

KEMIJA

- naravoslovna znanost oz. veda, ki proučuje zakonitosti v naravi
- družboslovje proučuje zakonitosti v medčloveških odnosih
- matematika je veda, ki služi kot pripomoček k drugim naravoslovnim in družboslovnim vedam
- temeljne znanosti so tiste, ki dajo osnovno znanje
- na podlagi temeljnih znanosti izhajajo nadgrajene znanosti
- kemija je temeljna naravoslovna znanost, ki proučuje sestavo, zgradbo, lastnosti in snovne spremembe – kemijske reakcije
- kemija proučuje snov in snovne spremembe glede na osnovne gradnike snovi – atome in molekule

SNOV

- snov je vse kar nas obdaja oz. vse kar začutimo s svojimi čutili
- ovrednotimo jo z maso (m) in prostornino (V)
- delimo jih na čiste in zmesi:

čiste:

zmesi:

- čiste snovi imajo enake gradnike snovi (elementi in spojine) - imajo različne osnovne gradnike
- čiste snovi imajo stalne (se ne spreminjajo) in določene (znamo jih določiti) fizikalne lastnosti: gostota, temperatura vrelišča in temperatura tališča

- če je snov čista ima vedno iste vrednosti za temperaturo vrelišča in tališča ter gostoto, ne glede na maso in način nastanka
- zmesi so mešanica več čistih snovi, lastnosti snovi v zmesi pa se pred in po mešanju ne spremenijo

vodik	+	kisik	=	voda
element		element	potekla sinteza	produkt
reaktant		reaktant		

- tu je potekla snovna sprememba ali kemična reakcija

Ko poteče reakcija dobimo nove fizikalne lastnosti. Lastnosti nove čiste snovi, ki so nastale po kemični reakciji so popolnoma različne od snovi pred reakcijo. Ko iz bolj enostavnih čistih snovi nastane bolj komplicirana snov je to sinteza, v drugo smer pa je to analiza ali razkroj.

ELEMENTI

- element je čista snov, ki jo s kemično reakcijo ne moremo razgraditi v bolj enostavno čisto snov
- s kemično reakcijo iz elementov dobimo spojine
- poznamo 108 elementov, od tega jih 90 najdemo v naravi
- označujemo jih s simboli, ki so enotne oznake za ves svet
- simboli so začetnica ali prvi dve črki latinskega imena tega elementa
- v vsakem jeziku ima simbol svoje ime
- imena lahko nastanejo po lastnostih (dušik-duši, klor-zelen plin, radij-radioaktiven, živo srebro-premika se), iznajditelju (ajnstajn, mindelevij), kraju (germanij, skandij, americij, lutecij), planetih (plutonij), »kar tako« (ime nam ne pove nič - žveplo)

FORMULE

- oznake spojin sestavljene iz simbolov elementov, enotne po vsem svetu

NOMENKLATURA BINARNIH SPOJIN

- na prvo mesto se zapiše simbol elementa, ki je bolj pozitiven, končnica pri slovenskem imenu pa je -ev, -ov
 - pri drugem delu je ime latinsko, končnica pa je -id
- | | |
|---|--------|
| O | oksid |
| N | nitrid |
| P | fosfid |
| S | sulfid |
| H | hidrid |

ATOMI

- Demokrit je že v stari Grčiji postavil hipotezo, da je snov iz atomov (atomos - nedeljiv)
- 1808 je anglež Dalton definiriral kaj je atom, postavil je atomsko teorijo, ki je bila podkrepljena z eksperimenti
- atomi so osnovni gradniki snovi, ki so nedeljivi in nespremenljivi pri kemični reakciji
- vsi atomi enega elementa so med seboj enaki, atomi različnih elementov so med seboj različni
- element je čista snov sestavljena iz istovrstnih atomov
- spojina je čista snov sestavljena iz atomov različnih elementov
- simbol je oznaka enega atoma ali oznaka snovi

MOLEKULE

- lastnost atomov je, da se združujejo v večje skupine, ki jih imenujemo molekule
- so gradniki snovi, ki samostojno nastopajo pri fizikalnih procesih (snov ne spremeni lastnosti, ampak le obliko agregatnega stanja) in kemičnih reakcijah
- sestavljene iz atomov različnih elementov, ki tvorijo te spojine
- vsaka molekula je iz atomov, v obliki molekul pa snovi vstopajo v kemično reakcijo
- imamo 7 elementov z dvoatomarnimi molekulami: H₂, O₂, N₂, Cl₂, F₂, Br₂, I₂ ter enega z 4: P₄, ter še enega z 8: S₈
- pri ostalih elementih v periodnem sistemu v kemijski enačbi molekulo predstavlja zapis enega atoma
- velemolekula označuje večje ptevilo molekul neke snovi in je značilna za trdne snovi – karakteristika za trdna agregatna stanja (ključ)
- v primeru, da ima spojina več atomov istega elementa, ga poimenujemo z grškimi števnik: di, tri, tetra, penta, hekso, hepta, nona, deka

