

ŠKOLA ZA CESTOVNI PROMET

KENNEDYJEV TRG 8

ZAGREB

Nastavno pismo iz kemije za 1. razred tehničara cestovnog prometa

Tekst sastavila: Natalija Šikić, profesor kemije i biologije

Zagreb, 2019.

Sadržaj

Nastavne cjeline	4
Struktura atoma i periodni sustav elemenata	5
Što je tvar?	5
Građa atoma	6
Periodni sustav elemenata	7
Relativna atomska i molekulska masa	7
Kemijske veze	8
Ionska veza	8
Kovalentna veza	9
Polarnost molekula i vodikova veza.....	10
Atomski i molekulski kristali	11
Atomski kristali	11
Molekulski kristali.....	12
Metalna (kovinska veza)	12
Otopine	12
Disperzni sustavi.....	12
1. Suspenzija.....	13
2. Koloidni sustav.....	13
3. Prave otopine	13
Topljivost tvari.....	13
Kiseline	14
Baze.....	16
Vrijednost pH – mjera za kiselost otopine.....	16
Soli.....	17
Neutralizacija.....	17
Osnove elektrokemije	18
Galvanski članak	18
Elektrokemijski izvori električne struje.....	19
Baterije	20
Akumulatori.....	20
Elektroliza.....	21
Korozija	22
Nemetali.....	22

Vodik	22
Kisik	22
Ozon	22
Učinak staklenika.....	23
Kisele kiše.....	24
Metali	25
Tehnički važni metali	26
Željezo	26
Aluminij	27
Bakar	27

Nastavne cjeline

1. Struktura atoma i periodni sustav elemenata

2. Kemijske veze

3. Otopine (kisljine, lužine, soli)

4. Osnove elektrokemije

5. Nemetali

6. Metali

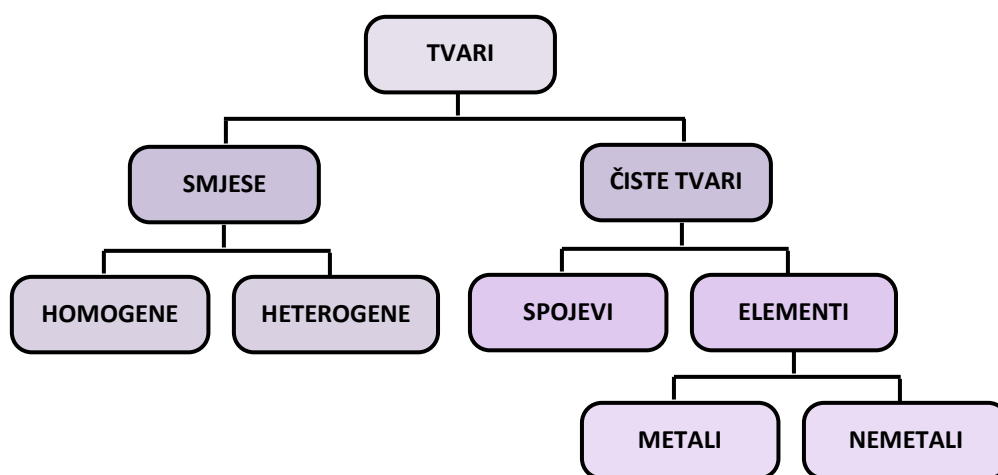
Literatura

1. Kemija, udžbenik za prvi razred strukovnih škola s jednogodišnjim programom kemije, Petreski, Tkalčec

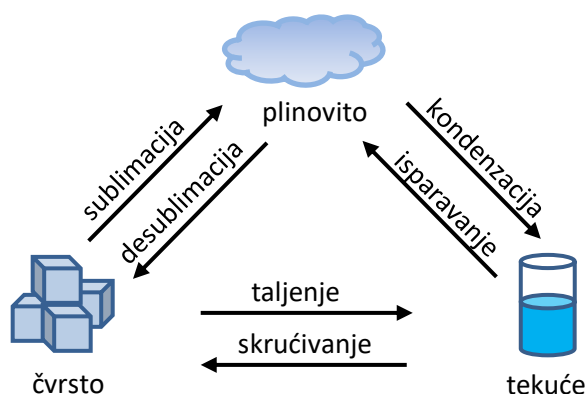
Struktura atoma i periodni sustav elemenata

Što je tvar?

Kemija je prirodna znanost koja se bavi proučavanjem sastava, građe, svojstava i promjena tvari. Sve tvari posjeduju masu i volumen. Sve tvari koje koristimo u svakidašnjem životu razlikujemo prema karakterističnim svojstvima. Svojstva tvari ovise o njihovoj građi i kemijskom sastavu. Tvari imaju različita fizikalna i kemijska svojstva. Kemijska svojstva tvari opažamo za vrijeme kemijske reakcije tj. kad nastaje nova tvar sa sasvim novim fizikalnim i kemijskim svojstvima od početne tvari. Promjena agregacijskog stanja je fizikalna promjena, jer se promijenio oblik tvari, ali ne i sama tvar. Kemijska promjena je na primjer gorenje ili hrđanje, a fizikalna isparavanje vode ili rezanje papira.



Slika 1. Podjela tvari



Slika 2. Promjene agregacijskih stanja

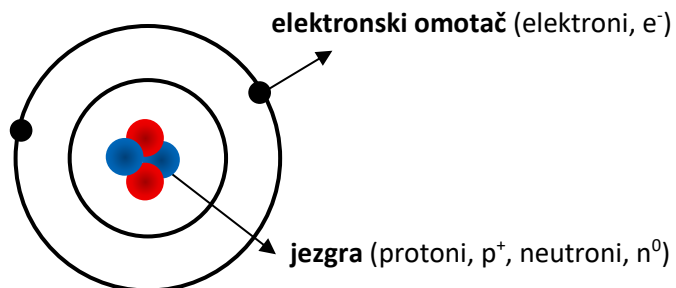
Mnoga znanstvena istraživanja, primjerice u medicini, biologiji i drugim znanostima, zasnivaju se na proučavanju atoma i molekula, građevnih jedinica svih tvari o kojima ovise njihova fizikalna i kemijska svojstva.

Zato ćemo i mi krenuti s upoznavanjem tih čestica.

Građa atoma

Riječ *ATOM* potječe od grčke riječi *atomos*, što znači nedjeljiv.

Atom je najmanja građevna jedinica elemenata koja može postojati sama ili biti kemijski vezana s atomima istoga ili drugih elemenata. Atom je građen od jezgre i elektronskog omotača. U središtu atoma nalazi se pozitivno nabijena jezgra velike gustoće u kojoj je sadržana sva masa atoma (99,95%). Oko atomske jezgre nalazi se elektronski omotač, a njime se kreću negativno nabijene elementarne čestice, elektroni. U jezgri se osim pozitivno nabijenih protona nalaze i čestice bez naboja, neutroni, pa ih zovemo nukleoni. Dakle masa atoma sadržana je u jezgri atoma.



Slika 3. Građa atoma



Slika 4. Protonski i maseni broj

U svakom je atomu broj protona jednak broju elektrona. Za svaki kemijski element karakterističan je upravo broj protona u jezgrama njihovih atoma. Taj broj protona u atomske jezgri zovemo atomskim ili protonskim (rednim) brojem, a označavamo ga slovom Z.

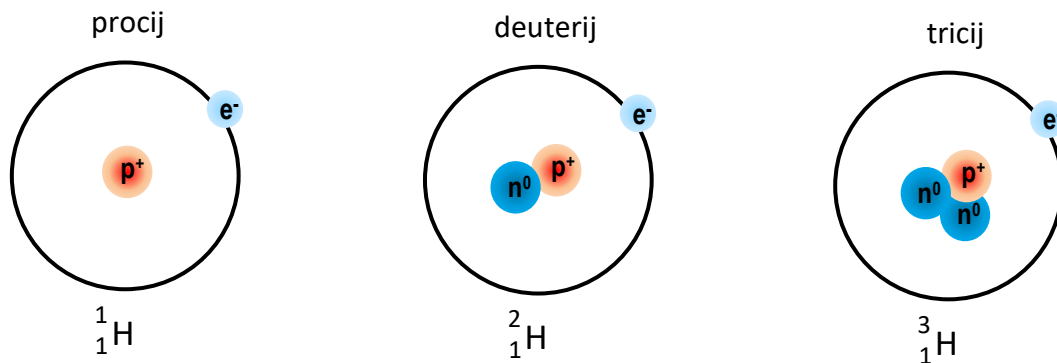
$$Z = N(p^+) = N(e^-)$$

Ukupan broj nukleona tj. protona i neutrona u atomu nekog elementa naziva se masenim ili nukleonskim brojem, a označuje se slovom A.

