

SPLOŠNA KEMIJA

Zapiski predavanj in izpitna vprašanja

Barbara Modec

Priporočena literatura

N. Bukovec, J. V. Brenčič. KEMIJA ZA GIMNAZIJE, DZS, Ljubljana, 2002.

B. Čeh, SPLOŠNA IN ANORGANSKA KEMIJA. Zbirka pojmov, vprašanj in nalog z odgovori in rešitvami. Druga izdaja. Univerza v Ljubljani, FKKT, Ljubljana, 2005.

Kazalo


1. Element, spojina
2. Formule spojin
3. Oksidacijsko število
4. Poimenovanje anorganskih spojin
5. Osnovni kemijski zakoni in pojmi
6. Snovne spremembe in energija
7. Zgradba atoma
8. Jedrske reakcije in radioaktivnost
9. Kemijska vez
10. Molekulske vezi
11. Raztopine
12. Hitrost kemijskih reakcij
13. Kemijsko ravnotežje
14. Kisline, baze in soli
15. Oksidacije in redukcije

1. ELEMENT, SPOJINA

Element je snov, ki je s kemijsko reakcijo ni mogoče razstaviti v še enostavnejše snovi (R. Boyle l. 1661).

Na in Cl_2 sta elementa, NaCl pa je spojina.

Elementi so lahko pri sobnih pogojih v atomarni obliki npr. He, Ne, Ar, Kr, drugi so v obliki dvoatomnih molekul npr. H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 ali I_2 . Nekateri elemente gradijo molekule iz več atomov, npr. molekule P_4 v belem fosforju, molekule S_8 v žveplu. V dveh oblikah ogljika, diamantu in grafitu, je neskončno število ogljikovih atomov povezanih v tridimenzionalno strukturo (diamant) ali plasti (grafit).

 *Pojav, da se en element pojavlja v dveh ali več oblikah, ki imajo različno zgradbo, se imenuje alotropija.*

Večina elementov je kovin npr. Fe, Au, Zn, Cu, Mo, Pt, Pd, Cr, Mo itn. Kovinsko strukturo si lahko predstavljamo kot neskončno število kovinskih atomov, povezanih s kovinskimi vezmi.

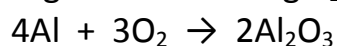
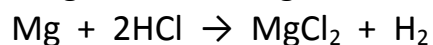
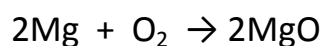
Spojine so iz najmanj dveh različnih elementov. Spojine nastanejo s kemijskimi reakcijami.

Molekula je sestavljena iz najmanj dveh enakih ali različnih atomov in je najmanjši gradnik elementov ali spojin.

H_2 , N_2 in O_2 so molekule elementov, H_2O , SO_2 in CO pa so molekule spojin.

Pri kemijski reakciji gre za prerazporeditev atomov oziroma razcep starih in nastanek novih kemijskih vezi. Število in vrsta atomov se tekom kemijske reakcije ne spremeni. Pri urejanju kemijskih enačb moramo upoštevati, da mora biti število istovrstnih atomov na levi in desni strani enačbe enako.

Primeri urejenih enačb kemijskih reakcij



*Priprava in ločevanje zmesi žvepla in uprašenega cinka.
Reakcija med žveplom in cinkom.*

2. FORMULE SPOJIN

S kemijsko formulo kvantitativno opredelimo sestavo spojine.

Razlaga formul nekaterih snovi

formula	H_2O
ime	voda
elementi, iz katerih je snov	vodik, kisik
sestava	na 2 atoma vodika 1 atom kisika
formula	H_2SO_4
ime	žveplova(VI) kislina
elementi, iz katerih je snov	vodik, žveplo, kisik
sestava	na 2 atoma vodika 1 atom žvepla in 4 atomi kisika
formula	CH_3COOH
ime	etanojska kislina
elementi, iz katerih je snov	ogljik, vodik, kisik
sestava	na 2 atoma ogljika 4 atomi vodika in 2 atoma kisika

Molekulska (ali prava) formula snovi je v skladu z dejansko sestavo molekul (kadar ima snov molekulsko zgradbo). Iz molekulske formule je razvidno število posameznih atomov, ki so v molekuli povezani s kovalentnimi vezmi.

Molekulske formule nekaterih snovi

benzen	C_6H_6
hidrazin	N_2H_4
fosforjev(V) oksid	P_4O_{10}

Empirična formula snovi je poenostavljen zapis prave formule, skrčen na najenostavnejše številčno razmerje med atomi.

Razlaga empirične formule

Prvi primer

snov	etin
molekulska formula	C_2H_2
empirična formula	CH
informacije	snov vsebuje 1 mol ogljika na 1 mol vodika

Drug primer

snov	benzen
molekulska formula	C_6H_6
empirična formula	CH
informacije	snov vsebuje 1 mol ogljika na 1 mol vodika

Empirični formuli etina C_2H_2 in benzena C_6H_6 sta enaki!

Iz empirične formule snovi dobimo manj informacij kot iz molekulske formule.

3. OKSIDACIJSKO ŠTEVILO

Je enako naboju, ki bi ga imel atom, če bi bila snov zgrajena iz ionov.

Določimo ga s pomočjo pravil. Če si dve pravili nasprotujeta, velja tisto, ki je navedeno prej.

1. Oksidacijsko število atoma v elementu je 0.

H_2 0 za vsak H atom
 P_4 0 za vsak P atom

2. Vsota oksidacijskih števil posameznih atomov v nevtralni spojini je 0.

$NaCl$ +1 za Na, -1 za Cl
 +1 + (-1) = 0
 H_2O +1 za H, -2 za O
 {2 × (+1)} + (-2) = 0

3. Vsota oksidacijskih števil posameznih atomov v ionu je enaka naboju iona.

NO_3^- +5 za N, -2 za O
 +5 + {3 × (-2)} = -1
 MnO_4^- +7 za Mn, -2 za O
 +7 + {4 × (-2)} = -1

4. Oksidacijsko število atoma elementa I. skupine v spojinah je +1.

$NaCl$ +1 za Na
 LiF +1 za Li

Oksidacijsko število atoma elementa II. skupine v spojinah je +2.

$MgCl_2$ +2 za Mg
 CaO +2 za Ca

5. Oksidacijsko število fluora v spojinah je -1 .

HF -1 za F

CaF₂ -1 za F

6. Oksidacijsko število vodika v spojinah je $+1$.

HCl $+1$ za H

H₂O $+1$ za H

7. Oksidacijsko število kisika v spojinah je -2 .

H₂O -2 za O

MgO -2 za O

8. Oksidacijsko število elementa VII. skupine v binarnih spojinah s kovinami je -1 , VI. skupine -2 in V. skupine -3 .

NaCl -1 za Cl

Fe₂O₃ -2 za O

Ag₂S -2 za S

Li₃N -3 za N

Izjeme

1. oksidacijsko število vodika v NaH

NaH $+1$ za Na, x za H

$$+1 + x = 0$$

$$x = -1$$

Spojine vodika, v katerih ima ta oksidacijsko število -1 , se imenujejo hidridi.

2. oksidacijsko število kisika v Na₂O₂

Na₂O₂ $+1$ za Na, x za O

$$\{2 \times (+1)\} + (2 \times x) = 0$$

$$x = -1$$

4. POIMENOVANJE ANORGANSKIH SPOJIN

Urejeno je s pravili.

Racionalno ime je tisto, ki je določeno s pravili kemijske nomenklature.

IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) dopušča za poimenovanje več možnosti.

Obširen povzetek pravil je v prilogi knjige Splošna in anorganska kemija.¹

Spoznali se bomo le z najosnovnejšimi pravili.

1. Elemente poimenujemo s slovenskimi imeni npr. železo (Fe), zlato (Au), baker (Cu), vodik (H), kisik (O), klor (Cl), živo srebro (Hg).

2. Spojine iz dveh elementov (binarne spojine) poimenujemo z dvema besedama.

Najprej poimenujemo bolj pozitiven del. Ta dobi končnico -ov/-ev. Uporabimo slovensko ime elementa.

Sledi presledek in nato ime bolj negativnega dela spojine. Sedaj uporabimo latinsko ime elementa, ki mu dodamo končnico -id.

CO	ogljikov oksid
NaCl	natrijev klorid

Razmerje med atomi različnih elementov podamo lahko na več načinov:

- i) z grškimi števniki di-, tri-, tetra-, penta-, heksa-, hepta-, okta-, enea- ...

SO_2	žveplov dioksid
N_2O_3	didušikov trioksid
CO	ogljikov oksid (Števniki mono izpustimo!)

- ii) z navedbo oksidacijskega števila, običajno za pozitivnejši del spojine

N_2O_3	dušikov(III) oksid
Fe_2O_3	železov(III) oksid
Cr_2O_3	kromov(III) oksid
CrO_3	kromov(VI) oksid

Oksidacijsko število zapišemo z rimskim številom in v oklepaju.

Med oksidacijskim številom in imenom elementa, na katerega se nanaša, ni presledka!

