tačka unutar kristala koja je jednako udaljena od dvije nasuprot, istovrsne i paralelne probe.

COULOMBOV ZAKON: sila privlačenja između nabijenih čestica proporcionalna je umnošku njihovih naboja, a obrnuto proporcionalna kvadratu njihove udaljenosti ($F = k(q_1 \cdot q_2/r^2)$).

CURIJEVA TEMPERATURA ili Curujeva tačka je temperatura na kojoj materijal postaje paramagnetičan. Povećanjem temperature oscilacije atoma i iona u kristalnoj rešetki su tako velike da dolazi do proizvoljne orijentacije rezultirajućih magnetskih momenata i metal prestaje biti feromagnetičan. Za željezo se to događa na temperaturi od 560 °C, a kod nikla na 356 °C. Ime je dobila u čast francuskog fizičara Pierre Curie (1859-1906).

ČISTE TVARI se uvijek sastoje samo od jedne vrste čestica, koje mogu biti atomi ili molekule.

ČVRSTA TVAR je svaka tvar koja ima kristalnu građu, stalni oblik i volumen.

DEFEKTOSKOPIJA (lat. defectus – nedostatak) skup metoda za otkrivanje nedostataka u kontroli različitih materijala i proizvoda. Defektoskopija otkriva na primjer nehomogenost materijala, pukotine, naprsline, nedovoljno čvrsta mjesta, neispravne šavove itd. U tu svrhu se koriste različiti aparati (defektoskopi) koji rade na bazi kapilarnih, luminiscentnih, rendgenoskopskih, magnetskih, ultrazvučnih i drugih fizikalnih metoda.

DELOKALIZIRANI ELEKTRONI su oni elektroni koji ne pripadaju jednom atomu, već se rasprostiru oko više atoma ili iona.

DESTILACIJA, odvajanje tekućine od njezinih nehlapljivih sastojaka. Tekućina se pretvori u paru grijanjem na temperaturi vrelišta, a pare se zatim odvođe u hladnjak gdje se ponovo kondenziraju u tekućinu (destilat). Za odjeljivanje smjesa tekućina s različitim vrelištem primjenjuje se **frakciona destilacija** kod koje se kao posebni destilati odvoje komponente koje se ispare u određenom temperaturnom razmaku. Kod organskih tvari osjetljivih na povišene temperature upotrebljava se **vakuum destilacija** tj. postupak se izvodi uz sniženi pritisak čime se snižuje i vrelište.

DIFUZIJA, međusobno miješanje molekula plinova, tekućina ili čvrstih tijela. Uzrok difuzije kod plinova i tekućina je termičko gibanje (kretanje) molekula, a kod čvrstih tijela međusobno izmjenjivanje molekula u prostornoj rešetki. Difuzija se najbrže odvija u plinovima, sporije u tekućinama, a najsporije u čvrstim tijelima.

DIJALIZA je metoda čišćenja koloidnih sistema od sastojaka čije su čestice manje od koloidnih pa mogu prolaziti kroz polupropusnu membranu.

DINAMIČKA RAVNOTEŽA je stanje u kojem su izjednačene brzine polazne i povratne reakcije.

DIPOL – INDUCIRANI DIPOL SILE v.sila dipol – inducirani dipol.

DIPOL-DIPOLNE SILE su Van der Waalove privlačne sile elektrostatske prirode koje djeluju između suprotno nabijenih krajeva dipolnih molekula.

DIPOLNA MOLEKULA je molekula sastavljena od dvaju ili više atoma različitih elektronegativnosti, u kojoj se težište pozitivnog i negativnog naboja ne nalazi u istoj točki (vidi polarne molekule).

DIPOLNI MOMENAT je veličina koja se javlja kod polarnih molekula, a jednaka je umnošku naboja i udaljenosti središta pozitivnog i negativnog naboja.

DIPOLNI MOMENAT v. električni dipolni moment

DISOCIJACIJA v. elektrolitička disocijacija.

DISPERZIJA je proces raspršivanja.

DISPERZNA FAZA je tvar koja je raspršena u drugoj tvari.

DISPERZNO SREDSTVO je tvar u kojoj je raspršena neka druga tvar.

DISPROPORCIONIRANJE, je reakcija u kojoj se jedna te ista molekula i oksidira i reducira.

DRUGI FARADAYEV ZAKON: množine tvari izlučene na elektrodama istom množinom elektriciteta odnose se obrnuto razmjerno broju izmijenjenih elektrona u tim reakcijama.

DRUGI ZAKON TERMODINAMIKE: entropija Svemira raste tijekom svake prirodne promjene.

DULJINA KOVALENTNE VEZE je udaljenost između jezgara atoma koji sudjeluju u toj vezi...

DVOSTRUKA KOVALENTNA VEZA je kovalentna veza koja nastaje stvaranjem dvaju zajedničkih elektronskih parova između dva atoma.

EBULIOSKOPIJA je metoda određivanja relativne molekulske mase tvari povišenjem vrelišta.

EBULIOSKOPSKA KONSTANTA (K_b) je konstanta proporcionalnosti između vrelišta otopine i molalnosti otopljene tvari ($\Delta t = K_b \cdot b$).

EGZOTERMAN PROCES je proces u kojem sistem predaje toplinu okolini ($\Delta H < 0$).

ELEKTRIČNI DIPOLNI MOMENT (znak: μ) je veličina koja ovisi o naboju i međusobnoj udaljenosti atoma u molekuli (dipolni moment).

ELEKTRODA je električki vodljiva tvar uronjena u talinu ili otopinu elektrolita na kojoj se odvija prijenos elektrona između okidiranog i reduciranog stanja tvari.

ELEKTRODNI POTENCIJAL v. standardni redukcijski elektodni potencijal

ELEKTROFOREZA je pojava gibanja električki nabijenih koloidnih čestica djelovanjem istosmjernog električnog polja.

ELEKTROKEMIJSKA KOROZIJA je korozija uvjetovana nastajanjem galvanskog članka.

ELEKTROKEMIJSKI ČLANCI su sistemi u kojima dolazi do međudjelovanja kemijske i električne energije.

ELEKTROLIT je tvar čija otopina ili talina provodi električnu struju.

ELEKTROLITIČKA DISOCIJACIJA je proces rastavljanja nekih tvari pri otapanju na pozitivno i negativno nabijene čestice – ione.

ELEKTROLITSKI MOST je staklena U-cijev napunjena otopinom odgovarajućeg elektrolita koji omogućuje nesmetan prolaz struje između dva polučlanka.

ELEKTROLIZA je proces u kojem električna energija uzrokuje odvijanje nespontane kemijske reakcije.

ELEKTROLIZNI ČLANAK je sistem u kojem se električna energija pretvara u kemijsku energiju.

ELEKTROMOTORNA SILA ($EMS, E_{\vec{e}}$) je razlika napona katode i anode galvanskog članka kad kroz članak ne teče struja.

ELEKTRON (znak e ili e^-) je električno negativno nabijena čestica. Naboj mu je jednak elementarnom električnom naboju koji iznosi $1,602 \cdot 10^{-19}$ C, a masa $9,109 \cdot 10^{-31}$ kg. Izgrađuje elektronski omotač atoma.

ELEKTRONEGATIVNOST je mjera sposobnosti atoma da privuče elektrone drugih atoma koji sudjeluju pri stvaranju kemijske veze.

ELEKTRONEGATIVNOST je sposobnost atoma da privuče elektrone drugih atoma koji sudjeluju u kemijskoj vezi. Izražava se koeficijentom elektronegativnosti.

ELEKTRONSKA KONFIGURACIJA prikazuje raspad elektrona u atomu u energetske razine i orbitale.

ELEKTRONSKI OBLAK je prostor oko jezgre atoma za koji postoji velika vjerojatnost da se u njemu nalazi elektron. Karakterističan je za svaku orbitalu,

a obično se prikazuje graničnom površinom koja zatvara volumen unutar kojeg elektron provede 90 do 95 % vremena.

ELEKTRONSKI OMOTAČ v. elektronski oblak

ELEMENTARE TVARI su oblik u kojem se elementi javljaju u prirodi. Te tvari su građene od istovrsnih atoma.