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

Vrste atoma određenog atomskog broja Z i određenog masenog broja A nazivamo **NUKLIDIMA**. Atomi istog kemijskog elementa mogu se razlikovati samo po broju neutrona u jezgri tj. u masenom broju. Takve atome zovemo **IZOTOPI**. Zbog toga im je različita masa i fizička svojstva, a kemijska svojstva su im ista. Izotopi se koriste u medicini jer su mnogi radioaktivni.

Izotopi vodika – prikaz jezgara izotopa atoma vodika.

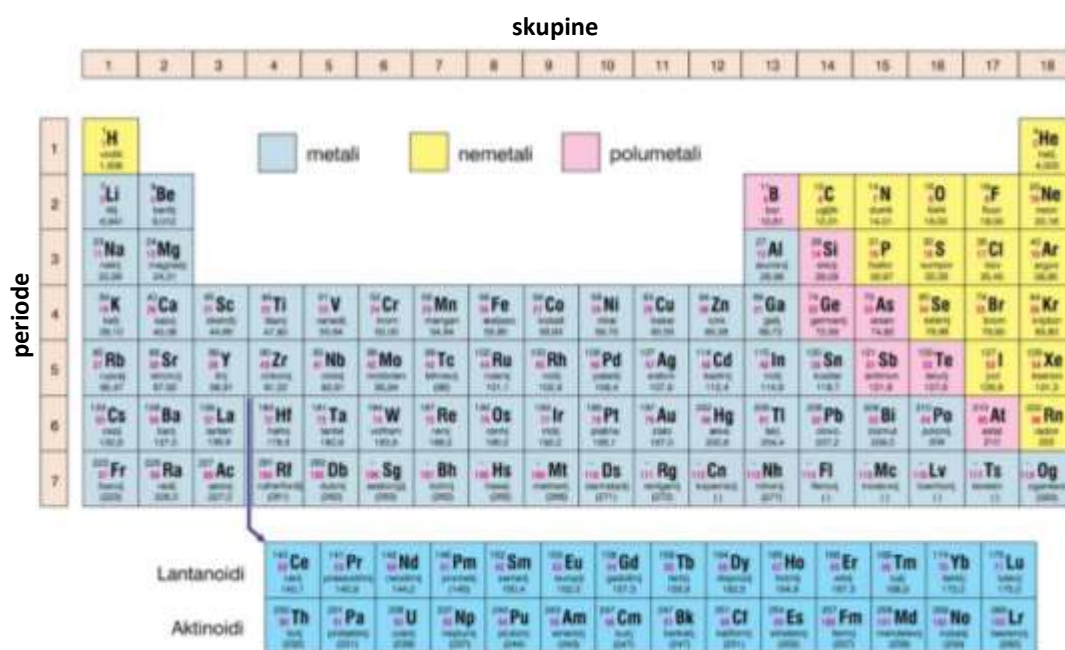


Slika 5. Izotopi vodika

Periodni sustav elemenata

Dosad otkriveni elementi svrstani su u periodni sustav elemenata (*D. Ivanović Mendeljejev*) prema rastućem rednom broju. Svaki je element u toj tablici označen simbolom, rednim ili protonskim brojem Z i relativnom atomskom masom (A_r). Elementi su svrstani u sedam vodoravnih redova – **periode** i u osamnaest uspravnih stupaca - **skupine**. Atomi kemijskih elemenata u istoj periodi imaju jednaki broj energetskih ljusaka ili nivoa. Atomi elemenata iste skupine imaju jednaku elektronsku strukturu vanjske, valentne ljuske, što znači i jednak broj valentnih elektrona.

1. skupina - alkalijski metali	15. skupina - dušikova skupina
2. skupina - zemnoalkalijski metali	16. skupina – halkogeni elementi
13. skupina - borova skupina	17. skupina - halogeni elementi
14. skupina - ugljikova skupina	18. skupina - plemeniti plinovi



A	X
Z	
ime	
A_r	

A – nukleonski broj najčešćega izotopa
 Z – protonski broj
 A_r – relativna atomska masa

Slika 6. Periodni sustav elemenata

Relativna atomska i molekulska masa

Atomi su vrlo male čestice i male mase. Najmanju masu ima atom vodika, a najveću uranij. Zbog toga je mase atoma i molekula pogodnije uspoređivati s masom neke točno odabrane jedinice pri čemu se dobiju relativne vrijednosti atomskih i molekulskih masa. Dogovoreno je da jedinica za uspoređivanje bude unificirana jedinica mase ili *Dalton*, čija je vrijednost jednaka dvanaestini mase atoma izotopa ugljika -12.

$$U = 1/12 m_a(12\text{ C}) = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg} = \text{Da}$$

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

$$A_r = m_a(A) / u$$

Relativna molekulska masa je broj koji nam kaže koliko je puta masa neke molekule veća od unificirane atomske jedinice mase.

$$M_r(AB) = m_f(AB) / u$$

Relativna molekulska masa dobiva se zbrajanjem relativnih atomskih masa.

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl})$$

Kemijske veze

Atome elemenata u prirodi najčešće ne nalazimo kao samostalne čestice. Oni se međusobno povezuju u elementarne tvari građene od istovrsnih atoma ili mnoštvo različitih kemijskih spojeva izgrađenih od dvije, tri ili više vrsta atoma. Samo plemeniti plinovi dolaze u prirodi u elementarnom stanju.

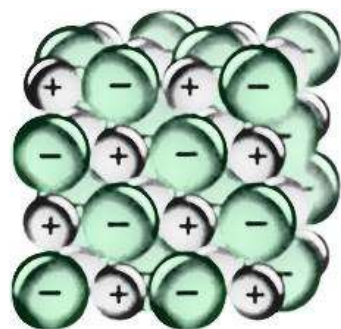
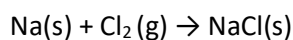
Kemijske veze podijelili smo na :

1. Ionske veze
2. Kovalentne veze
3. Metalne veze

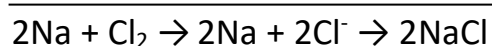
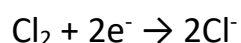
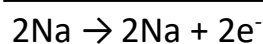
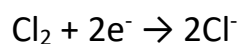
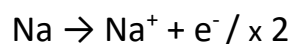
Ionska veza

Ionska veza je veza koja nastaje između atoma metala i atoma nemetala, pri čemu atomi metala otpuštaju valentne elektrone (oksidiraju), a atomi nemetala primaju elektrone u svoju valentnu ljusku (reduciraju). Metali prelaze u pozitivno nabijene ione KATIONE, a nemetali u negativno nabijene ione ANIONE.

Primjer: Nastajanje natrijevog klorida, NaCl



metal + nemetal \rightarrow sol



<p>Na⁺ - kation natrija Cl⁻ - kloridni anion e⁻ - elektron</p>

Slika 7. Ionski kristal NaCl

OKSIDACIJA je proces pri kojem atomi, ioni ili molekule otpuštaju elektrone i pri tom postaju pozitivno nabijeni ioni **KATIONI**.

REDUKCIJA je proces pri kojem atomi, ioni ili molekule primaju elektrone i pri tom postaju negativno nabijeni ioni **ANIONI**.

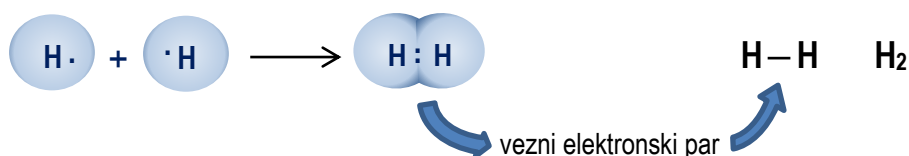
Broj otpuštenih i primljenih elektrona uvijek mora biti jednak. Nastali ioni se međusobno privlače jakim elektrostatskim silama, a veza nastala takvim elektrostatskim privlačenjem iona metala i iona nemetala je **IONSKA VEZA**. Suprotno nabijeni ioni se privlače i grade pravilnu prostornu tvorevinu - **IONSKI KRISTAL**.

Svojstva ionskih kristala

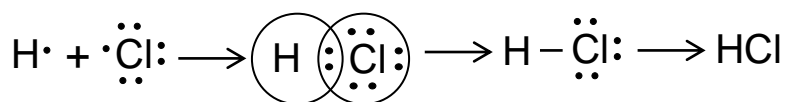
Svi spojevi s ionskom vezom kristalne su građe, a mnoga njihova svojstva uvjetovana su jakošću ionske veze. Visoka tališta i vrelišta uzrokovana su jakim privlačnim silama između suprotno nabijenih iona. Kristali su pravilna geometrijska tijela, pravilne unutarnje građe, omeđeni plohama. Kod ionskih spojeva nema pojedinačnih molekula nego govorimo o formulskim jedinkama. Svi se ionski kristali kalaju tj. pod djelovanjem vanjske mehaničke sile slojevi se u kristalu pomiču. Posljedica je toga da odbojne sile postaju veće od privlačnih sila, što uzrokuje odvajanje slojeva kristala. U čvrstom stanju ionski spojevi ne provode električnu struju jer se ioni u kristalu ne mogu slobodno gibati. Taline i vodene otopine ionskog kristala provode električnu struju jer sadrže gibljive slobodne ione.