3. Podobno poimenujemo spojine, kjer negativni del predstavlja večatomska skupina:

- i) pozitivni del spojine ima končnico -ov/-ev
- ii) ime večatomske skupine izpeljemo iz latinskega imena centralnega atoma in mu dodamo končnico -at
- iii) razmerje med obema podamo z grškimi števniki ali z oksidacijskim številom

$\text{Al}(\text{OH})_3$	aluminijev(III) hidroksid
FeSO_4	železov(II) sulfat(VI)

KNO_3	kalijev nitrat(V)
KNO_2	kalijev nitrat(III)

4. Kisline poimenujemo po centralnem atomu.

HCl	klorovodikova kislina
HBr	bromovodikova kislina
HNO_3	dušikova(V) kislina
H_2SO_4	žveplova(VI) kislina
H_3PO_4	fosforjeva(V) kislina
H_3PO_3	fosforjeva(III) kislina
HClO_4	klorova(VII) kislina
HClO	klorova(I) kislina

V formuli kislin je vodik vedno napisan na prvem mestu.

5. Soli poimenujemo, kot je opisano v točkah 2 in 3.

FeS	železov sulfid
CaF_2	kalcijski difluorid
NaNO_3	natrijev nitrat(V)
NaNO_2	natrijev nitrat(III)
K_2SO_4	kalijev sulfat(VI)
CaCO_3	kalcijski karbonat
Na_2CO_3	natrijev karbonat
Na_3PO_4	natrijev fosfat(V)

6. Za nekatere spojine so se udomačila imena, ki niso osnovana na pravilih.

H_2O	voda
NH_3	amoniak
N_2H_4	hidrazin
PH_3	fosfin

5. OSNOVNI KEMIJSKI ZAKONI IN POJMI

Zakon o ohranitvi mase pri kemijski reakciji

(A. L. Lavoisier l. 1772–1780)

Celotna masa snovi pri kemijski reakciji se ne spremeni.

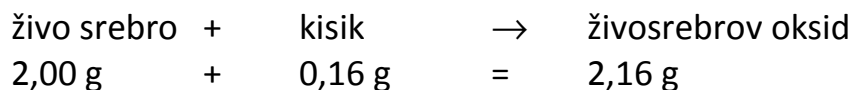
Masa produktov je enaka masi reaktantov.

Lavoisier je s tehtanjem ugotovil, da pri segrevanju kovin na zraku nastanejo težji produkti.

Povečanje mase je pripisal spajanju kovin z eno od sestavin zraka. Kar ena petina zraka naj bi bila ta reaktivna sestavina. Poimenoval jo je kisik.



Ime za kisik, oxygenium, izvira iz grščine. »Oxis« v grščini pomeni kislina, »gennan« pa tvoriti. Oxygenium tako pomeni kislinotvoren element.



In obratno, pri povišani temperaturi živosrebrov oksid razpade na elementa, živo srebro in kisik.



Spreminjanja mase v energijo pri kemijski reakciji ne moremo eksperimentalno ugotoviti, saj so energijske spremembe pri kemijski reakciji premajhne. Npr. energijski spremembi 400 kJ ustreza po Einsteinovi enačbi, $E = m \times c^2$, masna sprememba velikostnega reda 10^{-12} kg.



Gorenje sveče na tehtnici.

Zakon o stalni sestavi spojin

(J. Proust l.1801)

Masno razmerje, v katerem se elementi spajajo, je vselej enako, stalno in neodvisno od načina, kako reakcijo izvedemo.

Primer 1.

V natrijevem jodidu je na 1,0 g natrija 5,52 g joda.

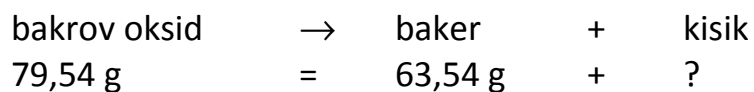
1,0 g natrija se vedno spaja s 5,52 g joda.

Masno razmerje natrija in joda je 1 : 5,52. Je stalno.

NaI vsebuje 15,3 % Na in 84,7 % I.

Primer 2.

Bakrov oksid pri segrevanju razpade na elementa, baker in kisik.



Če poznamo masi trdnih produktov, lahko z uporabo zakona o ohranitvi mase izračunamo, koliko plinastega kisika nastane pri reakciji.

$$m(\text{kisik}) = 79,54 \text{ g} - 63,54 \text{ g} = 16,0 \text{ g}$$

Razmerje med masami elementov je:

$$m(\text{baker}) : m(\text{kisik}) = 63,54 : 16,0 = 3,97 : 1$$

Dobljeni rezultat preračunamo v %.

Bakrov oksid vsebuje 79,9 % bakra in 20,1 % kisika.

Zakon o mnogokratnem masnem razmerju

(J. Dalton l. 1803)

Če dva elementa med seboj tvorita več spojin, potem so si mase enega elementa, ki se v teh spojinah spajajo z enakimi masami drugega elementa, v razmerju celih števil.

Zakon o mnogokratnem masnem razmerju na primeru

CO	12,0 g C : 16,0 g O	12,0 : (1 × 16,0)
CO ₂	12,0 g C : 32,0 g O	12,0 : (2 × 16,0)

Mnogokratno masno razmerje za kisik v ogljikovem oksidu in ogljikovem dioksidu je 1 : 2.

Naloga

1. Preveri zakon o mnogokratnem masnem razmerju na primerih:

- a) H_2O in H_2O_2
- b) Cr_2O_3 in CrO_3
- c) N_2O , NO , NO_2 , N_2O_3 in N_2O_5

Daltonova atomska teorija

(J. Dalton l. 1808)

S teorijo je pojasnil stalno sestavo spojin, zakon o mnogokratnem masnem razmerju kot tudi zakon o ohranitvi mase.

- i) vse snovi so zgrajene iz zelo majhnih delcev ali atomov
- ii) atomi določenega elementa imajo enako maso in enake lastnosti
- iii) atomi različnih elementov se razlikujejo v masi
- iv) atomi se pri kemijskih reakcijah ne spreminjajo, temveč se le prerazporejajo
- v) atomi se spajajo v celoštevilčnih razmerjih

Atomi različnih elementov imajo različno maso.

Ker se absolutnih mas atomov ne da enostavno določiti, je Dalton za vse znane elemente določil relativne atomske mase glede na vodikov atom. Vodikovemu atomu je pripisal relativno atomsko maso 1. Mase atomov ostalih elementov je določil iz masnih razmerjih, v katerih se elementi z vodikom spajajo v spojine.

Splošna plinska enačba

$$\frac{P V}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$$

P	tlak plina v kPa
V	prostornina v L
T	temperatura v K

Oznaki P_0 in T_0 se po dogovoru uporabljata za normalne pogoje, 101,3 kPa in 273,15 K.

To je splošna plinska enačba. Njena veljavnost je omejena. Velja le, kadar so interakcije med delci plina zanemarljive. Običajno to velja pri višjih T in nižjih P . Meje veljavnosti splošne plinske enačbe so odvisne tudi od vrste plina.

Če za plin velja splošna plinska enačba, pravimo, da je plin idealen.

Plinske zmesi

V primeru plinske zmesi uporabimo enačbo

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

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

Parcialni tlak plina je tlak, ki bi ga imel plin, če bi sam zavzemał vso prostornino.

$$P_i = X_i \times P$$

Parcialni tlak plina v zmesi je odvisen od prostorninskega deleža plina v zmesi.

Zakon o prostorninskih odnosih pri kemijski reakciji

(J. L. Gay-Lussac l. 1808)

Prostornine plinov, ki med seboj zreagirajo in prostornine plinastih reakcijskih produktov, merjene pri enakih pogojih, enakem tlaku in temperaturi, so v razmerju majhnih celih števil.

Gay-Lussac je ugotovil, da iz dveh litrov vodika in enega litra kisika nastaneta dva litra vodne pare.



S predpostavko, da je v enakih prostorninah enako število atomov, ni bilo mogoče pojasniti rezultatov poskusov.

Avogadrova hipoteza

(A. Avogadro l. 1811)

Avogadro je ugotovil, da so najmanjši delci snovi v plinastem stanju molekule. Enake prostornine plinov vsebujejo pri enakih pogojih enako število molekul.

S trditvijo, da so molekule nekaterih elementov v plinastem stanju dvoatomne, je Avogadro lahko razložil Gay-Lussacove eksperimente.

Pregled osnovnih kemijskih pojmov

mol

enota za množino snovi n .

1 mol je tista množina snovi, ki vsebuje toliko delcev (atomov, molekul ali ionov) kot je atomov v 12 g ogljikovega izotopa ^{12}C .

To je $6,023 \times 10^{23}$ delcev.

V kemiji govorimo o mol snovi in ne o dejanskem številu delcev, ker je slednje preveliko število.

N_A

Avogadrova konstanta.

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

$M(X)$

molska masa snovi.

Tudi masa 1 mol snovi.

Enota je g/mol.

Molske mase snovi odčitamo ali izračunamo s pomočjo periodnega sistema.

Molska masa žvepla je 32 g/mol. Masa 1 mol žvepla je 32 g.

A_r

relativna atomska masa.

Je število, ki pove, kolikokrat je masa atoma nekega elementa večja od 1/12 mase ogljikovega izotopa ^{12}C .
Nima enote.

$$A_r(\text{Na}) = 23,0$$

Atom Na je 23-krat težji od 1/12 ogljikovega izotopa ^{12}C .

M_r

relativna molekulska masa.

Je število, ki pove, kolikokrat je masa neke molekule večja od 1/12 mase ogljikovega izotopa ^{12}C .
Nima enote.

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,0$$

Molekula vode je 18-krat težja od 1/12 ogljikovega izotopa ^{12}C .

m_A

masa enega atoma, atomska masa.

$$m_A(\text{H}) = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

En vodikov atom ima maso $1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$.

m_M

masa ene molekule.

$$m_M(\text{H}_2\text{O}) = 3,35 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Ena molekula vode ima maso $3,35 \times 10^{-24} \text{ g}$.

m_u

atomska masna enota.