ELEMENTARNA ĆELIJA KRISTALNE REŠETKE je najkmanji dio u kristalnoj strukturi tvari koji se periodički ponavlja duž kristalografskih osi.

ELEMENTARNI NABOJ – e , najmanji mogući električni naboj i iznosi $1,602 \cdot 10^{-19}$ C..

ELEMENTI GLAVNIH SKUPINA su elementi koji se nalaze u s i p-bloku prirodnog sistema elemenata.

ELOKSIRANJE je stvaranje oksidnog sloja na površini aluminija elektrolitičkom oksidacijom.

EMISIJA SVJETLOSTI je pojava da neka tvar ili atom isijava svjetlosnu energiju.

EMPIRIJSKA FORMULA označava samo odnos broja atoma u nekoj molekuli ili formulskoj jedinici, a ne i njihov stvaran broj.

EMULGATOR je tvar koja stabilizira emulziju.

EMULZIJA je koloidni sistem u kojem su disperzno sredstvo i disperzna faza tekućine.

ENDOTERMNA KEMIJSKA REAKCIJE – **ENOTERMAN PROCES** je onaj u kojem sistem prima toplinu iz okoline ($\Delta_r H > 0$).

ENERGIJA AKTIVACIJE (E_a) je najmanja energija potrebna da nastane aktivirani kompleks.

ENERGIJA IONIZACIJE (znak: E_i) je energija koju je potrebno dovesti atomu da bi nastao pozitivno nabijeni ion.

ENERGIJA KEMIJSKE VEZE je energija koju valja utrošiti da bi se kemijska veza prekinula.

ENERGIJA KRISTALNE REŠETKE je energija koju valja utrošiti da bi se kristal rastavio na pojedinačne čestice (atome, ione). Ukazuje na jakost veze između čestica (atoma, iona) u čvrstom stanju.

ENERGIJA VEZE je energija koju valja dovesti da bi se veza razorila.

ENTALPIJA IZGARANJA ($\Delta_c H$) je promjena entalpije koja prati potpuno izgaranje uzorka.

ENTALPIJA OTAPANJA je promjena entalpije koja prati otapanje tvari pri nastajanju beskonačno razrijeđene otopine.

ENTALPIJA REAKCIJE ($\Delta_r H$) je termodinamička veličina kojom se opisuju *promjene* topline u nekom sistemu pri stalnom pritisku.

ENTROPIJA (S) je mjera nesređenosti sistema.

FARADAYEVA KONSTANTA (F) je umnožak Avogadrove konstante i elementarnog naboja ($F = 96\,485\text{ C mol}^{-1}$).

FARMAKOPEJA, ljekopis, skup službenih i obaveznih propisa o načinu izrade ispitivanja, čuvanja i doziranja lijekova.

FAZA je dio heterogenog sistema koji je fizički različit od ostalog dijela sistema.

FAZNI DIJAGRAM pokazuje odnose između faza nekog sistema pri određenoj temperaturi i pritisku.

FENOLFTALEIN je kiselinsko-bazni indikator (u kiselom bezbojan, u baznom ljubičast).

FEROMAGNETIZAM. Feromagnetične tvari, unutar određenog temperaturnog područja, zadržavaju magnetska svojstva kada se ukloni vanjsko magnetno polje. Pri običnim temperaturama jedino su željezo, nikal, kobalt i njihove legure feromagnetični. Feromagnetizam nastaje zbog toga što feromagnetične tvari sadrže mala područja (domene) u kojima su magnetski momenti pojedinih atoma orjentirani u istom smjeru. Uklanjanjem vanjskog magnetskog polja ovi materijali i dalje zadržavaju svoj magnetizam. Povećanjem temperature iznad Curiejeve temperature (ili Curiejeve tačke) feromagnetični materijali postaju paramagnetični.

FILTRACIJA, razdvajanje čvrstih tvari od tekućine prolaskom kroz sredstva koja čvrste tvari zadržavaju, a tekućinu propuštaju (filteri).

FIZIČKE PROMJENE su promjene pri kojima ne dolazi do promjene sastava tvari, već samo do promjene njenog agregatnog stanja, oblika ili volumena.

FLOGISTONSKA TEORIJA, nekadašnje napušteno tumačenje po kome pri sagorijevanju dolazi do gubitka hipotetičke supstancije s negativnom vrijednošću, nazvane «flogiston». Oborio ju je Lavoisier (Lavoazije), koji je dokazao da je povećanje težine oksidirane supstancije posljedica spajanja s kisikom.

FLUID je tijelo koje nema stalan oblik (tekućina, plin).

FORMULSKA JEDINKA je zamišljena čestica čija formula daje najmanji odnos broja pojedine vrste čestica u ionskom kristalu.

FOTOKATALITIČKE REAKCIJE su fotokemijske reakcije u kojima je svjetlost katalizator.

FOTOKEMIJSKE REAKCIJE su reakcije uzrokovane djelovanjem svjetlosti.

FOTOLITIČKE REAKCIJE su fotokemijske reakcije u kojima je količina (množina) nastale tvari proporcionalna količini (množini) apsorbiranih fotona.

FOTON je kvant zračenja (hv).

FOTOSINTEZA (foto kemijske reakcije) je kemijski proces kojim zelene biljke sintetiziraju organske spojeve iz ugljikovog(IV) oksida i vode u prisustvu sunčeve svjetlosti.

GALVANIZACIJA je elektrokemijsko nanošenje jednog na površinu drugog metala.

GALVANSKI ČLANAK je naprava u kojoj se redoks-reakcija može provesti na neizravan način.

GEL je koloidni sistem u kojem je disperzna faza mrežaste strukture i u koju je uklopljeno disperzno sredstvo.

GIBBSOVA ENERGIJA (G) je dio energije nekog sistema sposoban za obavljanje kemijskog rada ($G = H - TS$).

GORIVNI ČLANCI su elektrokemijski uređaji u kojima se energija sadržana u nekom kemijskom elementu ili spoju prevodi u istosmjernu električnu struju, a reakcije na elektrodama nisu reverzibilne.

GRUBO DISPERZIVNI SISTEM je sistem u kojem je veličina čestica disperzne faze veća od 200 nm.

GUSTOĆA (ρ) je omjer mase i volumena neke tvari ($\rho = m/V$).

HEKSAGONSKA GUSTA SLAGALINA je kristalna tvorevina u kojoj su strukturne jedinice (atomi, ioni) raspoređeni na uglovima šestostrane prizme i u središtu njezinih baza, a tri atoma raspoređena su unutar prizme.

HEMOGLOBIN složena bjelančevina koja sadrži 6% hematina (krvna boja, kemijski srodna klorofilu) i 94% globulina. Sastavni je dio crvenih krvnih tjelesa. U organima za disanje veže se s kisikom u oksihemoglobin, koji se u ćelijama (stanicama) raspada na kisik i hemoglobin, pa tako prenosi kisik iz dišnih organa u tkiva.

HESSOV ZAKON: ako se kemijska reakcija može prikazati nizom pojedinačnih koraka, ukupna promjena entalpije je zbroj promjena entalpija pojedinih koraka.

HETEROGENA SMJESA je smjesa u kojoj pojedine komponente ostaju fizički odijeljene i u kojoj se sastojci mogu vidjeti prostim okom ili mikroskopom. Ima promjenjiv sastav i svojstva.

HIDRATIZIRANI ION je ion na koji je vezan određen broj molekula vode.

HIDRATNE SOLI su soli koje kristaliziraju s određenim brojem molekula vode.

HIDRIRANJE (HIDROGENIZACIJA), adiranje vodika na nezasićene organske spojeve. Redovito uz pomoć katalizatora (nikal, kobalt, platina itd.). Na taj se način iz tekućih ulja dobivaju čvrste masti; iz ugljena ili katrana proizvodi se umjetni benzin itd.

HIDROFILNI SOL je sol čija je disperzne faza topljiva u vodi.

HIDROFILNOST je svojstvo privlačenja vode.

HIDROFOBNOST je svojstvo odbijanja vode.

HIDROLIZA je kemijska reakcija u kojoj sudjeluju molekule vode.