Kovalentna veza

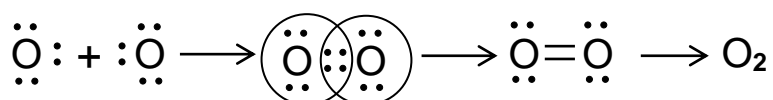
Kovalentna kemijska veza je veza između atoma nemetala koji stvaraju zajedničke elektronske parove (vezni elektronski parovi). Ako dva atoma stvaraju jedan zajednički elektronski par nastaje **JEDNOSTRUKA KOVALENTNA VEZA**. Ako dva atoma stvaraju dva zajednička elektronska para nastaje **DVOSTRUKA KOVALENTNA VEZA**. Ako dva atoma nemetala stvaraju tri zajednička elektronska para nastaje **TROSTRUKA KOVALENTNA VEZA**. Valenciju atoma u spojevima s kovalentnom vezom određuje broj elektronskih parova što ih atom elementa stvara s drugim atomima.



Slika 8. Vodik



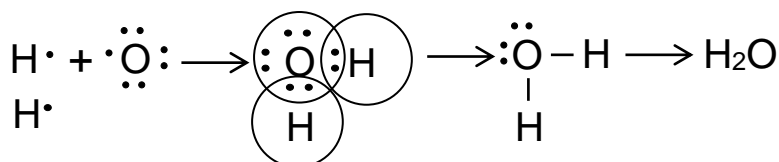
Slika 9. Klorovodik



Slika 10. Molekula kisika



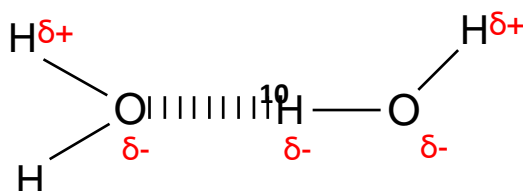
Slika 11. Molekula dušika



Slika 12. Molekula vode

Polarnost molekula i vodikova veza

U molekulama u kojima su dva istovrsna atoma povezana kovalentnom vezom npr. vodik i klor zajednički će elektronski par biti u sredini između tih atoma. Ako se pak povezuju različiti atomi, primjerice atoma vodika i klora u molekulama klorovodika, položaj zajedničkog elektronskog para ovisit će o njihovoj elektronegativnosti. Elektronegativnost je mjera sposobnosti jezgre jednog atoma u vezi da jače privlači zajednički elektronski par. Zbog veće elektronegativnosti klora zajednički elektronski par nalazit će se bliže kloru. Za takve molekule kažemo da su polarne. Zovemo ih još dipolne molekule ili dipoli, jer će dio molekule oko vodika imati mali pozitivni naboj dipol plus, a dio oko klora mali negativni naboj dipol -. Molekula klorovodika je dipolna ili polarna. I molekula vode je dipol. Među dipolnim molekulama, pa tako i molekulama vode, vladaju tzv. VODIKOVE VEZE. Pozitivan kraj jedne molekule privlači negativan kraj druge molekule, pa nastaje međumolekulska sila koja se zove VODIKOVA veza. Tom vezom se mogu povezivati molekule vode, amonijaka, alkohola itd.

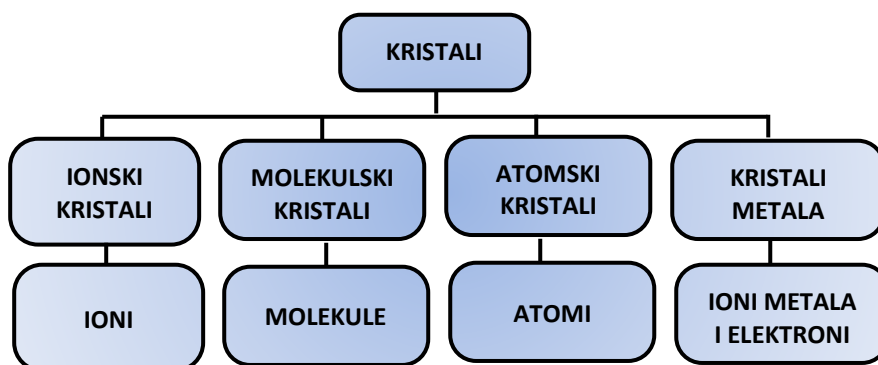


Atomski kristali

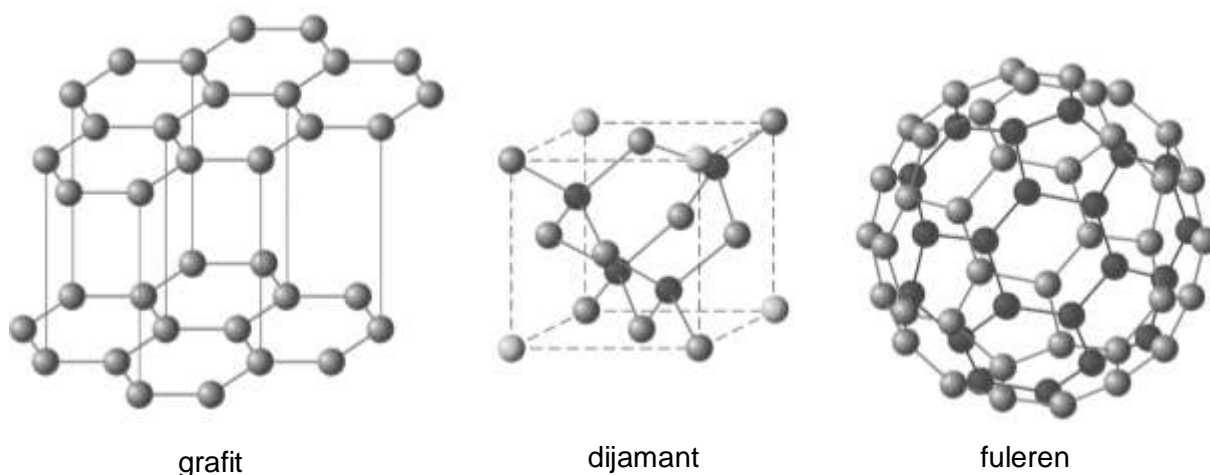
Građevni elementi atomskih kristala su atomi međusobno povezani jakim kovalentnim vezama. U molekulskim kristalima molekule su povezane slabim međumolekulskim vezama. Predstavnici atomskih kristala su dijamant i grafit, a to su dvije alotropske modifikacije jedne tvari-ugljika.

Dijamant je najtvrdža, bezbojna tvar, ne provodi električnu struju, dobar je izolator i dobro provodi toplinu. Svi su atomi ugljika u strukturi dijamanta jednako udaljeni u tetraedarskom rasporedu. Zbog čvrstih kovalentnih veza između atoma dijamant ima vrlo visoko talište i vrelište.

Grafit je crni, listićavi mineral, visokog tališta i vrelišta, a pripada najmekšim mineralima. U kristalima se slojevi šesterokutnih prstenova nalaze jedan iznad drugog. Između njih su delokalizirani elektroni koji se slobodno gibaju između slojeva. Oni omogućuju dobru toplinsku i električnu vodljivost, pa se iz grafita izrađuju elektrode i lončići za žarenje, mine za olovke i sredstva za suho podmazivanje umjesto ulja.



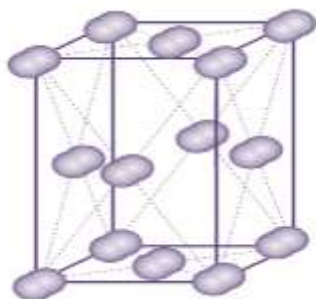
Slika 14. Podjela kristala



Slika 15. Atomski kristali – alotropske modifikacije ugljika

Molekulski kristali

Primjer molekuskog kristala je jod. Sastoji se od pravilno raspoređenih molekula joda koje su međusobno povezane slabim privlačnim silama. Jod je pri sobnoj temperaturi čvrst, metalnog sjaja i otrovan. Zbog slabih privlačnih sila među molekulama zagrijan sublimira (iz čvrstog stanja prelazi u otrovne ljubičaste pare). Morska voda sadrži jod, a jodna tinktura (smeđa otopina joda u alkoholu) služi za dezinfekciju rana.



