

Iztok Turel

Kemija

Gradivo za pripravo zapiskov pri predmetih, ki vsebujejo poglavja iz
splošne kemije

PREDGOVOR

Pri svojih predavanjih sem opazil, da včasih študentje ne vedo ali bi si zapisovali tisto kar piše na prosojnicah ali bi zapisovali tisto kar predavatelj pove ali pa bi morda izbrali kako tretjo možnost. Tudi sam se še spominjam dni, ko sem kot študent z grozo ugotavljal, da še nisem zabeležil vsega, predavatelj pa je že razlagal naslednjo stvar... Zato sem se odločil, da skušam te dileme študentom olajšati. Pripravil sem študijsko gradivo, ki je pred vami in vključuje bistvene stvari, ki bodo podrobneje obdelane na predavanjih. Po moji oceni bo tako spremljanje predavanj lažje in upam da tudi bolj učinkovito.

Seveda to študijsko gradivo še zdaleč ne more nadomestiti študentove prisotnosti na predavanjih, ki so popestrena še z demonstarcijskimi eksperimenti in drugimi zanimivimi podatki. Nikakor gradivo tudi ne more nadomestiti kvalitetnih obširnejših učbenikov, ki so vam na voljo. Služi naj kot ogrodje, ki ga že na predavanjih dopolnjujete s svojimi opombami in vam bo nato pri poglobljenem študiju iz učbenikov pomagalo lažje razumevati probleme. Na nekaterih mestih je že med tekstom izpuščeno nekaj praznega prostora, kamor lahko narišete skice, vpišete enačbe in drugo, kar v gradivu ni vsebovano. Največkrat bo takšno mesto označeno z znakom □.

Moja želja je, da bi na ta način predavanja postala bolj prijazna in bi od njih odnesli več. Ker gre za prvo verzijo gradiva bom hvaležen, če mi sporočite morebitne napake v tekstu, skušal pa bom upoštevati tudi vaše druge smislne opombe.

Avtor

Ljubljana, pomlad 2000.

VSEBINA

1. KEMIJA- SKOZI ZGODOVINO DO DANAŠNJEGA ČASA	7
2. ZNANSTVENA METODA	8
3. OSNOVNI KEMIJSKI ZAKONI IN POJMI	9
3.1 Zakon o ohranitvi mase pri kemijski reakciji	9
3.2 Zakon o stalni sestavi	9
3.3 Zakon o mnogokratnem masnem razmerju	9
3.4 Daltonova atomska teorija	10
3.5 Zakon o prostorninskih odnosih pri kemijski reakciji	11
3.6 Avogadrov zakon	11
3.7 Nekateri osnovni stehiometrijski pojmi	12
4. PLINI	15
4.1 Splošna plinska enačba	15
4.2 Plinske zmesi	16
4.3 Povprečna molska masa plinske zmesi	16
5. SNOVNE SPREMEMBE IN ENERGIJA	17
5.1 Osnovni pojmi	17
5.2 Termokemijski računi	20
6. ATOM IN NJEGOVA ZGRADBA	24
6.1 Eksperimenti, ki so pomagali razložiti zgradbo atoma	24
6.2 Lastnosti osnovnih delcev atoma	26
6.3 Izotopi	26
6.4 Elektronska struktura atomov	27
6.5 Bohrov model atoma	28
6.6 Valovno-mehanski model atoma	29
6.7 Valovnomehanska interpretacija zgradbe težjih atomov- večelektronski sistemi	31
6.7.1 Paulijev princip	31
6.7.2 Hundovo pravilo	32
6.7.3 Zgradba elektronske ovojnice- elektronska konfiguracija	34
7. RAZVOJ PERIODNEGA SISTEMA IN NJEGOVE ZNAČILNOSTI	34
7.1 Periodične lastnosti	34
8. KEMIJSKA VEZ	37
8.1 Ionska vez	37
8.2 Kovalentna vez	38
9. MOLEKULSKE VEZI	40
9.1 Vodikova vez	40

10. AGREGATNO STANJE	41
10.1 Tekočine	42
10.2 Trdne snovi	43
11. DISPERZNI SISTEMI	46
11.1 Osnovni pojmi	46
11.2 Nekateri načini izražanja koncentracij	48
11.3 Topnost	48
11.4 Topnostni produkt	51
11.5 Parni tlak raztopin	52
11.6 Koligativne lastnosti raztopin	53
11.6.1 Osmoza	53
11.6.2 Prevodnost raztopin	54
11.7 Elektrolitska disociacija	54
11.8 Anomalne koligativne lastnosti raztopin elektrolitov	55
11.9 Ionske reakcije	56
11.10 Koloidne raztopine	57
11.10.1 Osnovni pojmi	57
11.10.2 Priprava koloidnih raztopin	57
11.10.3 Lastnosti koloidnih raztopin	58
11.10.4 Razdelitev koloidov	58
11.10.5 Nekateri pojavi povezani s koloidnimi raztopinami	59
12. KEMIJSKO RAVNOTEŽJE- ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ	60
12.1 Osnovni pojmi	60
12.2 Le Chatelier-ev princip	62
13. OSNOVE KEMIJSKE KINETIKE	64
13.1 Kataliza	65
14. VODA	66
14.1 Trdota vode	67
14.2 Onesnaženje vode	68
14.3 Anomalne lastnosti vode	70
15. PROTOLITSKA RAVNOTEŽJA V VODNIH RAZTOPINAH	70
15.1 <i>pH</i>	71
15.2 Konstanta protolize	72
15.3 Definicije kislin in baz	72
15.4 Pufri	73
16. KEMIJA ATMOSFERE IN ČLOVEKOVI VPLIVI NA TE PROCESE	75
16.1 Ozon in ozonska luknja	75
16.2 Efekt tople grede	76
16.3 Kisli dež	77
17. REAKCIJE OKSIDACIJE IN REDUKCIJE	78
17.1 Urejanje redoks reakcij	79

17.2 Elektrokemijska napetostna vrsta	79
17.3 Korozija	80
17.4 Praktična uporaba redoks reakcij	82
17.5 Faradayevi zakoni elektrolize	83
18. KOVINE	83
18.1 Nekateri splošne lastnosti kovin	83
18.2 Struktura kovin	84
18.3 Zlitine	84
18.4 Nekateri pomembne lastnosti, uporaba in pridobivanje izbranih kovin	85
19. KOORDINACIJSKE SPOJINE (KS)	90
20. POMEMBNEJŠE ANORGANSKE SPOJINE IN MATERIALI	92
21. LITERATURA	97

1. KEMIJA- SKOZI ZGODOVINO DO DANAŠNJEGA ČASA

Človek se je s kemijo ukvarjal že v prazgodovini, čeprav takrat še na zelo preprost način. Tudi stari Egipčani, Kitajci, Grki, Rimljani in kasneje Arabci so vsak po svoje prispevali k nezadržnemu razvoju praktičnega in teoretičnega kemijskega znanja. Pomembno poglavje zgodovine kemije predstavljajo še alkimisti s svojimi pogledi na pretvorbe snovi in raziskovalci, ki so začeli s proučevanjem vpliva spojin na določene bolezni (jatrokemiki). Vse to znanje je dalo osnovo, da je kemija pred približno dvesto leti končno postala znanost- to je po definiciji dejavnost, ki si prizadeva metodično priti do sistematično izpeljanih, urejenih in dokazljivih spoznanj.

S kemijo se srečujemo na vsakem koraku; pomaga nas nahraniti, obleči, nastaniti, zdraviti- skratka pomaga nam lažje in bolje preživeti. Kemija je izrazita multidisciplinarna znanost in se tako ali drugače prepleta z večino naravoslovnih in tehničnih področij (biologija, medicina, farmacija, gozdarstvo, agronomija, tekstilstvo, strojništvo...). Sprva je bila kemija le splošna znanost, ki se je ukvarjala z majhnimi molekulami. Znanstveniki so se ubadali s sintezo, pretvorbami in razumevanjem njihove reaktivnosti. S časom so se razvile boljše fizikalno-kemijske metode s katerimi so lahko pričeli proučevati tudi večje molekule. Tako se je kemija iz dobe enostavne

molekularne kemije premaknila v dobo makromolekularne in supramolekularne kemije in možnostim za njen nadaljnji razvoj ni videti konca.

2. ZNANSTVENA METODA

3. OSNOVNI KEMIJSKI ZAKONI

3.1 Zakon o ohranitvi mase pri kemijski reakciji (1780 A. Lavoisier, M.V. Lomonosov)

kovina \rightarrow kovinski oksid

Enostavna izvedba ob uporabi tehtnice:

živo srebro + kisik \rightarrow živosrebrov oksid Pogoji: zrak, 300 °C
2,00 g 0,16 g 2,16 g

živosrebrov oksid \rightarrow živo srebro + kisik Pogoji: zrak, 500 °C
2,16 g 2,00 g 0,16 g

CELOTNA MASA SNOVI SE PRI KEMIJSKI REAKCIJI NE SPREMENI.
VSOTA MAS REAKTANTOV JE ENAKA VSOTI MAS PRODUKTOV.

3.2 Zakon o stalni sestavi (o stalnih masnih razmerjih) (1801 J. Proust)

1
0

I
·
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a

bakrov oksid □ baker + kisik
79,54 g 63,54 g

Pogoj: segrevanje

$m(\text{baker}) : m(\text{kisik}) = 3,97 : 1$
STALNO MASNO RAZMERJE

STALNA SESTAVA:

79,88% BAKRA

20,12% KISIKA

(%- masni (utežni) procent)

MASNO RAZMERJE, V KATEREM SE ELEMENTI SPAJAJO, JE VSELEJ ENAKO, STALNO IN NEODVISNO OD NAČINA, KAKO REAKCIJO IZVEDEMO.

3.3 Zakon o mnogokratnem masnem razmerju (1803)

Primeri, ko tvorita dva elementa med seboj več različnih spojin.

Primer:

baker tvori s kisikom dva oksida

a) baker + kisik → prvi bakrov oksid

Stalno masno razmerje: 3,97 : 1

b) baker + kisik → drugi bakrov oksid

63,54 g + 8,00 g = 71,54 g

Stalno masno razmerje: 7,94 : 1

Prvi bakrov oksid: $m_1(\text{baker}) : m_1(\text{kisik}) = 3,97 : 1$

Drugi bakrov oksid: $m_2(\text{baker}) : m_2(\text{kisik}) = 7,94 : 1$

$m_1(\text{kisik}) = m_2(\text{kisik}) = 1\text{g}$ ENAKA MASA KISIKA

$m_1(\text{baker}) : m_2(\text{baker}) = 3,97 : 7,94 = 1 \times 3,97 : 2 \times 3,97$

1:2 -MNOGOKRATNO MASNO RAZMERJE BAKRA

ČE TVORITA DVA ELEMENTA VEČ SPOJIN, POTEM SO MASE ENEGA ELEMENTA, KI SE SPAJAJO Z ENAKIMI MASAMI DRUGEGA ELEMENTA, V RAZMERJU NARAVNIH ŠTEVIL.

3.4 Daltonova atomska teorija (1808)

1. Vse snovi so zgrajene iz zelo majhnih delcev- atomov. Atomi se pri kemijskih reakcijah ne spreminjajo.
2. Atomi določenega elementa imajo enako maso in enake lastnosti (atomi različnih elementov se razlikujejo po masi).
3. Atomi različnih elementov se spajajo v celoštevilčnih razmerjih.

Absolutna masa atoma ni merljiva, lahko pa določimo relativne atomske mase - A_r .

A_r (vodik) = 1 (Dalton)

3.5 Zakon o prostorninskih odnosih pri kemijski reakciji

(1808 J.L. Gay-Lussac)

Gay-Lussac je proučeval kemijske reakcije med plini:

□

2 vol. vodika + 1 vol. kisika □ 2 vol. vode

EKSPERIMENTALNA UGOTOVITEV

PROSTORNINE PLINOV, KI MED SEBOJ ZREAGIRAJO IN
PROSTORNINE PLINASTIH REAKCIJSKIH PRODUKTOV, MERJENE
PRI **ENAKIH** POGOJIH (TLAK, TEMPERATURA), SO V RAZMERJU
NARAVNIH ŠTEVIL.

Predpostavki:

1. V enakih prostorninah plinov je pri enakih pogojih enako število **atomov**.

1
4

I
·
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a

2. Voda: 2 atoma vodika in 1 atom kisika
prostorninsko razmerje!

□

3.6 Avogadrov zakon (hipoteza) (1811 A. Avogadro)

ENAKE PROSTORNINE PLINOV VSEBUJEJO PRI ENAKIH POGOJIH
ENAKO ŠTEVILO **MOLEKUL**.

Najmanjši delci snovi v plinastem stanju so **molekule!**

Elementi: -molekule iz enakih atomov:

-dvoatomne: H₂, N₂, O₂, Cl₂...,
-enoatomni: žlahtni plini (He, Ne, Ar...), pare kovin.

Spojine: molekule iz različnih atomov.

S to predpostavko zlahka razložimo eksperimentalne podatke:

□

Avogadrova hipoteza v začetku ni bila sprejeta; čez 50 let jo obudi S. Cannizzaro!

3.7 Nekateri osnovni stehiometrijski pojmi

STEHOMETRIJA - količinski odnosi pri kemijskih reakcijah.

$m(x)$ - masa snovi x

enota: kg g mg

-neodvisna od vrste delcev x,
-merljiva fizikalna veličina.

$n(x)$ - množina snovi
enota: mol

VRSTA DELCEV!

□

Mol je tista množina snovi, ki vsebuje toliko delcev, kolikor je atomov v 12 g ogljika ^{12}C .

Množina je osnovna fizikalna veličina, ki omogoča najenostavnejši kvantitativni način spremljanja poteka kemijskih reakcij!

$N(x)$ - število delcev

BREZ ENOTE!

□

N_A - Avogadrova konstanta ($N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) predstavlja število delcev v 1 molu katerekoli snovi. Je pretvornik med makro in submikroskopskim svetom.

$n(x)$, $N(x)$ - ne moremo direktno meriti!

$M(x)$ - molska masa; karakteristična fizikalna veličina snovi.

□

$A_r(X)$ -relativna atomska masa elementa X

Definicija: relativna atomska masa je število, ki nam pove, kolikokrat je masa enega atoma elementa večja od 1/12 mase atoma ogljikovega izotopa ^{12}C .

□

Definicijska enačba:

$m_a(X)$ = masa enega atoma elementa X (g)

$$m_u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$M_r(XY)$ -relativna molekulska (formulska) masa spojine XY

□

Definicijska enačba:

$m_m(XY)$ = masa ene molekule spojine XY

H₂O: $m_m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot m_a(\text{H}) + m_a(\text{O})$ ($\times 1/m_u$)
zakon o ohranitvi mase!

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O})$$

Računanje relativnih molekulskih (molskih) mas.

Nekateri enostavni računi s pomočjo enačb, ki povezujejo maso, molsko maso, množino in število delcev:

žveplo

$$m(\text{žvepla}) = 10,0 \text{ g}$$

Žveplo je izrazit polimorfen element, ki lahko nastopa v raznih oblikah.