HIDROLIZA SOLI je reakcija iona soli s molekulama vode pri čemu nastaje nedisocirana slaba kiselina odnosno baza.

HIDRONJEV ION (H_3O^+) nastaje vezanjem protona na molekulu vode.

HOFMANOV APARAT je uređaj za elektrolizu vode i vodenih otopina.

HOMOGENA SMJESA je smjesa u kojoj se prostim okom, povećalom ili mikroskopom ne mogu razlikovati sastojci smjese. Svaki dio smjese je jednak po građi i sastavu.

IDEALNE OTOPINE; razrjeđene otopine čije su molekule otopljene tvari toliko međusobno udaljene da ne djeluju jedna na drugu, tj. vladaju se kao molekule idealnog plina.

IDEALNI PLINOVİ, plinovi između čijih molekula ne postoje međumolekularne privlačne sile, pa se, za razliku od realnih plinova, vladaju u skladu s plinskim zakonima.

INDIKATORI su tvari koje promjenom boje dokazuju prisustnost neke tvari (v. kiselinsko-bazni indikatori)

INDIKATORSKI PAPIR v. univerzalni indikatorski papir.

INDUCIRANI DIPOL je dipol izazvan u neutralnom atomu ili molekuli djelovanjem drugog iona ili dipola, pa i elektronskog oblaka druge neutralne molekule ili atoma.

INERTNA ELEKTRODA je elektroda koja ne reagira sa sistemom u kojem se nalazi, već služi kao prijenosnik elektrona.

INHIBITOR je tvar koja usporava brzinu kemijske reakcije.

INTERNACIONALNI SISTEM JEDINICA (SI) je sistem u kojem su jedinice za sve fizikalne veličine izvedene od sedam osnovnih jedinica.

IONI su pozitivno ili negativno nabijene čestice ili skupine čestica nastaju ako atom ili grupa atoma primi ili izgubi jedan ili više elektrona.

IONIZACIJA je proces nastajanja iona – iz neutralnog atoma u plinovitom stanju ili iz molekula otapanjem u pogodnom otapalu.

IONSKA VEZA je veza elektrostatske prirode koja nastaje između suprotno nabijenih iona.

IONSKI KRISTALI su građeni od iona koji se međusobno privlače jakim elektrostatskim silama..

IONSKI POLUMJERI su polumjeri kationa, odnosno aniona.

IONSKI PRODUKT VODE (K_w) je produkt količinskih (množinskih) koncentracija H^+ i OH^- iona u vodi pri određenoj temperaturi ($K_w = c(H^+)c(OH^-)$).

ISKORISVOST AKUMULATORA je omjer količine (množine) elektriciteta dobivene pri izbijanju i količine (množine) elektriciteta utrošene pri nabijanju akumulatora.

ISKORIŠTENJE STRUJE PRI ELEKTROLIZI (η) je omjer mase tvari koja se izlučila na elektrodi i mase tvari koja bi se teorijski trebala izlučiti ($\eta = m_p/m_t$).

ISPARAVANJE je proces u kojem tekućina prelazi u paru na temperaturi vrenja. Pri tom se procesu troši toplina.

IVERZIBILNE KEMIJSKE PROMJENE su one koje ne mogu odvijati u oba smjera.

IZMJENJIVAČKE SMOLE su visokoplimerizirane sulfonirane smole.

IZOBARI su atomi jednakog masenog, a različitog atomskog broja.

IZOELEKTRIČNA TAČKA je stanje koloidnog sistema kojem je naboj na česticama poništen djelovanjem elektrolita ili promjenom pH- vrijednosti.

IZOLATORI su tvari kod kojih su valentna i vodljiva vrpca energetski jako udaljene pa ne mogu provoditi električnu struju.

IZOTOPI su atomi istog elementa sa različitim brojem neutrona u jezgri.

JATROKEMIJA (ijatrokemija), smjer u kemiji u 16. i 17. stoljeću, koji kao glavni zadatak kemije postavlja pripremanje lijekova. Osnivač i glavni predstavnika jatrokemije bio je Paracelsus.

JEDINIČNA ĆELIJA KRISTALNE REŠETKE je najmanja geometrijska tvorevina u kristalnoj strukturi tvari koja se periodički ponavlja duž kristalografskih osi.

JEDNADŽBA KEMIJSKE REAKCIJE je sažet simbolički prikaz neke kemijske promjene.

JEDNOSTRUKA KOVALENTNA VEZA je veza koja nastaje stvaranjem jednog zajedničkog elektronskog para između dva atoma.

KALANJE MINERALA, svojstvo kristalnih minerala da se pod udarcima raspadaju u komade s ravnim i glatkim plohama. Uzrok tome je kohezija između molekula u različitim pravcima.

KALAVOST je svojstvo ionskih kristala. Djelovanjem mehaničke sile kristali se lome po određenoj plohi.

KALORIMETAR je uređaj za određivanje topline koja se oslobađa ili troši tijekom kemijskog procesa.

KAPILARNO AKTIVNE TVARI su tvari koje smanjuju napetost površine tekućina.

KATALIZATORI su tvari koje ubrzavaju kemijsku reakciju bez da se troše ili nastaju u reakciji.

KATION je pozitivno nabijena čestica koja se može sastojati od jednog ili više atoma.

KATODA je elektroda na kojoj se odvija redukcija.

KATODNA ZAŠTITA je način zaštite metala od korozije.

KAZEIN je bjelančevina koja se nalazi u mlijeku kao kalcijeva sol.

KEMIJA je prirodna znanost koja proučava sastav, svojstva i građu tvari, reakcije pojedinih tvari i činioce koji utječu na odvijanje kemijskih reakcija te zakonitosti po kojima se reakcije odvijaju.

KEMIJSKI ELEMENT je skup svih atoma jednakog atomskog broja.

KEMIJSKA ANALIZA je postupak pri kojem iz jedne tvari nastaju dvije ili više tvari. To je i postupak kojim se može odrediti sastav tvari.

KEMIJSKA ENERGIJA je energija uskladištena unutar strukturnih jedinica kemijske tvari.

KEMIJSKA KINETIKA je područje kemije koje proučava brzinu kemijskih reakcija.

KEMIJSKA KOROZIJA je nagrizanje (oštećivanje) materijala kemijskim agensima..

KEMIJSKA PROMJENA je proces pri kojem zbog pregrupiranja veza među atomima dolazi do promjene sastava tvari, odnosno do nastajanja novih tvari s bitno različitim svojstvima.

KEMIJSKA REAKCIJA je proces u kojem dolazi do pregrupacije kemijskih veza pri čemu nastaju nove tvari.

KEMIJSKA SINTEZA je kemijska promjena pri kojoj iz dvije ili više tvari nastaje nova tvar.

KEMIJSKA VEZA međusobno povezuje atome u molekuli elementarnih tvari ili spojeva.

KEMIJSKI SIMBOLI su oznake kemijskih elemenata. Sastoje se o početnog slova latinskog naziva elementa, a često i od još jednog slova ako je potrebno razlikovati više elemenata (S, Si, Sn, Sm).

KEMIJSKI SPOJ se sastoji od istovrsnih molekula koje su sastavljene od atoma dvaju ili više elemenata.

KINETIČKA ENERGIJA (E_k) je energija koju ima neki objekt zbog svojega gibanja ($E_k = mv^2/2$).

KISELINE su tvari koje mogu dati proton (proton donori).

KISELINSKO-BAZNI INDIKATORI su najčešće slabe organske kiseline čije konjugirane baze imaju drugačiju boju od same kiseline.

KOAGULACIJA je proces udruživanja manjih čestica u veće nakupine.

KOEFICIJENT AKTIVITETA (γ) je konstanta proporcionalnosti između aktiviteta i množinske koncentracije.

KOEFICIJENT ELEKTRONEGATIVNOSTI je broj kojim je iskazana elektronegativnost pojedine vrste atoma.

KOHERENCIJA međusobna povezanost, uzajamna zavisnost, npr. između dva istovremena procesa. Koherentni izvori, koji u nekoj tački prostora daju valove uvijek istog odnosa faza. Obično je to jedan izvor koji se na neki način udvostručava (zrcalom, prizmom). Koherentni valovi, valovi koji potječu od koherentnih izvora.

