

LASTNOSTI SNOVI

❖ ZMESI

So mešanica 2 ali več snovi, ki med seboj niso povezane, zato obdržijo svoje lastnosti.
So snovi, ki jih najdemo v naravi.

- ~ *Heterogene*: posamezne snovi so vidne
 - Emulzija: tekočini, ki se ne mešata (olje+voda)
 - Suspenzija: tekoče in trdne snovi (voda+apnenec)
- ~ *Homogene*: meje niso vidne (npr: zrak, ki je sestavljen iz različnih plinov)
- ~ Ločevanje zmesi:
 - × Trdne:
 - sejanje (ločevanje delcev različnih velikosti)
 - raztapljanje
 - × Trdne-tekoče:
 - izparevanje vode (kristalizacija)
 - centrifugiranje
 - dekantiranje (odlivanje)
 - filtriranje
 - kromatografije
 - × Tekoča-tekoča:
 - destilacija (ločevanje tekočin z različnimi vrelišči)
 - z lijem ločnikom (ločevanje tekočin z različno gostoto)

❖ ČISTE SNOVI

So sestavljene iz ene snovi.

- ~ *Elementi*: enostavne snovi, ki se ne dajo razgraditi v enostavnejše
 - Kovine
 - Nekovine
- ~ *Spojine*: snovi, v katerih so atomi različnih elementov, ki se združujejo v molekule
Osnovni delci snovi so atomi, molekule in ioni.
 - Anorganske
 - Organske

❖ AGREGATNA STANJA:

- ~ *Trdne snovi*: imajo določeno obliko in prostornino
- ~ *Tekoče snovi*: imajo določeno prostornino in zavzamejo obliko posod
- ~ *Plini*: nimajo svoje prostornine in oblike

❖ GOSTOTA:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \left(\frac{\text{g}}{\text{ml}} \text{ ali } \frac{\text{g}}{\text{L}} \right)$$

- ~ gostota snovi se pri višji temperaturi zmanjša
- ~ pri višjem tlaku se plinom gostota poveča

❖ A_r

Relativna atomska masa je število, ki nam pove, kolikokrat je masa nekega atoma večja od $^{1/12}$ mase ogljikovega atoma ^{12}C . (brez enote)

(zapisane so v periodnem sistemu elementov zgoraj levo)

M – molska masa snovi ($\frac{\text{g}}{\text{mol}}$)

N_A – Avogadrova konstanta ($6,02 \times 10^{23}$ št. delcev/mol)

n – množina snovi (mol)

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

❖ RAZTOPINE

~ *Topljenec*: snov, ki so raztapljamo

- trd
- tekoč
- plinast

~ *Topilo*: snov, v kateri raztapljamo topljenec

- polarna (H_2O , metanol, eter)
- nepolarna (CS_2 , bencin, benzen)

~ *Raztopina*: homogena zmes topila in topljenca

~ Koncentracija raztopin:

Množinska koncentracija raztopine je množina topljenca v 1L raztopine:

$$c = \frac{n(\text{topljenec})}{V(\text{raztopine})} \quad (\text{mol/L})$$

$$m(\text{raztopine}) = m(\text{topljenca}) + m(\text{topila})$$

Masni deleč topljenca v raztopini (ali odstotna koncentracija):

$$w = \frac{m(\text{topljenca})}{m(\text{raztopine})} = \frac{m_t}{m_r}$$

Masna koncentracija raztopine:

$$\gamma = \frac{m(\text{topljenca})}{V(\text{raztopine})} = \frac{m_t}{V} \quad (\frac{\text{g}}{\text{L}})$$

Razmerje množin elementov:

$$n(\text{X}_1) : n(\text{X}_2) = \dots \quad \text{X}_1\text{X}_2$$

Izračun molekulske formule spojine:

Razmerje množin elementov = Razmerje atomov v molekuli

~ topnost:

Nenasičena raztopina

Nasičana raztopina

Suspenzija

- ~ napišemo enačbo reakcije
- ~ enačbo uredimo
- ~ zapišemo agregatna stanja
 - s – trdno stanje, aq – v vodni raztopini
 - l – tekoče stanje, g – plinasto stanje
- ~ sproščanje in porabljanje energije

- Iz urejene kemijske reakcije lahko:
- ~ razberemo množine reaktantov in produktov
 - ~ izračunamo mase reaktantov in produktov

ATOMI

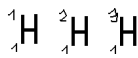
❖ ZGRADBA:

- ~ *Elektroni*; e^- (v elektronski ovojnici, vplivajo na velikost atoma)
- ~ *Jedro*⁺
 - ~ *Protoni*; p^+ $m(p^+) = m(n^0)$ (vpliva na težo)
 - ~ *Nevtroni*; n^0

Atom je električno nevtralen: $p^+ = e^- =$ vrstno število (sp. levo)
 $p^+ + n^0 =$ masno število (zg. levo) $\approx A_r$

Večje število p^+ in n^0 , večja je $m(\text{atoma})$.

$p^+ = n^0$ pripadajo istemu *izotopu*



- večina elementov ima 2 ali več izotopov
- so atomi istega elementa, ki imajo različno masno število
- imajo različno število neutronov

❖ ELEKTRONSKA OVOJNICA

- ~ Orbitala (prostor, v katerem je 95% verjetnosti, da bo v njem elektron)
- ~ Vzbujeno stanje (ne stabilno stanje, kjer elektron v drugi orbitali ostane za kratek čas)

Orbitali 1s ima elektron najnižjo energijo (z dovajanjem energije lahko preide v orbitale z višjo energijo).

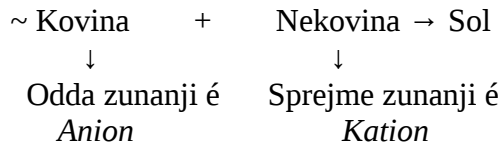
V vsaki orbitali sta lahko le 2 elektrona, ki pa se ločita po smeri vrtenja okoli svoje osi (imata nasprotna spina).

- ~ Lupine označimo z K, L, M (povejo skupino)
- ~ Podlupine (orbitale v katerih imajo elektroni enako energijo) (povejo vrstno število)

KEMIJSKE VEZI

❖ IONSKE (vezi med ioni)

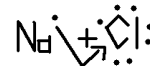
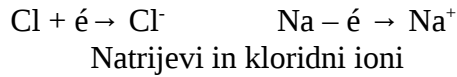
- ~ Je privlak med nasprotno nabitimi ioni. (anioni in kationi)



Primer:

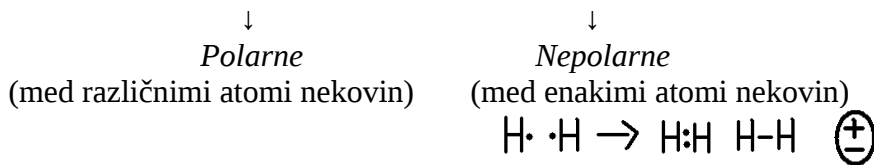
Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ → atomu manjka 1 elektron do polne lupine oz. do konfiguracije žlahtnega plina

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ → atom odda elektron iz zunanje lupine



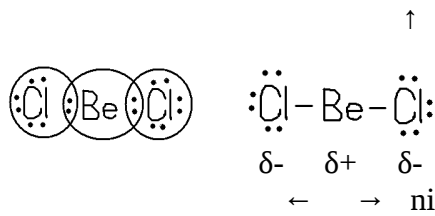
- ~ so močne
- ~ visoka tališča
- ~ taline prevajajo električni tok
- ~ ionski kristali so krhki in drobljivi

❖ KOVALENTNE ali atomske vezi (vezi med atomi nekovin v molekulah)
 Nekovine



Linearna oblika (2 vezna elektronska para):

BeCl₂ Nevezni elektronski pari



Atom Cl bolj privlači ne vezni elektronski par, zato je molekula na strani Cl bolj negativna (δ^-).