Slika 16. Molekulski kristal joda



Slika 17. Molekulski kristal sumpora

Metalna (kovinska veza)

Metal je građen od kristalnih rešetki u kojima su pravilno poredani ioni metala, a između njih su pokretljivi delokalizirani valentni elektroni. Tališta i vrelišta metala su visoka jer elektronski oblak čvrsto povezuje ione u kristalnoj rešetki, pa je potrebna velika energija da se oni razdvoje. Metali se kovanjem mogu razvući u vrlo tanke žice. Kristaliziraju najčešće u tri tipa kristalnih rešetki: plošno centrirana kubična slagalina (Ca, Al, Cu), prostorno centrirana kubična slagalina (Mg, Cd, Zn), i heksagonska slagalina (alkalijski metali, Mn, Fe).

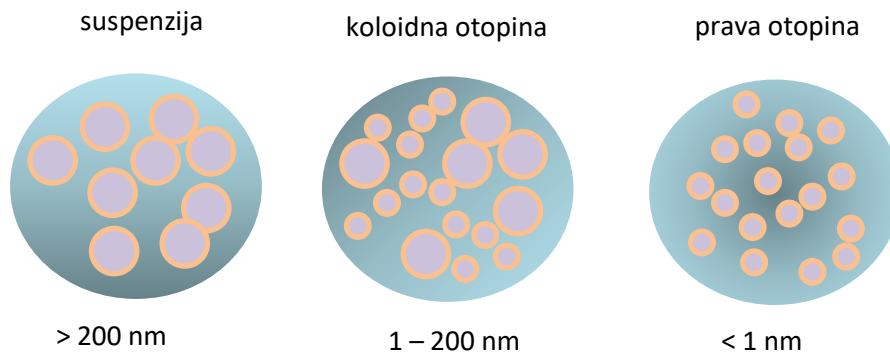
Otopine

Disperzni sustavi

U smjesi su prisutne najmanje dvije tvari, od kojih je jedna tvar raspršena (dispergirana) u drugoj tvari, pa takve smjese zovemo DISPERZNI SUSTAVI. Svaki se disperzni sustav sastoji od disperzne faze i disperznog sredstva. Disperzno sredstvo je ono u kojemu se raspršuje disperzna faza.

$$\text{DISPERZNA FAZA} + \text{DISPERZNO SREDSTVO} = \text{DISPERZNI SUSTAV}$$

Prema veličini čestica disperzne faze dijelimo ih na grubo disperzne sustave (suspencije), koloidne otopine i prave otopine.



Slika 18. Disperzni sustavi

1. Suspenzija

Veličina dispergiranih (raspršenih) čestica u suspenziji je veća od 200 nm. Npr. suspenzija zemlje, krede, pijeska i sl. Čestice vrlo brzo sliježu na dno, kažemo da sedimentiraju. Disperzna faza može se odvojiti od disperznog sredstva odlijevanjem (dekantacijom) ili filtracijom.

2. Koloidni sustav

Veličina čestica disperzne faze je od 1-200 nm. Čestice disperzne faze su mnogo manje pa prolaze kroz pore filter papira. Takva otopina zapravo nastaje npr. otapanjem detergenta u vodi. Stavi li se čaša s koloidnom otopinom ispred točkastog izvora svjetlosti, jasno se vidi svijetli trag zbog raspršivanja svjetlosti na česticama koloidnih dimenzija. Ta pojava zove se TYNDALLOV FENOMEN.

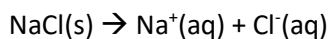
3. Prave otopine

U pravim otopinama čestice disperzne faze su manje od 1 nm. Zato se na njima ne raspršuju zrake svjetlosti i kažemo da su optički prazne. Prava je otopina homogena smjesa dviju ili više tvari, a to znači da su sastav i fizikalna svojstva otopine jednaki u svim njezinim dijelovima. Disperzno sredstvo je otapalo, a disperzna faza je otopljena tvar. Otapalo je najčešće tekućina dok otopljena tvar može biti u sva tri agregacijska stanja. Npr. otopina soli ili otopina šećera.

Vodena otopina soli

Otapalo je voda, a otopljena tvar je sol.

Otapanje soli u vodi – disocijacija soli



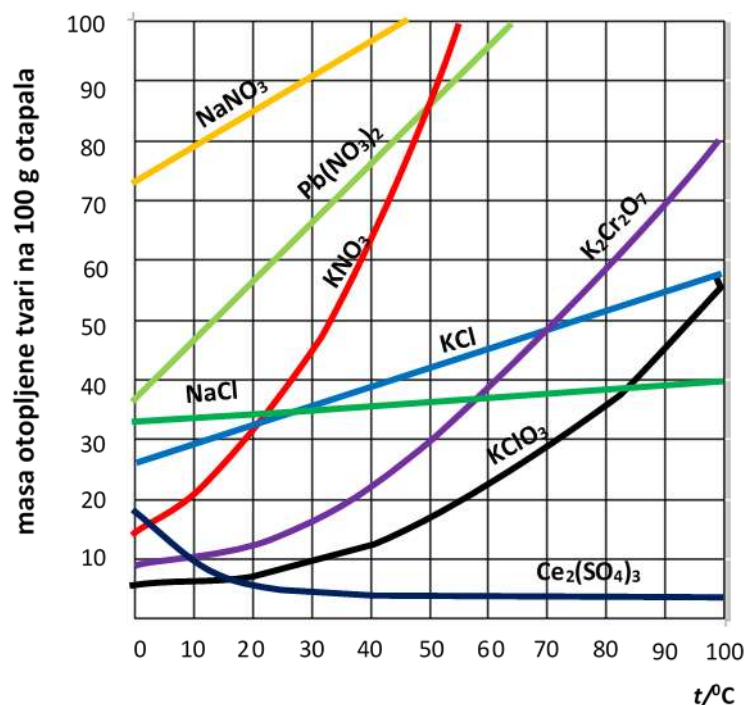
Provođenje struje kroz otopinu

- elektroliti (provode struju)

- neelektroliti (ne provode struju)

Topljivost tvari

Topljivost neke tvari iskazuje se masom tvari koja se pri određenoj temperaturi može otopiti u 100 grama otapala pri određenoj temperaturi. Ovisnost topljivosti neke tvari o temperaturi prikazuje dijagram topljivosti.



Slika 19. Topljivost tvari

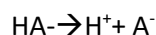
Kiseline

Kiseline imaju u svakodnevnom životu veliku primjenu. Octena i jabučna kiselina koriste se u prehrani, klorovodična za otapanje kamenca, sumporna i dušična u kemijskoj industriji, askorbinska kiselina je kiselina vitamin C, a salicilna kiselina je konzervans.

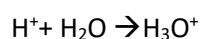
Svojstva kiselina: oštar miris, kiseli okus, nagrizažu kožu, sluznicu, reagiraju s metalima, metalnim oksidima i bazama.

Prema Arrheniusu kiseline su tvari koje u vodenim otopinama povećavaju koncentraciju vodikovih H^+ , tj. oksonijevih H_3O^+ iona. Kiseline su prema Bronsted–Lowrerovoj teoriji proton donori, što znači da daju vodikove ione.

Kiseline u vodi ioniziraju na vodikov ion H^+ i kiselinski ostatak A^- .

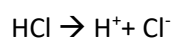


Vodikov ion ili proton veže se na molekulu vode pa nastaje oksonijev ion.

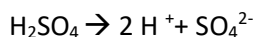


Prema broju vodikovih atoma koji u molekuli kiseline mogu ionizirati razlikujemo :

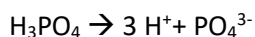
1. Monoprotone kiseline - u molekuli imaju samo jedan atom vodika koji može ionizirati



2. Diprotonske kiseline - u molekuli imaju dva atoma vodika koji mogu ionizirati

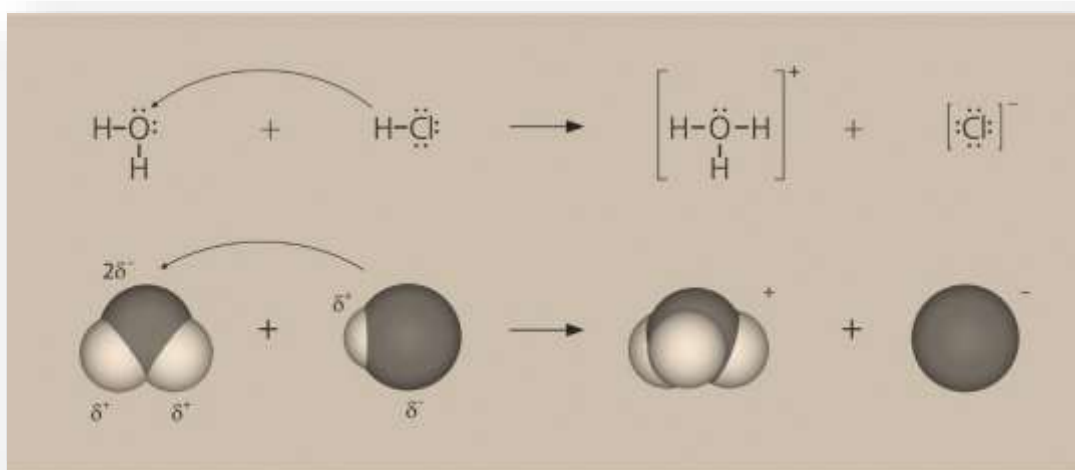


3. Troprotonske kiseline - u molekuli imaju tri atoma vodika koji mogu nionizirati



Kiseline mogu biti jake, srednje jake i slabe. Kod jakih kiselina gotovo sve molekule su ionizirane, dok je kod slabih broj ioniziranih molekula malen, pa u otopini ima mnogo neioniziranih molekula.