□ Za vajo izračunaj in dopiši manjkajoče podatke v tabeli!

vrsta delcev x	S	S ₂	S ₄	S ₈
$M(x)$	32,1 g/mol			
$n(x)$	0,312 mol			
$N(x)$	$1,88 \cdot 10^{23}$ atomov S			

C₃H₈ propan

delec = molekula C_3H_8
 $M(C_3H_8) = 44,0 \text{ g/mol}$

$M(C) = 12,0 \text{ g/mol}$
 $M(H) = 1,0 \text{ g/mol}$

$$M_r(C_3H_8) = 3A_r(C) + 8A_r(H)$$

$$n(C) = 3n(C_3H_8)$$

$$n(H) = 8n(C_3H_8)$$

$$N(C) = 3N(C_3H_8)$$

$$N(H) = 8N(C_3H_8)$$

NaCl natrijev klorid

"delec" = formula

dejanski delci Na^+ , Cl^-

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

$M(Na^+) = 23,0 \text{ g/mol}$
 $M(Cl^-) = 35,5 \text{ g/mol}$

$$M_r(NaCl) = A_r(Na) + A_r(Cl)$$

$$m(NaCl) = m(Na^+) + m(Cl^-)$$

$$n(NaCl) = n(Na^+) = n(Cl^-)$$

$$N(NaCl) = N(Na^+) = N(Cl^-)$$

Molekula je izolirana skupina povezanih atomov z definirano sestavo.

Empirična (enostavna) formula:



Prava (molekulska) formula:



Kemijska formula - kvantitativno opredeli sestavo spojine.

Kemijska reakcija je pregrupacija atomov (cepitev in nastanek kemijskih vezi). Število in vrsta atomov se pri reakciji ne spremeni (spremeni se le njihov "medsebojni odnos"). Masa se pri kemijski reakciji ne spremeni!

Urejanje enačb kemijskih reakcij:

Število istovrstnih atomov mora biti na levi in desni strani urejene enačbe kemijske reakcije enako.

Poznamo razne načine urejanja kemijskih enačb (s poskušanjem, algebraini način, redoks način).

4. PLINI

4.1 Splošna plinska enačba

□	P -tlak	(kPa)
	V -prostornina	(L)
	T -temperatura	(K)
	n -množina	(mol)
	R -splošna plinska konstanta	= 8,314 kPa L mol ⁻¹ K ⁻¹
	IDEALEN PLIN	

Boyle-Mariottov zakon

ali $P V = \text{konst.}$ $n, T \text{ konst.}$
 $P_1 V_1 = P_2 V_2$

Normalni pogoji:

$$P_0 = 101,3 \text{ kPa}$$

$$T_0 = 273 \text{ K}$$

(p.n.p=pri normalnih pogojih)

$$V_0/n = V_0^m = \text{konst.} = 22,4 \text{ L/mol}$$

Canizzaro 1860

2
3

I
·
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a

molska prostornina p.n.p je za vse pline enaka!

$$\square = 8,314 \text{ kPa L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

4.2 Plinske zmesi

Daltonov zakon o parcialnih (delnih) tlakih plinov v plinski zmesi:

$$\square \begin{matrix} P\text{-tlak plinske zmesi} \\ P_i\text{-parcialni tlak } i\text{-te} \\ \text{komponente} \end{matrix}$$

Tlak plinske zmesi je enak vsoti parcialnih tlakov komponent, ki zmes sestavljajo.

$$\square X_i\text{-množinski delež}$$

Parcialni tlak je tlak, ki bi ga imel plin, če bi sam zavzemal celotno prostornino plinske zmesi.

Plini se obnašajo v zmesi neodvisno drug od drugega (idealni plin).

4.3 Povprečna molska masa plinske zmesi (M)

□

m - masa plinske zmesi (g)
 n - množina plinske zmesi (mol)

Tabela 1: Sestava suhe atmosfere.

Element ali spojina	X (množ. delež)	w (mas. delež)
dušik	0,7808	75,5%
kisik	0,2095	23,1%

argon	0,0093	1,28%
ogljikov dioksid	0,000325	
Ne	18 ppm	
He	5 ppm	
metan	2 ppm	
vodik	0,5 ppm	
didušikov oksid	0,5 ppm	
voda (para)	0-0,04	

ppm- part per million (število delcev na milijon delcev)

5. SNOVNE SPREMEMBE IN ENERGIJA

5.1 Osnovni pojmi

Snovne spremembe so vedno povezane z oddajanjem in sprejemanjem energije.

Termodinamika je veda, ki proučuje energijske spremembe pri fizikalnih ali

kemijskih procesih.

Termokemija je veja termodinamike, ki kvantitativno obravnava energetske spremembe pri kemijskih reakcijah. Pri večini kemijskih reakcij se energija sprošča ozr. porablja v obliki toplote.

Sistem je del narave, ki je zaščiten pred nekontroliranimi zunanjimi vplivi.

□

Vse ostalo, kar ne spada v sistem, je okolica.

Vsak sistem vsebuje v določenem stanju določeno notranjo energijo E .

E sistema = kinetična energija atomov in molekul + energija vezi med atomi, ioni ali molekulami

-translacijsko gibanje
-rotacije
-vibracije v molekulah in kristalih

Sprememba notranje energije pri kemijski reakciji:

REAKTANTI =====> PRODUKTI
začetno stanje končno stanje

$$\Delta E = E(\text{produktov}) - E(\text{reaktantov})$$

☐ Eksotermna reakcija:

☐ Endotermna reakcija:

2
8

*I
·
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*

ELEKTRIČNA
ENERGIJA □

□ MEHANSKA
ENERGIJA

KEMIJSKA
ENERGIJA

TOPLOTA □
(TERMIČNA
ENERGIJA)

□ ELEKTROMA-
GNETNA
ENERGIJA
(SVETLOBA)

KEMIJSKA ENERGIJA JE ENERGIJA, KI SE PORABLJA ALI SPROŠČA
PRI KEMIJSKI REAKCIJI.

$$\Delta E = Q + A$$

1. stavek termodinamike
(Zakon o ohranitvi energije)
EMPIRIČNI ZAKON

ΔE - notranja energija sistema
 Q - sprejeta ali oddana toplota

A - sprejeto ali oddano delo

Kemijska reakcija pri $P = \text{konst.}$

Večina kemijskih reakcij poteka pri atmosferskem (konstantnem) tlaku- v odprti posodi.

$$Q_p = \Delta H \quad P = \text{konst.}$$

Pri kemijskem procesu, ki poteka pri konstantnem tlaku, je sprememba **entalpije** ΔH enaka sprejeti ali oddani toploti.

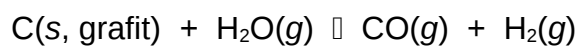


gorenje metana (zemeljski plin)

$$\Delta H < 0$$

Pri reakciji se toplota sprošča!

$\Delta H_r = -802 \text{ kJ}$
EKSOTERMEN PROCES



vodni plin (zmes ogljikovega oksida in vodika); uporablja se namesto kurilnega olja, pri kem. sintezi metanola, amoniaka, sintetičnega bencina

$$\Delta H_r = 131 \text{ kJ}$$

$$\Delta H > 0$$

ENDOTERMEN PROCES

Pri reakciji se toplota porablja!

ΔH - kvantitativno merilo energijskih sprememb pri kemijski reakciji.

5.2 Termokemijski računi

1. $1 \text{ cal} = 4,187\text{J}$ $1 \text{ kcal} \sim 4,2 \text{ kJ}$

2. $\Delta H = f(T,P)$

Standardni pogoji $P=101,3 \text{ kPa}$
 $T=298 \text{ K (25 }^\circ\text{C)}$

Standardno stanje - agregatno stanje čiste snovi pri 101,3 kPa.
Standardne entalpije H° , ΔH° .

-
3. Agregatno stanje
trdno- (s) solid
tekoče- (l) liquid
plinasto- (g) gas
vodna raztopina- (aq) aqueous

4. Absolutnih vrednosti entalpij ni mogoče določiti ali izmeriti.

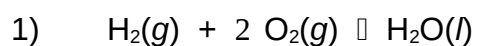
$$H^{\circ}(\text{elementi}) = 0$$

Standardno stanje elementa!

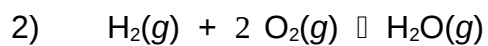
$\text{H}_2(g)$, $\text{N}_2(g)$, $\text{Cl}_2(g)$, $\text{Br}_2(l)$, $\text{I}_2(s)$

$\text{Na}(s)$, $\text{C}(s, \text{grafit})$, $\text{S}(s, \text{ortorombsko})$

5. Pomen agregatnega stanja- sprememba entalpije pri faznih spremembah.



$$\Delta H_t^{\circ}(1) = -286,0 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_t^{\circ}(2) = -242,0 \text{ kJ/mol}$$

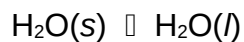


ΔH_{izp}^0 - izparilna entalpija

$$\Delta H_{izp}^0 = \Delta H_t^0(2) - \Delta H_t^0(1) = 44 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{izp} = 40,7 \text{ kJ/mol (pri temperaturi vrelišča vode)}$$

$$\Delta H_{izp} > 0 \quad (\text{privlačne sile med molekulami v tekočini})$$



ΔH_{tal} - talilna entalpija

$$\Delta H_{tal} = 6,0 \text{ kJ/mol (pri temperaturi tališča vode)}$$

$$\Delta H_{tal} > 0 \quad (\text{energija kristalne mreže})$$



$$H^0 = 0 \quad H^0 = 0,4 \text{ kJ/mol}$$

stand. stanje elementa

Allotropija je pojav, da ima element različne kristalne modifikacije (alotropske modifikacije). Tak pojav pri spojinah imenujemo **polimorfija**.

6. Entalpija nastanka 1 mola spojine iz elementov je tvorbeno entalpija.

ΔH_t^0 - standardna tvorbeno entalpija

Tabela 2: Standardne tvorbene entalpije izbranih snovi.

snov	ΔH_t^0 (kJ/mol)	snov	ΔH_t^0 (kJ/mol)
Al ₂ O ₃ (s)	-1647	HCl(g)	-92
Br ₂ (g)	+31	HBr(g)	-36
CO ₂ (g)	-394	HI(g)	+26
CH ₄ (g)	-75	NO(g)	+903
C ₂ H ₅ OH(l)	-278	NaCl(s)	-412
H ₂ O(l)	-286	NaOH(s)	-426

Standardne tvorbene entalpije za mnogo spojin lahko neposredno merimo (kalorimeter).

7. Entalpija reakcije:

ΔH_r^0 - standardna reakcijska entalpija

$$\Delta H_r^0 = \sum \Delta H_t^0(\text{produkti}) - \sum \Delta H_t^0(\text{reaktanti})$$

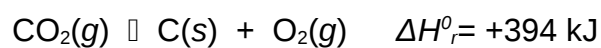
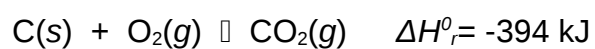
Primer:



□

Tudi standardne reakcijske entalpije lahko neposredno merimo v kalorimetru.

8. $\Delta H_r^0 = -\Delta H_r^0$ (v obratni smeri)

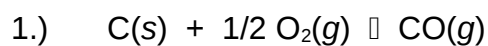


9. Hessov zakon:

Entalpija je funkcija stanja (odvisna je le od začetnega in končnega stanja)!

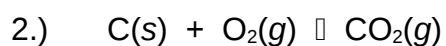
Entalpije vmesnih reakcij lahko seštevamo ali odštevamo.

Praktični pomen: v primerih, ko standardne tvorbene ali reakcijske entalpije ne moremo določiti z merjenjem:

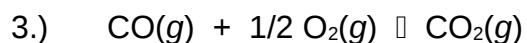


$$\Delta H_r^0(1) = \Delta H_t^0(\text{CO(g)}) = ?$$

Standardne tvorbene entalpije ne moremo direktno meriti.

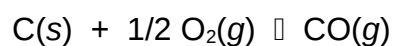
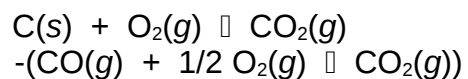


$$\Delta H_r^0(2) = \Delta H_t^0(\text{CO}_2(\text{g})) = -394 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_r^0(3) = -283 \text{ kJ}$$

Reakcija 1 = Reakcija 2 - Reakcija 3



$$\begin{aligned} \Delta H_r^0(1) &= \Delta H_r^0(2) - \Delta H_r^0(3) \\ &= -394 \text{ kJ} - (-283 \text{ kJ}) = -111 \text{ kJ} = \Delta H_t^0(\text{CO(g)}) \end{aligned}$$

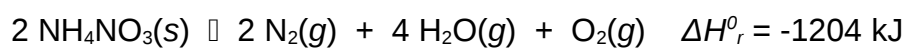
□

10. Sprememba entalpije ni merilo spontanosti procesa!

Vse eksotermne reakcije ne potečejo spontano ("same od sebe"). Nekatere endotermne reakcije (procesi) pa lahko tudi potekajo spontano!



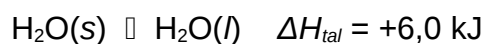
RJAVENJE- pri 25 °C spontan proces!



Amonijev nitrat je pri sobni temperaturi stabilna spojina, pri določenih pogojih (povišana temperatura) pa eksplozivno sredstvo.



Kalcijev karbonat je stabilna spojina, pri povišani temperaturi pa razpada (če ga prenehamo segrevati, se razpad ustavi- razlika v primerjavi z amonijevim nitratom).



To sta endotermna procesa, ki potekata spontano (led se tali pri vsaki temperaturi višji od 0 °C, sol se raztaplja v vodi!).

6. ATOM IN NJEGOVA ZGRADBA

6.1 Eksperimenti, ki so pomagali razložiti zgradbo atoma

-katodna cev

□

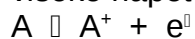
-jedrske reakcije, odkritje radiaktivnosti □

Študij razelektritve in električne prevodnosti plinov

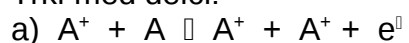
1. Pri normalnem tlaku so plini izolatorji.
2. $P = 10 - 100 \text{ Pa} \implies$ plin prevaja električni tok. V cevi se pojavi svetloba, ki ima za določen plin značilno barvo (Plücker, 1865).

FLUOROSCENČNE SVETILKE

Disociacija nevtralnih delcev plina (molekul ali atomov) pod vplivom polja visoke napetosti:



Trki med delci:



Energija nabitega delca se porabi za disociacijo nevtralnega delca.



Energija se sprošča v obliki svetlobe, ki je karakteristična za plin v cevi.

3. $P = 0,1 - 1 \text{ Pa}$

- plin še prevaja električni tok, svetloba izgine,
- katoda seva žarke- katodni žarki (Plücker, 1858)
- premočrtno gibanje od katode proti anodi.

Thomsonovi eksperimenti

□

4
1

*I
·
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*

Rutherfordov eksperiment - prehod α žarkov skozi tanko kovinsko folijo.
□

1911 Marsden in Geiger

Sklep: atom vsebuje pozitivno nabito jedro, v katerem je skoraj vsa masa atoma, elektroni pa se gibljejo v prostoru okrog jedra!

ZGRADBA ATOMA

ATOM

JEDRO

ELEKTRONI

nukleoni=protoni + nevtroni

kemijske lastnosti so
neposredno
povezane z zgradbo
elektronske ovojnice

Praktično vsa masa atoma je zbrana v jedru!