AGREGATNA STANJA

- PLINASTO (g): pri plinih delci stalno menjavajo svoj položaj in plin zavzame celoten prostor, ki mu je dan
- TEKOČE (l): molekule se premikajo malo manj kot pri plinu in tekočina zavzame obliko posode
- TRDNO (s): v trdnem stanju delci ne spremenijo svojega mesta ter lahko se vrtijo okrog svoje osi ali pa se gugajo

RELATIVNA ATOMSKA (Ar) IN MOLEKULSKA (Mr) MASA

- ob besedi relativen vedno razumemo, da neko količino primerjamo z drugo
- atomov tehtati ne moremo, ker so zelo majhni, a Dalton, ki je delal sinteze med vodikom in drugimi elementi je ugotovil, da vedno najmanjša masa vodika reagira z vedno večjimi masami drugih delcev
- definicija po Daltonu: Ar je število, ki nam pove, kolikokrat je atom nekega elementa večji od mase vodikovega atoma in je število brez enote
- današnja definicija: Ar je število, ki pove, kolikokrat je atom nekega elementa težji ali večji od 1/12 ogljikovega atoma ¹²C
- Mr je število, ki nam pove, kolikokrat je molekula neke spojine težja oz. večja od 1/12 ¹²C

DELEŽI

- če delež pomnožimo s 100 dobimo procentno (%) sestavo
- deleži vseh elementov v molekuli so vedno enaki 1
- delež v molekuli je enak deležu v dejanski pravi masi
- reagira 156,3 g Fe in 89,7 g S in nastane FeS – kakšna je masa FeS in deleža Fe ter S:

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

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

$$m(\text{FeS}) = m(\text{Fe}) + m(\text{S}) = 240 \text{ g}$$

$$W(\text{Fe}) = \frac{156,3\text{g}}{240\text{g}} = 0,64 = 64 \%$$

$$W(\text{S}) = \frac{89,7\text{g}}{240\text{g}} = 0,36 = 36 \%$$

MOL

- kemiki imajo opravka z velikim številom molekul in atomov, zato so uvedli posebno kemijsko enoto mol
- 1 mol predstavlja: $6,023 \cdot 10^{23}$ delcev (molekule, atomi, ioni, elektroni)
- v 1 molu H₂O: $6,023 \cdot 10^{23}$ molekul vode
- v 1 molu H₂: $6,023 \cdot 10^{23}$ molekul vodika
- v 1 molu H: $6,023 \cdot 10^{23}$ atomov vodika
- 1 mol je množina snovi, ki vsebuje toliko delcev, kot je atomov v 12 g ogljika ¹²C
- mol je enota za množino snovi: n (Cu) = 1,5 mola
- osnovni gradniki različnih snovi so med seboj različni po masi

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} = 18 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol S} = 32 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol NaOH} = 40 \text{ g}$$

$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ molekul}$$

$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ atomov}$$

$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ molekul}$$

AVOGADROVA KONSTANTA (N_A)

- določena je eksperimentalno, daje nam število delcev na mol

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{delcev}}{\text{mol}}$$

$$N = n \cdot N_A$$

MOLSKA MASA (M)

- molska masa je masa enega mola

$$\text{molska masa je številčno enaka } M_r, \text{ le da ji dodamo enoto } \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

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

MOLSKI VOLUMEN (V)

- pri plinih najlažje merimo volumen
- fizikalne količine, ki najbolj natančno opredelijo plin so: temperatura (T), volumen (V) ter tlak (P) - $V = P \cdot T$
- če imamo v posodi zaprt plin in povečamo tlak se V zmanjša, če ga zmanjšamo se poveča
- nižja kot je temperatura manjši je tlak, kajti če T zvišamo dobijo delci plinov več energije in se premikajo ter tako trkajo ob steno posode, ti pa pomenijo tlak v posodi

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

- normalni pogoji so: T = 273 °K & P = 101,3 kPa
- prostornina 1 mola kateregakoli plina pri normalnih pogojih pa je vedno 22,4 l

$$V = n \cdot V_n$$

PLINSKI ZAKONI

1. Boyle-Mariott

- pri konstantni temperaturi velja: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