Pri razrijeđivanju koncentriranih kiselina s vodom uvijek treba polako ulijevati kiselinu u vodu (KuV) uz stalno miješanje, nikako obrnuto tj. vodu u kiselinu tzv. (VuK) jer će doći do oslobađanja topline i prskanja.



Slika 20. Ionizacija klorovodične kiseline

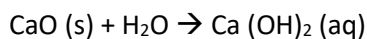
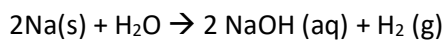
NAZIV KISELINE	KEMIJSKA FORMULA	FORMULA KISELINSKOG OSTATKA	VALENCA KISELINSKOG OSTATKA	NAZIV SOLI
klorovodična (<i>kloridna</i>)	HCl	Cl ⁻	I	kloridi
dušična (<i>nitratna</i>)	HNO ₃	NO ₃ ⁻	I	nitрати
sumporovodična (<i>sumporna</i>)	H ₂ S	S ²⁻	II	sulfidi
sumporna (<i>sulfatna</i>)	H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	II	sulfati
sumporasta (<i>sulfitna</i>)	H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	II	sulfiti
ugljična (<i>karbonatna</i>)	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	II	karbonati
fosforna (<i>fosfatna</i>)	H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	III	fosfati

Slika 21. Kiseline

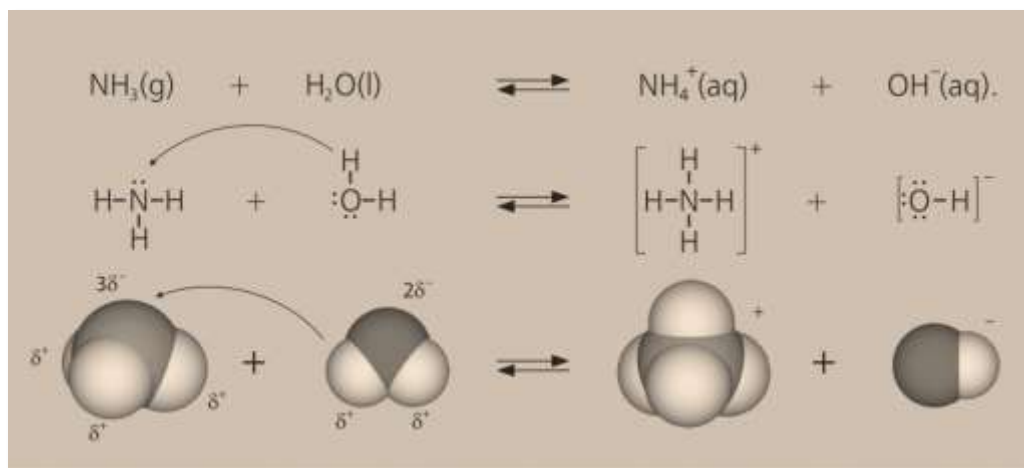
Baze

Prema Arrheniusu baze su tvari koje u vodenim otopinama povećavaju koncentraciju hidroksidnih OH⁻ iona. To su tvari koje na sebe vežu proton pa kažemo da su proton akceptori. Hidrokside topive u vodi zovemo LUŽINE.

Lužine dobivamo reakcijom nekih metala i nekih metalnih oksida s vodom.

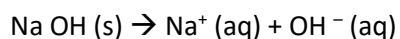


Tvari lužnatih svojstava nagrizaju kožu. Lužine zgrušavaju bjelančevine, reagiraju s kiselinama, a rabimo ih i za čišćenje odjeće, izradu sapuna, sodu bikarbonu koristimo za kolače, u građevini rabimo gašeno vapno itd. Razlikujemo slabe i jake lužine.



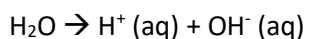
Slika 22. Disocijacija amonijaka u vodi

Disocijacija natrijevog hidroksida



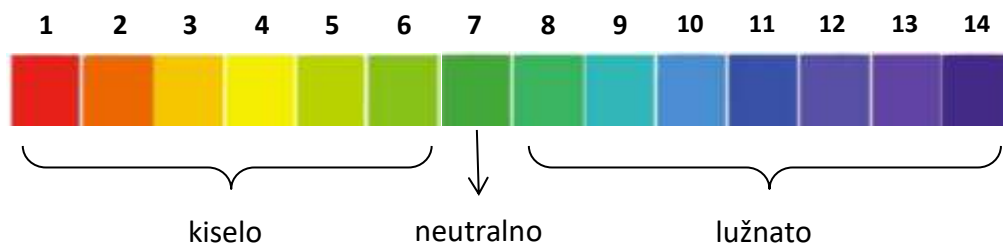
Vrijednost pH – mjera za kiselost otopine

U vodi i vodenim otopinama postoji ravnoteža između molekula vode te vodikovih i hidroksidnih iona:



U čistoj vodi koncentracija vodikovih i hidroksidnih iona je jednaka. U kiselim otopinama povećana je koncentracija vodikovih iona, a kod lužnatih otopina povećana je koncentracija

hidroksidnih iona. pH je mjera kojom označavamo kiselost otopina. Vrijednosti pH su od 1-14. Manje od 7 je kiselo, jednako 7 je neutralno, a veće od 7 je lužnato.



Slika 23. pH ljestvica

Indikatori su tvari koje služe za određivanje pH vrijednosti neke otopine. To su tvari koje mijenjaju boju ovisno o kojoj se otopini radi tj. o koncentraciji vodikovih iona u otopini.

Indikatori za kiseline su plavi lakmus papir koji mijenja boju u crvenu, metil oranž koji mijenja boju iz narandaste u crvenu i univerzalni indikator papir.

Indikatori za lužine su crveni lakmus papir koji poplavi, fenolftalein koji poljubičasti i univerzalni indikator.

Soli

Soli su spojevi koji se sastoje od kationa metala i aniona nemetala. Topljive soli su one koje se dobro otapaju tj. disociraju u vodi i one su JAKI ELEKTROLITI. Netopljive soli slabo ili nikako ne disociraju u vodi.

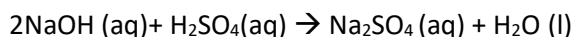
Soli su spojevi koji izgrađuju Zemljinu koru. Najpoznatija sol je kuhinjska sol ili natrijev klorid koji se dobiva iz mora, iz slanih izvora ili kopanjem iz zemlje, a koristi se svakodnevno kao dodatak hrani i kao sirovina za mnoge kemijske procese u industriji.

Soli možemo dobiti na razne načine:

1. Izravnom sintezom metala i nemetala $2 \text{ Na (s)} + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ NaCl (s)}$
2. Reakcijom metala i kiseline $\text{Zn (s)} + 2\text{HCl (aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
3. Reakcijom metalnog oksida s kiselinom $\text{MgO (s)} + 2\text{HCl (aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
4. Reakcijom kiseline i lužine $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
5. Reakcijom dvostruke izmjene - $\text{sol1} + \text{sol2} \rightarrow \text{sol3} + \text{sol4}$

Neutralizacija

Neutralizacija je reakcija između kiseline i lužine pri čemu nastaju sol i voda. Pri reakciji neutralizacije vodikovi i hidroksidni ioni daju molekulu vode.