Njena vrednost je $1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$.

Enačbi za preračunavanje množine, mase in števila delcev v snovi

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Primer

32 g žvepla predstavlja 1 mol žvepla.

64 g žvepla predstavlja 2 mol žvepla, 16 g žvepla predstavlja 0,5 mol.

$$N(X) = n(X) \times N_A$$

Primer 1.

V 1 mol zlata je $6,023 \times 10^{23}$ atomov zlata, v 3 mol jih je 3-krat toliko.

Primer 2.

V 1 mol plinastega dušika je $6,023 \times 10^{23}$ molekul N_2 , v 2 mol jih je 2-krat toliko.

Drugačen zapis splošne plinske enačbe

$$PV = nRT$$

n množina plina v mol

R splošna plinska konstanta, 8,314 kPa L/mol K

Kvantitativne informacije iz urejene enačbe kemijske reakcije

Primer 1.

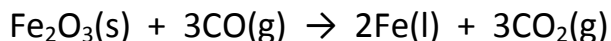


snov	CaCO ₃	HCl	CaCl ₂	CO ₂	H ₂ O
<i>n</i> (mol)	1	2	1	1	1
<i>M</i> (g/mol)	100	36,5	111	44	18
<i>m</i> (g)	100	73	111	44	18

- a) Koliko mol ogljikovega dioksida nastane iz 4 mol kalcijevega karbonata?
- b) Koliko g ogljikovega dioksida nastane iz 200 g kalcijevega karbonata?
- c) Koliko g kalcijevega karbonata in koliko g klorovodikove kisline potrebuješ za nastanek 4,4 g ogljikovega dioksida?

Primer 2.

Železo pridobivajo v plavžu iz železovega oksida z reakcijo:



- a) Koliko mol ogljikovega oksida je potrebnega za reakcijo s 5 mol železovega(III) oksida?
- b) Največ koliko mol železa lahko nastane iz 1 mol železovega(III) oksida in 1 mol ogljikovega oksida?

Naloge

1. Kako veliko je Avogadrovo število?

Izračunaj, koliko dežnih kapljic pade v 1 letu na Slovenijo.

Potrebujem podatke:

povprečna letna višina padavin v notranjosti Slovenije znaša 1400 mm, površina Slovenije je 20273 km², ocenjena prostornina 1 dežne kapljice pa naj bo 0,05 mL.

V kolikih letih bi število dežnih kapljic, ki padejo na Slovenijo, doseglo velikost Avogadrovega števila?

2. Izračunaj maso enega atoma svinca.

3. Izračunaj maso ene molekule vode.

4. Izračunaj maso 1,50 mol amoniaka NH_3 .

5. Koliko atomov ogljika je v diamantu, ki ima prostornino $0,0100 \text{ cm}^3$? Gostota diamanta je $3,51 \text{ g/cm}^3$.

6. V vsaki tableti aspirina je 0,30 g acetilsalicilne kisline. Acetilsalicilna kislina ima molekulsko formulo $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$. Izračunaj, koliko molekul acetilsalicilne kisline je v eni tableti aspirina.

7. Izračunaj masne deleže elementov v NaCH_3COO .

8. Izračunaj empirično formulo spojine kroma, žvepla in kisika, ki vsebuje 26,5 % Cr, 24,5 % S in 49,0 % O.

9. Določi oksidacijsko število

kroma v $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

žvepla v H_2SO_4

dušika v KNO_3

fosforja v P_4O_{10}

10. Zapiši formulo snovi, v kateri ima

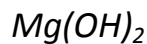
a) N oksidacijsko število +5

b) N oksidacijsko število +3

c) S oksidacijsko število +4

d) S oksidacijsko število +6

11. Zapiši imena snovi.



12. Zapiši formule snovi.

dušikova(V) kislina

žveplova(VI) kislina

klorovodikova kislina

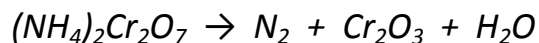
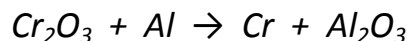
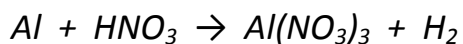
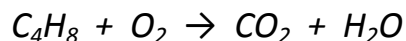
natrijev hidroksid

ogljikov oksid

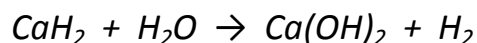
dušikov dioksid

natrijev karbonat

13. Uredi enačbe kemijskih reakcij.



14. Uredi enačbo reakcije kalcijevega hidrida z vodo



in izračunaj, koliko g vodika nastane iz 10,0 g kalcijevega hidrida.

15. V jeklenki je 10,0 kg butana C_4H_{10} . Koliko L plinastega butana bi to bilo pri tlaku 101,3 kPa in temperaturi 20°C?

6. SNOVNE SPREMEMBE IN ENERGIJA

Snovne spremembe so vselej povezane s sprejemanjem ali oddajanjem energije.

Pri kemijski reakciji gre lahko za sproščanje ali sprejemanje toplote, lahko pa nastane svetloba ali električno delo.

- 💣 *Eksplozija svinčevega azida $Pb(N_3)_2$.*
- 💣 *Reakcija med uprašenim magnezijem in jodom.*
- 💣 *Termični razkroj amonijevega dikromata(VI) $(NH_4)_2Cr_2O_7$.*
- 💣 *Nevtralizacija $HCl(aq)$ z $NaOH(aq)$.*
- 💣 *Raztapljanje NH_4NO_3 v vodi.*
- 💣 *Raztapljanje KOH v vodi.*

Veda, ki se ukvarja s proučevanjem energijskih sprememb pri kemijskih ali fizikalnih procesih, se imenuje termodinamika.

sistem je del narave, ki ga opazujemo in je zaščiten pred zunanjimi vplivi

okolica je vse ostalo

Sistem opišemo s spremenljivkami kot so temperatura T , tlak P , prostornina V , koncentracija c ...

Konstantne vrednosti spremenljivk predstavljajo določeno stanje sistema.

Funkcije stanja so tiste spremenljivke, katerih vrednosti so neodvisne od poti ali načina, s katerim je bilo to stanje doseženo.

Primer

Toplota Q ni funkcija stanja!

Količina sprejete ali oddane toplote je odvisna od poti, po kateri je bilo določeno stanje doseženo.

energija	spodobnost za delo
delo A	sila, ki je opravljena na določeni poti
kinetična energija	energija gibajočih se teles
potencialna energija	energija, povezana s stanjem, sestavo, privlačnimi ali odbojnimi silami med delci
toplota Q	energija, ki se prenaša med sistemom in okolico zaradi toplotne razlike; gre iz toplejšega na hladnejše telo
toplotna kapaciteta	količina toplote, ki je potrebna za spremembo temperature sistema za $1\text{ }^{\circ}\text{C}$
notranja energija E	je vsota kinetičnih energij gradnikov in energij vezi med atomi

Notranje energije se ne da izračunati. Običajno je tudi ni možno izmeriti.

Pri **eksotermni reakciji** je notranja energija reaktantov večja od notranje energije produktov, zato se energija pri reakciji sprošča.

Obratno velja za **endotermno reakcijo**:

notranja energija produktov je večja od notranje energije reaktantov. Energija se pri takšni reakciji porablja.

Notranja energija sistema je funkcija stanja.

Spremeni se, če sistem odda ali odvzame toploto okolici ali če sistem opravlja ali je na njem bilo opravljeno delo:

$$\Delta E = Q + A$$

kjer ΔE predstavlja $E_2 - E_1$ oz. razliko v notranji energiji med stanjema 1 in 2

Pozitivni predznak spremenljivke pomeni, da je sistem toploto/delo prejel, negativni pa da je sistem toploto/delo oddal.

Primer 1

$Q < 0$ sistem je toploto oddal, zato negativen predznak

Primer 2

$A > 0$ na sistemu je bilo opravljeno delo, zato pozitiven predznak

Enačba se imenuje **prvi stavek termodinamike**. Pove nam, kdaj se spremeni notranja energija sistema. Energija ne nastane iz nič in se tudi ne izniči.

Večina kemijskih reakcij poteka pri konstantnem tlaku.

Pri mnogih kemijskih reakcij se prostornina tekom reakcije spreminja, še zlasti, če nastajajo plini. Sistem takrat opravlja delo. To delo se imenuje **delo proti zunanji sili**. Matematično se izrazi z $P\Delta V$.

Vpeljana je bila nova funkcija stanja, in sicer takšna, ki že vključuje delo proti zunanji sili. Funkcija je bila poimenovana **entalpija H** .

$$H = E + PV$$

Če je tlak konstanten, velja

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

V enačbo (v prvi zakon termodinamike)

$$\Delta E = Q - P\Delta V$$

vstavimo izraz za entalpijo in dobimo

$$\Delta H = Q$$

Toplota, ki jo sistem prejme ali odda pri konstantnem tlaku, je enaka spremembi entalpije sistema.

Entalpija je merljiva količina!

endotermne reakcije **$\Delta H > 0$**

eksotermne reakcije **$\Delta H < 0$**

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

Razlika med ΔE in ΔH je znatna takrat, kadar je člen $P\Delta V$ velik. Velik pa je pri reakcijah, pri katerih nastajajo plini in je sprememba prostornine znatna.

