

KEMIJA.....	2
SNOV.....	2
ELEMENTI.....	2
NOMENKLATURA BINARNIH SPOJIN.....	3
ATOMI.....	3
MOLEKULE.....	3
AGREGATNA STANJA.....	4
RELATIVNA ATOMSKA ( $A_r$ ) IN MOLEKULSKA ( $M_r$ ) MASA.....	4
DELEŽ ( $w$ ).....	4
MNOŽINA ( $n$ ).....	5
AVOGADROVA KONSTANTA ( $N_A$ ).....	5
MOLSKA MASA ( $M$ ).....	5
VOLUMEN ( $V$ ).....	6
PLINSKI ZAKONI.....	6
RAZTOPINE.....	7
Zmesi.....	7
Nasičene raztopine.....	7
Delitev raztopin glede na vrsto in velikost delcev.....	7
Koncentracije raztopin.....	8
Izračun raztopin.....	8
POIMENOVANJE SPOJIN po STOCKU.....	9
KISLINE.....	10
BAZE.....	11
SOLI.....	11
KRISTALOHIDRATI.....	12
STEHOMETRIJA (Urejanje kemijskih reakcij).....	12
GRADNIKI SNOVI.....	13
KVANTNA TEORIJA ZGRADBE ATOMA.....	13
Paulijev princip.....	13
Energijsko pravilo.....	14
Hundovo pravilo.....	14
KONFIGURACIJA IONOV.....	14
PERIODIČNOST KEMIJSKIH IN FIZIKALNIH LASTNOSTI ELEMENTOV.....	14
ATOMSKI IN IONSKI RADIJI.....	15
VRSTE KEMIJSKIH VEZI.....	15
Kovalentna(atomska) vez.....	15
Nepolarna kovalentna vez.....	15
Polarna kovalentna vez.....	15
Ionska vez.....	16
Kovinska vez.....	16
TRDNA SNOV.....	16
Razkolnost.....	16
Kovalentni kristali.....	16
Kovinski kristali.....	16
Ionski kristali.....	17
Molekulski kristali.....	17

## KEMIJA

Kemija je naravoslovna znanost, ki proučuje zakone v naravi. Je temeljna naravoslovna znanost, ki proučuje sestavo, zgradbo, lastnosti in spremembe snovi. Proučuje snov in spremembe le teh na osnovi gradnikov snovi poimenovanih atomi in molekule.

## SNOV

Snov je vse kar nas obdaja, vse kar lahko začutimo s svojimi čutili. Ovrednotimo jih z maso (m) in prostornino (V). Snovi delimo na čiste snovi in zmesi.

Čiste snovi imajo enake gradnike (elementi in spojine), enako stalne (se ne spreminjajo) in določene fizikalne lastnosti (gostoto, temperaturo vrelišča in tališča)

Čiste snovi imajo vedno enake vrednosti fizikalnih lastnosti, ne glede na njihovo maso in način nastanka

Zmesi imajo različne osnovne gradnike in so skupek več različnih čistih snovi. V zmesih pogosto pride do kemijske reakcije ker pride do reakcije dveh snovi ter nastanka nove spojine kot je prikazano spodaj.



Po izteku kemijske reakcije dobimo nove fizikalne lastnosti. Lastnosti nove spojine, ki smo jo dobili po kemijski reakciji so drugačne od snovi pred reakcijo.

Kadar iz dveh snovi nastane ena nova snov/spojina takšno kemijsko reakcijo imenujemo sinteza, če pa kemijsko reakcijo gledamo iz druge smeri (iz spojine nastane več snovi) pa jo imenujemo analiza ali razkroj.

## ELEMENTI

Element je čista snov, ki jo s kemijsko reakcijo ne moremo razgraditi v bolj enostavno obliko. Označujemo jih s simboli, ki so enotni po vsem svetu. Simboli so začetnica ali prvi dve začetnici latinskega imena elementa (oglejte si periodni sistem). Kemijske reakcije elementov tvorijo spojine.

## NOMENKLATURA BINARNIH SPOJIN

Spojine poimenujemo tako da na prvo mesto zapišemo ime elementa ki je pozitiven in mu pripišemo končnico -ev ali -ov. Drugi del spojine, ki pa je negativen pa ima latinsko poimenovanje ki se konca z končnico -id.

$\text{Na}_2\text{O}$  - Natrijev oksid

$\text{Na}_3\text{P}$  - Natrijev fosfid

$\text{Na}_2\text{S}$  - Natrijev sulfid

$\text{NaH}$  - Natrijev hidrid

## ATOMI

Demokrit je že v stari Grčiji postavil hipotezo, da snovi sestavljajo atomi (atomos - nedeljiv) leta 1808 je anglež Dalton definiral atom s postavitvijo atomske teorije, ki je bila podpreljena z eksperimenti.

Atomi so osnovni gradniki snovi, ki so nedeljivi in nespremenljivi pri kemijskih reakcijah, vsi atomi enakega elementa so med seboj enaki med tem ko atomi različnih elementov se med seboj razlikujejo.

Element je sestavljen iz istovrstnih atomov med tem ko je spojina sestavljena iz atomov različnih elementov

## MOLEKULE

Atomi se združujejo v večje skupine imenovane molekule. Te so gradniki snovi, ki samostojno nastopajo pri fizikalnih procesih (snov ne spremeni lastnosti teveč le agregatno stanje) in kemijskih reakcijah. Molekule ki so sestavljene iz atomov različnih elementov tvorijo spojine.

