**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:

m

ρ = V (g/ml ali g/L)

~ gostota snovi se pri višji temperaturi zmanjša

~ pri višjem tlaku se plinom gostota poveča

* Ar

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

(zapisane so v periodnem sistemu elementov zgoraj levo)

 M – molska masa snovi ( g/mol )

 NA – Avogadrova konstanta ( 6,02×1023 št. delcev/mol)

 n – množina snovi (mol) m N

 n = M = NA

* RAZTOPINE

~ *Topljenec*: snov, ki so raztapljamo

* trd
* tekoč
* plinast

~ *Topilo*: snov, v kateri raztapljamo topljenec

* polarna (H2O, metanol, eter)
* nepolarna (CS2, bencin, benzen)

~ *Raztopina*: homogena zmes topila in topljenca

~ Koncentracija raztopin:

Množinska koncentracija raztopine je množina topljenca v 1L raztopine:

 n(topljenec)

 c=V(raztopine) ( mol/L)

m(raztopine)=m(topljenca)+m(topila)

 Masni deleč topljenca v raztopini (ali odstotna koncentracija):

 m(topljenca) mt

 w = m(raztopine) = mr

 Masna koncentracija raztopine:

 m(topljenca) mt

 γ = V (raztopine) = V (g/L)

 Razmerje množin elementov:

 X1X2

 n(X1) : n (X2) = …

 Izračun molekulske formule spojine:

Razmerje množin elementov = Razmerje atomov v molekuli

~ topnost:

Nenasičena raztopina

Nasičana raztopina

Suspenzija

* PLINI

Odvisen od temperature in tlaka:

1. P1V1 = P2V2, T = konst. → če tlak povečamo, se volumen zmanjša
2. T1 T2

V1 = V2, P = konst. → če povečamo temperaturo, se volumen zveča

1. T1 T2

P1 = P2, V = konst. → Tlak plina: je posledica trkov delcev plina ob stene posode.

 *Plinska enačba*:

P- tlak P×V=T P V P×V

V – volumen T=V T=P T = konstant

T – temperatura

R- splošna plinska konstanta, R= 8,31 kPa L/mol K

*P×V=n×R×T*

Pri normalnih pogojih 1mol plina vsebuje 6.02 × 1023 molekul

 T = 0°C = 273K

 P = 101,3kPa

 V = 22,4 L/mol

**FORMULE**

Formula je kemijski zapis snovi.

Kemiki vsako novo spojino analizirajo, tako da izračunajo masni delež elementov v spojini.

*Reaktanti* – snovi, ki reagirajo v kemijski reakciji

*Produkti* – snovi, ki nastanejo pri kemijski reakciji

* FORMULE SPOJIN:

 ~ Iz enostavnih (empiričnih) formul razberemo razmerje atomov v molekuli spojine ali razmerje ionov v kristalih ionskih spojin. (npr: C1H1 – posamezen atom )

 CO2 C : O = 1 : 2

 NaCl Na+ : Cl- = 1 : 1

~ Iz molekulskih formul spojin razberemo dejansko število atomov v molekuli. (C6H6 – cela mol.)

~ Ionske formule, niso sestavljene iz molekul, ampak iz kationov in anionov.

* POIMENOVANJE SPOJIN

~ Z grškimi števniki

Pravila za tvorbo imen in formul spojin obravnava kemijska nomenklatura.

Slovensko ime na –ov ali –ev, latinsko ime na –id + grški števniki:

CO2 → ogljikov dioksid di- penta- enea-

N203 → didušikov trioksid tri- heksa- deka-

 tetra- okta-

*Binarne spojine*: so spojine sestavljene iz dveh elementov

* ZAPIS ENAČBE KEMIJSKE REAKCIJE

~ ugotovimo reaktante (na leva stran) in produkte (na desno stran)

~ 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(n0) (vpliva na težo)

 *~ Nevtroni;* no

Atom je električno nevtralen: p+ = e- = vrstno število (sp. levo)

 p+ + n0 = maso število (zg. levo) ≈ Ar

Večje število p+ in n0, večja je m(atoma).