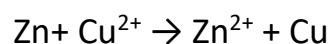
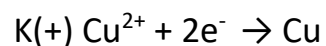
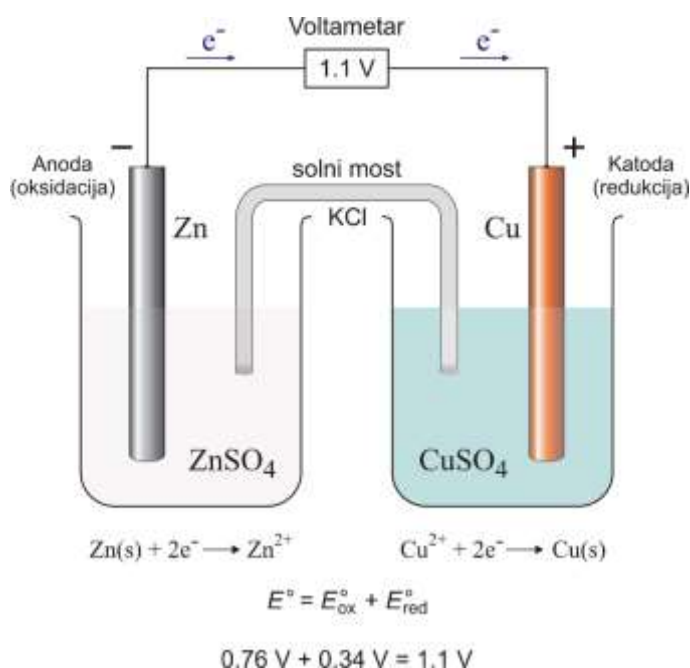
Reakcijom natrijeve lužine i sumporne kiseline nastaju natrijev sulfat i voda.

Osnove elektrokemije

Elektrokemija proučava kemijske promjene koje se zbivaju djelovanjem električne struje i kemijske promjene koje uzrokuju stvaranje električne struje. Sve elektrokemijske reakcije uključuju prijelaz elektrona. Elektrokemijske reakcije su reakcije oksidacije i redukcije i one se zbivaju na elektrodama, na katodi ili anodi. Na anodi se zbiva oksidacija, a na katodi redukcija.

Galvanski članak

Galvanski članak je uređaj u kojem se kemijska energija pretvara u električnu. Daniellov članak je vrsta galvanskog članka, a sastoji se od dvije elektrode ili dva polučlanka koji su odijeljeni polupropusnom membranom. U galvanskom članku elektroni prelaze s negativne elektrode (reaktivniji metal) na pozitivnu elektrodu (manje reaktivan metal). Spontani proces prijelaza elektrona, a time i električna struja posljedica je različitih elektrodnih potencijala pojedinih elektroda. Npr. članak Cu / Zn, cink lakše otpušta elektrone od bakra (zbog negativnijeg elektrodnog potencijala). Spojimo li te dvije elektrode žicom, cinkova će biti negativan pol pa će elektroni s cinkove pločice ići kroz metalnu žicu do bakrene pločice na kojoj elektrone vežu bakrovi ioni iz otopine, pri tome prelaze u atome bakra i izlučuju se na katodi.



Slika 24. Galvanski članak

Izvor: E. Generalić, <https://glossary.periodni.com/glosar.php?hr=potencijal+članka>

Reaktivnost metala iskazujemo Voltinim nizom ili nizom standardnih redukcijskih potencijala. U paru elemenata ili elektroda negativan pol će biti ona elektroda koja ima niži elektrodni potencijal. Veća udaljenost elektroda u nizu uzrokuje i veći napon članka.

Napon članka ili elektromotorna sila članka računa se tako da se od potencijala pozitivne elektrode oduzme potencijal negativne elektrode.

Sustav	Elektrodna reakcija	E° (V)	dE°/dT (mV/°)
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⇌ Li	-3,845	+0,337
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e ⇌ Rb	-2,925	-0,374
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⇌ Cs	-2,923	-0,326
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⇌ K	-2,925	-0,209
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e ⇌ Ba	-2,90	+0,48
Sr ²⁺ /Sr	Sr ²⁺ + 2e ⇌ Sr	-2,89	+0,680
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⇌ Ca	-2,87	+0,696
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⇌ Na	-2,714	+0,099
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⇌ Mg	-2,37	+0,974
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e ⇌ Be	-1,85	+1,44
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⇌ Al	-1,66	+1,375
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⇌ Zn	-0,763	+0,962
Ga ³⁺ /Ga	Ga ³⁺ + 3e ⇌ Ga	-0,529	+1,56
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⇌ Fe	-0,44	+0,923
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⇌ Cd	-0,402	+0,778
In ³⁺ /In	In ³⁺ + 3e ⇌ In	-0,342	+1,27
Tl ⁺ /Tl	Tl ⁺ + e ⇌ Tl	-0,335	-0,456
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⇌ Co	-0,277	+0,93
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⇌ Ni	-0,250	+0,93
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⇌ Sn	-0,136	+0,589
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⇌ Pb	-0,126	+0,420
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⇌ Cu	+0,337	+0,879
Hg ₂ ²⁺ /Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e ⇌ 2Hg	+0,789	-
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⇌ Ag	+0,799	-0,129
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e ⇌ Pt	+1,2	
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e ⇌ Au	+1,498	

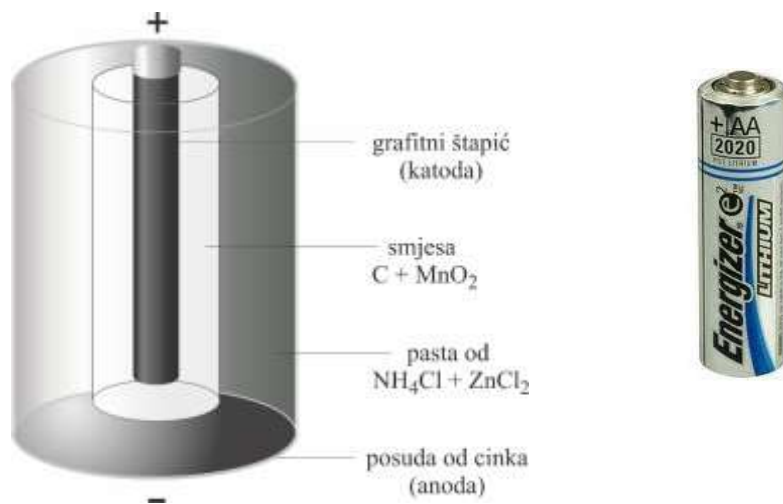
Slika 25. Elektrodni potencijali

Elektrokemijski izvori električne struje

U elektrokemijske izvore električne struje spadaju baterije i akumulatori. Baterije su suhi galvanski članci i nepovratni ili ireverzibilni npr. Leclancheov članak. Akumulatori su mokri galvanski članci i povratni članci istosmjernje struje.

Baterije

Leclancheov članak se sastoji od cinkove pločice, koja je negativan pol članka i ugljene elektrode u sredini članka koja je pozitivni pol. Elektrolit je pasta koja sadrži manganov (IV) oksid, grafit, cinkov klorid, čađu itd. Tijekom reakcije cink oksidira (otpušta elektrone), a manganov (IV) oksid reducira i prima elektrone. Kako se baterija troši, cinkova se čašica istroši pa staru bateriju treba izvaditi uvijek iz uređaja, da ga elektrolit koji bi mogao isteći ne ošteti. Napon takve baterije je 1,5V.



Slika 26. Leclancheov suhi članak

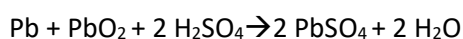
Izvor: E. Generalić, <https://glossary.periodni.com/glosar.php?hr=suhi+članak>

Danas su u uporabi mnoge vrste baterija boljih svojstava od Lecl. članka. Takve su npr. alkalna, srebrna živina i litijeva baterija. One imaju niz prednosti. Trajnije su, mogu se rabiti pri nižim temperaturama i ne nastaju plinoviti produkti.

Akumulatori

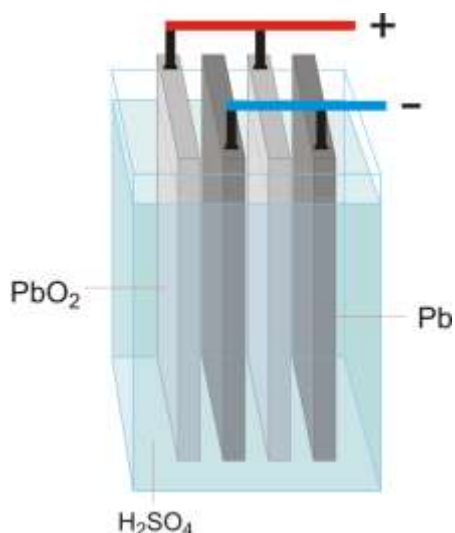
Od raznih vrsta akumulatora najviše se upotrebljava OLOVNI AKUMULATOR. Koristi se kao izvor istosmjernje struje. Sastavljen je od dviju mrežastih elektroda. Jedna je elektroda građena od spužvastog olova, a druga od olovovog (IV) oksida PbO_2 . Elektrode su naizmjenice poredane, a odvojene su separatorom - pločama od staklenih vlakana (da se ne bi dodirivale). Elektrolit je razrijeđena sumporna kiselina. Kad se akumulator priključi na neko trošilo, zbivaju se kemijske reakcije na elektrodama. Na elektrodi od spužvastog olova zbiva se oksidacija atoma olova (anoda). Nastali olovni ioni vežu se za sulfatne ione iz otopine i stvara se bijeli netopljivi talog olovovog (II) sulfata. Oslobođeni elektroni putuju do olovovog (IV) oksida i reduciraju se do Pb^{2+} iona i ponovo nastaje bijeli talog. Rezultat pražnjenja akumulatora je stvaranje i taloženje olovovog (II) sulfata. Pri punjenju akumulatora struja iz vanjskog izvora dovodi elektrode u početni oblik, pa akumulator ponovo može proizvoditi struju.