Večino elementov v periodnem sistemu zapišujemo kot predpis eno-atomskih molekul, imamo pa seveda izjeme:

Dvo-atomske molekule:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$

Štiri-atomska molekula:  $\text{P}_4$

Osem-atomska molekula:  $\text{S}_8$

V primeru, da ima spojina več atomov istega elementa jo poimenujemo z grškimi števnikmi: mono(1), di(2), tri(3), tetra(4), penta(5), heksa(6), hepta(7), okta(8), nona(9), deka(10).

Poznamo več kemijskih reakcij te so:

- Sinteze ali spajanja:  $\text{A}+\text{B}=\text{AB}$

- Razkroja ali analiza:  $\text{AB}=\text{A}+\text{B}$

- Enojna substitucija ali enojna zamenjava:  $\text{AB}+\text{C}=\text{AC}+\text{B}$

- Dvoja substitucija ali dvojna zamenjava:  $\text{AB}+\text{CD}=\text{AD}+\text{CB}$

## AGREGATNA STANJA

Poznamo tri agregatna stanja. Plinasto(g), tekoče(l) in trdno(s). Pri plinastem stanju molekule menjujejo svoj položaj in zavzamejo celoten možen prostor. V tekočem agregatnem stanju se molekule premikajo manj kot pri plinu in imajo obliko tekočine. V trdnem agregatnem stanju molekule mirujejo ter ne spremenijo svojega mesta, vrtijo se samo okoli svoje osi imajo obliko ledu.

## RELATIVNA ATOMSKA ( $A_r$ ) IN MOLEKULSKA ( $M_r$ ) MASA

Besedo relativen razumemo, da neko količino primerjamo z drugo ampak ker atomov ne moremo tehtati saj so zelo majhni je Dalton med svojimi sintezami vodika z drugimi elementi ugotovil, da najmanjša masa vodika reagira z večjimi masami drugih delcev. Relativne mase so števila brez enot.

**Daltonova definicija:**  $A_r$  je število, ki nam pove, kolikokrat je atom nekega elementa večji od mase vodikovega atoma.

**Današnja definicija:**  $A_r$  je število, ki nam pove, kolikokrat je atom nekega elementa težji ali večji od  $1/12$  ogljikovega atoma.

**Definicija  $M_r$ :**  $M_r$  je število, ki nam pove, kolikokrat je molekula neke spojine težja oz. večja od  $1/12$  ogljikovega atoma.

## DELEŽ ( $w$ )

Deleži vseh elementov v molekuli so enaki 1, če delež pomnožimo s 100 dobimo procentno (%) sestavo molekule.

Tukaj pridemo do dveh kemijskih enačb ki jih je dobro poznati. Zapisane so v zelenem.

Reagira 156,3 g Fe in 89,7 g S. Nastane FeS. Kakšna je masa FeS in kakšna sta deleža Fe ter S?

$$m(\text{Fe}) = 156,3 \text{ g}$$

$$m(\text{S}) = 89,7 \text{ g}$$

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

$$w(\text{Fe}) = ?$$

$$w(\text{S}) = ?$$

$$w = \frac{m(\text{elementa})}{m(\text{spojine})}$$

$$m(\text{Fe}) + m(\text{S}) = m(\text{FeS})$$

$$156,3 \text{ g} + 89,7 \text{ g} = 246 \text{ g}$$

$$m(\text{spojine}) = m_1(\text{elementa}) + \dots + m_n$$

$$m(\text{FeS}) = 246 \text{ g}$$

$$w(\text{Fe}) = 0,635$$

$$w(\text{S}) = 0,365$$

$$w(\text{Fe}) + w(\text{S}) = 1$$

$$w(\text{Fe}) = \frac{156,3 \text{ g}}{246 \text{ g}} = 0,635 \cdot 100 = 63,5\%$$

$$w(\text{S}) = \frac{89,7 \text{ g}}{246 \text{ g}} = 0,365 \cdot 100 = 36,5\%$$

## MNOŽINA (n)

Kemiki imamo opravka z velikim številom molekul in atomov, zato so uvedli posebno kemijsko enoto imenovana mol. Mol predstavlja delce molekul ali atomov. 1 mol je množina snovi, ki vsebuje toliko delcev, kot je atomov v 12 g ogljika.

Naprimar v 1 mol  $\text{H}_2\text{O}$  imamo  $6,023 \times 10^{23}$  molekul vode, v 1 mol  $\text{H}_2$  imamo  $6,023 \times 10^{23}$  molekul vodika, v 1 mol  $\text{H}$  imamo  $6,023 \times 10^{23}$  atomov vodika.

Mol je enota za množino snovi ki ima oznako n. Različne spojine z enko množino se razlikujejo po masi.

Imamo podobno poimenovano enoto in ta je molarost ki jo označujemo z  $M$  in ima enoto mol/L, množino označujemo z  $n$  in ima enoto mol. To sta dve različni enoti in povzročata veliko mešnjav.

1 mol  $\text{H}_2\text{O}$  ima maso 18 g število njegovih delcev pa je  $6,023 \times 10^{23}$

1 mol S ima maso 32 g število njegovih delcev pa je  $6,023 \times 10^{23}$

1 mol NaOH ima maso 40 g število njegovih delcev pa je  $6,023 \times 10^{23}$

## AVOGADROVA KONSTANTA ( $N_A$ )

$N_A$  je eksperimentalno določeno število ki nam povej število delcev na 1 mol.

Število  $N_A$  je  $6,023 \times 10^{23}$  delcev/mol.