2. Guy-Lussac

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

- pri konstantnem volumnu velja:

3. Guy-Lussac

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

- pri konstantnem tlaku velja:

4. splošna plinska enačba

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

RAZTOPINE

zmesi

- homogene: zmesi pri katerih med komponentami zmesi ni vidne mejne površine – fazne meje
- delci se pri homogenih med seboj porazdelijo
- emulzije so heterogene zmesi več tekočin
- suspenzija je heterogena zmes trdih in tekočih snovi
- trdna snov, ki se nabira v suspenziji je oborina
- homogene mešanice več snovi so raztopine
- topjenec je snov, ki se topi v topilu
- topilo je snov, ki je v prebitku (ga je več)
- topilo topjenec
- heterogene: zmesi pri katerih je med komponentami zmesi vidna mejna površina ali fazna meja

KEMIJA PRVEGA LETNIKA

	O ₂ , CO ₂ (g)
H ₂ O (l)	alkohol (l)
	slana, sladka voda (s)
	O ₂ , CO ₂ (g)
N ₂ (g)	megla (H ₂ O - l)
	lak za lase (s)

- zrak ni imenovan raztopina kljub temu, da je homogena zmes in je tako izjema
- topnost je lastnost snovi, da se majhni delci snovi porazdelijo med delce druge snovi
- topnost je na podlagi difuzije, to pa je proces mešanja - porazdeljevanja
- odvisna je od vrste topilca, vrste topila ter temperature (ob večanju topnost narašča)

NASIČENA RAZTOPINA

- ko se topiljenec ne more več raztopiti v topilu
- to je raztopina, ki vsebuje največjo možno mero topilca pri določeni temperaturi in v določeni količini topila

topljenec		topilo			
C6H12O6	17 g	H2O	200 ml	20 °C	se raztopi
C6H12O6	17,1 g	H2O	200 ml	20 °C	se ne raztopi
C6H12O6	17,5 g	H2O	500 ml	20 °C	se raztopi
C6H12O6	17,1 g	H2O	200 ml	80 °C	se raztopi

- običajno se topnost določa pri 20 °C ter se izraža tako:

$$\frac{\text{masa(topljenca)}}{100\text{g(topila)}} = \frac{\text{masa(topljenca)}}{100\text{ml(destilirane vode)}}$$

- topnost je premo sorazmerna in je odvisna od vrste snovi
- narašča s temperaturo, so pa tudi izjeme pri katerih takrat pada

	NaCl	CuSO ₄
20 °C	m	m1
50 °C	5m	1,1 m1

KAKO RAZLOŽIMO RAZTAPLJANJE

- molekule sladkorja prehajajo v difuzijo in po 5 minutah se ustvari nasičena raztopina
- delci topila nadomeščajo druge delce topilca in jih izpodrivajo
- raztapljanje pospešimo z mešanjem ter segrevanjem in je odvisno od velikosti delcev

DELITEV RAZTOPIN GLEDE NA VRSTO IN VELIKOST DELCEV

prave	koloidne	suspenzije
- velike do 10 ⁻⁹ m	- velike od 10 ⁻⁹ do 10 ⁻⁷ m	- nad 10 ⁻⁷ m
- so molekule ali ioni – nabiti delci	- velike molekule, amorfni delci	- veliki kristali in veliki amorfni delci

KAKO OVREDNOTIMO RAZTOPINE

- z masno koncentracijo: $\gamma = \frac{m_2}{V} \left[\frac{\text{g}}{\text{l}} \right]$ (m₂ – masa topilca)

- z množinsko koncentracijo: $C = \frac{n_2}{V} \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$ (n₂ – množina topilca)

- molarna raztopina (ni molska masa!): $\frac{1 \text{ mol}}{\text{l}} = 1 \cdot M$

PRIPRAVA RAZTOPIN

- kakršno koncentracijo pač želimo: $\gamma = 50 \frac{\text{g}}{\text{l}}$
- v merilno bučko vsujemo 50 g ter nato dolijemo tekočine do oznake (meniska)
- Imamo 10 g NaCl in ga razredčimo v 250 ml bučki. Izračunaj C in γ .

$$\gamma = \frac{m_2}{V} = \frac{10 \text{ g}}{0,25 \text{ l}} = 40 \frac{\text{g}}{\text{l}} \quad n = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g} \cdot \text{mol}}{58,44 \text{ g}} = 0,17 \text{ mol}$$

$$C = \frac{n_2}{V} = \frac{0,17 \text{ mol}}{0,25 \text{ l}} = 0,68 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