H: velikost atoma 10^{-10} m = 10⁴
velikost jedra 10^{-15} m

6.2 Lastnosti osnovnih delcev atoma

	naboj		masa
PROTON	$+1,602 \cdot 10^{-19}$ As	(1+)	$1,673 \cdot 10^{-24}$ g (1,0073 m_u)
NEVTRON	0	(0)	$1,675 \cdot 10^{-24}$ g (1.0087 m_u)
ELEKTRON	$-1,602 \cdot 10^{-19}$ As	(1-)	$9,109 \cdot 10^{-28}$ g (0.00055 m_u)

(v oklepaju so navedene atomske enote!), $m_u = 1,66 \cdot 10^{-24}$ g

Osnovne oznake lastnosti atoma:

□

X

□

elektronevtralnost atomov

Z- **vrstno** (atomska) število = število protonov = število elektronovA- **masno število** = število protonov + število nevtronov =
= število nukleonov

□

O

kisik

vrstno število 8

□

8 protonov 8 elektronov 8 nevtronov

□

U

uran

vrstno število 92

□

92 protonov 92 elektronov 143 nevtronov

6.3 Izotopi

Večina elementov sestoji iz različnih atomov, ki imajo enako število protonov ozr. elektronov (enako vrstno število = isti element), a različno število nevtronov. Imenujemo jih **izotopi**.

□ H □	□ H □	□ H □
vodik	deuterij (težki vodik)	tricij (radioaktivni vodik) v sledovih (v naravi)
99,985 mol.%	0,015 mol.%	
□	□	
□ Cl □	□ Cl □	
34,97	36,97	izotopska masa (relativna)
75,77 mol.%	24,23 mol.%	

Primer- izračun $A_r(\text{Cl})$:

□

Relativna atomska masa elementa je povprečna relativna atomska masa vseh naravnih izotopov.

4
5

*I
·
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a*

Kositer- Sn: **10** naravnih izotopov ($Z=50$, $A=112-124$)

Nekaj elementov pa ima le **en** sam izotop!

Masni spektrometer

□

6.4 Elektronska struktura atomov

Pri določevanju položaja in energije elektronov v atomu so bile v veliko pomoč spektroskopske metode.

SPEKTROSKOPIJA-analiza svetlobe in drugih vrst sevanj (radiacije), ki jih emitirajo (oddajajo) ali absorbirajo različne snovi.

Za lažje razumevanje snovi je podanih nekaj osnovnih informacij o svetlobi in njenih lastnostih.

Svetloba- elektromagnetno (EM) valovanje (sevanje).

$$c = \lambda \nu$$

svetlobna hitrost	$c = 3 \cdot 10^8$ m/s
valovna dolžina	λ (m)
frekvenca	ν (Hz)

Valovno naravo svetlobe potrjujejo razni pojavi (odboj, sipanje, uklon, interferenca, lom).

Fotoefekt je eksperimentalni dokaz kvantizacije svetlobe. Kvantizacija določene lastnosti je omejitev te lastnosti samo na določene vrednosti.

□

foton- kvant ("delec") svetlobe

$E = h \nu$
energija fotona

$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ (Planckova konstanta)

Korpuskularna (zrnata) narava svetlobe (A. Einstein 1905).
Osnovna ideja: atomi lahko emitirajo ali absorbirajo energijo samo v določenih kvantih- ta energija je enaka energiji fotona svetlobe, ki ga atom emitira ali absorbira.

$\Delta E = h \nu$

Max Planck 1900

6.5 Bohrov model atoma (planetarni model) (1913)

1. Elektron kroži okoli jedra brez izgube energije le po orbitah z določenim radijem.

dovoljena energetska stanja
energetski nivoji

$E_n = -B/n^2$
kvantizirana
energija

E_n - energija elektrona v orbiti n
 B - konstanta
 $n=1, 2, 3...$ kvantno število

4
8

l
·
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a

elektrona

(celo število)

2. Atom lahko absorbira ali emitira energijo le v kvantih, pri čemer elektron preskoči iz ene krožnice na drugo.

□

6.6 Valovno-mehanski model atoma

1. Heisenbergov princip nedoločljivosti (1927)

Položaja in energije (hitrosti) elektrona ne moremo istočasno natančno določiti (izmeriti).

□

Energija elektrona je določena (kvantizirana).

2. de Brogliejeva relacija (1923)

Dvojna narava ni značilna le za svetlobo!

□

3. Schrödingerjeva enačba (1927)

Elektron opišemo s pomočjo valovne enačbe.

□

parcialna diferencialna
enačba drugega reda

m -masa elektrona

E -celotna enegija elektrona

V- potencialna energija elektrona

Pri reševanju enačbe je potrebno vpeljati tri celoštevilčne parametre- **kvantna števila- (n, l, m)**. Kasneje ugotovijo, da ima elektron tudi spin, ki ga označujemo s **spinskim kvantnim številom s** .

□

Dokaz valovne narave elektronov- uklon elektronov pri prehodu skozi tanko kovinsko folijo (1926 Davisson, Garner (ZDA) ter Reid, Thomson ml. (VB)).

Tabela 3: Pomen in zveze med kvantnimi števili.

Ime	Simbol	Vrednosti	Pomen
-----	--------	-----------	-------

glavno	n	1, 2, 3,...	-energija in velikost orbitale -oddaljenost od jedra lupina
stransko	l	0, 1, ..., n-1	-oblika orbitale -energija orbitale podlupina $l=0, 1, 2, 3, \dots$ s, p, d, f, \dots
magnetno	m (ali m_l)	$l, l-1, \dots, 0, \dots, -l$	-usmerjenost orbitale v prostoru -določa orbitalo v podlupini
spinsko	s (ali m_s)	+1/2, -1/2	-določa spin elektrona

Rešitve Schrödingerjeve enačbe so valovne funkcije, ki so precej zapletene. Bolj nazorno grafično predstavitev verjetnosti nahajanja elektrona v atomu pa predstavljajo kvadrirane vrednosti valovnih funkcij. To

je omejeni prostor, kjer je največja verjetnost da se elektron nahaja in ga imenujemo **orbitala**.

Grafična predstavitev orbital:

□

6.7 Valvnomehanska interpretacija zgradbe težjih atomov-

večelektronski sistemi

Zaradi naboja se elektroni izogibajo drug drugemu, prav tako, če imajo paralelne (vzporedne) spine.

6.7.1 Paulijev princip (empirično pravilo)

V atomu ne moreta imeti niti dva elektrona enakih vseh štirih kvantnih števil.

Vsaka orbitala lahko vsebuje največ dva elektrona!

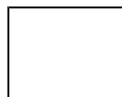
H ($Z = 1$)
 $1s^1$

□



He ($Z = 2$)
 $1s^2$

□



ANTIPARALELNA SPINA
ELEKTRONSKI PAR

ENERGIJA ORBITAL V ATOMIH Z VEČ ELEKTRONI

5
4

l
.
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a

Dva učinka: - prodiranje (penetracija) elektronov
- zasenčenje elektronov

Posledica: $E = f(n+l)$

Energija orbitale narašča z naraščajočo vrednostjo vsote $(n+l)$ - pri isti vrednosti ima nižjo energijo orbitala z manjšo vrednostjo n !
(kvalitativni kriterij)

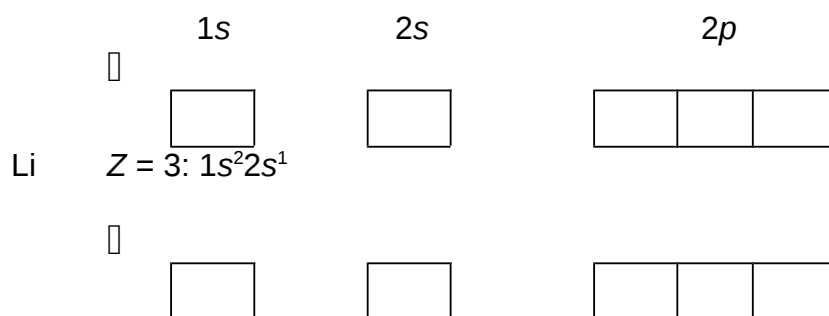
Diagram energijskih nivojev atomov z več elektroni:

□

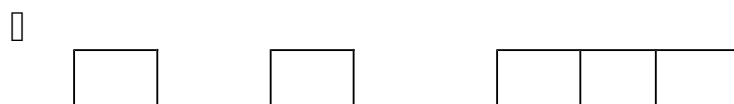
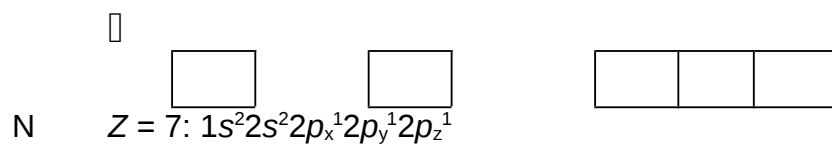
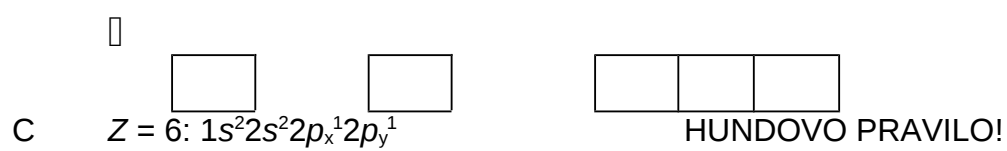
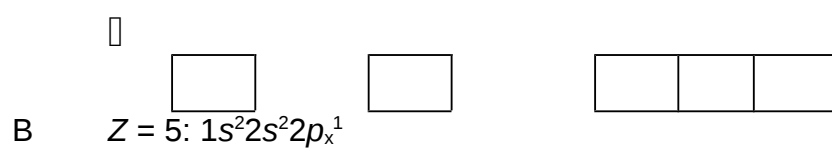
6.7.2 Hundovo pravilo (maksimalne multiplicitete) (empirično pravilo)

V osnovnem stanju zasedejo elektroni vselej maksimalno število praznih energijsko enakovrednih (degeneriranih) orbital s paralelnimi spini.

$$E(1s) < E(2s) < E(2p)$$



Be $Z = 4: 1s^2 2s^2$



O $Z = 8: 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

□



F $Z = 9: 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

□



Ne $Z = 10: 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$

Konfiguracija žlahtnega plina- zapolnjena lupina (vse orbitale z enakim glavnim kvantnim številom).

□



3s



Na $Z = 11: 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^1$

6.7.3 Zgradba elektronske ovojnice- elektronska konfiguracija

Določitev elektronske konfiguracije:

- Z- vrstno število = število elektronov,
- energija orbital = $f(n+l)$,
- Paulijev princip,
- Hundovo pravilo.

“AUFBAU PRINCIP”

Kemijske lastnosti elementov so v neposredni zvezi z zgradbo elektronske ovojnice atoma!

Periodičnost v zgradbi elektronske ovojnice (elektronske konfiguracije) □
periodičnost kemijskih in fizikalnih lastnostih elementov.

7. RAZVOJ PERIODNEGA SISTEMA IN NJEGOVE ZNAČILNOSTI

D.I. Mendeljejev je v letih 1869 in 1870 elemente razvrstil po naraščajoči relativni atomski masi in tako pripravil osnovo za periodni sistem kakršnega uporabljamo še danes. Izhajal je iz predpostavke, da je periodičnost

kemijskih lastnosti naravni zakon. Napovedal je odkritje nekaterih do tedaj neznanih elementov in podal celo njihove lastnosti! Eden takih primerov je element germanij:

Ekasilicij (X)
Mendeljejeva napoved (1870)
 $A_r(X)=72$
gostota $5,5 \text{ g/cm}^3$
siv, visoko tališče
oksid XO_2 , gostota $4,7 \text{ g/cm}^3$
klorid XCl_4 , vrelišče $< 100 \text{ }^\circ\text{C}$
gostota $1,9 \text{ g/cm}^3$

Germanij (Ge)
Winklerjevo odkritje (1886)
 $A_r(X)=72,6$
gostota $5,47 \text{ g/cm}^3$
siv, tališče $>900 \text{ }^\circ\text{C}$
 GeO_2 , $4,703 \text{ g/cm}^3$
 GeCl_4 , vrelišče $86 \text{ }^\circ\text{C}$
gostota $1,887 \text{ g/cm}^3$

7.1 Periodične lastnosti

Mnoge lastnosti elementov se periodično spreminjajo:

- atomski radiji, ionski radiji,
- ionizacijska energija,
- elektronska afiniteta,
- A_r ,
- elektronegativnost,

-fizikalne lastnosti (gostota, trdota, električna in toplotna prevodnost...),
-magnetne lastnosti,
-oksidacijska števila.

Atomski radij je polovična razdalja med dvema istovrstnima atomoma v molekuli ali kristalu (določitev z difrakcijskimi metodami).

-v določeni skupini (vertikali) radij atoma **narašča**,
-v določeni periodi (vrsti) se atomski radiji **zmanjšujejo** (senčitev!). Pri elementih d in f bloka je ta efekt manj izražen.

Kation- pozitivno nabit ion. Nastanek z oddajanjem elektronov.

□

Na $-e^{\ominus}$ □ Na⁺
Cu $-2e^{\ominus}$ □ Cu²⁺
Fe $-3e^{\ominus}$ □ Fe³⁺

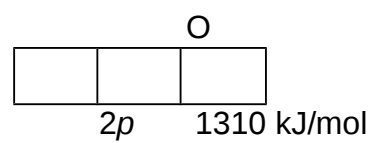
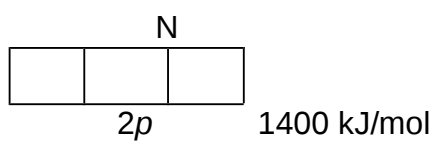
ATOM-----> KATION

ODDAJANJE
ELEKTRONOV

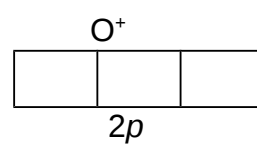
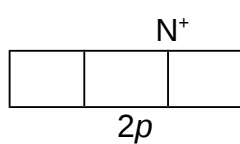
Tudi velikost kationov po skupini narašča.

ionizacijska energija (IE) (potencial) je energija, ki je potrebna, da odstranimo en elektron iz izoliranega atoma. Proces je endotermen!

□



□



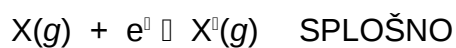
Atom lahko odda tudi več elektronov (ionizacijske energije so višje).

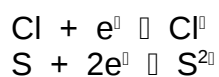
			Na		Mg		Al
$E(g) \rightarrow E^+(g) + e^-$	IE ₁	494		736		577	
$E^+(g) \rightarrow E^{2+}(g) + e^-$	IE ₂	4560		1450		1820	
$E^{2+}(g) \rightarrow E^{3+}(g) + e^-$		IE ₃			7740		2740
							11600
			Na ⁺		Mg ²⁺		Al ³⁺

Ionizacijska energija za prvi elektron se z naraščanjem vrstnega števila periodično spreminja.

Anion- negativno nabit ion. Nastanek s sprejemanjem elektronov.