Termokemijski izračuni

i) Entalpija H je odvisna od pogojev, zato se jo poda pri točno določenih pogojih.

To so standardni pogoji, $T^\circ = 25\text{ }^\circ\text{C}$ in $P^\circ = 101,3\text{ kPa}$.

Pri teh pogojih so bile izmerjene mnoge merljive funkcije stanja.

ii) Ob formulah vedno navajamo agregatno stanje snovi z oznakami s, l, g in aq.

Razlaga oznak

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

Primer

Pri sobnih pogojih je voda tekoča, pri $100\text{ }^\circ\text{C}$ pa je v plinastem agregatnem stanju. Za doseg slednjega je potrebno dovesti energijo.

iii) Ker absolutnih vrednosti entalpije ni mogoče izmeriti, je bila vpeljana relativna skala.

Po dogovoru je entalpija vseh elementov v standardnem stanju enaka 0.

iv) Entalpijo nastanka 1 mol spojine iz elementov imenujemo **tvorbena entalpija, ΔH_t** . Navedemo jo pri standardnih pogojih, zato **ΔH_t°** .

Standardne tvorbene entalpije snovi so zbrane v priročnikih.

Primer 1

$$\Delta H_t^\circ(\text{CO}_2) = -393,1 \text{ kJ/mol}$$

Pri nastanku 1 mol CO_2 se sprosti 393,1 kJ toplote.

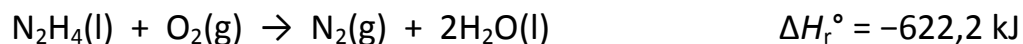
Primer 2

$$\Delta H_t^\circ(\text{NO}) = +90 \text{ kJ/mol}$$

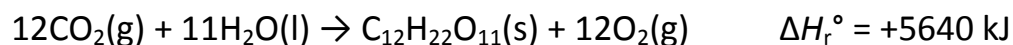
Za nastanek 1 mol dušikovega(II) oksida se porabi 90 kJ toplote.

v) Spremembo entalpije pri reakcijah opišemo kot **reakcijsko entalpijo, ΔH_r** . Navedemo jo pri standardnih pogojih, zato **ΔH_r°** .

Primera



Pri reakciji se sprosti 622,2 kJ toplote.



Pri reakciji se porabi 5640 kJ toplote.

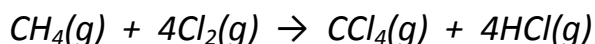
Spodnja reakcija ponazarja fotosintezo. Z reakcijo med ogljikovim dioksidom in vodo zelene rastline vežejo sončno energijo in jo vskladiščijo v nastalem ogljikovem hidratu.

Standardne reakcijske entalpije izračunamo po formuli:

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

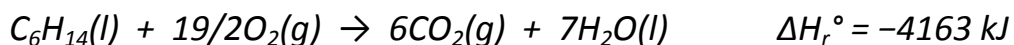
Naloge

1. Izračunaj standardno entalpijo spodnje reakcije.



snov	ΔH_t° v kJ/mol
HCl(g)	-92,4
CCl ₄ (g)	-106,7
CH ₄ (g)	-74,8

2. Podana je ΔH_r° za reakcijo sežiga heksana



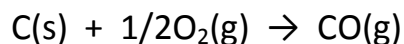
Izračunaj standardno tvorbeno entalpijo heksana.

snov	ΔH_t° v kJ/mol
CO ₂ (g)	-393,1
H ₂ O(l)	-285,8

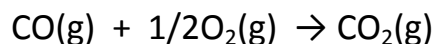
vi) Če reakcijske entalpije ne moremo neposredno izmeriti, jo lahko izračunamo s pomočjo **Hessovega zakona**.

Primer uporabe Hessovega zakona

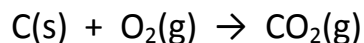
Izračunaj standardno tvorbeno entalpijo za reakcijo



iz standardnih entalpij reakcij



$$\Delta H_r^\circ = -282,7 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_t^\circ = -393,1 \text{ kJ}$$

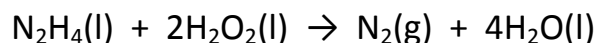
Standardne tvorbeno entalpije CO ne moremo neposredno izmeriti, ker pri zgorevanju ogljika ne dobimo čistega CO.

Če kisika ni dovolj, dobimo zmes CO in CO₂.

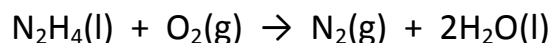
Če je kisika dovolj, pa je produkt CO₂.

Še en primer uporabe Hessovega zakona

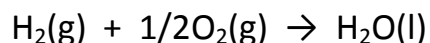
S pomočjo Hessovega zakona določi ΔH_r° za reakcijo



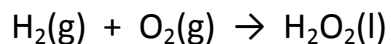
Podane so standardne entalpije reakcij



$$\Delta H_r^\circ = -622,2 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_t^\circ = -285,8 \text{ kJ}$$



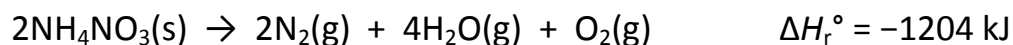
$$\Delta H_t^\circ = -187,8 \text{ kJ}$$

vii) Sprememba entalpije, najsi gre za pozitivno ali negativno vrednost, ni merilo spontanosti procesa.

Ni res, da vse eksotermne reakcije potečejo same od sebe.

In obratno, mnoge endotermne reakcije potečejo spontano.

Primer eksotermne reakcije, ki ne poteče pri sobni temperaturi



Amonijev nitrat(V) je pri sobni temperaturi povsem stabilna spojina. Razpade le pri znatno povišani temperaturi.

Primer endotermne reakcije, ki poteka spontano

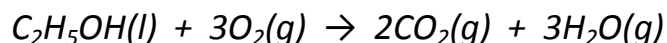


Proces poteka spontano.

Led se tali pri vsaki temperaturi, ki je višja od 0 °C.

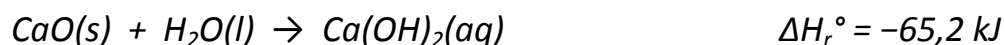
Naloge

1. Izračunaj standardno reakcijsko entalpijo za zgorevanje etanola v kisiku.

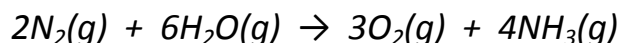


snov	ΔH_f° v kJ/mol
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	-277,6
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,1
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241,8

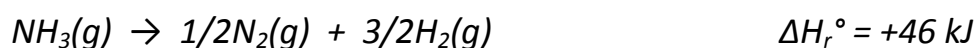
2. Izračunaj, koliko toplote se sprosti pri pripravi 283 kg gašenega apna $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Rezultat podaj v kJ.

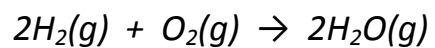


3. S pomočjo Hessovega zakona izračunaj ΔH_r° za reakcijo



Podane so standardne entalpije reakcij





$$\Delta H_{\text{t}}^{\circ} = -484 \text{ kJ}$$

4. Izračunaj, koliko kJ toplote se sprosti pri sežigu 1 g propana C_3H_8 . Kaj pa pri sežigu 1 g oktana C_8H_{18} ? Najprej napiši in uredi obe reakciji, ki ponazarjata sežig.

snov	$\Delta H_{\text{t}}^{\circ}$ v kJ/mol
$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	-104
$\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$	-249,9
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,1
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241,8

7. ZGRADBA ATOMA

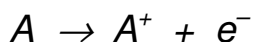
Zgodovinska dejstva

V Daltonovih časih so menili, da je atom najmanjši in nedeljiv delec snovi. Študije konec 19. stoletja pa so pokazale, da je atom zgrajen iz še manjših delcev.



Prvi poskusi, ki so to pokazali, so bili s plini v Geisslerjevi cevi (J. Plücker l. 1865). Plin v cevi pri nizkem tlaku, 10–100 Pa, prevaja električni tok. V cevi se pojavi svetloba, ki je značilna za posamezen plin.

Plin prevaja električni tok, ker gradniki plina pod vplivom električnega polja razpadejo na pozitivne in negativne delce.



Svetloba nastane s trkom pozitivnih in negativnih delcev.



Iz odklona katodnih žarkov v električnem in magnetnem polju so določili razmerje med nabojem in maso elektrona (J. J. Thompson je l. 1897), kasneje pa še naboj elektrona.



Za razumevanje zgradbe atoma je bilo pomembno tudi odkritje radioaktivnosti (H. Becquerel l. 1896, P. in M. Curie l. 1898).

Radioaktivni žarki

α -žarki	helijeva jedra
β -žarki	elektroni
γ -žarki	imajo najmanjšo λ , a največjo energijo



Energijo je mogoče oddajati in sprejemati le v diskretnih, majhnih množinah ali njihovih celoštevilčnih mnogokratnikih (M. Planck l. 1900). Te množine so poimenovali kvanti. Vrednost energijskega kvanta se izračuna z enačbo:

$$E = h \times \nu$$

kjer h označuje Planckovo konstanto in ima vrednost $6,626 \times 10^{-34}$ Js, v pa frekvenco elektromagnetnega valovanja.

Elektromagnetno valovanje so vse vrste sevanj, povezanih z nihanjem električnega in magnetnega polja, ki se v vakuumu širijo s svetlobno hitrostjo, 3×10^8 m/s.

Starejši modeli zgradbe atoma

Thomsonov model

Pozitivni naboj atoma naj bi bil enakomerno razporejen po celi masi atoma. V tej masi so negativno nabiti delci, elektroni.