Tukaj pridemo do kemijske enačbe ki jo je dobro poznati.

$$N = n \cdot N_A$$

$N$ ... število delcev

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

$n$ ... mol

$N_A$ ... Avogadrova konstanta ( $6,023 \times 10^{23} \frac{\text{delcev}}{\text{mol}}$ )

## MOLSKA MASA (M)

Molska masa predstavlja masa 1 mola in je identična  $M_r$ , le da ji dodamo enoto g/mol.

Molsko maso lahko vedno pridobimo z pomočjo periodnega sistema.

Tukaj ponovno pridemo do kemijske enačbe ki jo je dobro poznati.

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

$n$ ... množina [mol]

$m$ ... masa [g]

$$m = n \cdot M$$

$M$ ... molska masa [g/mol]

## VOLUMEN (V)

Volumen najlažje zmerimo plinu. Fizikalne količine, ki natančno opredelijo pline so temperatura (T), volumen (V) in tlak (p).

Velja če imamo v posodi zaprt plin in mu povečamo tlak se njegov volumen zmanjša, če pa tlak zmanjšamo se volumen plina poveča.

Če temperaturo zvišamo imajo delci plinov večjo energijo ter se bolj premikajo v prostoru in ob tem trkajo ob steno prostora, kar zvišuje njegov tlak. Nižja kot je temperatura manjši je tlak.

Imamo par **pravil**:

Kadar imamo normalne pogoje je  $T=273\text{ K}$ ,  $p=101,3\text{ kPa}$ , volumen 1 mol kateregakoli plina pa je vedno enak  $22,4\text{ L}$ .

Pridemo do par **kemijskih enačb** ki jih je dobro poznati.

$$V = p \cdot T$$

$$V = n \cdot V_m$$

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$V$ ... volumen [L]  
 $p$ ... tlak [kPa]  
 $n$ ... množina [mol]  
 $T$ ... temperatura [K]  
 $V_m$ ... molski volumen [ $22,4\text{ L/mol}$ ]  
 $m$ ... masa [g]  
 $\rho$ ... masna koncentracija (gostota) [ $\frac{g}{L}$ ]

## PLINSKI ZAKONI

Splošni **enačbi** za plinski zakon sta naslednji:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

$p$ ... tlak [kPa]       $T$ ... temperatura [K]  
 $V$ ... volumen [L]  
 $n$ ... množina [mol]  
 $R$ ... plinska konstanta [ $8,314 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ ]

Plinski zakon ima par **pravil**:

Pri konstantni temperaturi velja naslednja enačba:  $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$

Pri konstantnem volumnu velja naslednja enačba:  $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$

Pri konstantnem tlaku velja naslednja enačba:  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

# RAZTOPINE

## Zmesi

Zmesi delimo na homogene in heterogene. Pri homogenih zmesih so fazne meje med različnimi komponentami zmesi nevidne, v to skupino uvrščamo slano vodo, saj je **sol (topljenec)** popolnoma topna v **vodi(topilo)** in zato ne vidimo med tema dvema komponentama meje.

Heterogene zmesi pa imajo fazne meje med komponentmi vidne. V to skupino lahko uvrstimo zmes vode in olja, saj fazno mejo vidimo

Homogene zmesi večih komponent imenujemo raztopine, delci komponent v teh raztopinah se med seboj porazdelijo.

Heterogene zmesi večih tekočin imenujemo emulzije, zmesi trdih in tekočih komponent pa imenujemo suspenzije. Trdne komponente ki se nabirajo v suspenzijah so poimenovane oborine.

Topljenec je snov, ki se topi v topilu, topilo pa je snov, ki ga je več.

Zraka ne poimenujemo kot raztopino kljub temu, da je homogena zmes različnih plinov.

Pri raztopinah se pojavi nova lastnost, ki jo imenujemo topnost. Topnost opisuje porazdelitev delcev v raztopinah. Izračunamo ga na podlagi difuzije/mešanja komponent. Topnost je odvisna od topila, topljenca in od temperature, višja je temperatura raztopine višja je topnost.

## Nasičene raztopine

Nasičena raztopina nastane kadar imamo v določenem topilu maksimalno raztopljenega topljena, ker pomeni da se topljenec več ne more raztapljati v tem volumnu snovi in pri trenutni temperaturi raztopine.

Topnost je premo-sorazmerna in je odvisna od vrste snovi in temperature raztopine. Topnost je večinoma določena pri 20 °C ter narašča s temperaturo. Imamo pa tudi izjeme pri katerih topnost z naraščanjem temperature pada.

## Delitev raztopin glede na vrsto in velikost delcev

**Prave:** velike do 10<sup>-9</sup> mil enot in so sestavljene iz molekul ali ionov(nabiti delci)

**Koloidne:** velike od 10<sup>-9</sup> do 10<sup>-7</sup> mil enot in so sestavljene iz velikih molekul ali amorfnih delcev

**Suspenzije:** velike nad 10<sup>-7</sup>mil enot in so sestavljene iz velikih kristalov ali velikih amorfnih delcev

## Koncentracije raztopin

Raztopine opisujemo z dvema različnima koncentracijama. Ti dve sta gostota imenovana tudi kot masna koncentracija in množinska koncentracija.