KOLIČINSKA (MNOŽINSKA) KONCENTRACIJA (c) je omjer množine otopljenih tvari i volumena otopine ($c = n/V$).

KOLIGATIVNA SVOJSTVA su svojstva otopine koja ovise samo o broju otopljenih čestica, a ne o njihovoj vrsti.

KOLOIDNE ČESTICE (MICELE) su čestice koloidnih dimenzija izgrađene od većeg broja iona ili molekula.

KOLOIDNI SISTEM je sistem u kojem je veličina čestica disperzne faze 1 do 200 nm.

KOMPONENTA je tvar određenog kemijskog sastava

KONCENTRACIJSKI ČLANAK je galvanski članak koji se sastoji od dva jednaka polučlanka s različitim koncentracijama elektrolita.

KONDENZACIJA je proces pri kojem tvar prelazi iz plinovitog u tekuće agregatno stanje. Pri tom se procesu oslobađa toplina.

KONJUGIRANA BAZA je čestica koja nastaje kad molekula kiseline otpusti proton.

KONJUGIRANA KISELINA je čestica koja nastane kad molekula baze primi proton.

KONSTANTA IONIZACIJE BAZE (K_b) je ravnotežna konstanta za ionizaciju baze ($K_b = c(B^+) c(OH^-)/c(BOH)$).

KONSTANTA IONIZACIJE KISELINE (K_a) je ravnotežna konstanta za ionizaciju kiseline ($K_a = c(H^+) c(A^-)/c(HA)$).

KONSTANTA RAVNOTEŽE (K_c) definirana je pri konstantnoj temperaturi omjerom umnoška množinskih koncentracija produkata i reaktanata potenciranih njihovim stehiometrijskim koeficijentima.

KONTINUIRANI SPEKTAR je spektar u kojem valne duljine zračenja kontinuirano prelaze jedna u drugu.

KOORDINACIJSKI BROJ je broj čestica (iona, atoma ili molekula) koje se mogu nalaziti oko neke središnje čestice. Karakterističan je za svaku vrstu kristalne rešetke, a ovisi o polumjeru čestica.

KOROZIJA je kemijsko ili elektrokemijsko nagrizanje materijala.

KOVALENTNA VEZA je kemijska veza koja nastaje spajanjem atoma nemetala kao posljedica sparivanja elektrona među jezgrama.

KOVALENTNA VEZA S IONSKIM KARAKTEROM v. polarna kovalentna veza.

KOVALENTNA VEZA S IONSKIM ZNAČAJEM je veza među atomima različite elektronegativnosti, pa elektrone zajedničkog elektronskog para na privlače jednako obje jezgre.

KOVALENTNI POLUMJER je polovica udaljenosti jezgara atoma koji su vezani kovalentnom vezom..

KREKIRANJE (krekovanje, krekning (engl. cracking – cjepanje) poseban proces prerade frakcija nafte s visokom tačkom ključanja radi dobivanja frakcija s niskom tačkom ključanja, tj. benzina. Pri ovom procesu u posebnim uređajima i pod specifičnim uvjetima, dolazi do razbijanja, odnosno cijepanja molekula ugljikovodika velikih molekulskih težina u molekule manjih molekulskih težina od kojih se sastoji benzin. Ranije je proces krekiranja bio isključivo termički, a danas pri tom značajnu ulogu igraju katalizatori. Proces krekiranja otkrio je Atwood, a teorijska objašnjenja dao je Mendeljejev.

KRIOSKOPIJA je metoda određivanja relativne molekulske mase tvari sniženjem ledišta.

KRIOSKOPSKA KONSTANTA (K_f) je konstanta proporcionalnosti između vrelišta otopine i molalnosti otopljene tvari ($\Delta t = K_f \cdot b$).

KRISTAL je pravilno geometrijsko tijelo, pravilne unutrašnje građe, omeđeno ravnim plohama pod određenim kutovima.

KRISTALI su pravilna geometrijska tijela, pravilne unutarnje građe, omeđena ravnim međusobno okomito ili koso položenim plohama.

KRISTALIZACIJA je proces pri kojem otopljena tvar iz zasićene otopine prelazi u čvrstu tvar.

KRISTALNE ILI KRISTALOGRAFSKE OSI su zamišljeni pravci koji se sijeku u središtu kristala, a odgovaraju prostornom koordinatnom sistemu.

KRISTALNI ILI KRISTALOGRAFSKI SISTEMI su: kubični, tetragonski, rompski, monoklinski, trigonski, heksagonski, triklinski. Pripadnost kristala pojedinom sistema određuje se prema broju osi simetrije i ravnina simetrije te postojanju centra simetrije

KVALITATIVNA KEMIJSKA ANALIZA je postupak kojim se određuje maseni udio pojedinog sastojka u smjesi ili spoju.

KVALITATIVNO PROMATRANJE KEMIJSKE REAKCIJKE označava takav opis kemijske promjene pri kojem se navode samo tvari koje sudjeluju u toj promjeni.

KVANTITATIVNO PROMATRANJE KEMIJSKE PROMJENE označava takav opis kemijske promjene pri kojem se navode i odnosi količina (množina) tvari koje sudjeluju u reakciji.

LAKMUS PAPIR je vrsta indikatorskog papira koja se upotrebljava kao kiselinsko-bazni indikator (u kiselom je crven, u baznom modar).

LANTANIDI (lantanoidi) su elementi 6. periode periodnog sistema elemenata čiji elektroni popunjavaju kao posljednje 4f-orbitale, pa pripadaju f-bloku periodnog sistema elemenata. Atomski im je broj od 57 do 70, a ime su dobili prema lantanu, prvom članu tog niza.

LATENTNA TOPLINA je toplina koja se oslobađa ili troši pri prijelazu iz jednog u drugo agregatno stanje pri stalnoj temperaturi.

LE CHATELIEROV PRINCIP: ako se na sistem u stanju ravnoteže djeluje vanjskim utjecajima (koncentracija, pritisak ili temperatura), sistem će reagirati tako da se ti utjecaji smanje.

LINIJSKI SPEKTAR je spektar karakterističan za pojedinu vrstu atoma, a sadrži nekoliko linija tačno određenih valnih duljina. One su posljedica

isijavanja zračenja iz atoma kad se elektron iz pobuđenog vraća u osnovno stanje.

LONDONOVE SILE su van de Waalsove sile koje djeluju među česticama koje nemaju stalan dipol, a posljedica su trenutačnih i induciranih dipola prisutnih u svakom sistemu.

MASENA KONCENTRACIJA (γ) je omjer mase otopljene tvari i volumena otopine ($\gamma = m/V$).

MASENI BROJ (znak: A) ukupan je broj protona i neutrona u atomskoj jezgri.

MASENI UDIO (w) je omjer mase jedne komponentne smjese i mase smjese ($w(A) = m(A)/m$ (smjesa)).

MEĐUMOLEKULSKE SILE v. van der Waalsove sile.

METALI ili KOVINE čine 4/5 do danas poznatih elemenata u prirodi. Nalaze se na lijevoj strani i u sredini periodnog sistema elemenata.

METALNA VEZA je kemijska veza među atomima metala koji vrlo lako otpuštaju elektrone. Pri tome svi atomi postaju pozitivni ioni koje čvrsto veže zajednički oblak delokaliziranih elektrona.

METILORANŽ je kiselinsko-bazni indikator (u kiselom crven, u bazičnom žut).

MICELA v. koloidna micela

MINERALI su kemijski homogeni prirodni sastojci Zemljine kore. Većinom su u kristalnom stanju. Predstavljaju važne sirovine za dobivanje metala i drugih tvari, a neki se upotrebljavaju i izravno.

MINERALIZACIJA, proces razgradnje organske materije u jednostavne organske spojeve (ugljični dioksid, amonijak, nitrati, sulfati, fosfati i dr.). U kemijskim laboratorijima izvodi se spaljivanjem, djelovanjem oksidansa i sl., a u prirodi nastaje djelovanjem mikroorganizama.