Rutherfordov model

Atom vsebuje pozitivno nabito jedro, v katerem je skoraj vsa masa atoma, elektroni pa se gibljejo v prostoru okrog jedra.

Bohrov model

V osnovi Rutherfordov model, izboljšan s Planckovo kvantno teorijo.

Elektron naj bi krožil okrog jedra po tirnici, ki ima točno določen radij.

Če elektron sprejme en kvant energije, potem preide na krožnico z večjim radijem, če jo odda pa na krožnico z manjšim radijem.

$$E_1 - E_2 = h\nu$$

Elektron v atomu ima tako le določene vrednosti energije.

Dejstva o zgradbi atoma, kot jih poznamo danes

- ✓ Atom je zgrajen iz jedra in elektronske ovojnice.
- ✓ V jedru so protoni in nevtroni.
V elektronski ovojnici pa so elektroni.

Kemijske lastnosti elementa so povezane z zgradbo elektronske ovojnice.

- ✓ Jedro predstavlja skoraj celotno maso atoma.
- ✓ Jedro je napram celotnemu atomu zelo majhno.

Primerjava velikosti jedra in celotnega atoma

radij vodikovega atoma	10^{-10} m
radij jedra	10^{-15} m

Fizikalne lastnosti gradnikov atoma

	naboj ^{#, \$}	masa [*]
proton	1+	$1,673 \times 10^{-24}$ g ($1,0073 m_u$)
nevtron	nima naboja	$1,675 \times 10^{-24}$ g ($1,0087 m_u$)
elektron	1-	$9,109 \times 10^{-28}$ g ($0,00055 m_u$)

[#] naboj protona je $+1,602 \times 10^{-19}$ As, elektrona pa $-1,602 \times 10^{-19}$ As

^{\$} naboj delcev zapišemo kot število, nato sledi oznaka +/-

^{*} m_u je oznaka za atomsko masno enoto, $1,66 \times 10^{-24}$ g

Pomembnejše oznake

Z	vrstno število atoma, atomsko število
A	masno število, število nukleonov

Pomen vrstnega in masnega števila

Z = število protonov = število elektronov

A = število protonov + število nevtronov

Izotopi so atomi istega elementa, ki se ločijo v številu nevtronov in zato v masnem številu.

Vodik ima tri izotope: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ in ${}^3_1\text{H}$.

Relativna atomska masa elementa je povprečna relativna atomska masa vseh naravnih izotopov z deležem, v kakršnem so prisotni v naravi. Zato relativne atomske mase elementov niso cela števila.

Naloge

1. Izračunaj relativno atomsko maso magnezija, ki se pojavlja v naravi v treh izotopih. Masno število prvega je 23,985042, drugega 24,985837, tretjega pa 25,982593. Delež prvega izotopa v naravi je 78,99 %, drugega 10,00 % in tretjega 11,01 %.

2. Brom se v naravi pojavlja v dveh izotopih. Prvi ima masno število 78,918336, njegov delež v naravi pa je 50,69 %. Izračunaj masno število drugega izotopa.

3. Litij ima dva naravna izotopa. Njuni masni števili sta 6,01513 in 7,01601. Katerega izotopa je v naravi več?

Reakcije, v katerih gre za spremembe atomskih jeder, so jedrske reakcije.

Valovno-mehanski model zgradbe atoma

Svetloba se pri nekaterih pojavih kaže kot valovanje, pri drugih pa, kot da ima naravo delcev. Zato govorimo o dvojni naravi svetlobe ali dualizmu.

Da je svetloba valovanje potrjujejo uklon, lom in interferenca.

Da je svetloba tok materialnih delcev potrjuje fotoefekt. Pojav fotoefekta opazimo, če kovino obsevamo z ultravijolično svetlobo dovolj velike energije. Ultravijolična svetloba iz kovine izbije elektrone.

Tudi narava elektronov naj bi bila dvojna (de Broglie l. 1923). Še več, to naj ne bi veljalo le za elektrone!

Iz enačbe, poimenovane de Broglieva relacija,

$$\lambda = \frac{h}{m v}$$

lahko izračunamo za vsak gibajoči se delec z maso m in hitrostjo v , valovno dolžino λ . Vendar je to smiselno le za majhne, subatomske delce.

Valovni značaj elektrona je bil dokazan s poskusom, pri katerem se elektroni ob prehodu skozi tanko zlato folijo uklanjajo.

Spoznanje o valovni naravi elektrona je bilo uporabljeno pri moderni razlagi zgradbe atoma.

Moderna razlaga zgradbe atomov upošteva še **Heisenbergov princip nedoločljivosti**. Ta se glasi, da ne moremo istočasno določiti položaja in gibalne količine/hitrosti elektrona.

$$\Delta x \cdot \Delta(mv) \approx h$$

Valovno-mehanski model atoma je osnovan na **Schrödingerjevi enačbi za valovanje** (E. Schrödinger l. 1927).

$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

To je parcialna diferencialna enačba drugega reda. Njene rešitve so valovne funkcije ψ .

Kvadrat valovne funkcije ψ^2 je sorazmeren z verjetnostjo nahajanja elektrona v nekem majhnem področju atoma.

Pri reševanju enačbe so vpeljali tri celoštevilčne parametre. Ti parametri so kvantna števila n , l in m . Kasneje je bilo vpeljeno še četrto, spinsko kvantno število s .

Kvantna števila

kvantno število	oznaka	vrednosti, ki jih lahko zavzame kvantno število
glavno	n	1, 2, 3, 4 ...
stransko	l	0, 1, 2, ... $n-1$
magnetno	m	$-l, -l+1, \dots, l-1, l$
spinsko	s	$+1/2, -1/2$

Trojica kvantnih števil n , l in m predstavlja eno rešitev enačbe, oziroma eno valovno funkcijo $\psi_{n,l,m}$ s točno določeno vrednostjo energije.

Rešitve enačbe, valovne funkcije $\psi_{n,l,m}$, imenujemo tudi orbitale, skupino valovnih funkcij z istim glavnim kvantnim številom pa lupina.

Orbitala predstavlja prostor v atomu, v katerem je verjetnost nahajanja elektrona 95 %.

Pomen kvantnih števil

glavno	določa energijo in velikost orbitale
stransko	določa obliko orbitale
magnetno	določa usmerjenost orbitale v prostoru
spinsko	opiše rotacijo elektrona okrog lastne osi

Spektroskopske oznake stranskih kvantnih števil l

l	druga oznaka za l ali ime orbitale	magnetno kvantno število m
0	s	0
1	p	-1 0 1
2	d	-2 -1 0 1 2

Elektronske konfiguracije elementov

Značilne kemijske lastnosti elementa so pogojene z zgradbo elektronske ovojnice njegovih atomov!

Elektronska konfiguracija je zapis, ki prikazuje zasedenost orbital z elektroni v atomu ali ionu.

Princip izgradnje ali *aufbau princip*, ko se postopno dodaja po en elektron in ugotavlja, katero orbitalo zasede, uravnavajo tri pravila:

- 1) Paulijev izključitveni princip
- 2) vrstni red orbital glede na naraščajočo energijo
- 3) Hundovo pravilo

1) Niti dva elektrona v atomu ne moreta imeti enakih vseh štirih kvantnih števil.

V vsaki orbitali sta lahko le dva elektrona, ki imata enaka kvantna števila n , l in m , ločita pa se v četrtem, v spinskem kvantnem številu. En elektron ima spinsko število $+1/2$, drugi pa $-1/2$. Elektrona imata antiparalelni spin.

Elektrona v isti orbitali imenujemo elektronski par.

Število elektronov na posamezni lupini izračunamo z enačbo:

$$\text{število elektronov} = 2n^2$$

Število elektronov na lupini

n	orbitale	število elektronov
1	1s	2
2	2s 2p 2p 2p	8
3	3s 3p 3p 3p 3d 3d 3d 3d 3d	18
4	4s 4p 4p 4p 4d 4d 4d 4d 4d 5f ...	32

2) Energija orbital je odvisna od glavnega in stranskega kvantnega števila.

Vrstni red orbital po naraščajoči energiji

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p ...

Z naraščajočim glavnim kvantnim številom se razlika med energijskimi nivoji manjša.

3) Če imajo elektroni na razpolago večje število praznih energijsko enakovrednih ali degeneriranih orbital, jih zasedejo posamič.

Elektronske konfiguracije elementov

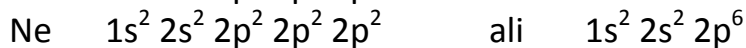
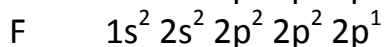
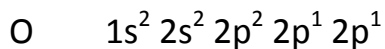
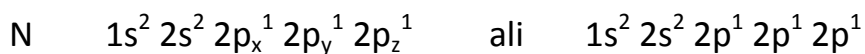
H $1s^1$
He $1s^2$
Li $1s^2 2s^1$
Be $1s^2 2s^2$
B $1s^2 2s^2 2p_x^1$ ali $1s^2 2s^2 2p^1$

Ogljik ima na zadnji lupini 4 elektrone. Z upoštevanjem Hundovega pravila ima elektronsko konfiguracijo

C $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$ ali $1s^2 2s^2 2p^1 2p^1$

Ogljik ima 2 samska elektrona.