Ker ima molekula BeCl₂ simetrično obliko je molekula *NEPOLARNA*.

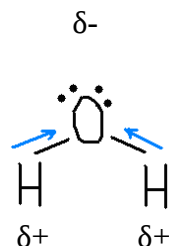


↓
 Skupni ali vezni elektronski par
 (prispeva po 1 e⁻)
 (δ^-) negativni pol

(δ^+) pozitivni pol

↓
 Skupaj tvorita dipol

Posebnost:

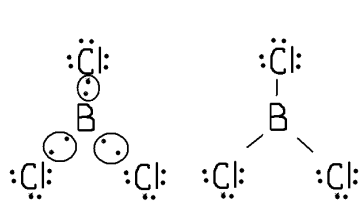


Kot meri: 104,5°
 dipol je, zato je molekula *Polarna*

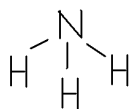
Trikotna oblika (3 vezni elektronski pari):

BCl₃

Posebnost: NH₃ (amonijak) (polarna mol.)



Kot: 120°

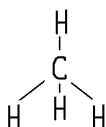


Kot: $107,3^\circ$

Tetraedrična oblika (4 vezni elektronski pari):

Posebnost: CH_4

Kot: $109,5^\circ$



Trikotna bipiramidalna (5 vezni elektronski pari):

PCl_5



Oktaedrična (6 vezni elektronski pari):

SF_6



~ Odboj veznih in neveznih elektronskih parov:

Vezni – vezni < vezni – nevezni < nevezni – nevezni

~ Kovalentni kristali (atomi, povezani s kovalentnimi vezmi):

-Tvorijo jih lahko ogljik (C).

Najbolj znana alotropni modifikaciji (različne oblike elementa) ogljika sta:

Diamant

tetraeder

najtrša snov (močne vezi)

Ne prevaja el. tok

brezbarven

tališče 3700°

$109,5^\circ$

kot med vezmi

Grafit

plastovita struktura

mehak, mazav

prevaja el. tok

črn, s kovinskim sijajem

tališče 3700°

120°

umetni: reže steklo in kovine

- karborund (SiC), kremen (SiO_2)

Trd, visoko tališče, Ne prevajajo el. Toka

Umetni kremen: električni filtri v elektronskih vezeh

Umetni karborund: konice in rezila strojev za brušenje in rezanje različnih snovi

~ *Alotropija*: lastnost, da element nastopa v različnih oblikah, in se razlikuje po notranji zgradbi

❖ MOLEKULSKE ali Van der Waalsove vezi (vezi med molekulami)

- kako močne so vezi med molekulami, odvisno od število elektronov
- močnejše vezi, težje izparijo
- večja molska masa, višje vrelišče (halogenov)
- večja molska masa, večji privlak med molekulami ogljikovodikov

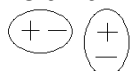
~ *Orientacijske (sile) molekulske vezi* (vezi med polarnimi molekulami)

Privlačijo s nasprotnima poloma:

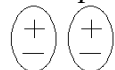


~ *Idukcijske (sile) molekulske vezi* (vezi med polarnimi in nepolarnimi molekulami)

Polarna molekula nepolarno polarizira → v nepolarni molekuli nastane dipol



~ *Disperzijske (sile) molekulske vezi* (vezi med nepolarnimi molekulami)



Molekulski kristali:

~ razpadajo ali sublimirajo (pri sobni temperaturi)

❖ KOVINSKE (vezi med atomi kovin)

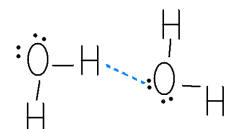
❖ VODIKOVA VEZ (vezi med atomi kisika, dušika in fluora z vodikom)

~ v beljakovinah in nukleinskih kislinah → vpliv na obliko molekule in biološko dleovanje

~ vezi 5x močnejše kot pri molekulskih vezeh

~ vezi na strani vodika močno pozitivne

vodikova vez



Voda (analne lastnosti):

~ Molekule so povezane med seboj s 4 vodikovimi vezmi, ker so znotraj ledu praznine, ima led manjšo gostoto od vode in zato plava na vodi.