Ukupna reakcija pražnjenja i punjenja akumulatora je:



Svaki članak ima napon 2 V. Serijskim spajanjem četiri članaka dobije se napon od 12 V. Nedostaje li akumulatoru tekućine, uvijek valja dolijevati samo destiliranu vodu jer sumporna kiselina

ne hlapi. Negativna strana olovnog akumulatora je masa i dio benzina se troši upravo na njegovu masu. Danas se koriste i olovni gel akumulatori bez kiseline. Hermetički su zatvoreni, samopražnjenje im je nisko, a prosječan vijek trajanja je 8 - 10 godina.

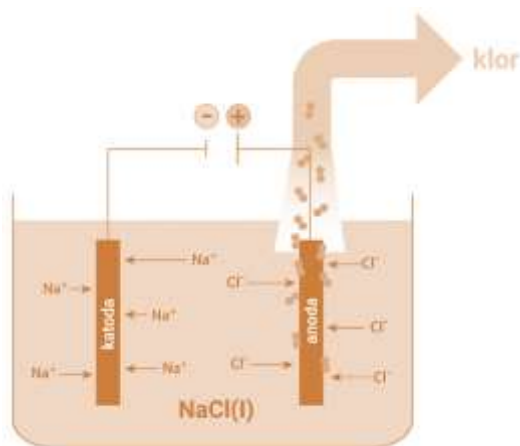


Slika 27. Olovni akumulator

Izvor: E. Generalić, <https://glossary.periodni.com/glosar.php?hr=olovni+akumulator>

Elektroliza

Elektroliza je kemijska promjena razlaganja neke tvari uz pomoć istosmjerne električne struje. To je nespontana redoks reakcija. Moguća je samo u sustavima gdje ima slobodnih iona koji se mogu gibati i prenositi elektrone tj. u talinama i vodenim otopinama ionskih spojeva. Elektroliza se događa u elektroliznom članku. Za elektrolizu je potreban izvor istosmjerne struje, elektrolit, elektrode i spojne žice. Za vrijeme elektrolize anion putuje na anodu i tamo oksidira, a elektroni prelaze na katodu gdje kation reducira. Pri tome nastaju neutralni atomi elemenata od kojih se sol sastojala. Postoji li mogućnost da se pri elektrolizi zbiva više reakcija na elektrodi, prednost ima ona reakcija koja zahtijeva manju energiju.



Slika 28. Elektroliza

Korozija

Korozija je propadanje materijala pod utjecajem agensa iz okoline (kisik, voda, kloridni mion itd.). Razlikujemo kemijsku i elektrokemijsku koroziju. Kemijska je pod utjecajem tvari iz okoline, a elektrokemijska nastaje kad se dva metala dodiruju u nekom elektrolitu pri čemu propada tj. korodira onaj metal koji ima manji reduksijski potencijal. Hrđa je gotovo netopljiva u vodi, ali je porozna pa kroz nju lako prodiru kisik i elektrolitna otopina. To znači da se proces nastavlja, pa korozija zahvaća sve dublje slojeve željeza. Budući da je korozija prirodan proces nije ju moguće potpuno zaustaviti.



Slika 29. Korozija

Nemetali

Gotovo polovica nemetala je u plinovitom stanju, a svi ostali su u krutom stanju osim broma koji je u tekućem stanju. Nemetali nisu vodiči struje ni topline (iznimka je grafit). Nemetali su obično građeni od malih molekula H_2 , O_2 i sl. Imaju niže talište i vrelište od metala i imaju manju gustoću. Nemetali su jako lomljivi (osim dijamanta).

Vodik

Najrasprostranjeniji je element u svemiru. Sastavni je dio svih biološki važnih spojeva. S nemetalima gradi kovalentne spojeve, a s metalima ionske spojeve. Molekule koval. spojeva vodika s atomima malog polumjera (F, O, N) i velike elektronegativnosti međusobno se povezuju vodikovom vezom. U elementarnom stanju gradi dvoatomne molekule i jako je zapaljiv.

Kisik

U zraku ima 21% kisika i on je glavni sastojak živih bića. U prirodi ga proizvode zelene biljke procesom fotosinteze. Pojavljuje se u dvije alotropske modifikacije, kao molekula kisika O_2 i ozona O_3 . Sastavni je dio vode. Kisik možemo dobiti frakcijskom destilacijom tekućeg zraka, ali i elektrolizom vode. U laboratoriju se dobiva termičkom razgradnjom njegovih spojeva ($KMnO_4$)

Ozon

Ozon je alotropska modifikacija kisika čija se molekula sastoji od tri atoma. To je plin, u malim je koncentracijama osvježavajućeg mirisa i zrak po njemu miriše nakon oluje. Lak je oksidans i razara organske spojeve pa se rabi kao sredstvo za pročišćavanje vode i zraka u zatvorenim prostorijama.

Nalazi se u troposferi i stratosferi. On u stratosferi štiti zemlju od UV zraka jer ih apsorbira. Međutim ozonski sloj u stratosferi je prorijeđen (ozonske rupe) i UV zračenje šteti koži, očima, imunološkom sustavu i uzrokuje rak kože. Glavni krivci za pojavu ozonskih rupa su fluorirani i klorirani derivati metana (FREONI) koji se nalaze u raspršivačima, hladnjačama, klima i rashladnim uređajima.



Slika 30. Ozonski omotač

Učinak staklenika

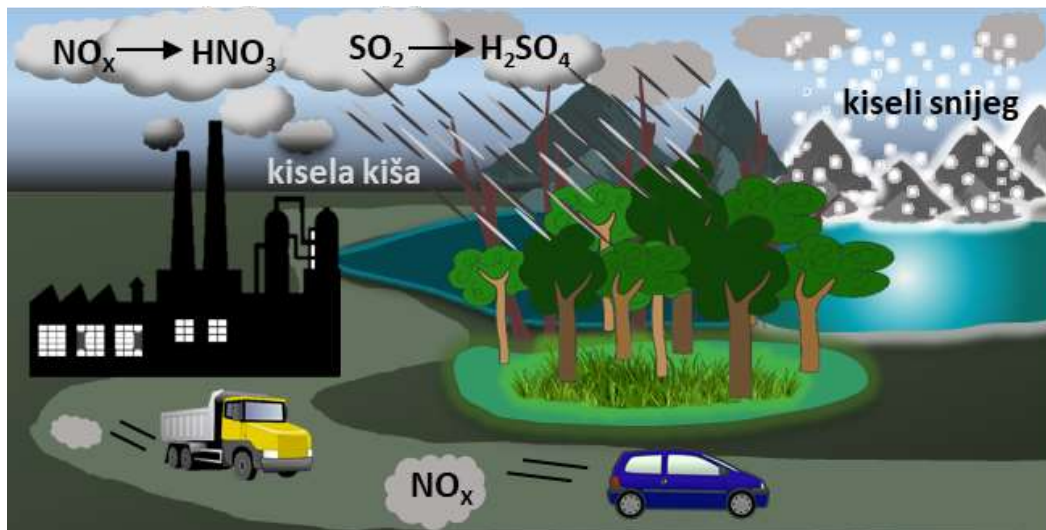
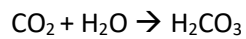
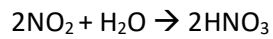
Zemlja prima sa Sunca velike količine zračenja. Manji se dio reflektira u Svemir, a preostala zračenja apsorbiraju oblaci, Zemlja, biljke za fotosintezu. Sa ugrijane površine Zemlje energija se isijava natrag u atmosferu uglavnom kao toplinsko zračenje. Izgaranjem fosilnih goriva u atmosferi se stvara „kupola“ od ugljičnog dioksida, pa se tako dio topline zadržava na Zemlji i tako se ona sve više zagrijava. To sve dovodi do katastrofalnih posljedica kao što su povišenje prosječne temperature zraka, otapanje ledenjaka na polovima, podizanje razine mora i sl.