 P+ = n0 pripadajo istemu *izotop*u

 → 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)

~ Kovina + Nekovina → Sol

 ↓ ↓

 Odda zunanji é Sprejme zunanji é

 *Anion Kation*

Primer:

Cl: 1s22s22p63s23p5 → atomu manjka 1 elektron do polne lupine oz. do konfiguracije

 žlahtnega plina

Na: 1s22s22p63s1 → atom odda elektron iz zunanje lupine

Cl + é→ Cl- Na – é → Na+

 Natrijevi in kloridni ioni

~ 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

 ↓ ↓

 *Polarne* *Nepolarne*

 (med različnimi atomi nekovin) (med enakimi atomi nekovin)

 Linearna oblika (2 vezna elektronska para): ↓

BeCl2 Nevezni elektronski pari Skupni ali vezni elektronski par

 ↑ (prispeva po 1 e-)

 (δ-) negativni pol

 δ- δ+ δ- (δ+) pozitivni pol

 ← → nima dipola ↓

Atom Cl bolj privlači ne vezni elektronski par, Skupaj tvorita dipol

zato je molekula na strani Cl bolj negativna (δ-).

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



Posebnost:

 × H2O

 δ- Kot meri: 104,5˚

 dipol je, zato je *molekula Polarna*

 δ+ δ+

 Trikotna oblika (3 vezni elektronski pari):

BCl3 Posebnost: NH3 (amonijak) (polarna mol.)

 Kot: 120° Kot: 107,3°

 Tetraedrična oblika (4 vezni elektronski pari):

Posebnost: CH4

 Kot: 109,5°

Trikotna bipiramidalna (5 vezni elektronksi pari):

PCl5

Oktaedrična (6 vezni elektronski pari):

SF6

~ Odboj veznih in neveznih elektronskih parov:

Vezni – vezni < vezni – nevezni < nevezni – nevezni

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

 -Tvori jih lahko ogljik (C).

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

 *Diamant Grafit*

 tetraeder plastovita struktura

 najtrša snov (močne vezi) mehak, mazav

 Ne prevaja el. tok prevaja el. tok

 brezbarven črn, s kovinskim sijajem

 tališče 3700° tališče 3700°

 109,5° kot med vezmi 120°

 umetni: reže steklo in kovine

- karborund (SiC), kremen (SiO2)

 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 | MOLEKULSKE | 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 molekuleNe – 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 (C6H12O6), S8, I2, naftalen (C10H8), CO2(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, ∆H negativni predznak) ∆H < 0, temp zviša

~ *Endotermne reakcije* (energija porablja, ∆H pozitivni predznak) ∆H > 0, temp zniža

*Spremembna entalpija* ∆H (energija, ki se sprošča ali porablja pri kemijski reakciji pri stalnem tlaku; P = 100kPa)

* ENERGIJSKE SPREMEMBE PRI RAZTAPLANJU

*Hidratacija*

 Cl-,Na+,H2O

*Hidratizirani ioni* – ioni obdani z molekulami H20

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

*Hidratacijska entalpija ∆Hhid* – 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 ↔ Produkti

→ - reakcija poteče do konca

← (↔) - 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)

~ Cp in Cr se ne spreminja (hitrost je konstantna)

* KONSTANTA RAVNOTEŽJA

 [produkt] [C] [D]2

K = [reaktant] oz: 2 A + 3B ↔ C + 2 D, K = [A]2 [B]3

* VPLIVI:

~ koncentracije

 Povečamo konentracijo reaktantov; →

 Povečamo koncentracijo produktov; ←

~ tlak

 Usmerja ravnotežje v smeri manjše množine (n).

~ temperatura nižja temp. višja temp.

* endotermna; ∆H°r > 0; ← →
* eksotermna; ∆H°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

 SO3(s) + H2O(l) → H2SO4(aq) (kisla raztopina)

Disociacija (razpad elektrolitov na ione):

HCl(aq) + H2O(l) → H3O+ + Cl-(aq)

 H3O+ - oksonijev ion

~ Lakmus: obarva rdeče

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

Močne kisline: Šibke kisline:

 HClO4 – klorova (VII) kislina CH3COOH – ocetna kislina(aceton)

 H2SO4 – žveplova (VI) kislina HCOOH – mravljična kislina/metanojska

 HCl – klorovodikova kislina H2S – vodikov sulfid

 HNO3 – dušikova (V) kislina HCN – vodikov cianid

 HBr, Hi H2CO3 – ogljikova (IV) kislina

 HF

* BAZE

~Nastanek:

 Kovinski oksid + voda

 CaO(s) + H2O(l) → Ca(OH)2(s)

~ Disociacija

NaOH(s) → Na+(aq) + OH-(aq)

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

 Ba(OH)2 CH3NH2

 Ca(OH)2 NH3 - amonijak

 Sr(OH)2 NH4 – amonijev

 KOH Prehodne kovine

 NaOH

* 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

 H2O + H2O → H3O+ + OH-

 [H3O+] = [OH-] = 10-7 mol/L

 Zaradi enake koncentracije je voda nevtralna ( je amfolit).