~ Ima visoko vrelišče in tališče.

~ volumen ledu večji kot volumen vode

~ gostota vode je 1kg/m³

~ visoka izparilna toplota

~ visoka specifična toplota

❖ MOČ VEZI

↑ Vodikova?

↑ Ionska

↑ Kovalentna polarna

- ↑ Kovalentna nepolarna
- ↑ Molekulska orientacijska
- ↑ Molekulska indukcijska
- ↑ Molekulska disperzijska

ZGRADBA TRDNIH SNOVI

V trdnih snoveh so snovi:

❖ KRISTALNE

- ~ osnovni delci atomi, molekule ali ioni
- ~ imajo določen red, strukturo → kristalna mreža

Razlikujejo po:

- ~ sestavi (vezi)
- ~ lastnostih (tališče, vrelišče)
- ~ zgradbi (iz katerih delcev so sestavljeni)

	IONSKE	MOLEKULSK E	KOVINSKE	KOVALNETNE
Osnovni gradniki	ioni	Polarne in nepolarne mol.	Atomi kovin	Atomi nekovin
Kemijske vezi	Ionska (močna)	Molekulske (šibke)	Kovinske	Kovalnetne (dokaj močne)
Mehaničnost snovi (kako razpade)	Drobljiv, krhki	Krhke, drobljive	Kovinski sijaj, so kovne in tanljive, visoka gostota	Zelo trdne
Topnost v vodi	DA (privlak med polarnimi atomi vode in ioni-hidratacija)	Da – polarne molekule Ne – nepolarne molekule	NE	Ne?
Prevodnost	V talini in raztopini	Raztopljeni ne prevajajo	Elektriko in toploto v talini in trdnem stanju	Ne
Tališče	Visoko	Nizko	Različna	Visoko
Primeri	NaCl, modra galica, AlO, MgS, bakrov sulfat	Led, sladkor (C ₆ H ₁₂ O ₆), S ₈ , I ₂ , naftalen (C ₁₀ H ₈), CO ₂ (organske, anorganske)	Fe Cu, Zn, Hg, Ca, Na, Li...	Diamant

❖ AMORFNE

- ~ med seboj prepletajoče se verižne molekule
- ~ brez reda
- ~ steklo, plastika

ENERGIJSKE SPREMEMBE

❖ ENERGIJA KEMIJSKIH REAKCIJ

Pri kemijskih reakcijah se toplota ali oddaja ali sprejema.

~ Eksotermne reakcije (energija sprošča, ΔH negativni predznak)

$\Delta H < 0$, temp zviša

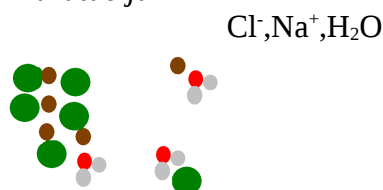
~ Endotermne reakcije (energija porablja, ΔH pozitivni predznak)

$\Delta H > 0$, temp zniža

Spremembna entalpija ΔH (energija, ki se sprošča ali porablja pri kemijski reakciji pri stalnem tlaku; $P = 100\text{kPa}$)

❖ ENERGIJSKE SPREMEMBE PRI RAZTAPLANJU

Hidratacija



Hidratizirani ioni – ioni obdani z molekulami H_2O

Mrežna entalpija – energija, potrebna za pretrganje ionske vezi v 1 molu

Hidratacijska entalpija ΔH_{hid} – se sprošča, pri tvorbi vezi med ioni in molekulami topila