Slika 31. Učinak staklenika

Kisele kiše

Za razliku od smoga koji je najčešći problem grada, kisele su kiše globalni problem. Povećanjem koncentracije nemetalnih oksida u zraku NO_2 , NO , SO_2 , CO_2 , koji nastaju u tvornicama i ima ih u ispušnim plinovima automobila, s vodom tvore kiseline koje nastaju u atmosferi i kišama padaju na tlo kao kisele kiše i uništavaju šume, staništa životinja u vodenim ekosustavima. Kisele kiše i snijeg uništavaju i spomenike od metala i kamena, mostove i uzrokuju velike štete od korozije.

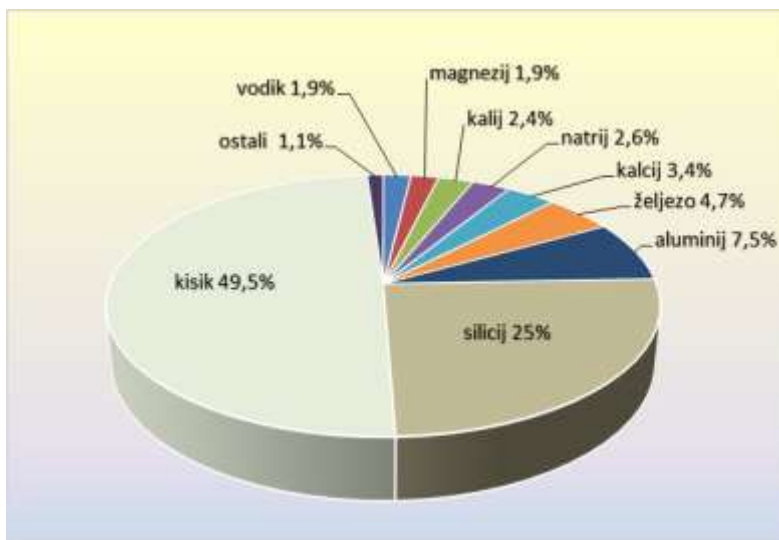


Slika 32. Kisele kiše

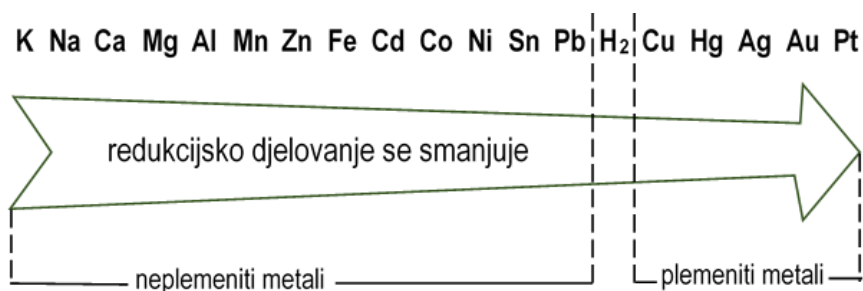
Metali

Metali se u periodnom sustavu nalaze lijevo i u sredini. Čine oko 4/5 svih poznatih elemenata. Svi su u čvrstom stanju osim žive koja je u tekućem stanju. Imaju veliku tvrdoću i gustoću, visoko talište i vrelište. Pri sobnoj temperaturi su čvrste tvari, pravilne kristalne građe (osim žive). Dobro provode struju i toplinu, imaju metalni sjaj i neprozirni su. Mogu se kovati u tanke listće i izvlačiti u žice. Imaju i svoja kemijska svojstva: reagiraju s kiselinama i kisikom, a mnogi i s lužinama. Najreaktivniji metali su natrij i magnezij.

Metali - podjela					
PREMA BOJI		PREMA REAKTIVNOSTI		PREMA GUSTOĆI	
crni	obojeni	plemeniti	neplemeniti	laki gustoća do 4,5 g/cm ³	teški gustoća > 4,5 g/cm ³
željezo kobalt nikal ...	bakar aluminij cink ...	zlat srebro platina ...	željezo cink magnezij ...	natrij magnezij aluminij ...	željezo kositar olovo ...



Slika 33. Rasprostranjenost metala u Zemljinoj kori



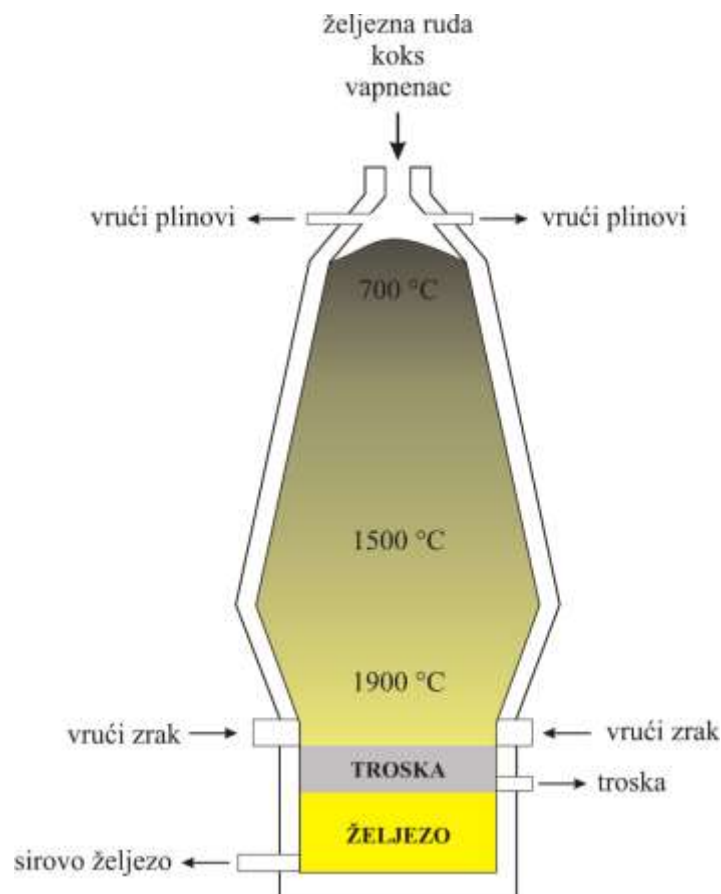
Slika 34. Redukcijsko djelovanje

Tehnički važni metali

U tehnički važne metale spadaju **željezo, aluminij i bakar**.

Željezo

Esencijalni element za čovjeka. Tehnički je najvažniji metal, ali je podložan koroziji. Drugi je po redu metal po zastupljenosti u Zemljinoj kori. Dobiva se u visokoj peći redukcijom željeznih ruda, npr. oksidne rude hematita Fe_2O_3 . Peć se kroz grotlo naizmjenično puni rudom, koksom i talioničkim dodacima koji na sebe vežu jalovinu iz rude i nastaje troska koja pliva na dnu peći na sirovom željezu, jer ima manju gustoću od željeza. Najvažnija reakcija u visokoj peći je redukcija željezne rude uz pomoć koksa. Sirovo željezo se skuplja na dnu peći i povremeno se ispušta iz peći. Takvo sirovo željezo može biti bijelo i sivo, ovisno o brzini hlađenja. Sivo željezo služi za lijevanje željeznih predmeta, a bijelo željezo za čelik. Čelik je najpoznatija legura željeza i ugljika sa masenim udjelom od 0,05% do 1,7%. To je najvažniji konstrukcijski metal i postoji više od 1000 vrsta čelika. Čelik dijelimo na ugljikove i legirane čelike.



Slika 35. Dobivanje željeza u visokoj peći

Izvor: E. Generalic, <https://glossary.periodni.com/glosar.php?hr=visoka+pe%C4%87>

Aluminij

Aluminij je najzastupljeniji metal u Zemljinoj kori 8,3%. Dobiva se elektrolizom glinice. Aluminij je srebrnasto bijeli metal, male gustoće, nemagnetičan te dobro provodi toplinu i struju, vrlo je plastičan pa se lako oblikuje prešanjem, izvlačenjem, kovanjem i valjanjem. U prirodi ne dolazi elementaran već u spojevima, alumosilikatima. Najpoznatija je boksitna ruda. Boksit sadrži puno primjesa, pa se prerađuje u dvije faze. U prvoj se fazi iz rude dobiva čisti aluminijev oksid, Al_2O_3 GLINICA, a u drugoj fazi se elektrolizom rastaljene glinice dobiva aluminij. Ne reagira s vodom i stabilan je na zraku. Sve su njegove slitine lagane, velike čvrstoće i otporne su na koroziju. Otpornost aluminijskih predmeta na koroziju povećava se povećanjem debljine oksidnog sloja, a to se najčešće postiže eloksiranjem. Aluminijev prah je u smjesi sa zrakom eksplozivan i pri radu s njim treba biti oprezan.

Bakar

Iza srebra je najbolji vodič električne struje. Biogeni je element. Bakar i njegove slitine otporne su na koroziju. Dobiva se iz minerala koji sadrže bakar, a potom se pročišćava elektrolitičkim postupkom.