Pridemo do kemijskih enačb ki jih je dobro poznati.

$$\gamma = \frac{m}{V}$$

$\gamma$  ... masna koncentracija [g/L]  
 $m$  ... masa topjenca [g]  
 $V$  ... volumen raztopine [L]

$$C = \frac{n}{V}$$

$n$  ... množina topjenca [mol]  
 $C$  ... množinska koncentracija [mol/L]

### Izračun raztopin

10 g NaCl razredčimo v 250 ml bučki z destilirano vodo. Izračunaj množinsko in masno koncentracijo dobljene raztopine. Zanima nas tudi % NaCl v raztopini.

$$m(\text{NaCl}) = 10\text{g}$$

$$V_r = 250\text{mL} \Rightarrow 0,25\text{L}$$

$$\gamma = \frac{m}{V} = \frac{10\text{g}}{0,25\text{L}} = \underline{\underline{40\text{ g/L}}}$$

$$w = ? \quad M(\text{NaCl}) = 58,5\text{ g/mol}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,17\text{mol}}{0,25\text{L}} = \underline{\underline{0,68\text{ mol/L}}}$$

$$\gamma = ?$$

$$C = ? \quad n = \frac{m}{M} = \frac{10\text{g} \cdot \text{mol}}{58,5\text{g}} = 0,171\text{mol}$$

$$w(\text{NaCl}) = \frac{10\text{g}}{250\text{g}} = \underline{\underline{0,04 = 4\%}}$$

Imamo 750 ml raztopine NaOH z množinsko koncentracijo 1,5 mol/L. Izračunajte maso NaOH ter masno koncentracijo raztopine.

$$V = 750\text{mL} \Rightarrow 0,75\text{L}$$

$$C = 1,5\text{ mol/L}$$

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C \cdot V \Rightarrow n = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,75\text{L} = 1,125\text{mol}$$

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

$$\gamma = ?$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow \underline{\underline{m}} = n \cdot M \Rightarrow m = 1,125\text{mol} \cdot 40,01\text{ g/mol} = \underline{\underline{45,011\text{g}}}$$

$$M(\text{NaOH}) = 40,01\text{ g/mol}$$

$$\underline{\underline{\gamma}} = \frac{m}{V} = \frac{45,011\text{g}}{0,75\text{L}} = \underline{\underline{60,015\text{ g/L}}}$$



## POIMENOVANJE SPOJIN po STOCKU

Poznano tudi kot poimenovanje z oksidacijskimi števili elementov. Oksidacijsko število elementa je enako njegovemu naboju iona. Do oksidacijskih števil elementa pridemo tako da smo pozorni na skupino v kateri je element.

Čiti elementi (elementi ki niso v spojinah) imajo ionski naboj enak 0.

I skupino PS imenujmo **alkalijske kovine** in njihov ionski naboj je enak +1.

II skupino PS imenujemo **zemljoalkalijske kovine** in njihov ionski naboj je enak +2.

III skupina PS se imenuje **borova skupina** in njihov ionski naboj je enak +3.

IV skupino PS imenujemo **ogljikova skupina** in njihov ionski naboj je enak +4.

V skupina PS se imenuje **dušikova skupina** in njihov ionski naboj je enak -3.

VI skupino PS imenujemo **halkogeni** in njihov ionski naboj je enak -2.

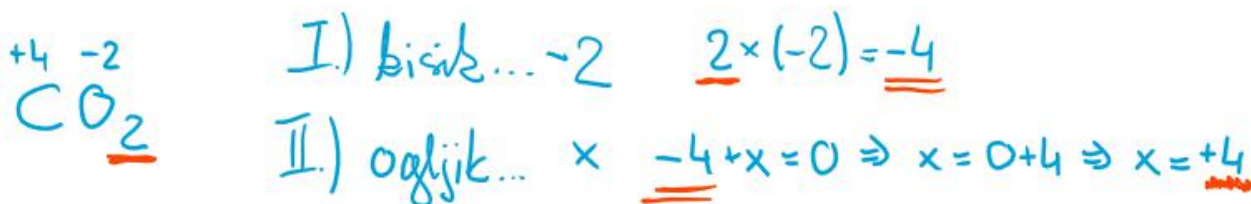
VII skupino PS imenujemo **halogeni** in njihov ionski naboj je enak -1.

Ne moremo pa se ozirati samo na skupine elementov v periodnem sistemu (PS) saj nastopajo izjeme pravil, zato si bomo pogledali kako se oksidacijsko število (ionski naboj) izračuna.

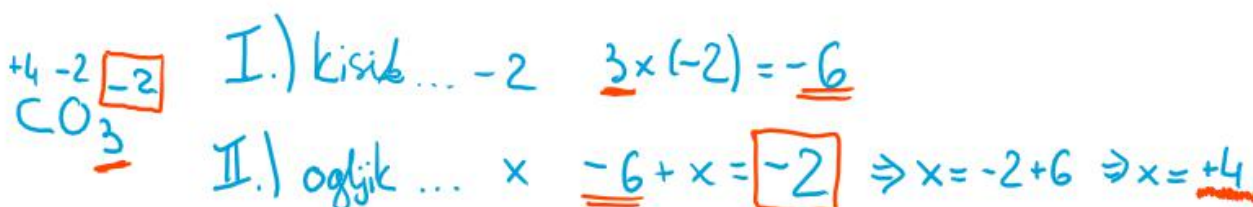
Kot smo že povedali ima vodik v spojinah oksidacijsko število +1, saj je iz skupine alkalijskih kovin ( $+1\text{HCl}^{-1}$ ,  $+1\text{H}_2\text{O}^{-2}$ ). Če pa vodik nastopa v **kovinskih hidridih** pa je njegovo oksidacijsko število -1 ( $+1\text{LiH}^{-1}$ ).

Kisik ima v spojinah oksidacijsko število -2 saj spada v skupino halkogenov ( $+1\text{Na}_2\text{O}^{-2}$ ), če pa nastopa v spojini **vodikovega peroksida** pa ima oksidacijsko število -1 ( $+1\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ ).