MEŠANJE RAZTOPIN

$$V = V_1 + V_2$$

$$m = m_1 + m_2$$

$$n = n_1 + n_2$$

PROCENTNE RAZTOPINE

$$W = \frac{m_2}{m} \cdot 100 \Rightarrow \%$$

$$\zeta(\text{raztopine}) = \frac{n(\text{raztopine})}{V(\text{raztopine})}$$

- s pomočjo gostote preračunavamo v množinsko & masno koncentracijo ter obratno

POIMENOVANJE SPOJIN po Stocku

oz. POIMENOVANJE Z OKSIDACIJSKIMI ŠTEVILI

- oksidacijska števila so tista, ki so enaka naboju iona, če bi ta atom bil ion

- oksidacijska števila, ki veljajo v spojinah:

I	II	III	IV	V	VI	VII
H						
Li	Be	B	C	N (*)	O (**)	F (****)
Na	Mg	Al	Si	P	S (***)	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At
+1	+2	+3	+4 ali +2	+5 ali +3 ali -3	+6 ali +4	-1 ali +1 ali +3 ali +5 ali +7

* dušik ima v binarnih spojinah -3

** kisik ima v spojinah vedno -2, le v peroksidih ima -1

*** žveplo ima v binarnih spojinah vedno -2

**** sedma skupina ima v binarnih spojinah vedno naboj -1

- v čistem elementarnem stanju imajo atomi vedno naboj +

- molekule so nevtralne, ker je vsota oksidacijskih števil enaka 0

- vrednost naboja zapišemo nad elementom, če a piše desno zgoraj pomeni naboj iona

- simbol bolj pozitivnega elementa se po dogovoru piše na začetku, izjema je le NH_3 ($\overset{-3}{\text{N}} \overset{+3}{\text{H}_3}$ in ne $\text{H}_3\text{N}!$)

KISLINE

- snovi, ki imajo na prvem mestu zapisanega enega ali več atomov vodika, OKSOKISLINE pa vsebujejo tudi kisik

- snovi, ki oddajo vodikov ion ali proton bazi

KISLINA	IME KISLINE	KISLINSKI OSTANEK	IME KISLINSKEGA OSTANKA
HF	fluorovodikova kislina	F ⁻	fluorid
HCl	klorovodikova kislina	Cl ⁻	klorid
HBr	bromovodikova kislina	Br ⁻	bromid
HI	jodovodikova kislina	I ⁻	jodid
CH ₃ COOH	ocetna (etanojska) kislina	CH ₃ COO ⁻	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 ₂ SO ₄	žveplove (VI) kislina	HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻	hidrogen sulfat (VI) sulfat (VI)
H ₂ SO ₃	žveplove (IV) kislina	HSO ₃ ⁻ SO ₃ ²⁻	hidrogen sulfat (IV) sulfat (IV)
H ₂ CO ₃	ogljikova (IV) kislina	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻	hidrogen karbonat karbonat
H ₂ S	žveplovodikova kislina	HS ⁻ S ₂ ⁻	hidrogen sulfid sulfid

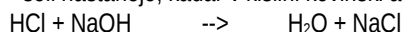
KEMIJA PRVEGA LETNIKA

H_3PO_4	fosforjeva (V) kislina	$H_2PO_4^-$	dihidrogen fosfat (V)
		HPO_4^{2-}	hidrogen fosfat (V)
		PO_4^{3-}	fosfat (V)
H_3PO_3	fosforjeva (III) kislina	$H_2PO_3^-$	dihidrogen fosfat (III)
		HPO_3^{2-}	hidrogen fosfat (III)
		PO_3^{3-}	fosfat (III)
H_3BO_3	borova (III) kislina	$H_2BO_3^-$	dihidrogen borat (III)
		HBO_3^{2-}	hidrogen borat (III)
H_3BO_3	borova (III) kislina	BO_3^{3-}	borat (III)
		NH_3	amoniak
		NH_4^+	amonijev ion
		OH^-	hidroksid

- kadar so plini dodani v vodno raztopino (aqua) nastanejo kisline
- poimenujemo s slovenskim imenom centralnega atoma ter označimo oksidacijsko število tega elementa
- v primerih kjer element tvori le eno vrsto kisline, oksidacijskega števila ni potrebno zapisati