HITROST KEMIJSKIH REAKCIJ

❖ VPLIVI:

~ koncentracija reaktantov

~ višanje temperature

~ velikost delcev

~ katalizator (reakcijo pospeši, vendar se sam ne spremeni)

- heterogena kataliza (reaktanti in katalizator v različnih ag. stanjih)

- homogena kataliza (reaktanti in katalizator v istem agregatnem stanju)

KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

Reaktanti \leftrightarrow Produkti

\rightarrow - reakcija poteče do konca

\leftarrow (\leftrightarrow) - reakcija poteka v obe smeri, produkti in reaktanti so v ravnotežju

❖ DINAMIČNO RAVNOTEŽJE

~ reakcija poteka z enako hitrostjo v obe smeri (hitrost na desni = hitrosti na levi)

~ C_p in C_r se ne spreminja (hitrost je konstantna)

❖ KONSTANTA RAVNOTEŽJA

$$K = \frac{[\text{produkt}]}{[\text{reaktant}]} \quad \text{oz: } 2\text{A} + 3\text{B} \leftrightarrow \text{C} + 2\text{D}, \quad K = \frac{[\text{C}][\text{D}]^2}{[\text{A}]^2[\text{B}]^3}$$

❖ VPLIVI:

~ koncentracije

Povečamo koncentracijo reaktantov; →

Povečamo koncentracijo produktov; ←

~ tlak

Usmerja ravnotežje v smeri manjše množine (n).

~ temperatura

nižja temp.

višja temp.

- endotermna; $\Delta H^{\circ}_r > 0$;

←

→

- eksotermna; $\Delta H^{\circ}_r < 0$;

→

←

~ katalizator

NE vpliva

RAVNOTEŽJA V VODNIH RAZTOPINAH

Elektroliti:

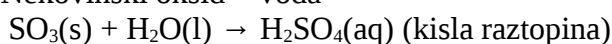
Snovi, ki v vodnih raztopinah prevajajo električni tok, zaradi prostih ionov

Delitev:

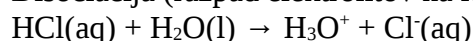
❖ KISLINE

~Nastanek:

Nekovinski oksid + voda



Disociacija (razpad elektrolitov na ione):



H_3O^+ - oksonijev ion

~ Lakmus: obarva rdeče

~ Kislost raztopin je odvisna od koncentracije oksonijevih ionov v raztopini.

Močne kisline:

HClO_4 – klorova (VII) kislina

H_2SO_4 – žveplova (VI) kislina

HCl – klorovodikova kislina

HNO_3 – dušikova (V) kislina

HBr , HI

Šibke kisline:

CH_3COOH – očetna kislina (acetona)

HCOOH – mravljična kislina/metanojska

H_2S – vodikov sulfid

HCN – vodikov cianid

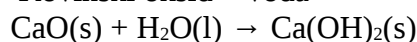
H_2CO_3 – ogljikova (IV) kislina

HF

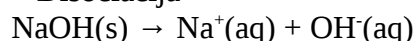
❖ BAZE

~Nastanek:

Kovinski oksid + voda



~ Disociacija



OH^- - hidroksidni ion

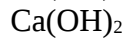
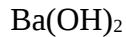
~ Lakmus: obarva modro

~ Bazičnost raztopine je odvisna od koncentracije hidroksidnih ionov.

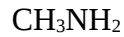
Močne baze:

Šibke baze

Vodne raztopine kovinskih hidroksidov



Vodne raztopine amoniaka



NH_3 - amonijak

NH_4 – amonijev

Prehodne kovine

❖ KISLINE & BAZE

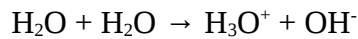
Kislina je snov, ki odda proton.