MJERODAVNI REAKTANT je ona komponenta reakcijske smjese o čijoj količini ovisi koliko će produkata moći nastati kemijskom reakcijom.

MNOŽINA (znak: n) je fizička veličina za količinu tvari.

MOL (znak: mol) je količina (množina) onog uzorka koji sadrži onoliko jedinki koliko ima atoma u 0,012 kg ugljika, - 12. Mol je SI-jedinica za količini (množinu).

MOLALNOST (b) je omjer količine (množine) otopljene tvari i mase otapala ($b = n(\text{tvar})/m(\text{otapalo})$).

MOLARNA ENTALPIJA ISPARAVANJA ($\Delta_1^g H$) je promjena entalpije pri isparavanju jedinične količine množine tekućine, a jednaka je dovedenoj toplinskoj energiji kad se isparavanje odvija pri stalnom pritisku ($\Delta_1^g H = Q$).

MOLARNA ENTALPIJA TALJENJA ($\Delta_1^l H$) je promjena entalpije pri taljenju jedinične količine (množine) čvrste tvari, a jednaka je dovedenoj energiji kad se taljenje odvija pri stalnom pritisku.

MOLARNA MASA (znak: M) je veličina definirana omjerom mase uzorka i njegove količine (množine).

MOLARNI UDIO (x) je omjer količine (množine) jedne komponente i zbroja količina (množina) svih komponenata u smjesi ($x(A) = n(A)/\Sigma n_i$).

MOLARNI VOLUMEN (znak: V_m) je veličina definirana omjerom volumena uzorka i njegove množine.

MOLEKULA, najmanja, osnovna čestica neke tvari koja još ima njena svojstva i koja može samostalno postojati. Molekule elemenata sastoje se od istovrsnih atoma, a molekule spojeva od različitih. Sve molekule jedne supstancije jednake su. Atomi u molekuli drže na okupu kemijske veze. Broj atoma u molekuli može biti vrlo različit, od dva do više stotina hiljada.

MOLEKULSKA FORMULA prikazuje broj pojedinih vrsta atoma u molekuli.

MOLEKULSKI KRISTALI su građeni od molekula među kojima djeluju slabe međumolekulske sile.

MONONUKLIDNI ELEMENT je element koji ima samo jedan izotop.

MORFIN (morfij), $C_{17}H_{19}O_3N \cdot H_2O$, glavni alkaloid opija, derivat fenantrena. Upotrebljava se mnogo kao analgetik, hipnotik i opojna droga.

N- POLUVODIČI su poluvodiči onečišćeni elementima 15 skupine.

NABOJNI BROJ JONA je broj koji označava koliko elementarnih naboja (pozitivnih ili negativnih) ima taj ion.

NADNAPON je dodatni napon potreban da započne proces elektrolize u nekom sistemu.

NAPETOST POVRŠINE (σ) definiše se ili omjerom sile i duljine u površini na koju ta sila djeluje, ili omjerom rada i površine nastale tim radom.

NAPON RAZLAGANJA nekog sistema je najmanji napon koji valja primijeniti da dođe do procesa elektrolize.

NEDISPERGIRANA ENERGIJA je energija definiranog malog sistema.

NEELEKTROLIT je tvar koja otopljena u vodi daje otopinu koja ne provodi električnu struju.

NEMETALI ILI NEKOVINE nalaze se s desne strane periodnog sistema elemenata.

NEPODIJELJENI ELEKTRONSKI PAR je par elektrona koji ne sudjeluje pri nastajanju kemijske veze.

NEPOVRATNI GALVANSKI ČLANCI v. baterije

NERNSTOVA JEDNADŽBA je jednačina za izračunavanje elektrodnog potencijala.

NEUTRALIZACIJA je reakcija između vodikovih iona (nositelji kiselih svojstava) i hidroksidnih iona (nositelji bazičnih svojstava) pri čemu nastaje neutralna molekula vode.

NEUTRON (znak: n ili n^0) je elementarna čestica bez naboja u jezgri atoma. Masa mu je $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg, što je gotovo jednako masi protona.

NEZASIĆENA OTOPINA je otopina koja sadrži manje otopljene tvari nego što je moguće otopiti pri određenoj temperaturi.

NORMALNO VRELIŠTE je temperatura pri kojoj je pritisak pare tekućine 101 kPa.

NUKLID je atom određenog atomskog i masenog broja.

OČVRŠĆAVANJE je prijelaz tvari iz tekuće faze u čvrstu pri stalnoj temperaturi. U tom se procesu oslobađa toplina.

OKOLINA (u termodinamici) je čitav Svemir osim sistema koji se promatara.

OKSIDACIJA, svaki proces pri kome dolazi do povećanja broja pozitivnih naboja atoma, grupe atoma, slobodnih radikala, molekule ili iona, odnosno do smanjenja negativnih naboja (gubitka elektrona). U užem, prvobitnom smislu, oksidacija je spajanje s kisikom (npr. hrđanje metala, gorenje, truljenje, disanje itd.)

OKSIDACIJSKI BROJ je broj koji bi bio jednak nabojnom broju atoma kada bi se svi vezani elektroni pripisivali elektronegativnijem atomu u kemijskoj vezi.

OKSIDANS je tvar koja može primiti elektrone od druge tvari.

OKTETNA ELEKTRONSKA KONFIGURACIJA je elektronska konfiguracija atoma plemenitog plina (osim helija) koja predstavlja energetski najpovoljnije stanje.

OPIJ (opijum), osušeni mliječni sok koji se dobiva zarezivanjem nezrelih čahura maka. Sadrži oko 20 različitih alkaloida, od kojih je najvažniji morfin. Opij služi u medicini za proizvodnju alkaloida, a najveće količine uživaju se nedopušteno u nekim zemljama kao opojna droga ili služe za ilegalnu proizvodnju heroina.

ORBITALA je prostor oko jezgre atoma u kojem se elektron nalazi s velikom vjerojatnošću.

OS SIMETRIJE je zamišljeni pravac koji prolazi središtem kristala i oko kojega možemo zakretati kristal za određeni broj stupnjeva da dođe u položaj jednak početnom položaju.

OSMOTSKI PRITISAK (Π) je pritisak jednak pritisku koji valja primijeniti da se zaustavi proces osmoze.

OSMOZA je spontani proces pri kojemu molekule otapala prolaze kroz polupropusnu membranu iz razrijeđenije u koncentriraniju otopinu.

OSTWALDOV VISKOZIMETAR je jednostavan uređaj za određivanje relativne viskoznosti.

OTAPALO (RASTVARAČ). Tekućine koje otapaju različite tvari stvaraju otpine. Najviše upotrebljavano otapalo je voda. Kao otapalo za masti, ulja, smole, kaučuk, voskove, celulozne derivate. i sl. upotrebljava se u kemijskim laboratorijima i industriji veliki broj organskih otapala (različiti alkoholi, esteri, naftni ugljikovodici, aceton, trikloretilen, eter, kloroform, benzen itd.

OTOPINE (RASTVORI) disperzni sistemi u kojima je dispergirana faza (otopljena tvar) tako fino razdijeljena u disperznoj fazi (otapalu) da zajedno tvore homogeni sistem. U **pravim (molekularnim) otopinama** promjer otopljenih čestica je manji od 10^{-7} cm. Otopljena tvar nalazi se u pravim otopinama u obliku molekula (npr. šećer u vodi) ili molekula i iona (elektroliti). Vrelište otopine je uvijek više, a ledište niže nego kod otapala. Povišenjem vrlišta i sniženje ledišta proporcionalno je broju molekula otopljene tvari, pa se na tom principu može odrediti molekularna težina otopljene tvari (ebulioskopija i krioskopija).

OTVORENI SISTEM je sistem koji može masu i energiju izmjenjivati s okolinom.

P- POLUVODIČI su poluvodiči onečišćeni elementima 13 skupine.

PARAMAGNETIZAM je tip magnetizma karakteriziran pozitivnom magnetskom susceptibilnošću. Magnetizacija nestane kad se vanjsko magnetno polje ukloni.

PEPTIZACIJA je pojava da krute tvari izgrađene od čestica koloidnih dimenzija otapanjem u pogodnom otapalu stvaraju sol.