SOLI

- soli nastanejo, kadar v kislini kovinski atom izpodrine vodik

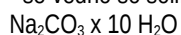


$NaNO_3$ natrijev nitrat (V)

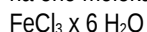
$MgSO_3$ magnezijev sulfat (IV)

KRISTALOHIDRATI

- soli, pri katerih je na eno molekulo soli vezana z medmolekulskimi vezmi ena ali več molekul vode
- če jih segrevamo od 100 - 120° kristalna voda odpari in dobimo čisto brezvodno sol
- še vedno so soli, le da so v trdnem agregatnem stanju



na eno molekulo soli je vezanih 10 molekul vode



natrijev karbonat dekahidrat – star način

natrijev karbonat 1/10 voda – nov način

železov (III) klorid heksahidrat

železov (III) klorid 1/6 voda

BAZE (HIDROKSIDI ali ALKALIJE)

- snovi, ki imajo eno ali več OH skupin
- snovi, ki sprejmejo vodikov ion ali proton od kisline
- ionske raztopine, ki v vodni raztopini razpadejo na ione

MOH metal (kovina) hidroksid

$Mg(OH)_2$ magnezijev hidroksid

$Al(OH)_3$ aluminijev hidroksid

NH_4OH amonijev hidroksid

$Sn(OH)_2$ kositrov (II) hidroksid

$Sn(OH)_4$ kositrov (III) hidroksid

STEHIOMETRIJA (kemijsko računanje)

- kvalitativni pomen simbolov:

N	N_2	NH_3
1 atom dušika	1 molekula dušika	1 molekula amonijaka
snov atomarni dušik	snov dvoatomarni dušik	snov amonijak

- kvantitativni pomen simbolov:

N	N_2	NH_3
1 mol atomov dušika	1 mol dušika	1 mol amonijaka
$6,023 \cdot 10^{23}$ atomov	$6,023 \cdot 10^{23}$ molekul	$6,023 \cdot 10^{23}$ molekul
$M = 14 \text{ g/mol}$	$M = 28 \text{ g/mol}$	$M = 17 \text{ g/mol}$
$m = 14 \text{ g}$	$m = 28 \text{ g}$	$m = 17 \text{ g}$
$V = / \text{ (ni plin)}$	$V = 22,4 \text{ l}$	$V = 22,4 \text{ l}$

- pomemben pri tem računanju je le izpis podatkov, v enačbo pa samostojno vstopajo le molekule
- najprej moramo urediti enačbo s pomočjo zakona o ohranitvi mase
- masa pri kemični reakciji se ohranja oz. se ne spreminja – število atomov enega elementa na levi strani enačbe je enako številu atomov tega elementa na drugi strani enačbe

GRADNIKI SNOVI

- atom je sestavljen iz jedra & elektronskega ovoja z elektroni – to tezo postavi 1911 Rutherford

v jedru	PROTONI	p+	z nabojem +1
v jedru	NEVTRONI	n0	z nabojem 0
v ovojnici	ELEKTRONI	e-	z nabojem -1
- število protonov je enako številu elektronov
- masa elektrona je 1836x manjša od mase protona ali nevtrona
- vsa masa atoma je torej skoncentrirana v jedru
- jedro je pozitivni del atoma, ovoj pa negativni
- atom je nevtralen, saj je število elektronov (-1) enako številu protonov (+1)
- to število pa je enako VRSTNEMU številu atoma v periodnem sistemu
- MASNO število je relativna atomska masa in je število protonov & nevtronov skupaj
- elementi se med seboj po vrstnem številu ne razlikujejo, lahko pa se po masnem – to pa so izotopi
- IZOTOPi so atomi istega elementa, ki se med seboj razlikujejo po masnem številu oz. številu nevtronov
- vsi izotopi v naravi niso v enakih količinah, v periodnem sistemu je tisti, ki je v naravi najbolj pogost
- leta 1913 Niels Bohr postavi začetke teorije, ki so sicer napačni – elektroni krožijo okrog neke tirnice
- elektron ne pade na jedro zaradi različnih nabojev, ki se odbijajo in ker centrifugalna sila uravnoveša privlak med pozitivnim jedrom in negativnim elektronom