Vsota oksidacijskih števil vseh atomov v **molekuli** je enaka 0, saj so molekule nevtralne. Določitev oksidacijskih števil začnemo pri elementu ki se nahaja na desni strani spojine nato drugemu element uravnatežimo ionski naboj z nasprotnim nabojem.



Oksidacijsko število elementu v **ionih** določimo po enakem postopku kot pri molekulah. Razlika je samo, da je **njihov seštevek enak naboju iona in ne 0**.



**KISLINE**

Kislina ponavadi prepoznamo po tem da imajo na prvem mestu zapisano enega ali več atomov vodika. Poznamo tudi **oksokislina** ki so prepoznavne po tem da vsebujejo zraven atomov vodika tudi **atome kisika**.

Kislina ponavadi nastanejo tako, da pline dodajamo v vodno raztopino. Vodne raztopine kislin imajo pH manjši od 7, nižji kot je pH večja je kislost, kar pomeni da imajo večjo koncentracijo pozitivnih oksidnih ( $H_3O^+$ ) ionov v raztopini.

Poimenovanje kislin je odvisno od njihovega kislinkega ostanka ter oksidacijskega števila centralnega atoma.

V primerih kjer element tvori le eno vrsto kisline, oksidacijskega števila ni potrebno zapisati v njihovo ime.

KISLINE	IME KISLIN	KISLINSKI OSTANKI	IME KISLINSKIH OSTANKOV
HF	fluorovodikova kislina	$F^-$	fluorid
HCl	klorovodikova kislina	$Cl^-$	klorid
HBr	bromovodikova kislina	$Br^-$	bromid
HI	jodovodikova kislina	$I^-$	jodid
$CH_3COOH$	očetna (etanojska) kislina	$CH_3COO^-$	acetat (etanoat)
$HCOOH$	mravljična (metanojska) kislina	$HCOO^-$	formiat (metanoat)
$HCN$	cianovodikova kislina	$CN^-$	cianid
$HNO_3$	dušikova (V) kislina	$NO_3^-$	nitrat (V)
$HNO_2$	dušikova (III) kislina	$NO_2^-$	nitrat (III)
$HIO_3$	jodova (V) kislina	$IO_3^-$	jodat (V)
$HClO$	klorova (I) kislina	$ClO^-$	klorat (I)
$HClO_2$	klorova (III) kislina	$ClO_2^-$	klorat (III)
$HClO_3$	klorova (V) kislina	$ClO_3^-$	klorat (V)
$HClO_4$	klorova (VII) kislina	$ClO_4^-$	klorat (VII)
$H_2SO_4$	žveplova (VI) kislina	$HSO_4^-$ $SO_4^{2-}$	hidrogen sulfat (VI) sulfat (VI)
$H_2SO_3$	žveplova (IV) kislina	$HSO_3^-$ $SO_3^{2-}$	hidrogen sulfat (IV) sulfat (IV)
$H_2CO_3$	ogljikova (IV) kislina	$HCO_3^-$ $CO_3^{2-}$	hidrogen karbonat karbonat
$H_2S$	žveplovodikova kislina	$HS^-$ $S_2^-$	hidrogen sulfid sulfid
$H_3PO_4$	fosforjeva (V) kislina	$H_2PO_4^-$ $HPO_4^{2-}$ $PO_4^{3-}$	dihidrogen fosfat (V) hidrogen fosfat (V) fosfat (V)
$H_3PO_3$	fosforjeva (III) kislina	$H_2PO_3^-$ $HPO_3^{2-}$ $PO_3^{3-}$	dihidrogen fosfat (III) hidrogen fosfat (III) fosfat (III)
$H_3BO_3$	borova (III) kislina	$H_2BO_3^-$ $HBO_3^{2-}$	dihidrogen borat (III) hidrogen borat (III)
$H_3BO_3$	borova (III) kislina	$BO_3^{3-}$	borat (III)
		$NH_3$ $NH_4^+$ $OH^-$	amoniak amonijev ion hidroksid

## BAZE

Baze ob raztapljanju v vodi oddajajo hidroksidni ion ( $\text{OH}^-$ ) ali prejemajo vodikov ion ( $\text{H}^+$ ). Baze in kisline zaradi njihovih vplivov obravnavamo kot nasprotna dejavnika. Kisline povečujejo koncentracijo hidronijevih ionov ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) v vodni raztopini, baze pa jih zmanjšujejo. Baze v vodni raztopini ustvarjajo hidroksidne ione ( $\text{OH}^-$ ) in s tem zvišujejo pH vrednost raztopine. Njihov pH je višji od 7, višja je pH bolj bazična je raztopina. Baze nasprotujejo kislinam in jih tako nevtralizirajo.

Baze v osnovi spadajo med **ionske spojine** in imajo eno ali več OH skupin. Njihovo poimenovanje smo že razložili v poglavju nomenklature (poimenovanje) binarnih spojin. Med baze spadajo tudi spojine z amonijsko skupino ( $-\text{NH}_2$ ), kot je na primer amonijak. Obstajajo pa tudi izjeme, med katere spada hidroksidni ion ( $\text{OH}^-$ ), ki je sestavljen iz dveh elementov ampak ga obravnavamo kot eno samostojno enoto imenovano hidroksid.

Če poimenovanje nhitro obnovimo pri spojinah, ki vsebujejo hidroksidni ion. Pri nomenklaturi najprej navedemo ime kovine, ter osnovi dodamo končnico **-ev** ali **-ov**. Na koncu dodamo ime **aniona** (negativno nabit delc iona), ki je v tem primeru hidroksid.