□

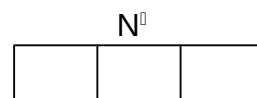
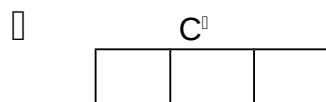
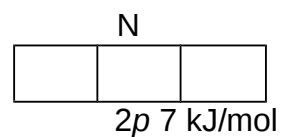
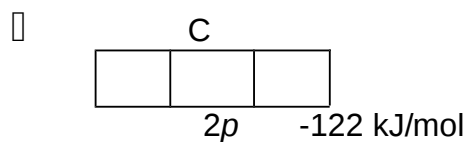


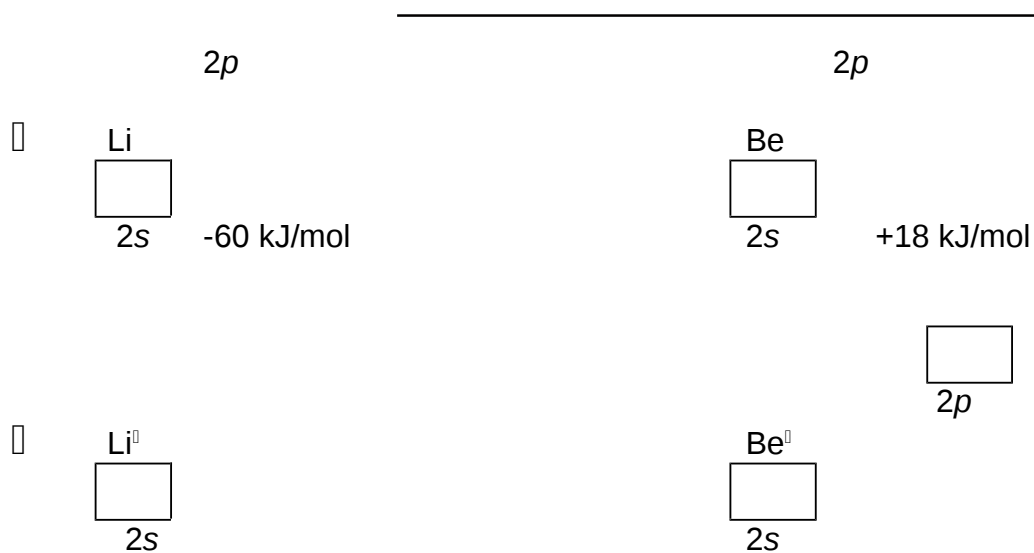


ATOM-----> ANION
SPREJEMANJE
ELEKTRONOV

Elektronska afiniteta je energija, ki se sprošča ali porablja, če izoliran atom sprejme en elektron. To je lahko eksotermen ali pa endotermen proces.

Proces sprejemanja drugega in naslednjih elektronov je vedno endotermen proces.





Elektronska afiniteta se z naraščanjem vrstnega števila periodično spreminja.

8. KEMIJSKA VEZ

Narava vezi med atomi je burila domišljijo znanstvenikov že v devetnajstem

stoletju. V začetku dvajsetega stoletja pa so definirali dva osnovna tipa vezi:

KEMIJSKA VEZ

IONSKA VEZ

Kossel (1916)
Elektrostatski privlak med
nasprotno nabitimi delci- ioni
kationi in anioni

KOVALENTNA VEZ

Lewis(1916)
Skupni elektronski par
Stabilna konfiguracija
žlahtnega plina
(oktet, dublet)

NASTANEK KEMIJSKE VEZI JE VSELEJ EKSOTERMIČEN PROCES!

8.1 Ionska vez

Energija ionske vezi

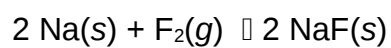
□

Z_k, Z_a - naboj ionov

d - razdalja med ioni (pm)

Električno polje med ioni je sferično!
Ionska vez je prostorsko neusmerjena!

Primer nastanka ionske spojine (NaF):



□

8.2 Kovalentna vez

□



□



VALENČNI ELEKTRONI



vezni elektronski par
nevezni elektronski par

stabilni oktet (dublet)

Diagram odvisnosti energije od razdalje med jedroma v kovalentni spojini:



Eksperimentalno določeni podatki o molekulah so osnova teorije o kemijski vezi, s katero razlagamo vlogo elektronov (orbital) pri nastanku vezi (elektronsko strukturo molekul). Ti podatki so:

- geometrija molekule (razdalje med atomi, koti med vezmi),
- dipolni moment molekule,
- magnetne lastnosti,
- energija vezi.

POLARNE KOVALENTNE VEZI

Če sta z vezjo povezana različna atoma, lahko eden od atomov močnejše privlači elektrone- ima večjo **ELEKTRONEGATIVNOST** (to je sila s katero atom v molekuli privlači elektrone).

- F F nepolarna kovalentna vez
- H F polarna kovalentna vez (delni ionski karakter kovalentne vezi)
- Na F ionska vez (ekstremni primer polarne kovalentne vezi)

Dipolni moment (μ) molekule je definiran kot produkt med velikostjo naboja (z) in razdaljo med središči pozitivnih in negativnih nabojev (r). Iz dipolnega momenta lahko sklepamo na obliko molekule ali na polarnost vezi!

□

Primer molekul CO₂ in SO₂:

□

9. MOLEKULSKE VEZI

Imenujemo jih tudi medmolekulske sile ali van der Waalsove vezi in so elektrostatske narave.

Energija teh vezi je bistveno manjša kot pri kemijskih vezeh:

kovalentne vezi: več 100 kJ/mol

molekulske vezi: 1-10 kJ/mol

Privlačne sile:

1. **Orientacijske sile** so sorazmerne dipolnemu momentu molekul.
polarne molekule □

2. **Indukcijske sile** so sorazmerne dipolnemu momentu polarne molekule in polarizabilnosti (sposobnost preporazdelitve naboja) nepolarne molekule.

polarne in nepolarne molekule □

3. **Disperzijske sile** so sorazmerne polarizabilnosti molekul.
vse vrste molekul □

-razlog za interakcijo
med nepolarnimi
molekulami

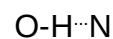
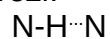
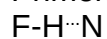
9.1 Vodikova vez

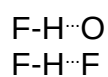
Nastane kadar je vodikov atom vezan na močno elektronegativen atom (A), ki močno privlači vezni elektronski par. Zato je v okolici H atoma primankljaj elektronov (pozitivno električno polje), ki se kompenzira z neveznim elektronskim parom sosednjega elektronegativnega atoma (B).

Ta vez je most, ki ga H atom tvori med dvema močno elektronegativnima atomoma:

□

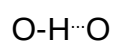
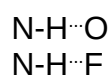
Primeri tipičnih vodikovih vezi:



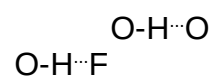


□

463 kJ/mol



~20kJ/mol



Najmočnejša intermolekularna interakcija! Poznamo intra- in intermolekularne vodikove vezi.

Primeri povezovanja:

□

□

v plinastem stanju!

dimeri karboksilnih kislin

Pomen H-vezi je velik. Lastnosti spojin so zaradi vodikovih vezi močno spremenjene. Te vezi so prisotne tudi pri nukleinskih kislinah (DNA) in v beljakovinah.

10. AGREGATNO STANJE

Agregatno stanje je posledica interakcij med osnovnimi gradniki (ioni, molekule, atomi):

IONSKA VEZ
KOVALENTNA VEZ
VODIKOVA VEZ
MOLEKULSKE (VAN DER WAALSOVE) VEZI
(ORIENTACIJSKE, INDUKCIJSKE, DISPERZIJSKE)

PLINI

TEKOČINE

TRDNE
SNOVI

	(kapljevine)	(kristali, amorfne spojine)
-idealni (brez interakcij)	tipične lastnosti: -viskoznost -površinska	-ionski -kovalentni -molekulski
-realni	napetost -parni tlak -spreminjajoča oblika...	-kovinski

Več o plinih pove 4. poglavje.

10.1 Tekočine

- močnejše privlačne sile med molekulami kot v plinih,
- relativno velika kinetična energija molekul.

Prav zaradi kinetične energije so molekule v tekočini razmeroma gibljive. Zato je tudi v tekočem stanju možna difuzija- gibanje molekul (delcev) ene snovi med molekule (delce) druge snovi. Je pa ta proces mnogo počasnejši kot pri plinih!

7
5

I
·
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a

Parni tlak- nad vsako tekočino ozr. trdno snovjo je pri določeni temperaturi določeno število molekul v plinastem agregatnem stanju.

□

Parni tlak s temperaturo narašča- vzrok je večja energija molekul!

Vrelišče je temperatura, pri kateri parni tlak tekočine doseže zračni tlak 101,3 kPa.

Odvisnost parnega tlaka:

voda

etanol

dietileter

T_v □	H ₂ O	□
μ	□	□
	CH ₃ CH ₂ OH	□
		CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃
	□	
	zelo močne	niso močne
	□	
	jakost vodikovih vezi pada	
	močne	
	parni tlak raste	
	vrelišče pada	

10.2 Trdne snovi

Gradniki (delci- ioni, atomi, molekule) so trdno povezani- niso več prosto gibljivi □ urejena struktura- **KRISTALI**.

AMORFNE (nekristalinične) trdne snovi: neurejen razpored gradnikov (zgradba podobna tekočini, le da gradniki niso prosto gibljivi).

a) Ionska vez- ionski kristali

Večina trdnih snovi je v kristalnem stanju.

Kristal- sestavni delci (gradniki) tvorijo značilen pravilen motiv, ki se v prostoru **periodično** ponavlja- urejena struktura- kristalna mreža.

Gradniki v ionskih kristalih so kationi in anioni. Povezani so z ionskimi vezmi- velika **mrežna energija** kristala (razpad kristala je endotermen proces).

Tipične ionsko zgrajene snovi:

kovinski halogenidi (LiCl, NaBr, KI)

oksidi (MgO)

sulfidi (ZnS)

hidroksidi (NaOH)

sulfati (Na₂SO₄)

karbonati (CaCO₃)

nitriti (KNO₂)

kristalohidrati (BaCl₂·2H₂O, FeSO₄·7H₂O, CuSO₄·5H₂O)

Električno polje ionov je **sferično**- ionska vez je prostorsko **neusmerjena**.

Razvrščanje ionov v prostoru je v glavnem posledica velikosti ionov (razmerje med radijem kationa in aniona).

Koordinacijsko število (KŠ) je število anionov, ki obkrožajo kation ozr.

obratno.

Koordinacijski polieder (KP) je telo, v katerega ogliščih se nahajajo ioni razporejeni okrog centralnega iona z nasprotnim nabojem.

Najpogostejša koordinacijska števila in ustrezni koordinacijski poliedri v ionskih kristalih:

KŠ	KP	Skica
8	KOCKA	□
6	OKTAEDER	□
4	TETRAEDER	□

Nekateri primeri:

Kristalna struktura **NaCl**- večina ionsko zgrajenih snovi s stehiometrijo AB.

□

Kristalna mreža: kubična ploskovno centrirana (ioni iste vrste so razporejeni v ogliščih kocke in v središču vsake kockine ploskve).

Koordinacijsko število: $\text{Na}^+ 6$

$\text{Cl}^- 6$

$\text{NaCl}_{6/6}$

Koordinacijski polieder je oktaeder.

Kristalna struktura **CsCl**- cezijev kation je koordiniran z osmimi kloridnimi ioni.

□

Kristalna mreža primitivna (enostavna) kubična. Ioni iste vrste so razporejeni v ogliščih kocke.

Koordinacijsko število: Cs^+ 8

Cl^- 8

$\text{CsCl}_{8/8}$

Koordinacijski polieder je kocka.

Lastnosti ionskih kristalov

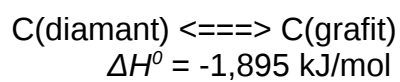
-obstojni, visoka tališča (ionska vez močna- velika mrežna energija).
□

-ne prevajajo električnega toka. Prevodni postanejo v talini in v vodni raztopini.

-so drobljivi: premik plasti-odboj.

b) Kovalentni kristali- gradniki atomi povezani s kovalentno vezjo.

C-ogljik ima dve alotropski modifikaciji; grafit in diamant, pred kratkim pa so odkrili še fullerene.



□

□

Diamant:
C_{4/4} tetraeder

Grafit:
Plastovita struktura.
Med plastmi šibke vezi-
delokalizirani elektroni- prevodnost
(podobno kovinam)!

Lastnosti kovalentnih kristalov:

-
- obstojni, visoka tališča (močne kovalentne vezi),
 - ne prevajajo električnega toka, tudi če jih raztalimo,
 - drobljivi v smereh šibkih vezi.

c) Molekulski kristali

Osnovni gradniki molekule- med njimi delujejo molekulske vezi.

Tak tip kristalov najdemo v večini organskih spojin (90%).

Primeri: sladkor ($C_{12}H_{22}O_{11}$)



Lastnosti molekulskih kristalov:

- neobstojni (molekulske vezi so šibke), □
- ne prevajajo električnega toka (niti staljeni, niti v vodni raztopini).

11. DISPERZNI SISTEMI

11.1 Osnovni pojmi

Navidezno homogena zmes dveh (ali več) snovi (komponent).

Ločimo jih: -glede na agregatno stanje komponent,
-glede na velikost delcev.

Tabela 4: Razdelitev raztopin glede na agregatno stanje.

DISPERZNI MEDIJ	DISPERGIRANA FAZA	DISPERZNI SISTEM
trden	trdna tekoča plinasta	rubin zlitine (bron Cu+Sn) amalgam (Hg v Cu) vodik v paladiju

tekoč (voda)	trdna tekoča plinasta	NaCl v vodi suspencija AgCl v vodi vodna raztopina eta- nola, kis raztopina zraka v vodi vodna raztopina HCl
plinast	trdna tekoča plinasta	dim megla plinske zmesi (zrak)

RAZTOPINA = TOPILO + TOPLJENEC

vodna r. = voda + topljenec (trden, tekoč ali plinast)

Tabela 5: Razdelitev raztopin glede na velikost delcev topljenca.

RAZDELITEV RAZTOPIN	VELIKOST DELCEV (topljenca)
prave raztopine	< 10 μ
koloidne raztopine	10 μ - 1000 μ

grobno disperzni sistemi (suspencije, emulzije)	$> 1000 \mu$
neobstojni disperzni sistem dispergirana faza se obori	$>> 1000 \mu$

Fizikalne lastnosti raztopin

□ sestava raztopin, KONCENTRACIJA

Kemijski procesi v raztopinah

11.2 Nekateri načini izražanja koncentracij

a) masni delež topljenca- procentnost raztopine (masni delež topljenca, izražen v %)

□

w_2 - masni delež topljenca

m_2 - masa topljenca (g)

m_1 - masa topila (g)

m_r - masa raztopine (g)

b) molarnost (množinska koncentracija)

□

 c - molarnost raztopine (mol/L) n_2 - množina topljenca (mol) V_r - prostornina raztopine (L)**c) masna koncentracija**

□

 γ - masna konc. raztopine (g/L) m_2 - masa topljenca (g) V_r - prostornina raztopine (L)**d) molalnost**

□

 m - molalnost raztopine (mol/kg) n_2 - množina topljenca (mol) m_1 - masa topila (kg)

Za molalnost lahko uporabimo tudi oznako b .

Gostota raztopin

□

(g/mL, g/L)

□ (H₂O) = 1,00 g/mL

$$\rho_r = f(T)$$

ρ (vod. razt.) \approx 1,00 g/mL
(odvisno od koncentracije)

Poznamo tudi nekaj izjem $\rho(\text{NH}_3, \text{aq}) < 1,00 \text{ g/mL}$.

11.3. Topnost

Topnost je koncentracija nasičene raztopine, ki je v ravnotežju z neraztopljeno trdno snovjo (pri določeni temperaturi).

□

t - topnost (g/100 g H₂O)

m_2 - masa topljenca (g)

m_1 - masa topila (g)

$$t(\text{NaCl}, 25^\circ\text{C}) = 36,0 \text{ g} / 100 \text{ g H}_2\text{O}$$

Hitrost raztapljanja predstavlja količino snovi, ki se raztopi v časovni enoti.

Odvisna je od:

-velikosti delcev topljenca (večja površina trdne faze),
-difuzija molekul topila skozi tanko plast nasičene raztopine
(povečamo z mešanjem, višjo temperaturo).

Proces raztapljanja je povezan z nastankom molekulskih vezi (hidratacija, solvatacija).

□

Energija hidratacije- energija, ki se sprosti pri nastanku molekulskih vezi- eksotermen proces!