PERIODA je niz elemenata u periodnom sistemu elemenata u kojem svi atomi imaju jednak broj elektronskih ljusaka.

PERIODNI SISTEM ELEMENATA je tablično-sistemska raspored svih kemijskih elemenata, a sastoji se od vodoravnih perioda (7) i uspravnih skupina (18).

PERIODNI ZAKON: svojstva elemenata periodično se ponavljaju s porastom atomskog broja elementa.

pH – VRIJEDNOST je negativni logaritam brojčane vrijednosti količinske (množinske) koncentracije vodikovih iona ($\text{pH} = -\log(c(\text{H}^+)/\text{mol dm}^{-3})$)-

PLOŠNO CENTRIRANA KUBIČNA SLAGALINA je kristalna tvorevina u kojoj su strukturne jedinice (atomi, ioni) raspoređeni na uglovima kocke i u središtu svake plohe.

POBUĐENO STANJE je stanje atoma s više energije. Prelaskom atoma u pobuđeno stanje atom apsorbira energiju, a povratkom u stacionarno stanje emitira energiju.

POLARNA KOVALENTNA VEZA je veza među atomima različite elektronegativnosti, pa elektrone zajedničkog elektronskog para ne privlače jednako obje jezgre.

POLARNA MOLEKULA ili dipolna molekula je molekula koja nastaje vezivanjem atoma različite elektronegativnosti, kada se težišta pozitivnog i negativnog naboja ne nalaze u istoj točki.

POLIKONDENZACIJA je kemijska reakcija u kojoj međusobnim povezivanjem malih molekula nastaju velike molekule, uz izdvajanje malih molekula, primjerice vode, amonijaka i dr.

POLIMORFIJA je pojava kad se ista tvar pri promjeni vanjskih uvjeta (pritisaka i temperature) pojavljuje u više kristalnih oblika.

POLIPROTONSKE KISELINE su kiseline koje disociraju u više stupnjeva.

POLUČLANAK čini metal uronjen u otopinu odgovarajućih iona.

POLUMETALI ili POLUKOVINE smješteni su na granici između metala i nemetala. To su bor, silicij, germanij, arsen, antimon, telur, polonij i astacij.

POLUMJER ATOMA (znak: r_a) je polumjer kuglice kakvom prikazujemo atom, a ovisi o veličini elektronskog omotača. Budući da tačnu granicu rasprostiranja elektronskog oblaka nije moguće utvrditi, polumjerom atoma se smatra polovica udaljenosti između dva atoma koji se međusobno dotiču (v. kovalentni, ionski i van der Waalsov polumjer).

POLUPROPUSNA MEMBRANA je membrana kroz koju mogu prolaziti neke vrste čestica, a druge ne.

POLUVODIČI su tvari kod kojih su valentna i vodljiva vrpca više međusobno udaljene nego kod metala pa je provođenje struje slabije.

POTENCIJAL ELEKTRODE v. standardni redukcijski elektrodni potencijal

POTENCIJAL RAZLAGANJA v. napon razlaganja

POVRATNI ČLANCI v. akumulatori

POVRŠINSKI AKTIVNE TVARI v. kapilarno aktivne tvari

PRENAPON je dodatni napon potreban da započne proces elektrolize u nekom sistemu.

PREZASIĆENA OTOPINA, otopina veće koncentracije od zasićene otopine iste supstancije pri istoj temperaturi. Nestabilna je, i pod utjecajem nekog vanjskog, mehaničkog uzroka prelazi u zasićenu otopinu, izdvajajući višak supstancije u obliku kristala.

PRIJELAZNI ELEMENTI (PRIJELAZNI METALI) su elementi od 3. do 12. skupine periodnog sistema elemenata. Svi u valentnoj ljusci imaju po dva *s*-elektrona, a s *d*-elektronima popunjavaju prethodnu ljusku pa pripadaju *d*-bloku, dakle to je po definiciji element čiji atom ili kation (i) ima(ju) nepopunjene *d*-orbitale.

PRITISAK (TLAK) (*p*) je sila koja djeluje na jediničnu površinu ($p = F/p$).

PRITISAK ZASIĆENE PARE je ravnotežni pritisak pare iznad tekućine.

PRODUKTI KEMIJSKE REAKCIJE su tvari koje nastaju reakcijom.

PROSTORNO CENTRIRANA KUBIČNA SLAGALINA v. volumno centrirana kubična slagalina.

PROTON (znak: *p* ili p^+) je elementarna čestica u jezgri atoma; ima pozitivni elementarni naboj i masu $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg. Broj protona u jezgri jednak je atomskom broju elemenata.

PRVI FARADAYEV ZAKON: množina tvari koja se reducira ili oksidira u elektrolitičkom članku proporcionalna je množini elektriciteta koja je prošla kroz elektrolit ($n = k Q$).

PRVI ZAKON TERMODINAMIKE: Energija se ne može stvoriti niti uništiti, ali može prijeći iz jednog oblika u drugi.

PUFERI su otopine koje se sastoje od slabe kiseline i njezine konjugirane baze ili slabe baze i njezine konjugirane kiseline. Imaju svojstvo da zadržavaju približno stalnu pH-vrijednost otopine pri dodatku kiseline ili baze.

RAD (W) je savladavanje sile na nekom putu ($W = F l$).

RADIOAKTIVNOST, svojstvo radioaktivnih atoma da emitiraju radioaktivno zračenje pri čemu se pretvaraju u atome nekog drugog elementa.

RAOULTOV ZAKON: parcijalni pritisak isparljive komponente neke otopine jednak je umnošku količinskog (množinskog) udjela te komponente i pritiska pare te čiste komponente ($p = p^0 \cdot x$)

RAVNINA SIMETRIJE je zamišljena ravnina koja djeli kristal na dvije zrcalno jednake polovine.

REAKTANTI su tvari koji ulaze u kemijsku reakciju.

REALNI PLINOVİ, plinovi koji odstupaju od plinskih zakona, zbog privlačnih sila između čestica. Odstupanje je to veće što im je veći pritisak i niža temperatura.

REDOKS-REAKCIJE su reakcije u kojima dolazi do prijenosa elektrona odnosno promjene oksidacijskog broja tvari koje sudjeluju u kemijskoj reakciji.

REDUCENS je tvar s koje se elektron može prenijeti na drugu tvar.

REDUKCIJA je proces primanje elektrona pri čemu se smanjuje oksidacijski broj.

REDUKCIJSKO SREDSTVO je tvar koja može otpustiti elektron i pritom reducirati neki drugu tvar.

RELATIVNA MOLEKULSKA MASA (znak: M_r) je broj koji pokazuje koliko je puta masa molekule ili formulske jednake veća od unificirane atomske jedinice mase.

RELATIVNA ATOMSKA MASA (znak: A_r) je broj koji pokazuje koliko je puta masa atoma veća od unificirane atomske jedinice mase. Jedinica je 1.

RENDGENSKE ZRAKE ili X- ZRACI su vrlo kratki elektromagnetski valovi, slični običnim svjetlosnim valovima, od kojih su nekoliko hiljada puta

kraći. Prodiru kroz drvo, tanke metalne predmete i neke dijelove ljudskog tijela, mnogo slabije kroz kosti, srce, bubrege, želudac i jetru.

RESUBLIMACIJA je izravni prijelaz tvari izravno iz plinovite u čvrstu tvar, uz oslobađanje topline.

REVERZIBILNE KEMIJSKE PROMJENE su one koje mogu teći u oba smjera.

RUDE su minerali iz kojih se dobivaju kovine. Za industriju su najvažnije oksidne, sulfidne i karbonatane rude.

SEDIMENTACIJA je slijeganje čestica grubo disperznog sistema.

SILA (F) veličina koja tijelu određene mase daje određeno ubrzanje, tj. sila je jednaka umnošku mase tijela i ubrzanja ($F = m \cdot a$).

SILE DIPOL- INDUCIRANI DIPOL su elektrostatske privlačne sile između dipolne molekule i formalno nepolarne molekule u kojoj je dipolna molekula izazvala inducirani dipol.

SILE DIPOL-DIPOL su elektrostatske privlačne sile između dvije dipolne molekule.