$\text{KOH}$  - Kalijev hidroksid

$\text{Al}(\text{OH})_3$  - Aluminijev hidroksid

$\text{Sn}(\text{OH})_2$  - Kositrov(II) hidroksid

$\text{Ca}(\text{OH})_2$  - Kalcijev hidroksid

$\text{NH}_4\text{OH}$  - Amonijev hidroksid

$\text{Sn}(\text{OH})_4$  - Kositrov(IV) hidroksid

## SOLI

Sol je ionska spojina in lahko nastane na več načinov. Sestavljena je iz **anionov** (ion nekovine - negativno nabit delec) in **kationov** (ion kovine - pozitivno nabit delec) v takšnem razmerju, da je spojina električno nevtralna.

Soli poimenujemo po njihovih kislinskih preostankih (klorid, jodid, acetat, nitrat, sulfat...). Soli nastanejo na štiri načine.

### I) Z nevtralizacijo:

poteče kemijska reakcija med **kislino** in **bazo**. Pri tem nastane sol sestavljena iz kationa kisline in aniona baze. Pri nekaterih reakcijah nastane tudi voda, ampak so pod pogoji če baza vsebuje karbonatni ion in ogljikov dioksid.



### II) S spajanjem kovine in nekovine:

nastane sol sestavljena iz kovinskega aniona ter nekovinskega kationa.



III) Z reakcijo med kislino in kovino:

nastaneta sol sestavljena iz aniona kovine in kationa kisline ter vodik.



IV) Z reakcijo med kislino in kovinskim oksidom:

nastaneta sol sestavljena iz aniona kisline in kationa kovinskega oksida ter voda.



## KRISTALOHIDRATI

Kristalohidrati so soli, pri katerih je molekula soli povezana z med-molekulskimi vezmi z eno ali več molekul vode. Kadar kristalohidrate segrejemo na temperaturo med 100°C in 120°C vezana kristalna voda odpari in dobimo čisto sol ki je v trdnem agregatnem stanju. Poimenovanje kristalohidratov je enako poimenovanju vseh spojin razen da na koncu dopišemo število molekul vode ki so vezani na našo sol.

Za število vezanih molekule vode uporabljamo grško poimenovanje, 1 vezano molekulo vodo imenujemo (mono)hidrat, 2 molekuli vode dihidrat, 3 vode trihidrat, 4 vode tetrahidrat, 5 vod pentahidrat, 6 vod heksahidrat, 7 vod heptahidrat, 8 vod oktahidrat, 9 vod nonahidrat in 10 vod dekahidrat

$\text{FeCl}_3 \times 6\text{H}_2\text{O}$  - Železov(III) klorid heksahidrat       $\text{NaCl} \times 10\text{H}_2\text{O}$  - Natrijev klorid dekahidrat

## STEHIOMETRIJA (Urejanje kemijskih reakcij)

Pomen simbolov na primeru dušika(N):

N  
 N = 1 mol atomov dušika  
 $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$  atomov  
 M = 14 g/mol  
 m = 14 g  
 V = N/A (ni plin)

$\text{N}_2$   
 N = 1 mol molekule dušika  
 $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$  molekul  
 M = 28 g/mol  
 m = 28 g  
 V = 22,4 L

$\text{NH}_3$   
 N = 1 mol snovi amonijaka  
 $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$  molekul  
 M = 17 g/mol  
 m = 17 g  
 V = 22,4 L

Preden začnemo računavati lastnosti snovi v kemijski reakciji, moramo urediti reakcijo s pomočjo zakona o ohranitvi mase. Zakon nam pove, da se mase pri kemijskih reakcijah ohranjajo, kar pomeni da je število atomov enega elementa na levi strani enačbe enaka številu istega atoma elementa na desni strani enačbe. Primer urejanja kemijskih reakcij si lahko pogledamo pri reakcijah sinteze (nastajanja) soli v prejšnjem poglavju.

## GRADNIKI SNOVI

Atom je sestavljen iz jedra in elektronskih ovojnica, ta teza je bila postavljena leta 1911. V jedru imamo protone ( $p^+$  z nabojem  $+1$ ) in nevtrone ( $n^0$  z nabojem  $0$ ), elektronska ovojnica pa vsebuje elektrone ( $e^-$  z nabojem  $-1$ ). Ker je vsak stabilen atom nevtralen je število protonov enako številu elektronov. Jedro je pozitiven ( $+$ ) del atoma medtem ko pa je njegova ovojnica nabita negativno ( $-$ ).

Masa elektrona je  $1836x$  manjša od mase protona ali nevtrona, zato imamo vso maso atoma skoncentrirano v njegovem jedru.

Število protonov ali elektronov je enako vrstnemu številu atoma v periodnem sistemu.

Masno število je relativna atomska masa in je število protonov in nevtronov skupaj. Število nevtronov dobimo da masnemu številu atoma odštejemo vrstno število atoma. Elementi se med seboj po vrstnih številih ne razlikujejo, lahko pa se razlikujejo po svojih masnih številih, le te imenujemo izotopi. Izotopi so atomi istega elementa, ki se med seboj razlikujejo po številu nevtronov v jedru atoma, vsi izotopi v naravi niso v enakih količinah. V periodnem sistemu imamo zapisane tiste, ki so v naravi najbolj pogosti.

## KVANTNA TEORIJA ZGRADBE ATOMA

Elektronu ni mogoče določiti njegove hitrosti in njegovega položaja hkrati, saj v mikrosvetu ne veljajo zakoni iz makroskopskega sveta. Elektronu ni možno določiti tirnice, saj se giblje zelo artikularno. Elektronu je možno določiti verjetnost nahajanja v nekem področju okrog jedra, a ta določitev definira samo največjo verjetnost.