Energija kristalne mreže- energija, ki se porabi za razgradnjo kristalne mreže- endotermen proces!

Topnost je odvisna od:

- a) narave topila in topljenca,
- b) od temperature (pri plinih tudi od tlaka).

ad a) Empirično pravilo raztapljanja: **podobno se topi v podobnem!**

-polarno v polarnem je topno,
-polarno v nepolarnem ni topno.

voda H₂O
□

tetraklorometan CCl₄
□

$\mu(\text{H}_2\text{O}) = 1,94 \text{ D}$
polarno topilo

$\mu(\text{CCl}_4) = 0$
nepolarno topilo

ad b) Temperaturna odvisnost topnosti:
Pri večini snovi topnost s povišano temperaturo narašča. Poznamo pa tudi
izjeme (graf).
□

Različno topnost pri različnih temperaturah izkoriščamo za **prekristalizacijo**, ki je pomembna metoda za čiščenje trdnih snovi.

Topnost plinov z naraščajočo temperaturo pada (raztapljanje plinov je vedno eksotermen proces- Le Chatelier-ev princip).

NH₃ pri 0 °C 89,3 g/100 g H₂O
 20 °C 51,8 g/100 g H₂O
 100 °C 7,4 g/100 g H₂O

Topnost plinov je pri določeni temperaturi odvisna od parcialnega tlaka plina nad tekočino.

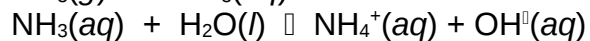
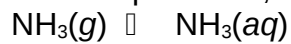
Voda z nekaterimi plini reagira in tako povečuje njihovo topnost.

Tabela 6: Topnost (t) nekaterih plinov v vodi.

Plin	t, mg/100g H ₂ O 20 °C; 101,3 kPa
N ₂	19

O ₂	43
CO ₂	169
SO ₂	10600
NH ₃	51800

Primeri procesov, ki potekata pri raztapljanju amoniaka v vodi:



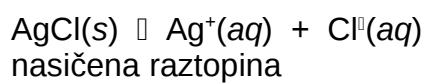
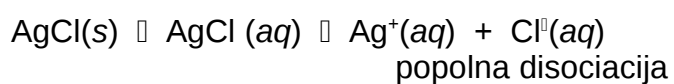
Pravila za kvalitativno določanje topnosti soli v vodi:

1. Vse natrijeve, kalijeve in amonijeve soli so topne,
2. Vsi nitrati, acetati in perklorati so topni,
3. Vse srebrove, svinčeve in živosrebrove(I) soli so netopne,
4. Vsi kloridi, bromidi in jodidi so topni,
5. Vsi karbonati, sulfidi, oksidi in hidroksidi so netopni,
6. Vsi sulfati so topni razen CaSO₄ in BaSO₄.

Vrstni red pravil!

11.4 Topnostni produkt

Nekatere soli so zelo slabo topne (koncentracija nasičene raztopine je majhna), raztopljena snov pa je pri tem popolnoma disociirana.



□

Vplivi na topnost slabo topne snovi:

-dodatek spojine, ki reagira s prisotnimi ioni. Zaradi kemijske reakcije se lahko oborina raztopi:

□

-dodatek istoimenskih ionov v raztopino lahko zmanjša topnost snovi (pojavi se oborina):

□

11.5 PARNI TLAK RAZTOPIN

□

Raoultov zakon

 P_r -parni tlak raztopine p_1, p_2 - parcialna parna tlaka komponent p_1^0, p_2^0 - parna tlaka čistih komponent X_1, X_2 - množinska deleža komponent

Nehlapen topljenec (vodne raztopine trdnih snovi): pri takih raztopinah je parni tlak nižji od parnega tlaka čistega topila, ker so molekule topila udeležene pri hidrataciji ionov ozr. molekul topljenca.

□

nehlapen topljenec $\square p_2^0 \square 0$

$$P_r = X_1 p_1^0 = (1 - X_2) p_1^0$$

$p_1^0 - P_r = \Delta P = X_2 p_1^0$ znižanje parnega tlaka raztopine je premosorazmerno množinskemu deležu nehlapnega topljenca

\square

Fazni diagram vode

krivulje l, m, k predstavljajo dvofazno področje (ravnotežje)
l- spreminjanje parnega tlaka ledu s temperaturo
k- spreminjanje parnega tlaka tekoče vode s temperaturo
m - ravnotežje med ledom in tekočo vodo
T- trojna točka (vse tri faze v ravnotežju (0,0095 °C; 0,77 kPa)
krivulje l, m, k omejujejo enofazna območja

Fazni diagram raztopine:
parni tlak raztopine je nižji od parnega tlaka čistega topila.

11.6 Koligativne lastnosti raztopin

Koligativne lastnosti so odvisne od števila delcev topljenca (koncentracija raztopine) in ne od njihove kemijske sestave!

	1,0 m NaCl	1,0 m KBr
T_{tal}	-3,4 °C	-3,4 °C
T_{vrel}	101 °C	101 °C

Koligativne lastnosti so:

-
- ΔP - znižanje parnega tlaka raztopine,
 - ΔT_{vrel} - zvišanje vrelišča raztopine,
 - ΔT_{tal} - znižanje tališča raztopine,
 - osmotski tlak.

11.6.1 Osmoza

Osmoza je prehajanje topila skozi polprepustno (semipermeabilno) membrano iz manj koncentrirane v bolj koncentrirano raztopino.

$$\pi = c R T$$

π - osmotski tlak (kPa)
 c - molarnost (mol/L)
 T - temperatura (K)

□

Osmoza je pomemben pojav v bioloških sistemih in živih organizmih. Celične stene delujejo kot polprepustne membrane- prepuščajo vodo (tudi nekatere raztopljene snovi). Pomen:

- preskrba rastlin in živali (ribe-30%) z vodo in hranilnimi snovmi (ki jih celične stene prepuščajo),
- določanje molskih mas beljakovin,
- razsoljevanje morske vode in čiščenje odpadnih vod (reverzna osmoza),
- osmotski tlak v živih celicah kontrolirata predvsem koncentraciji Na^+ in K^+ ionov.

11.6.2 Prevodnost raztopin

Prevodnost raztopin je posreden dokaz različne zgradbe trdnih snovi.

Primer:

$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{aq})$ (sladkor)
ne prevaja el. toka
raztopina neelektrolita
molekule
delci: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{aq})$

$\text{NaCl}(\text{aq})$
prevaja el. tok
raztopina elektrolita
ioni
delci: $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

□

Prisotnost ionov v vodni raztopini je vzrok za prevodnost vodnih raztopin elektrolitov.

Stopnja disociacije je merilo jakosti elektrolitov.

$$0 < \alpha < 1$$

□

α - stopnja disociacije

N – število disociiranih molekul

N_0 - število vseh molekul pred disociacijo

n – množina disociiranega elektrolita

n_0 - celotna množina elektrolita v raztopini

Tabela 7: Razdelitev snovi glede na stopnjo disociacije.

ELEKTROLITI

MOČNI

ŠIBKI

ionske koval. spojine
 NaCl HCl
 MgCl₂ HBr
 KBr HI
 KOH HNO₃
 CuSO₄ H₂SO₄
 vse soli

NEELEKTROLITI

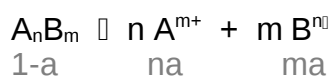
CH₃COOH H₂O(dest)
 NH₃ etanol
 H₂SO₃ sladkor
 HF
 organske
 kisline in baze

$0.8 < \alpha < 1$

$\alpha < 0.3$

$\alpha = 0$

11.8 Anomalne koligativne lastnosti raztopin elektrolitov



koligativne lastnosti so odvisne od
 števila delcev!

$i = 1 + \alpha (n + m - 1)$

i - van't Hoffov korekturni faktor

$\alpha = 0$ (neelektrolit)

$i = 1$

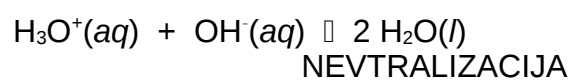
$\pi = c R T$

$\alpha = 1$ (popolnoma disociiran (ioniziran) elektrolit)
 $i = n + m$ $\pi = i c R T$

11.9 Ionske reakcije

To so reakcije med raztopinami elektrolitov in potečejo v treh značilnih primerih:

1. nastanek **slabo disociirane snovi**:



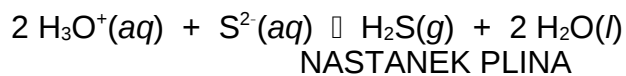
Uporaba: titracije

□

2. nastanek **slabo topne snovi**:



3. nastanek **plinaste (lahko hlapne) snovi**:



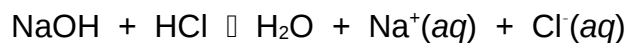
H₂S smrdi (po gnilih jajcih)

Večina ionskih reakcij poteče popolnoma (kvantitativno).

Ionska reakcija ne poteče:



TITRACIJA je volumetrična metoda določanja sestave raztopin.



stehiometrijsko razmerje

$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$ EKVIVALENTNA TOČKA
 $c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$
(list)

sprememba barve indikatorja

11.10 Koloidne raztopine

11.10.1 Osnovni pojmi

Različni koloidno disperzni sistemi (npr. trdni delci prahu (koloidne dimenzije) v zraku- plinast disperzni medij).

Najzanimivejši sistem: trden topljenec v tekočem topilu- koloidna raztopina ali sól.

Primer koloidov: mleko, megla, raztopina kremenca.

Velikost delcev topljenca: 10-1000 Å

- delci anorganskih snovi (večinoma amorfni),
- makromolekule organskih snovi (polimeri, beljakovine).

Velika specifična površina koloidnih delcev (m^2/g) je vzrok zanimivih lastnosti koloidov.

Močno so izraženi **površinski pojavi**- gradniki na površini trdnih snovi lahko navzven učinkujejo s privlačnimi silami- z gradniki plinaste ali tekoče faze, ki trdno fazo obdaja so sposobni tvoriti molekulske ali kemijske vezi.

(list)

Površinski pojavi

a) **adsorpcija** je vezava molekul ali ionov iz tekoče ali plinaste faze na površino trdne faze z molekulskimi vezmi.

□

količina adsorbenda □ (list) koncentraciji raztopine,
tlaku plina

b) **kapilarna kondenzacija** (silikagel-amorfni SiO_2 -sredina)

V primeru, da ima adsorbens pore, lahko začne plinasti

adsorbend v vporah kondenzirati..

c) **kemosorpcija** (kataliza): pri določenih pogojih adsorbend lahko kemijsko reagira z adsorbensom.

(list)

11.10.2 Priprava koloidnih raztopin

1) **Kondenzacija**- iz pravih raztopin- združevanje molekul in ionov v delce koloidnih dimenzij.

a) redukcija $\text{AgNO}_3 + \text{tanin} \rightarrow \text{koloidna razt. srebra}$

b) oksidacija $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{koloidna razt. žvepla}$

c) hidroliza $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{koloidna razt. Fe(OH)}_3$
->reakcija med železom in vodo

d) sprememba topila $\text{razt. žvepla v etanolu}$
(puščica dol)

koloidna razt. žvepla v vodi

2) **Disperzija** (iz suspenzij ali večjih trdnih delcev) □ koloidna raztopina

a) koloidni mlini (mehansko mletje)

b) peptizacija (koloidna raztopina NiS)
redispergiranje sveže oborjenih soli z dodatkom elektrolita

c) električni oblok med kovinskima elektrodama v vodi
□ nastanek koloidne raztopine kovin

11.10.3 Lastnosti koloidnih raztopin

-istoimenski naboj koloidnih delcev- stabilnost koloidnih raztopin, □

-selektivna adsorpcija ionov iz raztopine na površini

koloidnega delca,

-adsorpcija molekul topila na površini koloidnega delca- dodatna stabilizacija.

Naboj je lahko tudi posledica trenja z molekulami topila (kovinski koloidi).

Na površini koloidnih delcev se iz raztopine SELEKTIVNO ADSORBIRAJO ioni. Koloidne raztopine so stabilne, ker imajo vsi delci ENAK NABOJ IN SE ZATO MED SABO ODBIJAJO, Adsorpcija molekul topila na površini koloidnega delca predstavlja dodatno stabilizacijo. Koloidna raztopina zlata je rdeča.

11.10.4 Razdelitev koloidov

Liofilni- hidrofilni viskozne tekočine (želatina, klej)

Liofobni- hidrofobni neviskozni (anorganski)
Stabilnost je posledica istoimenskega naboja koloidnih delcev!

11.10.5 Nekateri pojavi povezani s koloidnimi raztopinami

Elektroforeza je gibanje koloidnih delcev v električnem polju. Uporablja se za identifikacijo beljakovin (hitrost je odvisna od naboja, velikosti in oblike beljakovinske molekule).

□

Dializa je ločevanje trdnih delcev po velikosti s pomočjo difuzije skozi polprepustno membrano.

Zdrava ledvica "dializira" kri (koloidna raztopina!) in iz nje odstranjuje odvečne elektrolite. V primeru bolezni to naredimo z zunanjo dializo.

Tyndallov fenomen

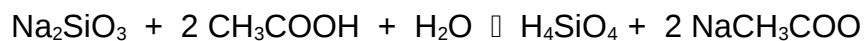
Pot svetlobnega žarka pri prehodu skozi koloidno raztopino je vidna.

Obarjanje lahko povzročimo tudi:
-s segrevanjem koloidne raztopine,
-z obsevanjem z radioaktivnimi žarki.

Gel je močno koncentrirana koloidna raztopina z veliko viskoznostjo.
Takšne raztopine vsebujejo premalo vode zato postanejo trdne!



$\text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{aq})$ - vodno steklo (sól)



vodno steklo (puščica levo silicijeva kislina
sól (puščica desno) gel

Koloidne raztopine imajo velik biološki in tehnološki pomen!
(list)

S sol-gel postopkom na steklo lahko naneseemo tanke plasti snovi z zanimivi lastnostmi (optične; termokromne...).

12. KEMIJSKO RAVNOTEŽJE- ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

12.1 Osnovni pojmi

Reverzibilna (obojesmerna) kemijska reakcija:

reaktanti (puščica levo, desno) produkti

Ireverzibilna (enosmerna) kemijska reakcija: (teh skoraj ni)

reaktanti \rightarrow produkti (ionske reakcije)

Za reverzibilno kemijsko reakcijo v ravnotežju velja:



homogen sistem
(reaktanti in produkti v isti fazi)

\square

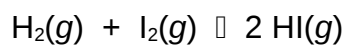
Zakon o vplivu koncentracij

K_c - konstanta ravnotežja	Guldberg in Waage (1867) empirični zakon
□	dinamično ravnotežje
Primer: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$	homogen sistem
□	zakon o vplivu koncentracij KONSTANTA RAVNOTEŽJA

[] = konst. ravnotežna koncentracija

raztopine- mol/L raztopine
plini- mol/L plinske zmesi

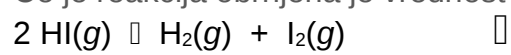
$K_c = f(T, P)$, neodvisna od drugih zunanjih vplivov.



1
1
3

*I
.
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*

Če je reakcija obrnjena je vrednost konstante **recipročna**.



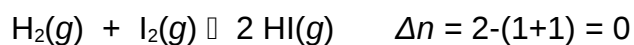
\square

Če gre za reakcijo v plinskem stanju, ravnotežno konstanto lahko izrazimo tudi s pomočjo parcialnih tlakov (namesto konc. Vstavimo parc. Tlake):

□

□ p □ parcialni tlak reaktanta ozr.
produkta v ravnotežni reakcijski
zmesi

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \quad \Delta n = \sum n(\text{produkti}) - \sum n(\text{reaktanti})$$



$$K_p = K_c \quad \text{če je } \Delta n = 0$$

Kaj nam pove vrednost konstante?