KVANTNA TEORIJA ZGRADBE ATOMA

- elektronu ni mogoče hkrati določiti hitrosti in njegovega položaja – le eno izmed tega v danem trenutku
- v tem mikrosvetu ne veljajo zakoni iz makroskopskega sveta
- ni mogoče določiti tirnice, saj se elektron giba zelo artikulirano (»rojijo«)
- visoko zahtevna matematična razlaga, vendar se matematični izračuni ujemajo z meritvami
- za elektron je torej mogoče samo določiti (izračunati) verjetnost nahajanja v nekem področju okrog jedra, a ta izračun samo definira največjo verjetnost
- verjetnost definiramo kakor količnik med številom možnih dogodkov in številom vseh dogodkov
- bolj verjetno je, da se bo elektron nahajal v prostoru, ki je bližje jedru
- ORBITALA je prostor okrog jedra, kjer je 95 % verjetnost, da se elektron tam nahaja
- KVANTNA ŠTEVILA: z njimi določimo oz. opišemo orbitalo

N – glavno	cela pozitivna števila brez 0
L – stransko	n – 1 – vedno eno število manj od glavnega
M – magnetno	l-, 0, l+

- imenovanje orbital

n	l	m	orbitala	n	l	m	orbitala
1	0	0	1 s	3	1	0	3 py
2	0	0	2 s	3	1	1	3 pz
2	1	-1	2 px	3	2	-2	3 dxy
2	1	0	2 py	3	2	-1	3 dyz
2	1	1	2 pz	3	2	0	3 dz ²
3	0	0	3 s	3	2	1	3 dx ² -y ²
3	1	-1	3 px	3	2	2	3 dx ²

- glavno kvantno število določa velikost orbitale, večje kot je, večja je orbitala
- stransko kvantno število določa obliko orbitale
- magnetno kvantno število pa določa orientacijo orbitale v prostoru
- LUPINA ali OBLA: v eno lupino ali oblo sodijo vse orbitale, ki imajo enako glavno kvantno število
- PODLUPINE pa imajo enako glavno in stransko kvantno število
- OZNAČEVANJE LUPIN

glavno	oznaka	št. orbit.
n = 1	K	1
n = 2	L	4
n = 3	M	9
n = 4	N	16
n = 5	O	orbital večjih od n = 4 pa v našem materialnem svetu ni
n = 6	P	

- za atome z 2 in več elektroni pa veljajo še 3. dodatna pravila ali principi: Paulijev princip, energijsko & Hundovo pravilo

PAULIJEV PRINCIP

- vpeljemo še dodatno kvantno – SPINSKO – število, ki je karakteristično samo za elektrone

KEMIJA PRVEGA LETNIKA

- S (spinsko kvantno število) predstavlja rotacijo elektrona okrog lastne osi
- po drugi strani pa predstavlja medsebojno izogibanje med elektroni – oboji so nabiti
- v atomu ne moreta biti 2 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 (+0,5 & -0,5)
- energijo orbitale pa določata le glavno & stransko število, magnetno pa samo orientacijo orbitale v prostoru
- elektroni se razvrščajo po orbitalah glede na njihovo energijo

ENERGIJSKO PRAVILO

- to pravilo je potrebno upoštevati pri razporejanju elektronov v orbitalah

K: 1 s

L: 2 s 2 p

M: 3 s 3 p 3 d

N: 4 s 4 p 4 d 4 f

O: 5 s 5 p 5 d 5 f 5 g

- po merjenju energije pa si sledijo po velikosti orbitale malce drugače in sicer se polnijo najprej orbitale z najnižjo energijo:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, ...

- ELEKTRONSKA KONFIGURACIJA je razporejanje elektronov po orbitalah

HUNDOVO PRAVILO

- če imajo elektroni na razpolago več energijsko enakovrednih orbital, potem se razporedijo tako, da je samskih elektronov čimveč – to pomeni, da je v orbitali le en elektron

- žlahtni plini imajo orbitale v zadnji obli popolnoma zapolnjene

S orbitala

P orbitala

D orbitala

- elementi iste vertikale (skupine) imajo enako število VALENČNIH elektronov (elektronov zadnje oble)
- vsi elementi 7 skupine imajo 7 elektronov na zadnji obli
- pri elementih 1 in 2 skupine valenčni elektroni polnijo S orbitale
- elementi 3, 4, 5, 6, 7, in 8 skupine polnijo poleg S še P orbitale
- horizontale (periode) pa pomenijo, katera je zadnja obla pri teh periodah
- v primeru D orbital zapišemo samo število le-teh (ni nam potrebno zapisati xy², yz²,...)
- pri PREHODNIH elementih polnijo valenčni elektroni D orbitale
- za lantanom sledi 14 LANTANOIDOV, ki polnijo 4F orbitale
- za aktinijem pa sledi 14 AKTINIDOV, katerim se polnijo tudi 4F orbitale