SISTEM (SUSTAV) (u termodinamici) znači dio svijeta koji se promatra).

SKUPINA (GRUPA) U PERIODNOM SISTEMU ELEMENATA je upravni niz elemenata čiji atomi imaju jednak broj valentnih elektrona.

SOL je kemijski čista tvar, građena od kationa i kiselinskog ostatka kao oniona.

SOL je uobičajeni naziv za natrij-klorid.

SPECIFIČNA VELIČINA je svaka veličina koja se odnosi na jediničnu masu tvari.

SPEKTAR je niz boja koji se dobije prolazom bijele svjetlosti kroz optičku prizmu.

SPEKTRALNA ANALIZA, ispitivanje svjetlosnog zračenja koje emitiraju supstancije pod utjecajem visoke temperature. Emitirano zračenje (emisijski spektar) pojedinih elemenata pokazuje karakteristične spektralne linije, čiji

položaj i intenzitet omogućava kvalitativnu i kvantitativnu spektralnu analizu pomoću posebne aparature – *spektrograf*.

SPIN elektrona je svojstvo elektrona, a objašnjavamo ga kao vrtnju elektrona oko vlastite osi.

SPONTANI PROCES je proces do kojega dolazi bez ulaganja rada.

STACIONARANO STANJE je stanje u kojem se nalazi atom kada ne emitira niti apsorbira energiju.

STALAGMOMETAR je jednostavan uređaj za određivanje relativne napetosti površine.

STANDARDNA VODIKOVA ELEKTRODA je platinirana platina, uronjena u otopinu vodikovih iona jediničnog aktiviteta, na koju se dovodi vodik pod pritiskom od 101 kPa.

STANDARDNA MOLARNA ENTALPIJA STVARANJA ($\Delta_f H^\theta$) je entalpijska promjena koja prati stvaranje tvari po jedinici količine (množine), pod uvjetom da su sve komponente u standardnim stanjima.

STANDARDNA MOLARNA ENTROPIJA (S_m^θ) je entropija po jediničnoj količini (množini) za tvari u standardnom stanju pri određenoj temperaturi.

STANDARDNA REAKCIJA ENTALPIJE ($\Delta_r H^\theta$) je entalpija reakcije kad su svi reaktanti i produkti u standardnim stanjima

STANDARDNI GALVANSKI ČLANAK je članak u kojemu su sve komponente u standardnom stanju.

STANDARDNI MOLARNI VOLUMEN PLINA (znak: V_m^0) je volumen plina množine 1 mol pri s.u. i iznosi 22,4 dm³ mol⁻¹.

STANDARDNI REDUKCIJSKI ELEKTRODNI POTENCIJAL (E^θ) je potencijal elektrode pri standardnim uvjetima, mjereno prema standardnoj vodikovoj elektrodi.

STANDARDNI UVJETI (s.u.) su pritisak 100 kPa i temperatura 0°C.

STANDARDNO STANJE TVARI je nastabilniji oblik te tvari pri pritisku od 101 kPa i određenoj temperaturi. (Za otopine koncentracija mora biti 1 mol dm⁻³)

STEHIMETRIJA proučava odnose količina (množina) reaktanata i produkata u nekoj kemijskoj reakciji.

STEHIMETRIJSKI KOEFICIJENT u kemijskoj jednadžbi označava broj pojedine vrste atoma, molekula ili formulskih jedinaka koje sudjeluju u jediničnoj kemijskoj pretvorbi.

STEPEN DISOCIJACIJE (α) je omjer broja disociranih čestica i ukupnog broja čestica.

STRUKTURNA FORMULA pokazuje međusobni položaj atoma u molekuli.

SUBLIMACIJA je proces u kojem tvar iz čvrstog stanja izravno prelazi u plin. Pri tom se procesu troši toplina.

SUHI LED, kruti ugljikov dioksid. Dobiva se izlaganjem CO₂ visokom pritisku i presanju. Upotrebljava se za hlađenje.

SUPRAVODLJIVOST je stanje tvari pri kojem nema električnog otpora.

SUPSTANCIJA (supstanca), materija s određenim karakterističnim svojstvima.

SUSCEPTIBILNOST je mjerilo prijemljivosti tvari za magnetiziranje.

SUSPENZIJA je sistem u kojemu je veličina čestica disperzne faze veća od 200 nm.

TALIŠTE je temperatura pri kojoj su čvrsta i tekuća faza u ravnoteži..

TALJENJE je proces u kojem tvar pri temperaturi taljenja prelazi iz čvrste u tekuću fazu. U tom se procesu troši toplina.

TEMPERATURA (t , T) je veličina koja karakterizira toplinsko stanje nekog tijela.

TERMODINAMIKA je znanost o pretvorbama energije.

TERMOKEMIJA je dio termodinamike koja proučava asporbiranu ili oslobođenu toplinu u kemijskim reakcijama ili u faznim promjenama.

TERMOKEMIJSKA JEDNADŽBA je kemijska jednadžba uz koju je naznačena promjena entalpije.

TERMONUKLEARNE REAKCIJE FUZIJE su reakcije stapanja jezgara atoma.

TITRACIJA je postupak u kojem se mjeri volumen otopine poznate koncentracije da bi se odredila koncentracija uzorka.

TOPLINA je energija za koju se smatra da je uzrokuje nesređeno gibanje molekula, atoma i subatomnih čestica.

TOPLINSKI KAPACITET (C) je konstanta proporcionalnosti koja povezuje toplinu utrošenu pri zagrijavanju nekog sistema i odgovarajuću promjenu temperature ($Q = C\Delta t$).

TOPLJIVOST je naveća masa tvari koja se može otopiti u određenom volumenu otapala pri određenoj temperaturi.

TREĆI ZAKON TERMODINAMIKE: entropija savršenog kristala jednaka je nuli pri temperaturi apsolutne nule.

TROJNA TAČKA je tačka u faznom dijagramu (p, t) u kojoj su čvrsta, tekuća i plinska faza u ravnoteži.

TROSKA je nusprodukt pri proizvodnji metala.

TROSTRUKA KOVALENTNA VEZA je veza koja se ostvaruje između dva atoma s tri zajednička elektronska para.

TVARI su sve što nas okružuje, a ima masu i volumen.

TYNDALLOV FENOMEN je pojava rasipanja svjetlosti na koloidnim česticama.

ULTRAFILTRACIJA je postupak odjeljivanja koloidnih čestica od pravih otopina.

ULTRAVIOLETNE (ULTRALJUBIČASTE) ZRAKE, nevidljivi zraci manjih valnih dužina od zraka svjetlosti. Nalaze se iza ljubičastih zraka iz vidljivog sunčanog spektra.

UNIFICIRANA ATOMSKA JEDINICA (znak: *u* ili m_u) jednaka je 1/12 mase atoma izotopa ugljika-12, a iznosi $1,6605 \cdot 10^{-27}$ kg.

UNIVERZALNI INDIKATORSKI PAPIRIĆ svojom bojom pokazuje pH vrijednosti otopine.

VAKUUM (latinski- praznina, prazan prostor), prostor u kome nema gotovo nikakvog plina, sniženi pritisak, koji se dobiva pomoću različitih vrsta sisaljki (pumpi). Upotrebljava se za isparavanje tekućina, brzu filtraciju, destilaciju tvari osjetljivih na povišenu temperaturu itd. Mjeri se manometrom.

VALENCIJA je svojstvo atoma nekog elementa da se spaja s određenim brojem atoma drugog jednovalentnog elementa. Kod kovalentnih spojeva ona je jednaka broju elektrona koje atom daje za stvaranje zajedničkih elektronskih parova, a kod ionskih spojeva jednaka je naboju broja iona bez naznake predznaka.

VALENTNA LJUSKA ELEKTRONA je zadnja ljuska koja se popunjava elektronima. O valentnim elektronima ovise kemijska svojstva elemenata.

VALENTNA VRPCA u metalima je prostor u kojem se nalaze delokalizirani elektroni.

VALENTNI ELEKTRONI su elektroni vanjske elektronske ljuske koji mogu sudjelovati u stvaranju kemijskih veza.