$K_c \gg 1$ ravnotežje pomaknjeno v desno (v smer nastanka produktov)

$K_c \ll 1$ ravnotežje pomaknjeno v levo (v smer nastanka reaktantov)

(list9)

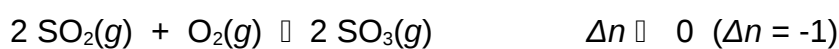
Za nastanek vode je konstanta zelo visoka torej reaktanti tu po reakciji praktično ne nastopajo več. Pri 298K dušik in kisik skorajda ne reagirata. Pri višjih T(strele!) pa se vrednost konstante precej poveča (pri ohladitvi pa spet pride do razcepa).

12.2 Le Chatelier-ev princip

Vpliv spremembe **zunanjih pogojev (P, T)** na kemijsko reakcijo v ravnotežju (spremeni se *K!*).

Ravnotežni sistem se obnaša tako, da se izogne zunanjemu vplivu!

a) vpliv tlaka



P zvišamo- ravnotežje se pomakne v desno
(v smeri manjše prostornine: $V(2 \text{ mol}) < V(3 \text{ mol})$)

(puščica desno)

(List)

P znižamo- ravnotežje se pomakne v levo
(v smeri večje prostornine: $V(3 \text{ mol}) > V(2 \text{ mol})$)
(puščica levo)

b) vpliv temperature



Nastanek vodikovega jodida je eksotermen proces!

T zvišamo- ravnotežje se pomakne v levo
(dovedena toplota se porabi za razpad vodikovega jodida, ki
je endotermen proces)

(puščica levo)

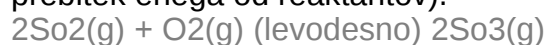
□

T znižamo- ravnotežje se pomakne v desno
(odvedena toplota- hlajenje- se nadomesti s toploto, ki se
sprosti pri nastanku vodikovega jodida, ki je eksotermen
proces)

(puščica desno)

Efekt zunanjih vplivov na kemijsko reakcijo v ravnotežju je pomemben pri **kemijski sintezi** (tehnološko in laboratorijsko):

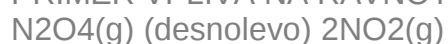
Boljši izkoristek reakcije (več produktov) dobimo, če je ravnotežje v maksimalni možni meri pomaknjeno v **desno**. Tej zahtevi prilagodimo variabilne (spremenljive) zunanje vplive (T , P , začetne koncentracije-prebitek enega od reaktantov).



Če bomo v tem sistemu **dodali** še več SO_3 se bo ravnotežje obrnilo v smer nastanka reaktantov, če bomo **SO_3 odvajali** iz ravnotežja bomo prisilili reaktente da reagirajo!

(list11)

PRIMER VPLIVA NA RAVNOTEŽJE



Pri nizkih temperaturah je N_2O_4 prisoten v trdni obliki, ki nima barve. Pri segrevanju se ravnotežje usmeri k nastanku rdeče-rjavega plina NO_2 .

Lep primer vplivo vna ravnotežje:

<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/lechv17.swf>

Haber-Boschov postopek pridobivanja amoniaka.

Izjemno pomembna reakcija (priprava gnojil, eksplozivov, itd.).

Patent → 1 pfening/kg amoniaka → veliko bogastvo!

$N_2 + 3H_2$ (levodesno) $2NH_3$ EKSOTERMNA REAKCIJA

Lastnosti amoniaka:

Ttal: $-77^\circ C$; Tvrel: $-33,4^\circ C$

Gostota: 0.682 g/cm^3 ; dip. Moment: 1,46D

V reakciji preizkušeni cca. 2000 katalizatorjev; najboljši Fe_3O_4 zmešan s KOH, SiO_2 in Al_2O_3 .

Tabela 8: Pregled učinkov zunanjih vplivov na kemijsko reakcijo v ravnotežju (Le Chatelier-ev princip in zakon o vplivu koncentracij).

ZUNANJI VPLIV (SPREMEMBA)	POMIK RAVNOTEŽJA
a) $\Delta n > 0$	$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$
tlak zvišamo	□
tlak znižamo	□
b) $\Delta n < 0$	$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$
tlak zvišamo	□
tlak znižamo	□

-
- c) $\Delta H > 0$ endotermna reakcija
 T zvišamo
 T nižamo
- d) $\Delta H < 0$ eksotermna reakcija
 T zvišamo
 T nižamo
- e) vpliv spremembe koncentracij v ravnotežju
 zvišamo koncentracije reaktantov
 nižamo koncentracije reaktantov
 zvišamo koncentracije produktov
 nižamo koncentracije produktov
 (ionske reakcije- produkti se odstranijo iz sistema)

13. OSNOVE KEMIJSKE KINETIKE

Hitrost kemijske reakcije- čas v katerem se vzpostavi kemijsko ravnotežje.

Mehanizem kemijske reakcije- kemijska reakcija je praviloma niz zaporednih (včasih tudi vzporednih) reakcij- elementarnih procesov- hitrost kemijske reakcije določa **najpočasnejši** elementarni proces.

□

Kemijska reakcija- posledica trkov med molekulami (ioni, atomi)- teorija trkov.

Hitrost kemijske reakcije je definirana z odvodom (spremembo) koncentracije ene od snovi, ki se reakcije udeležuje, po času (s časom):

□

Hitrost kemijske reakcije:

□

□

Koncentracija reaktantov se zmanjšuje, produktov povečuje:

□

koeficienti v enačbi reakcije

Hitrost kemijske reakcije je odvisna od:

- koncentracije reaktantov,
- od temperature,
- velikosti delcev.



□

Zakon reakcijske hitrosti

□

hitrost reakcije

 k - konstanta reakcijske hitrosti n - red reakcije

Konstanto reakcijske hitrosti in red reakcije določamo eksperimentalno.

Med stehiometrijskimi koeficienti in redom reakcije ni nobene zveze.

Hitrost reakcije s **temperaturo narašča**- večja kinetična energija molekul (atomov, ionov) □ večje število uspešnih trkov!

$$k = f(T)$$

□

Arrheniusova enačba

Merjenje temperature odvisnosti konstante reakcijske hitrosti

□ E_a (aktivacijska energija) reakcije:

□

1
2
3

*I
.
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a*

13.1 Kataliza

Katalizator je snov, ki povečuje hitrost kemijske reakcije. Gre za spremembo reakcijskega mehanizma, ki ima za posledico znižanje aktivacijske energije reakcije.

Katalizator vpliva na hitrost vzpostavitve ravnotežja, na količino nastalih produktov (kemijsko ravnotežje) pa nima nobenega vpliva.

Pomembni katalizatorji:

-tehnološki procesi- Pt, Pd (kovinske površine), V_2O_5 (razni kovinski oksidi),

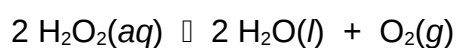
-biokemijski procesi v živih organizmih- encimi (selektivni katalizatorji).

Inhibitorji- snovi, ki zmanjšujejo hitrost kemijske reakcije.

Heterogena kataliza- katalizator in katalizirana reakcija nista v isti fazi.

Homogena kataliza- katalizator in katalizirana reakcija sta v isti fazi.

Primer heterogene katalize:
katalitični razpad H_2O_2 (vodikov peroksid)



Razpad je tako počasen, da ga s prostim očesom ne opazimo.

Dodatek MnO_2 - katalizator
manganov dioksid (ali manganov(IV) oksid)

Katalizator reakcijo pospeši, da je razpad opazen.

14. VODA

Morska voda je 3,5% raztopina (do 3% predstavlja NaCl). V njej se nahaja 75 različnih elementov.

Tabela 9: Koncentracije najpomembnejših ionskih zvrsti (mmol/L) v morski vodi in nekaterih vodnih raztopinah.

	Cl^-	Na^+	K^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	SO_4^{2-}	HCO_3^-	skupaj
morska voda	550	460	10	10	54	28	23	1135
sladka voda	22	27	6	38	34	12	96	235
člov. serum	103	145	51	25	12	25	12	373

1
2
8

I
.
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a

pitna voda 10-15
Kras >20
Ljubljana ~10

Mehčanje vode za industrijsko uporabo:
-proizvodnja pare,
-hladilne naprave.

Izločena CaCO_3 in MgCO_3 zmanjšujeta toplotno prevodnost- pregrevanje kotlov in zmanjševanje toplotne prevodnosti hladilnih naprav.

Postopki za mehčanje: obarjanje soli, destilacija vode, uporaba ionskih izmenjevalcev.

□

14.2 Onesnaženje vode

Onesnaževalci:

- raztopljene anorganske snovi,
- raztopljene organske snovi,
- biološki materiali (bakterije, virusi),
- suspendirane trdne snovi.

Viri onesnaženja:

Naravni: -živalski izločki,
-odmrli organizmi,
-fiksacija dušika.

Človek: -industrijski odpadki,
-kanalizacija,
-gnojila,
-pesticidi...

Vloga kemije pri onesnaževanju:

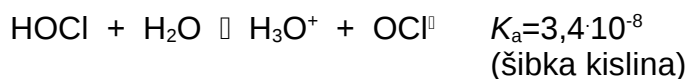
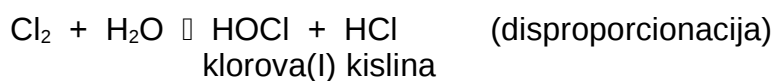
izvor ekoloških problemov

razumevanje ekoloških problemov
kemijsko čiščenje vode

razvoj specifičnih analiznih metod za
določanje onesnaževalcev

Kloriranje vode

Biološko čiščenje- uničevanje patogenih mikroorganizmov (bakterije in virusi).



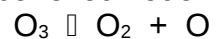
Klorati(I): NaOCl, Varikina- čistilno in razkužilno sredstvo,
 natrijev klorat(I), hipoklorit
 CaCl(OCl)
 kalcijev klorat(I) klorid (klorovo apno)
 Ca(OCl)₂
 kalcijev klorat(I)

Delovanje:



Negativen stranski učinek je kloriranje raztopljenih organskih snovi (klorirani ogljikovodiki -kloroform, tetraklorometan...)- to so karcinogene snovi!

Zaradi tega ponekod vodo razkužujejo z ozonom!



Ta postopek je veliko bolj efektiven, a dražji!

Čiščenje odpadnih vod razdelimo v več stopenj:

□

1
3
2

l
.
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a

14.3 Anomalne lastnosti vode

- visoko vrelišče
- velika izparilna entalpija
- velika specifična toplota
- gostota vode in ledu
- površinska napetost
- visoka talilna entalpija
- visoka toplotna prevodnost

-velik dipolni moment (polarnost)

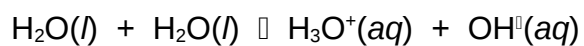
Mnogi naravni pojavi so v tesni zvezi z anomalnimi fizikalnimi lastnostmi vode:

- podnebje obmorskih krajev,
- erozija,

-življenje v vodi pozimi,
-potenje.

15. PROTOLITSKA RAVNOTEŽJA V VODNIH RAZTOPINAH

Protolitsko ravnotežje v čisti vodi:



Ionski produkt vode:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad T=22 \text{ }^\circ\text{C}$$

$[\text{H}_2\text{O}] = \text{konst.}$; velja v vodi in razredčenih vodnih raztopinah.

H_3O^+ -**oksonijev ion** je nosilec kislinskih lastnosti v vodnih raztopinah.
 OH^- -**hidroksidni ion** je nosilec bazičnih lastnosti v vodnih raztopinah.

□

Čista voda: $[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ **NEVTRALNA RAZTOPINA**

KISLE RAZTOPINE: $[H_3O^+] > [OH^-]$

BAZIČNE RAZTOPINE: $[H_3O^+] < [OH^-]$

15.1 pH

Sørensen (1909) definira pojem **pH** kot merilo kislosti raztopin:

$$\begin{aligned} pH &= -\log [H_3O^+] & [H_3O^+] &= 10^{-pH} \\ pOH &= -\log [OH^-] & [OH^-] &= 10^{-pOH} \end{aligned}$$

$$pH + pOH = 14$$

pH lestvica:

□

Sprememba $[H_3O^+]$ vodi do spremembe barve indikatorja (zakon o vplivu koncentracij)!

a) $[H_3O^+]$ **povečamo** → pomik ravnotežja v levo. Poveča se $[HInd]$ in zmanjša $[Ind^0]$.

Sprememba barve: barva 2 → barva 1

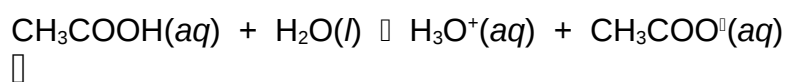
b) $[H_3O^+]$ **zmanjšamo** → pomik ravnotežja v desno. Poveča se $[Ind^0]$ in zmanjša $[HInd]$.

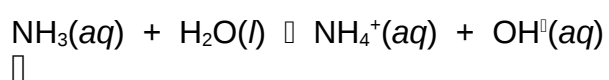
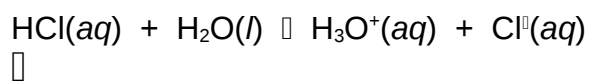
Sprememba barve: barva 1 → barva 2

Vsak indikator spremeni barvo v določenem območju pH (odvisno od vrednosti K_{ind}).

15.2 Konstanta protolize

Konstanta protolize je merilo jakosti kislin in baz!

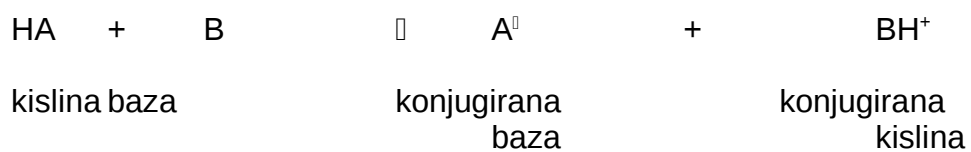




15.3 Definicije kislin in baz

Br^o nstedova definicija kislin in baz:

Kislina so snovi, ki oddajajo protone, baze pa protone sprejemajo!



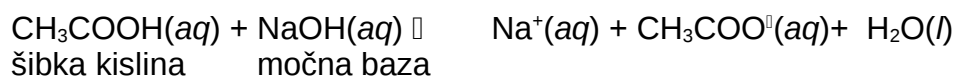
Soli so produkt nevtralizacijske reakcije med kislino in bazo.

Primer:



Pri raztapljanju NaCl v vodi poteče popolna disociacija, nastali ioni pa z vodo ne reagirajo $\rightarrow pH = 7$.

Mnoge soli pa z vodo protolitsko reagirajo in takšne raztopine imajo pH različen od 7! Reakcijo med ionom in vodo imenujemo **hidroliza**.



HIDROLIZA:



Takšna raztopina bo bazična!

Raztopina soli močne kisline in šibke baze pa bo po hidrolizi kislila!

Tudi kovinski ioni v vodnih raztopinah često hidrolizirajo!

□

15.4 Pufri

Pufri so raztopine, katerih pH se le malo spremeni, čeprav jim dodamo znatne količine kislin ali baz □ **vzdržujejo konstanten pH** . Tudi pri **razredčevanju** se jim pH le malo spreminja.

V laboratoriju jih pripravimo kot ekvimolarne zmesi šibkih kislin in njihovih soli (šibkih baz in njihovih soli).