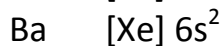
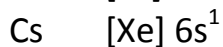
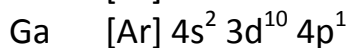
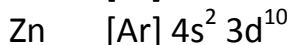
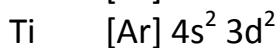
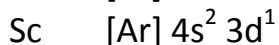
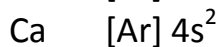
Naslednji element, dušik, pa ima 3 samske elektrone.



Neon ima polno zasedeno zunanjo lupino. Tudi ostali žlahtni plini imajo polno zasedene zunanje lupine.

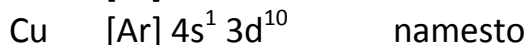
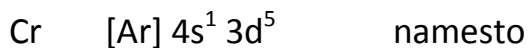


Običajno navajamo le elektronske konfiguracije zadnje lupine.



Nekatere od elektronskih konfiguracij niso v skladu z navedenimi pravili.

Primeri z »nenavadnimi« konfiguracijami



Stanje s polovično zasedenimi d orbitalami $4s^1 3d^5$ je bolj stabilno od stanja $4s^2 3d^4$.

Analogno, stanje s polno zasedenimi d orbitalami $4s^1 3d^{10}$ je bolj stabilno od stanja $4s^2 3d^9$.

Vsi elementi I. skupine imajo na zadnji lupini 1 elektron. Njihova elektronska konfiguracija je ns^1 . Ker imajo samo en elektron na zunanji lupini, ga lahko oddajo. Elementi I. skupine imajo nizke ionizacijske energije in so dobri reducenti.

Vsi elementi II. skupine imajo na zadnji lupini 2 elektrona. Njihova elektronska konfiguracija je ns^2 .

Elementi III. skupine imajo na zadnji lupini 3 elektrone, njihova elektronska konfiguracija pa je $ns^2 np^1$.

Elementi VII. skupine imajo 7 valenčnih elektronov. Do polno zasedene zunanje lupine jim manjka 1 elektron. Za te elemente so značilne visoke vrednosti ionizacijskih energij in v svojem kemizmu težijo po sprejetju še enega elektrona. So močni oksidanti.

Elementi VIII. skupine, imenovani žlahtni plini, imajo polno zasedene zunanje lupine. Zato so nereaktivni.

Glede na vrsto zunanjih orbital, ki se polnijo, delimo periodni sistem na s, p, d ali f blok.

Govorimo tudi o elementih glavnih skupin (polnijo s in p orbitale), stranskih skupin (polnijo d ali f orbitale), lantanoidih (polnijo 4f orbitale), aktinoidih (polnijo 5f orbitale).

O periodnem sistemu

V l. 1869 in 1870 je D. I. Mendeljev razvrstil elemente po naraščajoči relativni atomski masi.

Elemente s podobnimi lastnostmi je uvrstil v isti stolpec.

Prepoznal je periodičnost nekaterih kemijskih lastnosti, napovedal odkritje nekaterih takrat še neznanih elementov ter njihove lastnosti.

Primerjava napovedanih lastnosti za nepoznani element z lastnostmi kasneje odkritega Ge

Mendeljejeva napoved, l. 1870	Winklerjevo odkritje, l. 1886
Ekasilicij	Germanij (Ge)
$A_r = 72$	$A_r = 72,6$
$\rho = 5,5 \text{ g/cm}^3$	$\rho = 5,47 \text{ g/cm}^3$
siv, visoko tališče	siv, $T_{\text{tališče}} > 900 \text{ }^\circ\text{C}$
XO_2 $\rho = 4,7 \text{ g/cm}^3$	GeO_2 $\rho = 4,703 \text{ g/cm}^3$
XCl_4 $T_{\text{vrelišče}} < 100 \text{ }^\circ\text{C}$, $\rho = 1,9 \text{ g/cm}^3$	GeCl_4 $T_{\text{vrelišče}} = 86 \text{ }^\circ\text{C}$, $\rho = 1,887 \text{ g/cm}^3$

Kemijske lastnosti elementov so neposredno povezane z zgradbo elektronske ovojnice atoma.

Periodičnost kemijskih lastnosti je posledica periodičnosti v zgradbi elektronske ovojnice.

Lastnosti elementov, ki se periodično spreminjajo:

- 1) atomski in ionski radij
- 2) ionizacijska energija
- 3) elektronska afiniteta

1) Atomski radij je polovična razdalja med dvema istovrstnima atomoma v molekuli ali kristalu.

Radij narašča po skupini navzdol.

Po periodah, od leve proti desni, pa se radij zaradi naraščanja pozitivnega privlaka jedra in slabega medsebojnega senčenja zunanjih elektronov, zmanjšuje.

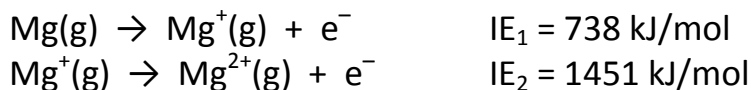
2) Če atom odda elektron, nastane kation. Proces je endotermen. Energijo, potrebno za ta proces, imenujemo ionizacijska energija.

Ionizacijska energija za Na



Atomi lahko oddajo tudi po več elektronov.

Prva in druga ionizacijska energija za Mg



Vrednost IE_2 je večja, ker drugi elektron odda pozitivno nabit delec Mg^+ .

Bolj kot jedro privlači elektron, večja je ionizacijska energija.

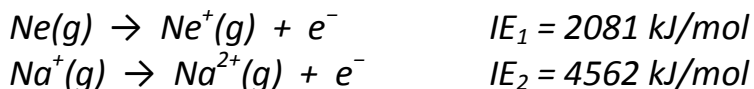
Ionizacijske energije se po skupinah navzdol zmanjšujejo ter naraščajo po periodah od leve proti desni.

Najnižje so ionizacijske energije alkalijevih kovin, najvišje pa žlahtnih plinov.

Naloge

1. Razvrsti atome Cl, K, Mg in S po naraščajoči IE_1 .

2. Ion Na^+ in atom Ne sta izoelektronska (imata enako število elektronov). Prva ionizacijska energija za Ne je 2081 kJ/mol, druga ionizacijska energija za Na pa 4562 kJ/mol.

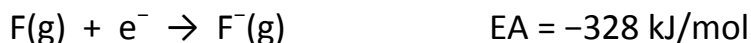


Pojasni, zakaj sta vrednosti ionizacijskih energij različni.

3) Če atom sprejme en elektron, nastane anion. Energijska sprememba, povezana s tem procesom, se imenuje elektronska afiniteta.

Elektronska afiniteta je lahko negativna.

Primer



Sprejetje drugega elektrona je vedno endotermen proces.

Primer



Sprejem drugega elektrona ni ugoden, saj ga sprejme že negativno nabit delec. Nastanek iona O^{2-} je tako v celoti endotermen proces.



Naloge

1. Atom je navzven električno nevtralen. Zakaj?

- A Ker je masa elektronov zanemarljiva.
- B Ker je število elektronov enako številu nevtronov.
- C Ker je število elektronov enako številu protonov.
- D Ker je število protonov enako številu nevtronov.

2. Koliko elektronov ima ion Rb^+ ?

- A 36
- B 37
- C 38
- D 85

3. Kaj so izotopi?

- A Atomi različnih elementov, ki imajo enako masno število.
- B Atomi različnih elementov, ki imajo enako število nevtronov.
- C Atomi istega istega elementa, ki se razlikujejo v številu elektronov.
- D Atomi istega elementa, ki se razlikujejo v številu nevtronov.

4. Koliko nevtronov ima delec $^{131}_{53}\text{I}$?

- A 53
- B 78
- C 131
- D 184

5. Katera trditev o paru atomov $^{70}_{31}\text{X}$ in $^{70}_{32}\text{X}$ je pravilna?

- A To sta atoma dveh različnih elementov.
- B Atoma sta izotopa.
- C Atoma imata enako število protonov.
- D Atoma imata enako število nevtronov.

6. Izotop nekega elementa ima 40 nevtronov in 31 protonov. Zapiši simbol tega izotopa in na ustrezni mesti ob simbolu še vrstno in masno število.

7. Katera trditev o razporeditvi elementov v periodnem sistemu je pravilna?

V isti skupini so elementi, ki imajo

- A enako število nevtronov.
- B enako masno število.
- C enako število elektronov na zunanji lupini.
- D z elektroni zasedeno enako število lupin.

8. Klor je v VII. skupini periodnega sistema. Kemijske lastnosti klora so zelo podobne lastnostim

- A natrija.
- B žvepla.
- C argona.
- D broma.

9. Zapiši elektronsko konfiguracijo elementa z vrstnim številom 14.

10. Elektronska konfiguracija elementa je $[\text{Ar}] 4s^2$. V kateri skupini periodnega sistema je ta element? Kaj pa periodi?

11. Nalogo reši brez uporabe periodnega sistema.

Razporeditev elektronov po lupinah v atomu elementa X je $1s^2 2s^2 2p^1 2p^1$. Vpiši element X na ustrezno mesto v periodnem sistemu.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

12. Zapiši elektronske konfiguracije delcev.

N

N^{3-}

K

Na^+

Ar

Mg^{2+}

13. Atome razvrsti po naraščajoči ionizacijski energiji: Li, Be, F in Na.

14. Zakaj je druga ionizacijska energija za kalij veliko večja od prve ionizacijske energije?

15. Izračunaj relativno atomsko maso klora, ki se v naravi pojavlja v dveh izotopih. Prvi ima masno število 34,968854, drugi pa 36,965896. Delež prvega v naravi je 75,4 %, drugega pa 24,6 %.