KONFIGURACIJA IONOV

- delci v naravi želijo doseči čim bolj stabilno stanje, to pa je povezano z nižjo energijo
- nižja kot je energija, bolj je delec stabilen – najbolj stabilni so torej delci žlahtnih plinov, saj imajo vse orbitale v zadnji obli zapolnjene - delci so tako stabilni in manj reaktivni, žlahtni plini pa zato ne reagirajo
- drugi elementi težijo doseči konfiguracijo žlahtnih plinov s tem, da reagirajo
- Na – 1e⁻ → Na⁺ → natrij je tako dosegel konfiguracijo žlahtnega plina, njegova elektronska konfiguracija je tako enaka žlahtnemu plinu (porazdelitev in enako število elektronov) – natrijev ion je tako bolj stabilen od natrijevega atoma, saj ima konfiguracijo žlahtnega plina

PERIODIČNOST KEMIJSKIH & FIZIKALNIH LASTNOSTI ELEMENTOV

- po določenem številu elektronov se elektronske konfiguracije zadnje oble ponovijo
- vsi elementi v isti skupini imajo enako število elektronov v zadnji obli in zato imajo med seboj enake fizikalne in kemijske lastnosti ter tvorijo spojine s podobno sestavo
- število valenčnih elektronov je namreč enako, sestava je s tem enaka, saj so kemijske vezi enake
- značilne kemijske lastnosti:
 - Ω elementi 1. skupine reagirajo tako, da nastane baza in vodik
 - Ω kovinski oksidi z vodo dajejo vedno baze, nekovinski pa kisline
 - Ω hidridi elementov 1 in 2 skupine dajejo z vodo vedno baze
- v periodnem sistemu so zgoraj desno izrazite nekovine, vse drugo pa kovine

KEMIJA PRVEGA LETNIKA

- glede na položaj elementov v periodnem sistemu lahko določimo formulo oksida z največjo vsebnostjo kisika
- oksidi kovin so v trdnem agregatnem stanju, torej so v obliki velemolekul
- večina oksidov nekovin je v plinastem agregatnem stanju, seveda pa tudi v tekočem ter trdnem

LiH	CaH ₂	BH ₃	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HBr
velemolekule (S)	velemolekule (S)	zapletena (S) zgradba	plini (G)	plini (G)	plini (G)	plini (G)

SPREMINJANJE ATOMSKIH & IONSKIH RADIJEV

- Ω RADIJ je polmer od jedra do zadnje orbitale
- Ω po skupinah atomski radiji NARAŠČAJO
- Ω po periodah od leve proti desni atomski radiji PADAJO → to pa zato, ker je jedro bolj pozitivno, privlak močnejši in zato radij manjši, radiji pa tako padajo
- Ω radiji ionov se spreminjajo enako – po skupinah naraščajo, po periodah padajo
- Ω KATIONI (+) so vedno manjši od pripadajočega atoma, ANIONI (-) pa vedno večji

VRSTE KEMIJSKIH VEZI

- Ω kemijske vezi so vezi, ki držijo osnovne gradnike v molekuli
- Ω zakaj delci reagirajo? atomi težijo k temu, da dosežejo stabilno stanje – čim nižjo energijo ter konfiguracijo žlahtnega plina pa dosežejo z reakcijo
- Ω vedno preden določimo vez, najprej zapišemo konfiguracijo

KOVALENTNA (ATOMSKA) VEZ

- Ω kaj je? vez skupnega elektronskega para
- Ω v kovalentni vezi sodelujejo vedno samo elektroni zadnje oble
- Ω predstavlja dva elektrona, ki pripadata obema atomoma
- Ω ta dva elektrona sta vezni elektronski par, ki pripada obema atomoma

NEPOLARNA KOVINSKA VEZ

- Ω molekula je nepolarna, ker imata atoma število elektronov enako
- Ω okolica posameznih elektronov je identična ali enaka - vez je tako nepolarna kovalentna
- Ω trajna kovalentna vez je najmočnejša, dušik tako težko reagira

POLARNA KOVINSKA VEZ

- Ω najbolj značilne polarne kovinske vezi so vezi med kovinami
- Ω okolica H in okolica F po številu elektronov nista enaki
- Ω ta vez je polarna, saj obstaja razlika med atomoma
- Ω polarnost določata različno število neveznih elektronskih parov ter ELEKTRONEGATIVNOST posameznih atomov
- Ω elektronegativnost je lastnost posameznega atoma, kako močno privlači vezni elektronski par
- Ω nevezni in vezni elektronski pari so tako v tem primeru bližje F
- Ω F je tako središče negativnega, H pa pozitivnega naboja
- Ω če so delci v periodnem sistemu bolj narazen, so kovinske vezi bolj polarne