Primeri:

zmes CH_3COOH in CH_3COONa
šibka kislina sol

zmes NH_3 in NH_4Cl
šibka baza sol

Pomen puferskih raztopin:

- uravnavanje pH pri kemijskih reakcijah,
- uravnavanje pH v bioloških sistemih:
 - krvi
 - želodčnem soku
 - aktivnost encimov
 - talne tekočine okoli rastlinskih korenin ipd.

Kri: puferska zmes karbonatov, fosfatov, beljakovin ($pH=7,4$); zmes večih pufernih sistemov.

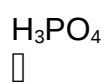
$pH < 7,3$ kri ne more efektivno odstranjevati CO_2 iz celic

$pH > 7,7$ kri ne more oddajati CO_2 v pljuča

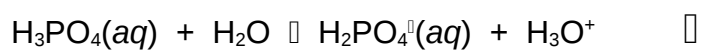
Računanje pH vrednosti puferskih raztopin

□

Protolitska ravnotežja v vodnih raztopinah fosforjeve(V) kisline



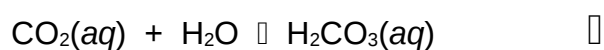
□



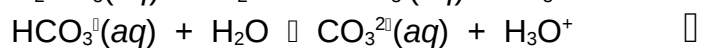
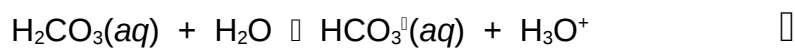
□

Protolitska ravnotežja pri raztapljanju ogljikovega dioksida v vodi

$\text{CO}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}_2(aq)$ Raztapljanje ogljikovega dioksida!



\square



16. KEMIJA ATMOSFERE IN ČLOVEKOVI VPLIVI NA TE PROCESE

16.1 Ozon in ozonska luknja

Nastanek ozona v naravi:

1. $O_2 \rightarrow O + O$ fotokemijska reakcija
100 nm < λ < 240 nm

2. $O + O_2 \rightarrow O_3$

Ozonski plašč:

3. $O_3 \rightarrow O_2 + O$ fotokemijska reakcija
240 nm < λ < 310 nm

4. $O + O_2 \rightarrow O_3$
naravni cikel ozona

5. $O + O_3 \rightarrow O_2 + O_2$
"uničenje ozona"- verižna reakcija je ustavljena

Brez pomembnejše spremembe koncentracije ozona se absorbira vsa sončna energija med 100 in 310 nm- UV sevanje!

Klorofluoroogljiki (CFC- freoni)

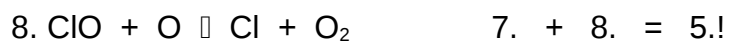
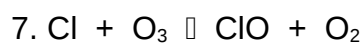
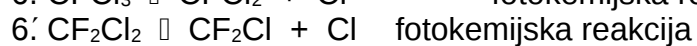
1
4
4

I
.
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a

Uporaba:

- potisni plin v razpršilcih,
- hladilno sredstvo,
- poliuretanske pene,
- tehnična topila.

So izredno stabilne spojine, ki difundirajo v stratosfero. Človeku niso nevarne.



V današnjem času freone nadomeščajo z drugimi, manj škodljivimi snovmi:

1
4
5

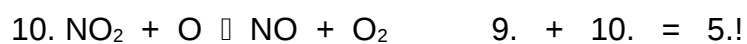
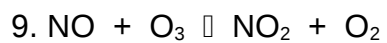
*I
.
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*

□

Dušikovi oksidi

Viri:

- difuzija iz troposfere,
- reaktivna letala,
- jedrski poskusi v stratosferi.



Dejanska koncentracija ozona v ozračju se zmanjšuje- **“ozonska luknja”**.
Pojav je najbolj izrazit v predelih Arktike in Antarktike.
Glavni vzroki so CFC-ji, dušikovi oksidi in efekt tople grede.

Efekti zmanjšanja koncentracije ozona:

1
4
6

*l
.
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*

Zmanjšanje koncentracije ozona za 1% rezultira v 2% večjem UV sevanju, ki doseže Zemljo. 1% povečanje UV sevanja pa povzroča 4% več kožnega raka pri ljudeh!

16.2 Efekt tople grede

Nekateri plini, ki se nahajajo v atmosferi so sposobni absorbirati del energije, ki jo seva Zemlja. Del te energije se vrne na Zemljo kar povzroči, da je na našem planetu temperatura višja kot bi bila brez teh vplivov.

Osnove za razlago tega vpliva:

□

1
4
7

I
.
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a

Glavni krivec za efekt tople grede je ogljikov dioksid. Glavni viri CO₂ so:
-dihanje (93%),
-požari in sežigi rastlinskih snovi (2%),
-sežigi kurilnega olja, premoga, plina (5%).
Predvsem zadnja postavka se je v zadnjem stoletju močno povečala.

Podatki o povečani koncentraciji CO₂:

□

Posledice: Dvig temperature na Zemlji (1900-1990, dvig za 0,5 °C), taljenje polarnega ledu, dvig gladine morja.

Preostali plini, ki tudi vplivajo na efekt tople grede so: metan, didušikov oksid, CFC-ji.

16.3 Kisli dež

Zaradi raztapljanja oksidov ogljika, dušika in žvepla ima dež kisel *pH*.
Raztapljanje žveplovega dioksida v vodi:

□

Raztapljanje dušikovega dioksida v vodi:

□

Glavne posledice povečane kislosti dežja:

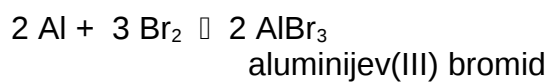
□

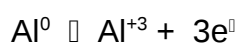
17. REAKCIJE OKSIDACIJE IN REDUKCIJE

OKSIDACIJA je oddajanje elektronov.

REDUKCIJA je sprejemanje elektronov.

Oba procesa potekata istočasno- **redoks reakcija**:





Aluminij **odda** 3 elektrone, se oksidira, je reductent (reducira brom).



Brom **sprejme** 1 elektron, se reducira, je oksidant (oksidira aluminij).

Oksidacijsko število (OŠ) je število elektronov, ki jih atom elementa odda ali sprejme pri nastanku spojine.

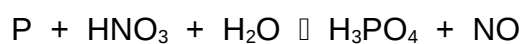
Pri oksidaciji se OŠ povečuje (atom odda e^-), pri redukciji se OŠ zmanjšuje (atom sprejme e^-).

□

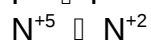


Redoks reakcija je formalno podobna protolitski reakciji!

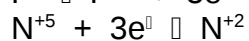
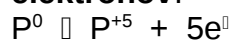
17.1 Urejanje redoks reakcij



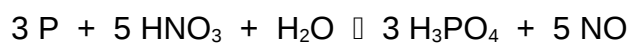
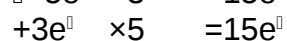
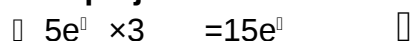
1. Določimo katerim elementom **se spremeni OŠ**.



2. Iz spremembe OŠ določimo **število oddanih oziroma sprejetih elektronov**.



3. **Število sprejetih elektronov = število oddanih elektronov!**



4. Zakon o ohranitvi mase pri kemijski reakciji; število istovrstnih atomov mora biti na obeh straneh enačbe **reakcije enako**.

1
5
2

I
.
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a

leva stran: 5 H 15 O desna stran: 9 H 17 O

razlika: -4 H -2 O \square 2 H₂O

3 P + 5 HNO₃ + 2 H₂O \square 3 H₃PO₄ + 5 NO

Preizkus:

3 P 9 H 5 N 17 O

17.2 Elektrokemijska napetostna vrsta

Redoks potencial je merilo za redukcijsko ozr. oksidacijsko sposobnost nekega redoks para (redukcijski potencial).

To je napetost členu, ki je sestavljen iz **določenega polčlena in standardnega vodikovega polčlena**.

Standardni vodikov polčlen:

Pt / H₃O⁺(aq) / H₂(g)

c(H₃O⁺) = 1 mol/L, p(H₂) = 101,3 kPa, T = 25 °C

U⁰ = 0.0 V DOGOVOR!

1
5
3

*I
.
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*

□

Vse kovine, ki imajo bolj negativni potencial od vodika, ga lahko izpodrinejo iz raztopin razredčenih kislin (vsak element, ki ima bolj negativni potencial lahko v splošnem izloči iz raztopin tiste elemente z bolj pozitivnim potencialom).

Galvanski člen:

□

1
5
4

*I
·
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*

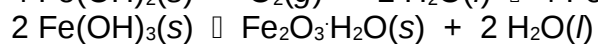
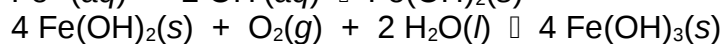
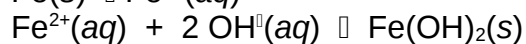
Elektrolitska celica:

□

17.3 Korozija

Korozija je nezaželjena posledica redoks reakcije!

Pri **oksidaciji železa** nastajajo različni produkti:



□

Plast rje se s površine lušči in proces korozije se nadaljuje na svežih površinah.

Proces korozije pospešuje prisotnost Cl^{-} ionov v vodi- nastanek kloro kompleksov (morska voda, soljenje cest) ter žveplovih in dušikovih oksidov, ki z vodo tvorijo kisline (onesnaženje zraka!).

Nekatere kovine se prevlečejo s tanko plastjo produktov korozije (oksidi, hidroksidi, karbonati), ki so stabilni (se ne luščijo- Al, Cr, Ni).

Mehanizem korozije:

□

1
5
6

*I
.
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a*

Zaščita pred korozijo

a) Zaščitna plast barve ali proti koroziji odporne kovine- slabost: vsaka praska, ki odkrije površino železa, deluje kot anoda, zaščitna plast pa kot katoda.

□

b) "Žrtvena anoda"- v primeru železa je to cink- galvanizacija (avtomobilska industrija, vodovodne instalacije). Cink je bolj aktivna kovina ($\text{Fe}^{2+} / \text{Fe} = -0,44 \text{ V}$, $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn} = -0,76 \text{ V}$), ki se lažje oksidira- železo deluje kot katoda.

□

17.4 Praktična uporaba redoks reakcij

Antiseptiki in dezinfekcijska sredstva:

□

1
5
8

*I
·
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*

Belila in odstranjevalci madežev:

□

Baterije in akumulatorji:

□

1
5
9

*I
.
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*



17.5 Faradayevi zakoni elektrolize

1. Masa snovi, ki se bo izločila med elektrolizo, je sorazmerna množini pretečene elektrenine.

□

2. Število molov elektronov, ki so potrebni za izločanje snovi, je odvisno od naboja iona.

□

18. KOVINE

18.1 Nekatere splošne lastnosti kovin

-predstavljajo tri četrtine vseh elementov,

-specifične fizikalne lastnosti kovin so posledica posebnega tipa vezi
□ **kovinska vez**: valenčni elektroni so v kristalu deloma prosto gibljivi-
pripadajo vsem gradnikom in jih na ta način povezujejo,

-zaradi specifične zgradbe imajo kovine posebne lastnosti:

-**so kovne**; pri udarcu plasti drsijo druga po drugi, do elektrostatskih odbojev ne more priti,

-**prevajajo električni tok**, saj so elektroni gibljivi,

-**so dobri prevodniki toplote**,

-**imajo značilen kovinski lesk**.

18.2 Struktura kovin

Za strukturo kovin je značilen najgostejši sklad gradnikov. Pri takšni koordinaciji je prostor izpolnjen v največji meri. Ločimo heksagonalni in kubični najgostejši sklad. Šestnajst kovin pa ima poseben tip kristalne

strukture s telesno centrirano kubično osnovno celico.

□

Nekateri elementi (Sn, Bi, Po) imajo kovinski izgled in tudi mnoge kovinske lastnosti, njihova struktura pa se razlikuje od strukture pravih kovin.

Tudi elementi Si, Ge, P, As, Sb ter deloma Se in Te imajo nekaj kovinskih lastnosti npr. prevodnost. Njihov kemizem pa je povsem nekovinski in jih imenujemo polprevodniki.

18.3 Zlitine

V kovinskih kristalnih strukturah so lahko vgrajeni atomi raznih kovin, predvsem, če je velikost radijev primerljiva.

V primeru da tako talino hitro ohladimo dobimo trdno raztopino, kjer so gradniki naključno porazdeljeni. Pri počasnem ohlajanju pa lahko izkristalizirajo tudi nadstrukture, s pravilnim razporedom gradnikov (npr. CuAu, Cu₃Au).

Zlitine so pomembne, saj imajo pogosto boljše lastnosti kot same kovine (gostota, razteznostni koeficient, trdota, prevodnost...).

Nekatere pomembnejše zlitine:

□

18.4 Nekatere pomembne lastnosti, uporaba in pridobivanje izbranih kovin

Alkalijske kovine (1. Skupina PS)

-so zelo reaktivne kovine
-zelo radi tvorijo ione z oksidacijskim številom +1 in so zelo močni reducenti:



Uporaba:

- v jedrski industriji. Tekoči natrij izvrstno prenaša toploto in se uporablja za hlajenje. Litij je tudi vir pridobivanja tricija.

- uporaba v baterijah. Ker se litij zlahka oksidira je zelo primeren za anode. Ima zelo nizko molsko maso in zato od vseh kovin potrebujemo najmanjšo maso litija za enako množino pridobljenih elektronov.

Takšne baterije imajo dolgo življensko dobo in so zelo zanesljive (uporaba v računalnikih, vzpodbujevalnikih srca...).

Tabela 10: Napetosti nekaterih litijevih baterij.

Li/FeS	1,3 V
Li/CuO	1,5 V
Li/SO ₂	2,8 V

Li/SOCl ₂	3,6 V
Li/SO ₂ Cl ₂	3,8 V

V teh baterijah se uporabljajo različni brezvodni elektroliti.

Pridobivanje:

- elektrolitsko iz taline soli
- z redukcijo z močnejšim reducentom:



Zemeljskoalkalijske kovine (2. Skupina PS)

Uporaba:

Berilij se uporablja v mnogih zlitinah, ker je lahek in obstojen. Ta element ne zadržuje X-žarkov, zato se uporablja v jedrski tehniki. Njegova slabost je velika toksičnost.

Magnezij se tudi veliko uporablja za zlitine (letalska industrija!) in pa v metalurgiji.

Pridobivanje magnezija:

□

Podobno vlogo ima tudi **kalcij**, ki pa ga uporabljajo tudi pri pripravi nekaterih baterij.

3. Skupina PS

Aluminij:

Zaradi izjemnih lastnosti (lahek, netoksičen (?), lepega izgleda, dobra toplotna in električna prevodnost, kovnost) je zelo popularen v tehniki. Se

tudi zlahka oblikuje.

Pridobivanje aluminija z elektrolizo:

□

Nekatere aluminijeve zlitine in uporaba:

Seriya 1000: čisti aluminij (<1% primesi). Za kemijsko opremo, reflektorje, dekoracijo.

Seriya 2000: bakrove zlitine (~5%) boljša žilavost. Za sestavne dele tovornjakov, letal.

Seriya 3000: manganove zlitine (~1,2%). Za kuhinjsko opremo, pohištvo, znake, strehe.

Seriya 4000: silicijeve zlitine (□ 12%). Nizko tališče in ekspanzijski koeficient. Za vlihanje.

Seriya 5000: magnezijeve zlitine (0,3-5%). Žilavi in korozijsko odporni

1
6
8

*I
.
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a*

materiali. Dekoracije, ladje, orožje, žerjavi.

Seriya 6000: Mg/Si zlitine. Korozijsko odporni materiali. Gradbeništvo, transport, mostovi.