VAN DER WAALSOV POLUMJER je polovica udaljenosti između dva atoma u dodiru među kojima nije nastala kemijska veza.

VAN DER WAALSOVE SILE su slabe međumolekulske sile. Elektostatske su prirode.

VISKOZNOST, unutarnje trenje tekućine, tj. svojstvo tekućine da pruža otpor promjeni međusobnog položaja svojih dijelova. Mjeri se viskozimetrom.

VODIČI DRUGOG REDA su tvari u kojima su prijenosnici elektriciteta ioni.

VODIČI PRVOG REDA su tvari u kojima su prijenosnici elektriciteta elektroni.

VODIČI su tvari koje provode električnu struju kretanjem elektrona, iona ili istovremenim kretanjem elektrona i iona.

VODIKOVA ELEKTRODA v. standardna vodikova elektroda.

VODIKOVA VEZA je veza između dvije molekule ili dva dijela jedne molekule koja nastaje zbog podjele protona između dva atoma od kojih je jedan obično fluor, kisik ili dušik.

VOLUMNO CENTRALNA KUBIČNA SLAGALINA je jedna od kristalnih struktura metala manje ispunjena atomima.

VRELIŠTE je temperatura pri kojoj se pritisak pare tekućine izjednači s pritiskom koji djeluje na površinu tekućine.

VRIJEME POLURASPADA ($t_{1/2}$) je vrijeme u kojem se koncentracija promatrane komponente smanji na polovicu.

ZAJEDNIČKI ELEKTRONSKI PAR je par elektrona koji nastaje pri stvaranju kovalentne veze između dvaju atoma.

ZAKON O OČUVANJU MASE kaže da je zbroj masa tvari koje sudjeluju u kemijskoj promjeni jednak zbroju masa tvari nastalih kemijskom promjenom.

ZAKON VOLUMNIH OMJERA: omjeri volumena plinova koji međusobno reagiraju ili nastaju kemijskom reakcijom su mali cijeli brojevi, ako se mjerenja izvode pri stalnom pritisku i stalnoj temperaturi.

ZASIĆENA OTOPINA je otopina u kojoj je otopljena najveća moguća količina tvari pri određenim uvjetima.

ZAŠTITNI KOLOID je koloid koji sprečava koagulaciju drugog koloidnog sistema.

ZATVORENI SISTEM je sistem u kojemu nema spontane izmjene tvari i energije s okolinom.

ŽELATINA je tvar koja se dobije iskuhavanjem životinjskih kostiju i kože.

Milan Tomljanović

OPĆA KEMIJA

Izdavač:
HIJATUS

Za izdavača:
Prof. dr Željko Škuljević

Recenzenti:
Prof. dr Mustafa Omanović
Prof. dr Borivoje Galić

Lektor i korektor:
Prof. dr Milan Tomljanović

Kompjuterska obrada:
Mahmud Rizvanović
Aida Rizvanović
studio FLAŠ

Naslovna strana:
Alkemičar okružen svojim priborom
Christies images

CIP – Katalogizacija u publikaciji
Nacionalna i univerzitetska biblioteka
Bosne i Hercegovine, Sarajevo

54(075.8)

TOMLJANOVIĆ Milan
Opća kemija – Milan Tomljanović. – Zenica :
Hijatus, 2004. – 492 : ilustr. ; 25 cm + Periodni
sustav elemenata ([1] list)

Bibliografija: str. [345]-248. – Rječnik
pojmov: str. 357-388

ISBN 9958-716-11-9

COBISS.BH-ID 12740870

Na osnovu mišljenja Federalnog ministarstva obrazovanja i nauke, knjiga Milana Tomljanovića «OPĆA KEMIJA» je oslobođena plaćanja poreza na promet proizvoda koje imaju karakter proizvoda u smislu odredaba člana 18. tačka 10. Zakona o porezu na promet proizvoda i usluga.

***Kad nam je već uskraćeno dugo živjeti
onda ostavimo kao dokaz nešto čime bismo
pokazali da smo živjeli.***

Plinije

PREDGOVOR

Ovaj udžbenik napisan je prema nastavnom planu i programu predmeta Opća kemija koji se sluša na prvoj godini studija Fakulteta za metalurgiju i materijale u Zenici.

Jedno od temeljnih načela svakog udžbenika ili nastavnog procesa jest od jednostavnijeg ka složenijem. Toga načela držao se i ovaj autor. Ali, što je jednostavnije, a što složenije? O tome nas uči povijest kemije. Najprije su otkrivena neka fizikalna svojstva tvari. Dugo je trebalo da se uoči razlika između smjese, spoja i kemijskih elemenata. Zatim su otkriveni zakoni kemijskog spajanja, a tek početkom 20. stoljeća došlo se do potvrde da su sve stvari izgrađene od atoma, o čemu se umovalo punih 2000. godina. Nakon spoznaje o građi atoma bilo je moguće razumjeti prirodu kemijske veze i svojstva različitih tvari. Ovaj se udžbenik temelji upravo na tom prirodnom redoslijedu spoznaja koje su proizlazile jedna iz druge.

Studentima,
pred vama je udžbenik kojim bi vam želio pomoći u razumijevanju kemije. Kemija je znanost o tvarima i njihovim promjenama, odnosno bavi se proučavanjem pojava koje nas okružuju.

Proučavajući svojstva tvari, kemičari su upoznali više od 14000000 različitih kemijskih spojeva, a svakodnevno otkrivaju nove spojeve ili već poznatima nalaze novu primjenu. Primjenljivost pojedinih kemijskih spojeva ili pak proizvoda kemijske industrije više ovisi o njihovim kemijskim nego fizikalnim svojstvima. Nitko ne poznaje svojstva 14000000 spojeva, ali i tome se može doskočiti.

Sva svojstva tvari uvjetovana su njihovom građom, odnosno prirodom kemijske veze u njima, i tako se mogu objasniti. Prirodu kemijske veze uvjetuje građa elektronskog omotača atoma koji tu tvar izgrađuju. Zato proučavanje kemije započinjemo

proučavanjem građe atoma i vrsta kemijskih veza. Poznavanje prirode kemijskih veza omogućuje razumijevanje i predviđanje ponašanja raznih tvari u različitim uvjetima.

U ovom udžbeniku studenti će biti upoznati sa kemijskim zakonima, strukturom tvari, strukturom elektronske konfiguracije atoma, vrstama kemijskih veza, vrstama kemijskih reakcija, kemijskom ravnotežom i energetske promjenama pri kemijskim reakcijama. Gradivo se završava nuklearnim reakcijama.

Jeste li se ikada upitali zašto se željezne limenke za konzerviranje prehrambenih proizvoda prevlače tankim slojem kalaja (kositra)? Zašto se u akumulator u automobilu smije dolijevati samo destilirana voda? Što se događa u akumulatoru kada daje struju ili kad se prazni, a što se događa pri "punjenju" akumulatora? Zašto baterija samo određeno vrijeme daje struju i zašto se ne može puniti kao akumulator? Kakvu strukturu ima dijamant, a kakvu grafit? Kemija ima odgovore na to i mnoga druga pitanja.

U udžbenik su uključeni zadaci, da bi se na neki način poboljšala sposobnost samostalnog rješavanja problema koji su korišteni u nekim poglavljima, a na kraju i rječnik pojmova i kazalo.

Izražavam veliko zadovoljstvo i zahvalnost recenzentima knjige profesorima dr Mustafi Omanoviću i dr Borivoju Galiću, kao i prof. dr Željku Škuljeviću na svesrdnoj moralnoj pomoći i podršci da bi ovaj udžbenik uopće bio napisan, asistentu Ilhanu Bušatliću na pomoći prilikom kucanja i korekture teksta, kolegicama asistenticama Almaidi Gigović i Razi Hadžalić, asistentima mr. Hasanu Avdušinoviću i Safetu Hamedoviću, te Slavici Čatović, Aidi i Mahmudu Rizvanoviću.

Posebno zadovoljstvo upućujem studiju FLaŠ i kolegama Šaranović H. dipl. ing. i Gačnik D. na iskreno pokazanoj pomoći.

Zenica, 2003.

Autor

II