Verjetnost je definirana kat količnik med številom možnih dogodkov in številom vseh dogodkov. Verjetno je, da se bo elektron nahajal v prostoru, ki je bliže jedru, ta prostor imenujemo orbitala. Orbitala predstavlja tudi 95% verjetnosti kjer se elektroni nahajajo. Z kvantnimi števili opišemo orbitale, glavno kvantno število ( $N$ ) določa velikost orbitale, večje kot je število, večja je orbitala, stransko kvantno število ( $L$ ) določa obliko orbitale, magnetno kvantno število ( $M$ ) pa določa orientacijo orbitale v prostoru.

V eno lupino sodijo vse orbitale, ki imajo enako glavno kvantno število ( $N$ ) v podlupine pa spadajo orbitale ki imajo enako glavno ( $N$ ) in stransko kvantno število ( $L$ ).

Za atome z dvema ali več elektroni, pa veljajo še tri dodatna pravila, te so nasledne. Paulijev princip, energijsko pravilo in Hundovo pravilo

### Paulijev princip

Vpeljemo še dodatno kvantno število, ki je karakteristično samo za elektrone. To je spinsko kvantno število ( $S$ ), ki predstavlja rotacijo elektrona okrog lastne osi in medsebojno izogibanje med elektroni (zaradi njihovega negativnega naboja).

V atomu ne moreta biti dva elektrona, ki bi imela vsa štiri kvantna števila enaka.

Posledica tega pa je, da sta v eni orbitali največ dva elektrona, saj obstajata le dve različni spinski kvantni števili.

Energijo orbitale določata le glavno in stransko kvantno število. Magnetno kvantno število pa določa orientacijo orbitale v prostoru ( $x, y, z$ )

V ovojnici so elektroni razvrščeni po orbitalah glede na njihovo energijo.

## Energijsko pravilo

Energijsko pravilo upoštevamo pri razporejanju elektronov po orbitalah, imenovano elektronska konfiguracija.

Pri merjenju energije pa si orbitale **ne sledijo po velikosti** ampak drugače, in sicer to lahko opazujemo na periodnem sistemu. Vrstni red energij orbital zglada 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.

## Hundovo pravilo

To pravilo nam pove, da če imajo elektroni na razpolago več energijsko enakovrednih orbital, potem se razporedijo tako, da je čimveč samskih elektronov, kar pomeni, da je v orbitali le en elektron.

Elementi iste skupine v periodnem sistemu imajo enako število valenčnih elektronov, tako poimenujemo elektrone v orbitali zadnje oble. Na primer vsi elementi 7 skupine imajo 7 valenčnih elektronov. Elementi iste periode v periodnem sistemu pa imajo iste oble.

Pri elementih 1 in 2 skupine valenčni elektroni polnijo **s** orbitale, elementi 3, 4, 5, 6, 7 in 8 skupine pa zraven **s** orbital polnijo še **p** orbitale. Prehodni elementi polnijo valenčne elektrone v **d** orbitale, lantanoidi in aktinidi pa polnijo svoje valenčne elektrone v **f** orbitale. Žlahtni plini imajo svoje orbitale v zadnji obli popolnoma zapolnjene, zato so elementi iz te skupine (8 skupina) nereaktivni.

## KONFIGURACIJA IONOV

Delci v naravi želijo doseči čim bolj stabilno stanje, kar je povezano z dosegom najnižje energije. Nižjo kot imajo energijo bolj je delec stabilen. Najbolj stabilni delci v naravi so žlahtnih plinov, saj imajo vse orbitale v zadnji obli zapolnjene, in zato ne reagirajo. Vsi drugi elementi težijo doseči konfiguracijo žlahtnih plinov, in to dosežejo tako, da reagirajo z drugimi elementi.

Če pogledmo element natrija (Na):



Natrij je tako dosegel konfiguracijo žlahtnih plinov, saj ima svojo zadnjo orbitalno ovojnico zapolnjeno z elektroni, zato je Natrijev ion bolj stabilen kot Natrijev atom.

## PERIODIČNOST KEMIJSKIH IN FIZIKALNIH LASTNOSTI ELEMENTOV

Kot smo že omenili imajo vsi elementi v isti skupini periodnega sistema enako število elektronov v zadnji obli orbital, in zato imajo med seboj enake fizikalne in kemijske lastnosti ter tvorijo spojine s podobno sestavo, saj imajo enake kemijske vezi.

Značilne kemijske lastnosti elementov 1 skupine so da ob reakciji nastaneta baza in vodik, reagenti kovinskih oksidov z reakcijo vode naredijo vedno baze, nekovinski oksidi pa kisline.

Hidridi elementov 1 in 2 skupine ob reakciji z vodo naredijo baze.

Oksidi kovin so v trdnem agregatnem stanju, in so v obliki velemolekul, večina oksidov nekovin so najdena v plinastem agregatnem stanju, kot tudi v tekočem ali trdnem.

## ATOMSKI IN IONSKI RADIJI

Radij je polmer ki je izmerjen od jedra do zadnje orbitale. Po skupinah v periodnem sistemu atomski radiji naraščajo, po periodah pa atomski radiji padajo. To se dogaja zato, ker je jedro bolj pozitivno in je privlak močnejši in zato se radij zmanjšujejo.

Radiji ionov se spreminjajo enako, torej po skupinah naraščajo, po periodah padajo. Kationi(+) so vedno manjši od pripadajočega atoma, anioni(-) pa vedno večji.