Seriya 7000: cinkove zlitine (3-8%). Letalska industrija.

Aluminij se veliko uporablja tudi v embalažne namene (pločevinke, folije...).

4. Skupina PS

Kositer:

Zanj je značilna t.i. kuga. Element obstaja v treh alotropskih modifikacijah. Če imamo kovinsko modifikacijo pri temperaturah pod 13 °C, prične razpadati v prah- to je nekovinska modifikacija!

□

Uporaba: prevleke jeklenih pločevink. Priprava zlitin z nizkim tališčem za spajkanje. Pomembna zlitina je tudi bron.

Svinec:

Uporaba: elektrode v akumulatorjih. Tvori mnoge zlitine z dobrimi lastnostmi. Absorbira žarke (zaščita pred radiacijo). Osvinčen bencin.

Prehodni elementi**Titan:**

Ima tri značilne lastnosti; majhno gostoto, veliko žilavost in korozijsko odpornost. Zaradi tega je zelo uporaben v letalski industriji. Ker ne korodira, se veliko uporablja v kemijski industriji (cevi, sestavni deli črpalk, reaktorjev).

Vanadij:

80% te kovine se uporablja za pripravo jekel. Pri tem nastane oblika V_4C_3 , ki daje jeklu boljše lastnosti- predvsem boljšo žilavost in trdnost. Te lastnosti se izkoriščajo pri proizvodnji vzmeti in raznih delov strojev.

Krom:

Zelo pomembna industrijska kovina, čeprav je v naravi redka. Pri redukciji rude kromita dobimo zlitino ferokrom:



Ferokrom se lahko direktno doda železu pri pripravi jekla. Krom je zelo trd, površini jekla pa da značilni svetli videz in zaščito. Uporablja se tudi kot prevleka pri zaščiti drugih kovin- galvaniziranje.

Ta postopek navadno poteka tako, da na kovino nanesejo plast bakra ali niklja, nato pa zaradi videza še krom.

Mangan:

Podobno kot pri kromu, se tudi pri manganu lahko pripravi feromangan, ki se ga nato doda pri pripravi jekel. Jekla, ki vsebujejo veliko mangana so izredno žilava in odporna ter se uporabljajo za tračnice, buldožerje in podobne namene.

Železo:

Je nedvomno najbolj pomembna kovina moderne civilizacije. Leta 1995 so predelali 1020 milijonov ton železove rude, proizvodnja surovega jekla je bila 748 Mt.

Najpomembnejše železove rude:

oksidne

magnetit	Fe_3O_4
hematit	Fe_2O_3
ilmenit	FeTiO_3

karbonatne

siderit	FeCO_3
---------	-----------------

sulfidne

pirit	FeS_2
pirhotit	FeS

Pridobivanje železa:

□

1
7
2

I
.
T
u
r
e
I
:
K
e
m
i
j
a

Baker:

Postopek pridobivanja je nekoliko bolj zapleten kot pri večini drugih kovin in vsebuje več stopenj (potrebno je odstraniti železo!).

Uporaba: zaradi izjemne toplotne in električne prevodnosti je glavni porabnik elektro industrija. Druga možnost uporabe je izdelava raznih konstrukcij, tretja pa priprava zlitin (medenina, bron...).

Srebro in zlato:

Pridobivanje v glavnem elektrolitsko (cianidni postopek). Nekatere rude vsebujejo le 10 g Au na tono!

Uporaba: že od preteklosti so obe kovini uporabljali v monetarne namene (zlate rezerve). Znana je tudi uporaba v zlatarstvu, za okrasne predmete, za zlitine in v električni industriji...

Cink:

Tretjino proizvedenega cinka se porabi za protikorozijsko zaščito železa-galvanizirano železo. Veliko se ga porabi tudi za pripravo zlitin. Ta kovina se uporablja tudi pri tiskanju (litografija), pri konstrukcijah ipd.

Živo srebro:

Uporaba kovine temelji na osnovi njene velike gostote in tekočega stanja. Uporablja se v termometrih, barometrih, regulatorjih tlaka, električnih relejih, stikalih. Znane so tudi svetilke, ki delujejo na osnovi par živega srebra.

Posebno poglavje predstavljajo amalgami, ki jih živo srebro tvori z večino kovin (zobne zalivke cca. 70% Hg + 30% Cu).

Nekatere spojine Hg so znana razkužila in fungicidi.

Pare živega srebra so zelo toksične!

19. KOORDINACIJSKE SPOJINE (KS)

Prvi se je z njimi sistematično ukvarjal švicarski kemik Werner na koncu devetnajstega stoletja. Ugotovil je, da v prisotnosti nekaterih baz mnogi kovinski ioni postanejo bolj topni, ker pri tem nastanejo koordinacijske

spojine (kompleksi).

Pri KS se na **centralni atom ali ion** vežejo ligandi. To so lahko negativno nabiti ioni ali molekule. Pogosto ligandi vsebujejo O, N, S, X atome.

Poleg oksidacijskega števila (OŠ) centralnega kovinskega iona, je pri KS pomembno tudi **koordinacijsko število (KŠ)**, ki pove koliko ligandov je vezanih na centralni atom.

Primer:

□



Ime: heksaaminkobaltov(III) klorid

KŠ = 6

OŠ = +3

Vez v koordinacijski spojini nastane tako, da ligand donira nevezni elektronski par centralnemu atomu ali ionu:

□

1
7
5

*I
·
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*

Najpogostejše oblike koordinacijskih spojin:

□

Primeri ligandov:

□

1
7
6

*I
.
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*

1
7
7

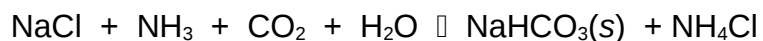
*I
.
T
u
r
e
l
:
K
e
m
i
j
a*



20. POMEMBNEJŠE ANORGANSKE SPOJINE IN MATERIALI

Natrijev karbonat (Na_2CO_3 , soda)

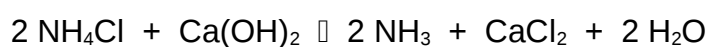
Pridobivanje (Solvayev postopek, 1860)



Nastali hidrogenkarbonat odfiltrirajo in segrevajo do 200 °C:



V proces se vrača polovica prvotne količine ogljikovega dioksida in pa celotna količina amoniaka, ki ga dobimo po reakciji:



Kalcijev hidroksid pripravijo iz kalcijevega karbonata:



1
7
9

l
.
T
u
r
e
l
:

K
e
m
i
j
a

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ (gašeno apno)

Uporaba:

Pri proizvodnji papirja, mil, detergentov, stekla, za zmanjševanje onesnaženja z žveplom (nastanek Na_2SO_3) ipd.

Svetovna proizvodnja (1985): $28,7 \cdot 10^6$ ton! Precej ga pridobijo tudi iz naravnih virov.

Industrijsko zelo pomembne natrijeve spojine so še natrijev hidrogenkarbonat (NaHCO_3 , soda bikarbona), natrijev hidroksid in natrijev klorid.

NaHCO_3 se uporablja za pecilne praške (30%), kot dodatek živalski prehrani (20%), pri pripravi drugih kemikalij (15%), v farmaciji (11%), v gasilnih aparatih (9%) ter še v tekstilni, papirni, usnjarski industriji in pri pripravi papirja, mil, nevtralizacijskih sredstev.

Natrijev hidroksid je industrijsko najpomembnejša baza, ki se pridobiva z

1
8
0

I
.

T
u
r
e
l
:

K
e
m
i
j
a

elektrolizo slanice.

Uporablja se pri proizvodnji: raznih kemikalij (50%), papirja (20%), mil in detergentov (5%), pri predelavi nafte (5%), tekstila (4%) ostalo pa za razne druge namene.

□

Pomembnejše kalcijeve spojine

Kalcijev karbonat (CaCO₃)

1
8
1

*I
.
T
u
r
e
I
:*

*K
e
m
i
j
a*

Različne oblike te spojine zasledimo pod mnogimi imeni (apnenec, marmor, kalcit, aragonit, korale...). Ima številne možnosti uporabe. Pomemben je predvsem v gradbeništvu, ker iz njega dobimo apno. V jeklarstvu se uporablja za odstranjevanje neželenih elementov iz proizvodnega postopka.

Kalcijev hidroksid (Ca(OH)₂, gašeno apno)

Uporablja se za mehčanje in nevtralizacijo vodnih raztopin ter pri pripravi mnogih kemikalij (npr. kalcijev karbid), stekla, insekticidov, papirja. Kalcijeve spojine najdemo tudi v številnih drugih produktih (antacidi, zobne paste, kozmetični preparati, žvečilni gumiji, mlečni izdelki)...

Kalcijev sulfat(VI) (CaSO₄)

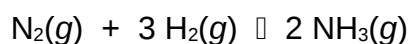
Pri dehidraciji sadre (CaSO₄·2H₂O) nastanejo razni produkti, od katerih je največ v rabi mavec (medicina, gradbeništvu). Mavec (CaSO₄·1/2H₂O),

veže vodo, nakar izkristalizirajo tanki, dolgi kristali sadre, ki se medsebojno prepletejo, tako da preostane trdna masa.

□

Amoniak (NH₃)

Industrijsko se pridobiva iz elementarnega dušika in vodika po postopku, ki sta ga v začetku stoletja razvila Haber in Bosch:



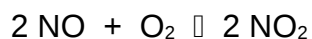
Reakcija je eksotermna, med reakcijo pa se zmanjšuje prostornina, torej jo je smotrno izvajati pri nizkih temperaturah in visokih tlakih (Le Chatelier!). Pri takšnih pogojih je reakcija zelo počasna, zato se uporablja katalizator (železo). Čeprav je izkoristek reakcije majhen (~15%) pa je vseeno

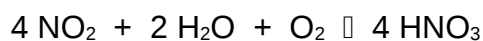
racionalen, saj nezreagirane reaktante vračajo v postopek. Proizvodnja je sestavljena iz šestih faz: priprave reaktantov; čiščenja plinov; kompresije plinov; katalizirane reakcije; odstranitve nastalega amoniaka iz sistema in vrnitve nezreagiranih reaktantov v sistem. Postopek potrebuje precej energije, zato je amoniak relativno drag produkt.

Uporaba:
proizvodnja dušikove(V) kisline (20%), sečnine (20%) in amonijevega fosfata (15%). 80% amoniaka se tako porabi za pripravo gnojil, 15% za plastiko in 5% za eksplozive.

Dušikova(V) kislina (HNO₃)

Pridobivajo jo po Ostwaldovem postopku, ki temelji na oksidaciji amoniaka:





Največ kisline se porabi za pripravo amonijevega nitrata(V)- NH_4NO_3 , ki je bistven pri pripravi gnojil. Precej spojine se porabi tudi za pripravo umetnih materialov (nylon), za nitriranje organskih spojin, za obdelavo jekla in pripravo eksplozivov.

Žveplova(VI) kislina (H_2SO_4)

Postopek pridobivanja (ozr. mehanizem reakcij) je precej zapleten, poenostavljeno pa ga lahko zapišemo kot:



Je močna dvoprotonska kislina, oksidant in sušilno sredstvo zato je

Surovine za proizvodnjo **porcelana** so kaolin, kremenov pesek in kalijev glinenec.

Iz navadne gline pridobivamo manj kvalitetne izdelke (majoliko, fajanso, lončarske izdelke in opeko). Tudi vsi ti izdelki vsebujejo razne silikate in alumosilikate.

Keramični materiali s posebnimi lastnostmi, ki so jih razvili v novejšem času so recimo feroelektrične spojine (BaTiO_3) pa tudi superprevodniki (npr. Y-Ba-Cu-O spojine).

Tudi **cement** je silikatni material; običajni cement (npr. **portland cement**) vsebuje kalcijev di- in trisilikat ter manjše količine kalcijevega aluminata. Nastane pri segrevanju apnenca in raznih glin (lapor) pri 1400-1500 °C. Cement se strdi z dodatkom vode, ker kalcijevi silikati deloma hidrolizirajo, nato pa izkristalizirajo razni hidrati silikatov, katerih kristali se medsebojno sprimejo. Če cementom dodamo boksit, je vsebnost kalcijevega aluminata večja in zato se takšni cementi strdijo tudi pod vodo.

Steklo

1
8
7

I
.

T
u
r
e
I
:

K
e
m
i
j
a

V širšem pomenu tako imenujemo vsako podhlajeno talino. Takšne taline dobimo iz zmesi t.i. "steklotvornih" oksidov: SiO_2 , B_2O_3 , Al_2O_3 , P_4O_{10} , alkalijskih ali zemeljskoalkalijskih oksidov in nekaterih drugih spojin. Običajno (okensko) steklo nastane pri taljenju sode (Na_2CO_3), apnenca (CaCO_3) in kremenovega peska (SiO_2) nad $1000\text{ }^\circ\text{C}$ in je zmes natrijevih in kalcijevih silikatov. Takšno steklo se zmehta pri razmeroma nizki temperaturi ($350\text{-}400\text{ }^\circ\text{C}$). Za razliko od natrijevih stekel so kalijeva trša in se zmehtajo šele nad $450\text{ }^\circ\text{C}$. Stekla, ki so odporna proti kemikalijam, dobimo tako, da v kalijeva stekla dodamo še aluminijev(III) in borov(III) oksid. Stekla, ki vsebujejo svinčev oksid namesto kalcijevega oksida, imajo velik lomni količnik in jih uporabljamo kot okrasna stekla. Obarvana stekla dobimo z dodatkom različnih kovinskih ionov (Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu). Proizvaja se več kot 800 različnih vrst stekel!

Steklo je tako uporabno zaradi mnogih izjemnih lastnosti: prepušča svetlobo, je kemijsko praktično inertno, je električni izolator in lahko zadržuje vakuum.

1
8
8

I
.
T
u
r
e
I
:

K
e
m
i
j
a

Eksplzivna in pogonska sredstva

So pomembna v rudarstvu, v kamnolomih, pri geofizikalnih raziskavah, konstrukciji tunelov, jezov ipd., seveda pa tudi v vojaški industriji. Eksplozivi se med seboj razlikujejo po sežigni entalpiji, hitrosti izgorevanja, občutljivosti na udarce idr. lastnostih.

Za pogonske sisteme obstaja velika pestrost izbire; snovi so lahko v poljubnem agregatnem stanju.

□

21. LITERATURA

- ☐1☐ Atkins, P.W. , Clugston, M.J. , Frazer, M.J. , Jones, R.A.Y.: Kemija zakonitosti in uporaba.-1. izdaja-, Ljubljana: Tehniška založba Slovenije 1995
- ☐2☐ Freemantle, M.: Chemistry in Action.-2nd ed.- Houndmills: Macmillan, 1995
- ☐3☐ Greenwood, N. N., Earnshaw, A.: Chemistry of the Elements.-2nd ed.- Oxford: Butterworth-Heinemann, 1997
- ☐4☐ Lazarini, F., Brenčič, J.: Splošna in anorganska kemija.-3. izdaja- Ljubljana: Državna založba Slovenije, 1992
- ☐5☐ Moore, J. W., Stanitski, C. L., Wood, J. L.: The Chemical World.-2nd ed.- Fort Worth: Saunders 1998
- ☐6☐ Petrucci, R. H.: General Chemistry.-5th ed.- New York: Macmillan, 1989

1
9
0

I
.

T
u
r
e
I
:

K
e
m
i
j
a

☐7☐ Šegedin, P.: Osnove kemijskega računanja z zbirko nalog. Ljubljana:
BTF-Oddelek za lesarstvo, 1996