Baza je snov, ki sprejme proton.

Protolitska reakcija ali protoliza – reakcija, pri kateri kislina odda proton bazi

Konjugirana kislina/baza – kislina/baza, ki je nastala

- Avtoprotoliza VODE



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Zaradi enake koncentracije je voda nevtralna (je amfolit).

Ionski produkt vode pri 25°C:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

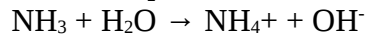
- NH_3

Baza je ker:

~ se obarva modro

~ ni kovina

~ ker ima dva prosta elektronska para, mu voda odda 1 vodikov proton:



~ Konstante kislin in baz:

$$K_k = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{K}^-]}{[\text{K}]}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{B}^+]}{[\text{B}]}$$

~ pH

Kislina: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

Je negativni logaritem koncentracije oksonijevih ionov

Baze: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

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

Od 0 -7 kislo

7 nevtralno

7 – 14 bazično

❖

❖ SOLI

❖

~ Nevtralizacija

Reakcija med kisljinami + bazami, pri kateri nastane sol + voda
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Sol je sestavljena iz kationa in kislinskega preostanka kisline

Kislinski preostanki:

CO_3^{2-} - karbonat	HCO_3^{1-} - hidrogen karbonat
SO_4^{2-} - sulfat (VI)	
SO_3^{2-} - sulfat (IV)	
PO_4^{3-} - fosfat (V)	H_2PO_4^- - dihidrogen fosfat (V)
PO_3^{3-} - fosfat (III)	
NO_2^{1-} - nitrat (III)	
NO_3^{1-} - nitrat (V)	

~*Titracija* – postopek po katerem določimo količino kisline ali baze v raztopini

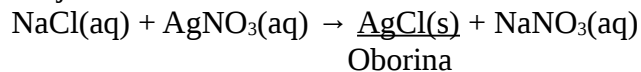
~ pH soli:

< 7 močna kislina + šibka baza
= 7 močna kislina + močna baza ali šibka kislina + šibka baza (ekvivalentna točka)
> 7 šibka kislina + močna baza

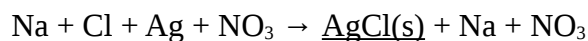
~ Ionske reakcije:

Reakcija med ioni snovi raztopljenih v vodi, ko pri tem nastane slabo disociirane tekoče snovi, plini ali oborine.

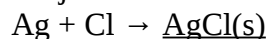
Daljša oblika:



Ionska oblika:

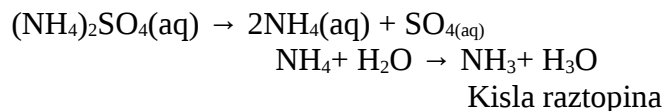


Krajša oblika:



Elektrolitska disociacija soli – razpad molekul na ione

Hidroliza soli – protolitsko ravnotežje raztopljenih soli v vodi



❖ POIMENOVANJE

Binarne spojine:

~ končnica –id

H^+CN^- – vodikov cianid

Kislina:

~ oksokislina (ki zraven vodika vsebujejo še S,N,P,C..)

H_2SO_4 – žveplova (VI) kislina

H_2SO_3 – žveplova (IV) kislina

H_3PO_4 – fosforjeva (V) kislina

H_3PO_3 – fosforjeva (III) kislina

H_2CO_3 – ogljikova (IV) kislina

HNO_3 – dušikova (V) kislina

HNO_2 – dušikova (III) kislina

Kationi:

~ -ev/-ov ion

Na^+ - natrijev ion

Anioni:

~ -at ion

SO_4^{2-} - sulfatni (VI) ion

Soli:

~ -ev/-ov + -at

Na_2SO_4 – natrijev sulfat (VI)

REDOKS REAKCIJE

Reakcije kjer hkrati potekata redukcija in oksidacija.

Izmenjava e^- in sprememba oksidacijskega števila.