16. Kaj je orbitala?

17. Pojasni oznako $3d_{xy}$.

8. JEDRSKE REAKCIJE

Radioaktivnost



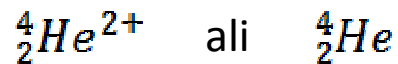
H. Becquerel je l. 1896 slučajno odkril, da nek uranov mineral spontano oddaja žarke s precejšnjo energijo. Pojav je imenoval radioaktivnost.

Z izrazom radioaktivnost danes označujemo emisijo ionizirajočega sevanja.

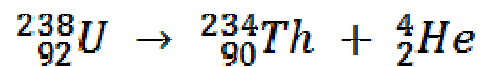
Radioaktivnih razpadov je več vrst:

i) α razpad

α delci so jedra helijevih atomov (ali skupki dveh protonov in dveh nevtronov). Označimo jih



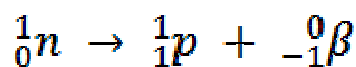
Ob razpadu α se masno število zmanjša za 4, vrstno število pa se zmanjša za 2.



V enačbah jedrskih reakcij naboja ne pišemo.

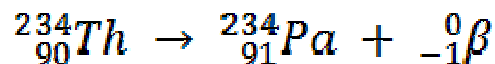
iii) β^- razpad

β^- delci so elektroni, ki izvirajo iz jedra. Nastanejo z razpadom nevtrona.



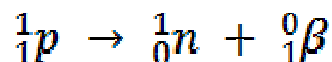
Nastali proton ostane v jedru, β^- delec pa je emitiran.

Vrstno število se poveča za 1, masno število ostane nespremenjeno.

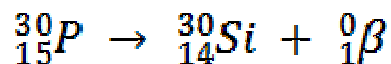


iii) β^+ razpad

β^+ delec se imenuje pozitron. Njegove lastnosti so podobne elektronu, le da ima pozitiven naboj. Nastane pri razpadu protona v jedru.



Nastali nevtron ostane v jedru, β^+ delec jedro odda.



Ob β^+ razpadu se vrstno število zmanjša za 1, masno število ostane nespremenjeno.

iv) zajetje elektrona

Jedro zajame elektron iz notranje elektronske lupine.

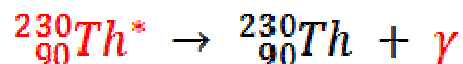
Z zajetim elektronom se en proton pretvori v nevtron.

Na prazno mesto v notranji lupini pade elektron iz višje lupine. Zato se sprošča energija v obliki rentgenskih žarkov.



v) γ žarki

Jedra ostanejo pri nekaterih razpadih v vzbujenem stanju. Višek energije oddajo v obliki γ žarkov.

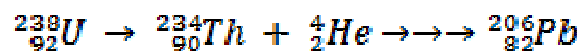


γ žarki imajo veliko energijo.

Radioaktivni izotopi v naravi

Najtežji še stabilen izotop je ${}_{83}^{209}\text{Bi}$, vsi atomi z večjim vrstnim ali masnim številom so radioaktivni.

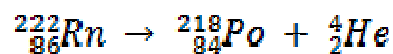
Uranov izotop ${}_{92}^{238}\text{U}$ razpada v seriji reakcij do končnega stabilnega produkta ${}_{82}^{206}\text{Pb}$.



Serijske razpadne reakcije se imenuje **uranova serija**.

Zelo znan naravni izotop je ${}_{86}^{222}\text{Rn}$.

Je plin, brez barve in vonja. Nevaren je zaradi pretvorbe v izotop polonija, ki je trdna snov oz. prah, ki se absorbira v pljučih.



Jedrske reakcije

Z jedrskimi reakcijami se atomi enega elementa pretvorijo v atome drugega elementa!

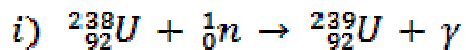


To je bila prva jedrska reakcija (E. Rutherford l. 1919).

Transuranski elementi

Elementi, ki v periodnem sistemu sledijo uranu.

Sintetizirani so bili z jedrskimi reakcijami, kot prvi l. 1940 izotop neptunija.



Kasneje so pripravili še elemente z vrstnimi števili vse do 112. V večini izvedb periodnih sistemov ti elementi še niso zapisani.

Hitrost radioaktivnega razpada

$$-\frac{dN}{dt} = kN$$

hitrost razpada

konstanta

število
trenutno prisotnih
jeder

$$\int_{N_0}^{N_t} \frac{dN}{dt} = - \int_0^t k dt$$

$$\ln \frac{N_t}{N_0} = -kt$$

$$N_t = N_0 e^{-kt}$$

Namesto konstante k raje govorimo o razpolovnem času $t_{1/2}$. To je čas, v katerem razpade polovica jeder.

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,693}{k}$$

Razpolovni časi nekaterih izotopov

izotop	$t_{1/2}$
${}^{212}_{84}\text{Po}$	10^{-7} s
${}^{238}_{92}\text{U}$	$4,5 \times 10^9$ let
${}^{14}_6\text{C}$	5730 let
${}^{131}_{53}\text{I}$	8,04 dni

Energijske spremembe pri jedrskih reakcijah

So zelo velike. Podajamo jih v MeV.

$$1 \text{ MeV} = 1,6022 \times 10^{-13} \text{ J}$$

Za izračun uporabimo enačbo

$$\Delta E = m \times c^2$$

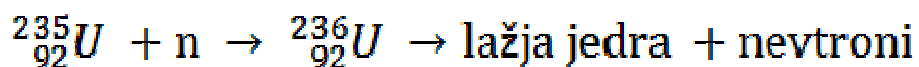
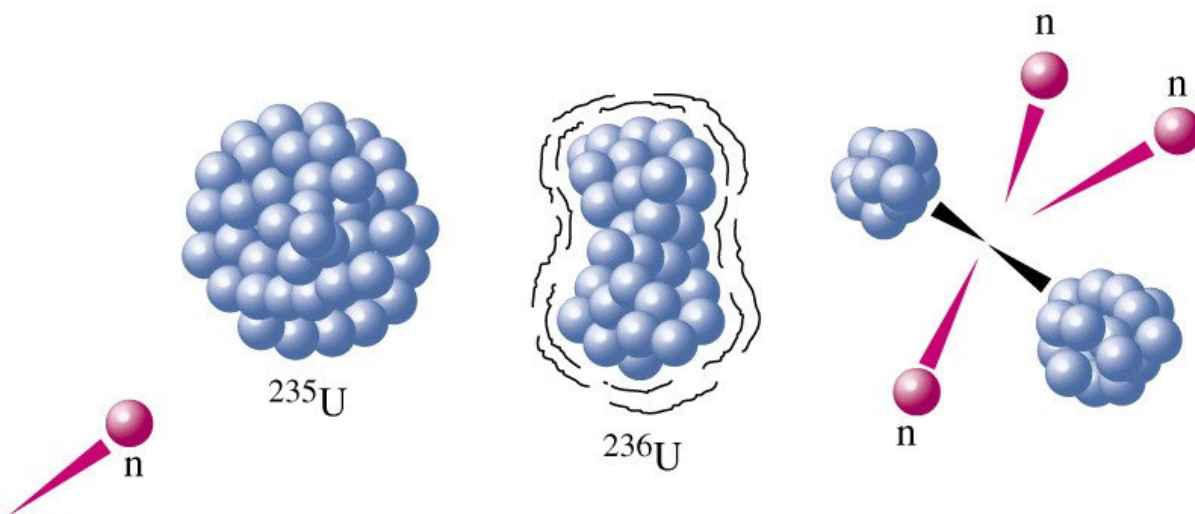
sprememba
mase pri
jedrski reakciji

svetlobna
hitrost

$$1 m_u = 1,6606 \times 10^{-24} \text{g} \equiv 931,5 \text{ MeV}$$

Razcep (fisiija) in zlitje (fuzija) jeder

Pri obstreljevanju uranovega izotopa $^{235}_{92}\text{U}$ z nevtronom, poteče jedrska reakcija, v kateri se jedro razcepi.



Pri razcepu enega uranovega jedra se sprosti $3,20 \times 10^{-11}$ J energije, pri reakciji 1 g urana pa kar $8,20 \times 10^7$ kJ!

V povprečju pri reakciji nastane 2,5 nevtronov, ki sprožijo nove razcepe. Tako steče verižna reakcija.

Nenadzorovana reakcija vodi do eksplozije. Tako deluje atomska bomba. Da se to zgodi, mora biti količina urana zadostna. Govorimo o kritični masi.

Tudi pri zlitju jeder se sproščajo velike količine energije.



Tehnološka izvedba fuzije še vedno predstavlja velike težave.

Vpliv ionizirajočega sevanja na snov

Radioaktivno sevanje v snovi povzroča ionizacijo.

Radioaktivne snovi so nevarne!

Nevarnost je odvisna od vrste žarkov, količine radioaktivnega snovi in njene aktivnosti.

9. KEMIJSKA VEZ

Pri nastanku kemijske vezi se energija sprošča.

Pri razcepu kemijske vezi se energija porablja.

Gradniki snovi so atomi, molekule ali ioni. Lastnosti snovi so odvisne od narave njenih gradnikov in vezi med njimi.