## VRSTE KEMIJSKIH VEZI

Kemijske vezi so vezi, ki držijo osnovne gradnike v molekuli. Delci reagirajo med seboj zato, ker atomi težijo k temu, da dosežejo stabilno stanje, ker pomeni čim nižjo energijo in s tem so podobni konfiguraciji žlahtnih plinov.

### Kovalentna(atomska) vez

Kovalentna vez je vez med skupnimi elektronskimi pari v istih elementih, zato jo tudi imenujemo atomska vez. V kovalentni vezi sodeluje samo en elektrona zadnje oble elementa.

### Nepolarna kovalentna vez

Nepolarna kovalentna vez se pojavi kadar je molekula nepolarna. Molekula je nepolarna takrat, kadar ima atom enako število elektronov. Trajne kovalentne vezi so najmočnejše, zato je dušik tako nereaktiven.

### Polarna kovalentna vez

Najbolj značilne polarne kovalentne vezi nastajajo med kovinami. Polarna kovalentna vez nastane med elementi ki imajo različno število elektronov. Naprimer vodik(H) in fluor(F) imata različno število elektronov, zato je njuna vez polarna. V našem primeru so nevezni elektronski pari bližje fluoru(F) tako je fluor(F) središče negativnega naboja, vodik(H) pa središče pozitivnega naboja.

Polarnost vezi določamo z različnim številom neveznih elektronskih parov ter elektronegativnostjo posameznih atomov. Elektronegativnost je lastnost atoma, ki nam pove kako močno privlači vezni elektronski par. Bolj kot so elementi oddaljeni drug od drugega v periodnem sistemu, bolj je kovalentna vez med njimi polarna.

## Ionska vez

Ionska vez nastane z privlakom med nasprotno nabitimi ioni, običajno se te vezi ustvarijo med kovinami in nekovinami.

V ionski vezi začnemo uporabljati izraz koordinacijsko število, ki nam pove, koliko kationov obkroža anion in obratno, to število je odvisno od velikosti posameznih ionov.

## Kovinska vez

Kovinska vez je še posebej znana pri vezeh med kovinami. Pri kovinah je značilno, da so valenčni elektroni (elektroni v zadnji obli orbital) daleč od jedra in v majhnem številu.

Kovine so kristali, saj so njihovi atomi v strukturah pravilno razporejeni.

## TRDNA SNOV

V trdne snovi štejemo kristale in amorfne snovi. Kristali nastanejo tako, da so osnovni gradniki kristala postavljeni v ponavljajočem in pravilnem redu, dober primer je led.

Poznamo ionske, kovinske, kovalentne ter molekulske kristale, ime dobijo po vrsti vezi ki tvori molekulo kristal.

Amorfne snovi pa nimajo osnovnih gradnikov razporejenih v redu a so še vedno v trdni obliki, na primer plastika ali guma.

## Razkolnost

Razkolnost povzročimo kadar udarimo z neko zunanjo silo, in premaknemo ione. Istovrstni (istonabojni) ioni tako pridejo v stik, kar med njimi povzroči odboj. Na takšen način pride do razkolnosti.

Razboj soli je drugačen od razboja granita, to se zgodi ker sta ti dve trdri snovi sestavljeni iz drugačnih vezi. Razkolnost se dogaja samo med ionskimi vezmi.

## Kovalentni kristali

Kovalentne kristale sestavljajo atomi, ki so vezani z kovalentnimi vezmi. Te vezi so najmočnejše, zato imajo ti kristali najvišje temperature tališč in vrelišč.

V trdnem stanju **ne prevajajo električnega toka** in **niso topni v vodi**. Torej vodnih raztopin kovalentnih kristalov ni.

Kovalentni kristali **niso kovni ne drobljivi, in se ne razkoljejo**. To pa je posledica njihovih med elementnih vezi.

## Kovinski kristali

Kovinski kristali so poznani tudi kot kovine. V trdnem stanju **prevajajo električni tok**, to se dogaja zaradi njihovih valenčnih elektronov. Kovinske kristale **ne moremo razklati**, to pomeni da tudi **niso drobljivi, so pa kovni**. Med kovanjem z vplivom zunanje sile razmikujemo zgornje plasti kovine v smeri delovanja sile.

Kovinski kristali **niso topni v vodi**, imamo pa seveda **izjeme** in to so vse kovine vezane z **elementi 1 skupine periodnega sistema**.

Kovinski kristali imajo različne temperature vrelišč, te pa so precej visoke, saj je kovinska vez močna. Močnejša kot je kovinska vez med elementoma, višja je temperatura tališča in vrelišča.



## Ionski kristali

Osnovni gradniki ionskih kristalov so ioni, in povezani med seboj z ionskimi vezmi. Ionska vez je kar močna tako da imajo ionski kristali visoka tališča in vrelišča. Ionska vez ni močnejša od kovinske vezi. Kristali **niso kovni so pa drobljivi in razkolni**. Kristali v **trdnem agregatnem stanju ne prevajajo električnega toka** in so topni v vodi. Vodne **raztopine ionov prevajajo električni tok**.

## Molekulski kristali

Gradniki molekulskih kristalov so molekule, in med njimi so šibke medmolekulske vezi. Te vezi so najšibkejše, in zato imajo ti kristali nizke temperature tališč in vrelišč. V **trdnem stanju ne prevajajo električnega toka** in se običajno **ne topijo**, v redkih primerih ko pa se pa le te **raztopine ne prevajajo električnega toka**. Kristali **niso kovni** kot se **ne razkoljejo, so pa drobljivi**. Kristali niso razkolni zato ker se prej razdrobijo zaradi svojih šibkih molekulskih vezi.