 Ionski produkt vode pri 25°C:

 KH2O = [H3O+][OH-] = 1,0 × 10-14

* NH3

 Baza je ker:

 ~ se obarva modro

 ~ ni kovina

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

 NH3 + H2O → NH4+ + OH-

~ Konstante kislin in baz:

 [H3O+] [K-] [OH-][B+]

Kk = [K] Kb = [B]

~ pH

 Kisline: pH = -log [H3O+]

 Je negativni logaritem koncentracije oksonijevih ionov

 Baze: pOH = -log [OH-]

pH + pOH = 14

 Od 0 -7 kislo

 7 nevtralno

 7 – 14 bazično

* SOLI

~ Nevtralizacija

Reakcija med kislinami + bazami, pri kateri nastane sol + voda

H2SO4 + Ca(OH)2 → Ca SO4 + H2O

Sol je sestavljena iz kationa in kislinskega preostanka kisline

 Kislinski preostanki:

CO32- - karbonat HCO31- - hidrogen karbonat

SO42- - sulfat (VI)

SO32- - sulfat (IV)

PO43- - fosfat (V) H2PO4- - dihidrogen fosfat (V)

PO33- - fosfat (III)

NO21- - nitrat (III)

NO31- - 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:

NaCl(aq) + AgNO3(aq) → AgCl(s) + NaNO3(aq)

 Oborina

Ionska oblika:

Na + Cl + Ag + NO3 → AgCl(s) + Na + NO3

Krajša oblika:

Ag + Cl → AgCl(s)

*Elektrolitska disociacija soli* – razpad molekul na ione

*Hidroliza soli* – protolitsko ravnotežje raztopljenih soli v vodi

(NH4)2SO4(aq) → 2NH4(aq) + SO4(aq)

 NH4+ H2O → NH3+ H3O

 Kisla raztopina

* POIMENOVANJE

Binarne spojine:

~ končnica –id

H+CN- – vodikov cianid

Kisline:

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

H2SO4 – žveplova (VI) kislina

H2SO3 – žveplova (IV) kislina

H3PO4 – fosforjeva (V) kislina

H3PO3 – fosforjeva (III) kislina

H2CO3 – ogljikova (IV) kislina

HNO3 – dušikova (V) kislina

HNO2 – dušikova (III) kislina

Kationi:

~ -ev/-ov ion

Na+ - natrijev ion

Anioni:

~ -at ion

SO42- - sulfatni (VI) ion

Soli:

~ -ev/-ov + -at

Na2SO4 – 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* – spreejmanje 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

 0 0 +1 -1

2Na + Cl2 → 2NaCl

* UREJANJE REDOKS REAKCIJE
1. AlCl3 + H2 → Al + HCl
2. Napiši oksidacijska števila:

 +3 -1 0 0 +1 -1

AlCl3 + H2 → Al + HCl

1. Al+3 → Al0 (+3e-) | 2

Oksidant, se reducira | (križamo)

 H20 → 2H+1 (-1×2e-) | 3

Reducent, se oksidira |

1. Uredimo:

2AlCl3 + 3H2 → 2Al + 6HCl

* 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:

 Galvanski člen: Zn | Zn2+ || Cu2+ | Cu

 → kationi 1 polčlen 2 polčlen

 ← anioni

Zn je reducent, se oksidira Zn - 2e- → Zn2+

Cu je oksidant, se reducira Cu2+ + 2e- → Cu

* ELEKTROLIZA

Redoks reakcije, ki potečejo pod vplivom enosmernega električnega toka

Negativna Katoda: K-: redukcija

Pozitivna Anoda: A+: oksidacija

* RJAVENJE

**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:

1. – alkalijske kovine
2. – zemljoalakalijske kovine
3. – halkogeni elementi
4. – halogeni elementi
5. – 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 4s2 skupina

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

~ Prehodni elementi

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

~ Lantanoidi in aktinoidi

Področje f (polnijo orbitale 4f,5f)

~ 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 Volfram (3400°C) – uporablja za žarnice in žarilne nitke

~ različna vrelišča

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

~ reaktivne: alkalijske in zemljoalakalijske kovine, manj prehodne

~ oddajajo zunanje elektrone: se oksidirajo, so reducenti

~ alkalijske kovine z vodo oksidirajo:

 2Na + 2 H2O → 2NaOH + H2

~ tvorijo ionske spojine (kovine + nekovina)

~ kovinski oksid + H2O → hidroksidi (baze)

~ kovinski oksid + kislina → soli

Nekateri kovinski oksidi so amfotermni; lahko reagirajo z kislinami 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 veča 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 plin tekoč trd

Rumen zelen rjav vijolične pare

Strupenost, reaktivnost, oksidacijska moč:

Najbolj najmanj