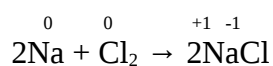
❖ OKSIDACIJA IN REDUKCIJA

Oksidacija – oddajanje elektronov, oksidacijski število se zviša

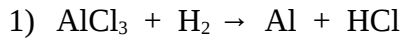
Redukcija – sprejemanje elektronov, oksidacijsko število se zniža

Oksidant – snov, ki sprejme elektrone in se reducira, drugo snov pa oksidira

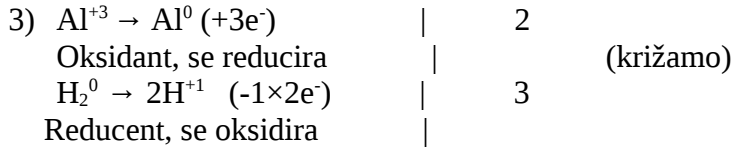
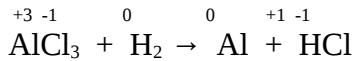
Reducent – snov, ki odda elektrone in se oksidira, drugo snov pa reducira



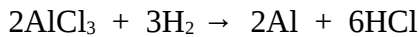
❖ UREJANJE REDOKS REAKCIJE



2) Napiši oksidacijska števila:



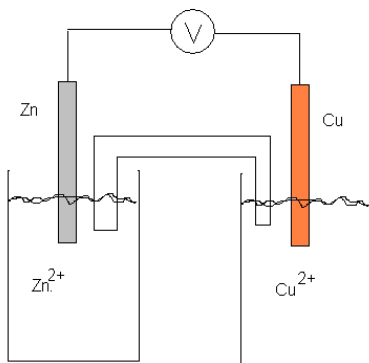
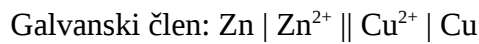
4) Uredimo:



❖ GALVANSKI ČLEN

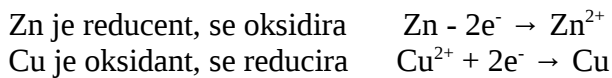
Se energija redoks reakcij sprošča v obliki električne energije. Sestavljen je iz dveh polčlenov; v enem poteka oksidacija, v drugem redukcija. Daje nam enosmerni tok.

Danielov člen:



→ kationi
← anioni

1 polčlen 2 polčlen



❖ ELEKTROLIZA

Redoks reakcije, ki potечеjo pod vplivom enosmernega električnega toka

Negativna Katoda: K-: redukcija

Pozitivna Anoda: A+: oksidacija

❖ RJAVENTJE

ELEMENTI V PERIODNEM SISTEMU (PSE)

Elemente je v PSE razvrstil Mandeljejev, in sicer po njihovih lastnostih.

Skupine (navpično)

~ jih je 8

~ delimo na:

- glavne (rim. št.)
- stranske (prehodni elementi)

~ imajo enako število valenčnih elektronov

~ podobne kemijske lastnosti ↓

- atomski radij narašča
- ionizacijska energija pada

~ Poimenovanje:

- I. – alkalijske kovine
- II. – zemljoalkalijske kovine
- VI. – halkogeni elementi
- VII. – halogeni elementi
- VIII. – žlahtni plini

Periode (vodoravno)

~ jih je 7

~ sam spadajo še:

- lantanoidi (poimenujejo po lantanoju)
- aktinoidi

~ v isti periodi enako število lupin, različno število valenčnih elektronov

~ podobne kemijske lastnosti →

- atomski radij pada
- ionizacijska energija narašča

❖ KOVINE

~ I. in II. skupina

Področje s (polnijo orbitale 1s,2s,3s,4s,5s,6s,7s)

~ Prehodni elementi

Področje d (polnijo orbitale 3d,4d,5d,6d)

~ Lantanoidi in aktinoidi

Področje f (polnijo orbitale 4f,5f)