IONSKA VEZ

- Ω kaj je? privlak med nasprotno nabitimi ioni
- Ω običajno so to vezi med kovinami in nekovinami
- Ω KOORDINACIJSKO število je število, ki nam pove, koliko kationov obkroža anion in obratno, koliko anionov obkroža kation
- Ω odvisno od velikosti posameznih ionov
- Ω NaCl - 6/6 pomeni da je okrog enega Na 6 Cl in okrog enega Cl 6 Na

KOVINSKA VEZ

- Ω ta vez velja posebno pri kovinah
- Ω značilno je, da so valenčni elektroni daleč od jedra in v majhnem številu
- Ω valenčni elektroni so skupni za vse atome v tistem kosu kovine – pripadajo torej celotni kovini
- Ω v resnici predstavlja kovinska vez navidezno pozitivne ione – kovine potopljene v nek oblak lastnih valenčnih elektronov
- Ω kovine so kristali, saj so atomi v njih pravilno razporejeni

TRDNA SNOV

- Ω trdne snovi so kristali ali pa amorfne snovi
- Ω v KRISTALIH so osnovni gradniki postavljeni v nekem ponavljajočem se redu
- Ω v katerikoli poljubni opazovani smeri se na enakih razdaljah pojavljajo istovrstni osnovni gradniki
- Ω poznamo ionske, kovinske, kovalentne ter molekulske kristale – ime dobijo po vrsti vezi

KEMIJA PRVEGA LETNIKA

- Ω pri AMORFNIH SNOVEH pa so osnovni gradniki razporejeni brez vsakršnega reda (npr. plastične snovi, guma,...)

RAZKOLNOST

- Ω če udarimo z neko zunanjo silo, lahko premaknemo ione
 Ω blizu si nato pridejo istovrstni ioni, ker pa nastane tako med njimi odboj se stvar razkolne
 Ω razkolnost velja za ione

->

KOVINSKI KRISTAL

- Ω kovine v trdnem stanju prevajajo električni tok – pogoj za to so valenčni elektroni
 Ω kovine niso razkolne
 Ω niso topne v vodi, razen elementov I. skupine
 Ω kovinska vez ni najmočnejša, poznamo pa seveda tudi velika odstopanja med kovinami
 Ω različne kovine imajo različne temperature vrelišč, so pa precej visoke
 Ω kristali niso drobljivi, so pa KOVNI (pod vplivom zunanje sile lahko razmaknemo zgornje plasti kovine v smeri delovanja sile)
 Ω močnejša kot je vez, večja je temperatura tališč in vrelišč

IONSKI KRISTAL

- Ω osnovni gradniki so ioni, med njimi ionska vez
 Ω precej močnejša tako imajo višje tališče in vrelišče
 Ω v trdnem stanju ne prevajajo električnega toka
 Ω so topni v vodi, vodne raztopine prevajajo električni tok
 Ω niso kovni, so drobljivi, so razkolni

KOVALENTNI KRISTAL

- Ω osnovni gradniki so atomi, med njimi kovalentna vez
 Ω najmočnejša vez, zato imajo najvišje temperature tališč in vrelišč
 Ω v trdnem stanju ne prevajajo električnega toka
 Ω niso topni v vodi, torej vodnih raztopin ni
 Ω niso kovni, niso drobljivi, niso razkolni

MOLEKULSKI KRISTAL

- Ω osnovni gradniki so molekule, med njimi šibke medmolekulske vezi
 Ω te vezi 10-15x šibkejše, zato nizka temperatura tališča in vrelišča
 Ω v trdnem stanju ne prevajajo električnega toka
 Ω običajno se ne topijo, v teh redkih primerih pa vodne raztopine ne prevajajo električnega toka
 Ω niso kovni, so drobljivi, niso razkolni

KRISTALI	prevajanje elektrike v trdnem stanju	topnost	prevajanje elektrike v tekočem stanju	razkolnost	drobljivost	kovnost	temperature tališč in vrelišč
kovinski	da	le 1. skupina	da	ne	ne	da	precej visoke
ionski	ne	da	da	da	da	ne	višje
kovalentni	ne	ne	ne	ne	ne	ne	najvišje
molekulski	ne	ne	ne	ne	da	ne	najnižje