4s² skupina

perioda

~ III. skupina – razn Bora

~ IV. skupina – kositer, svinec

~ V. in VI. – bizmut, polonij

Področje p (2p,3p,4p,5p,6p)

Nahajališče:

~ v spojinah

~ elementarnem stanju (živo srebro, zlato)

Lastnosti:

~ kovinski sijaj, trdne(Fe) ali mehke(Cu, alkalijske kovine)

~ prevajajo el. tok in toploto

~ so kovne in tanljive

~ pri sobni temp. v trdnem agregatnem stanju (razen živo srebro)

~ visoko tališče (razen živo srebro in alkalijske kovine)

→ najvišjo Wolfram (3400°C) – uporablja za žarnice in žarilne nitke

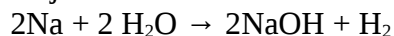
~ različna vrelišča

~ tvorijo zlitine (homogene trdne zmesi dveh ali več kovin)

~ reaktivne: alkalijske in zemljoalkalijske kovine, manj prehodne

~ oddajajo zunanje elektrone: se oksidirajo, so reducenti

~ alkalijske kovine z vodo oksidirajo:



~ tvorijo ionske spojine (kovine + nekovina)

~ kovinski oksid + H₂O → hidroksidi (baze)

~ kovinski oksid + kislina → soli

Nekateri kovinski oksidi so amfotermni; lahko reagirajo z kisljinami ali bazami.

❖ NEKOVINE

Nahajališča:

~ spojine (les, steklo...)

~ elementarnem stanju (zrak)

Lastnosti:

~ odvisne od vezi med delci teh snovi

~ brez sijaja

~ ne prevajajo el. tok in slabo prevajajo toploto (izjema: diamant (prevaja toploto) in grafit (prevaja el. tok))

~ niso kovne in tanljive

- ~ pri sobni temp. v različnih agregatnih stanjih
 - Trdne: Jod
 - Tekoč: Brom
 - Plinast: žlahtni plini, fluor, klor, kisik, dušik, vodik
 - v obliki dvoatomarnih molekul: H₂, O₂, N₂, Cl₂, F₂, Br₂, I₂
- ~ reaktiven: fluor
- ~ žlahtni plini ne tvorijo spojin (Helij, Argon, Neon)

- ~ sprejemajo zunanje elektrone: se reducirajo, so oksidanti
- ~ tvorijo ionske spojine
- ~ tvori kovalentne spojine (nekovina + nekovina)
- ~ nekovinski oksid + H₂O → kislina
- kovalentni oksidi kisle lastnosti
- ionski oksidi bazične lastnosti
- ~ hidridi; spojine z vodikom → kislina
 - Razen H₂O in NH₃, PH₃ → baza

❖ POLKOVINE

- B, Si, Ge, As, Se, Sb, Te, At
- ~ imajo nekatere lastnosti kovin in nekovin
- ~ tvorijo kovalentne spojine
- ~ prevajajo el. Tok (polprevodnik)

Atomski radij: (oddaljenost zunanjih elektronov od jedra) (velikost atomov) po skupini večja po periodi pada

~ manjši radij – elektroni bliže jedru

Ionski radij (velikost iona):

Radiji kationov manjši kot radiji anionov. Večji naboj, večji je.

Atomski radij aniona večji kot atomski radij atoma.

Ionizacijska energija:

Energija, potrebna za odstranitev enega elektrona iz atoma.

Po skupini pse pada, po periodi narašča.

PSI: skupine (nam pove št. zunanjih elektronov)

Periode (veča št. elektronov v isti skupini)

VII. SKUPINA - Halogeni

FLOUR (F₂)

KLOR (Cl₂)

BROM (Br₂)

JOD (I₂)

Plin
Rumen

plin
zelen

tekoč
rjav

trd
vijolične pare

Strupenost, reaktivnost, oksidacijska moč:

Najbolj

najmanj