Vezi med gradniki v snovi

snov	gradniki	vezi	primeri
sol	ioni	ionske vezi	NaCl
molekularno zgrajene snovi	molekule ^{\$}	kovalentne vezi (med atomi), molekulske vezi (med molekulami)	H ₂ O, I ₂
snovi z neskončno kovalentno zgradbo	atomi	kovalentne vezi	diamant, grafit, SiC
kovine	kovinski kationi [#]	kovinske vezi [#]	Au, Fe, Cu

^{\$} molekule gradijo atomi, povezani med seboj

[#] moderna razlaga kovinske vezi je bolj zapletena

Povezovanje osnovnih delcev v snovi je odvisno od valenčnih elektronov v elektronski ovojnici teh delcev!

Osnova teoriji o kemijski vezi, s katero razlagamo vlogo elektronov ali orbital pri nastanku vezi, so eksperimentalno določeni podatki o molekulah. Ti podatki so:

i) geometrija molekule

Z obliko molekule opišemo geometrijsko razporeditev atomov v molekuli. Gre za razdalje med atomi (atomske vezi) in kote med vezmi.

ii) dipolni moment molekule

Dipolni moment imajo tiste molekule, v katerih središče pozitivnega naboja ne sovpa s središčem negativnega. Iz dipolnega momenta je moč sklepati o polarnosti vezi in o obliki molekule.

Dipolni moment je vektor, ki je v vezi/molekuli usmerjen od težišča pozitivnega proti težišču negativnega naboja.

V večatomnih molekulah je celokupni dipolni moment vsota dipolnih momentov posameznih vezi.

iii) magnetne lastnosti

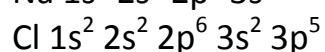
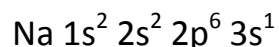
Nekatere snovi homogeno magnetno polje privlači, to so paramagnetne snovi, druge odbija, to so diamagnetne snovi. Paramagnetne snovi imajo samske (nesparjene) elektrone, diamagnetne snovi imajo vse elektrone sparjene.

Ionska vez

Ionske snovi nastanejo največkrat pri reakciji kovin z nekovinami, npr. natrijev klorid NaCl nastane pri reakciji natrija s klorom.

Razlaga ionske vezi v NaCl

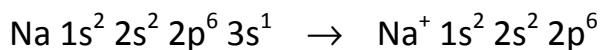
1) elektronski konfiguraciji Na in Cl



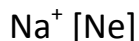
Atom Na ima 1 valenčni elektron. Ima en elektron več kot žlahtni plin pred njim.

Atom Cl ima 7 valenčnih elektronov. Manjka mu en elektron do konfiguracije žlahtnega plina.

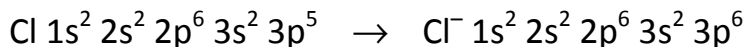
2) Atom Na zato odda elektron iz zunanje lupine.



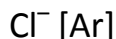
Nastane kation Na^+ . Natrijev kation ima polno zunanjo lupino. Njegova elektronska konfiguracija je enaka kot od neona.



3) Atom klora sprejme elektron.



Nastane anion Cl^- . Kloridni anion ima osem valenčnih elektronov in polno zunanjo lupino. Ima enako elektronsko konfiguracijo kot argon.



4) Ioni Na^+ in Cl^- se povežejo v neskončno strukturo.

Vsak natrijev ion je obdan s šestimi kloridnimi ioni. Vsak kloridni ion je obdan s šestimi natrijevimi ioni. Motiv se ponavlja v neskončnost.

Elektrostatski privlak med ioni imenujemo ionska vez. Ker je električni naboj iona enakomerno porazdeljen po njegovi površini, se anioni razporedijo okrog kationa in obratno.

Številu kationov okrog aniona in številu anionov okrog kationa pravimo koordinacijsko število. Odvisno je od velikosti ionov.

Koordinacijski števili v natrijevem kloridu

Okrog natrijevega iona je razporejenih šest kloridnih ionov. Razporejeni so oktaedrično.

Okrog kloridnega iona je razporejenih šest natrijevih ionov. Razporejeni so oktaedrično.

Koordinacijski števili v natrijevem kloridu sta tako 6.



Struktura cezijevega klorida CsCl

Cezijev kation Cs^+ je večji od natrijevega kationa Na^+ . Zato je okrog Cs^+ razporejenih več kloridnih ionov, osem. Razporejeni so v ogliščih kocke.

Tudi okrog vsakega kloridnega iona je razporejenih osem cezijevih ionov.

Koordinacijski števili v CsCl sta 8.



Tip ionske strukture je določen z velikostjo kationa in aniona. Prevladujejo 3 tipi ionskih struktur.

Vpliv velikosti ionov na tip ionske strukture

$r_{\text{kation}}/r_{\text{anion}}$	koordinacijsko število	tip
$\approx 0,22$	4	ZnS^{\S}
0,41 – 0,73	6	NaCl
$> 0,73$	8	CsCl

\S modifikacija svetlica

Lastnosti ionskih kristalov so posledica zgradbe.

Ker so ionske vezi močne, imajo ionski kristali visoka tališča. Njihove taline prevajajo električni tok. Kristali so krhki in drobljivi, saj se ob udarcu plasti v kristalu premaknejo, ioni z enakim nabojem se približajo in med njimi pride do odboja.

Kovalentna vez

Značilna je za nekovine.

Molekule so električno nevtralni delci. Sestavljene so iz najmanj dveh enakih ali različnih atomov, ki jih povezujejo kovalentne vezi.

Vez med atomoma si poenostavljeno predstavljamo kot skupen elektronski par, pri čemer vsak atom prispeva po en elektron. Govorimo o veznem elektronskem paru.

Atoma, ki sodelujeta v vezi, si elektronski par delita.

Razlaga vezi v molekuli vodika H_2

1) elektronska konfiguracija vodika



2) Vsak atom vodika v molekuli prispeva po 1 elektron v vezni elektronski par.

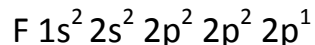


Vezni elektronski par je skupen obema atomoma.

3) Vodikova atoma v molekuli povezuje ena kovalentna vez.

Razlaga vezi v molekuli fluora F₂

1) elektronska konfiguracija fluora



2) Vsak atom fluora v molekuli prispeva po 1 elektron v skupni vezni elektronski par.

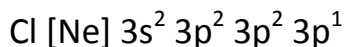
3) Vsak fluorov atom je tako obdan z osmimi elektroni.

Pravimo, da je dosegel oktetno konfiguracijo ali konfiguracijo žlahtnega plina.

Fluorova atoma v molekuli povezuje ena kovalentna vez. Vsak fluorov atom ima še 6 neveznih elektronov ali 3 nevezne elektronske pare.

Razlaga vezi v molekuli vodikovega klorida HCl

1) elektronski konfiguraciji



2) Oba atoma, tako atom vodika kot atom klora, prispevata po 1 elektron v skupni vezni elektronski par.

3) Vodikov atom v molekuli je tako obdan z dvema elektronoma, klorov pa z osmimi.

Vodikov in klorov atom povezuje ena kovalentna vez. Klorov atom ima še 6 neveznih elektronov ali 3 nevezne elektronske pare.

4) Klorov atom bolj privlači vezni elektronski par.

Na atomu klora je zato prebitek negativnega naboja, na atomu vodika pa primanjkljaj.

Pravimo, da je na vodiku prebitek pozitivnega naboja.

Molekula vodikovega klorida ima dipol.

Vez v molekuli vodikovega klorida je polarna.

Klorov atom v molekuli HCl bolj privlači vezni elektronski par, ker je bolj elektronegativen od vodika.

Elektronegativnost je definirana kot sila, s katero atom v vezi privlači vezni elektronski par. Elektronegativnost pada po skupinah v periodnem sistem in narašča po periodah od leve proti desni. Najbolj elektronegativen element je fluor.

Ločimo nepolarne in polarne kovalentne vezi.

Kovalentna vez med atomoma istega elementa je vedno nepolarna, kovalentna vez med atomoma različnih elementov je polarna.

Če sta z vezjo povezana različna atoma, lahko eden od njiju močnejše privlači elektrone.

Vez je polarna takrat, kadar se atoma močno ločita v elektronegativnosti.

F_2	nepolarna kovalentna vez
HF	polarna kovalentna vez (delni ionski karakter kovalentne vezi)
NaF	ionska vez (ekstremni primer polarne kovalentne vezi)

Vse molekule, ki jih gradijo atomi različnih elementov, nimajo dipola. Polarnost molekule zavisi tudi od njene oblike.

CO_2	vez C–O je polarna	linearna oblika	molekula je nepolarna
H_2O	vez H–O je polarna	struktura pod kotom	molekula je polarna

Razporeditev vezanih atomov okrog centralnega atoma je takšna, da je razmik med elektronskimi pari centralnega atoma maksimalen.

snov	število veznih elektronskih parov	oblika molekule
BeCl ₂	2	linearna
BCl ₃	3	trikotno planarna
CH ₄	4	tetraedrska
SF ₆	6	oktaedrska

Na obliko molekule pa vplivajo tudi nevezni elektronski pari.

Teorija o odboju valenčnih elektronskih parov pravi, da je odboj med neveznima paroma močnejši kot odboj med neveznim in veznim parom, ta pa je močnejši kot odboj med veznima paroma.

snov	valenčni kot	oblika molekule
CH ₄	109,2°	tetraedrska
NH ₃	106,8°	trikotno piramidalna
H ₂ O	104,5°	nelinearna

Naloge

1. Skiciraj Lewisove strukture H₂O, H₂O₂ in HCN.

Lewisova struktura je shematski zapis, v katerem so nevezni elektronski pari ponazorjeni s pari točk, vezi med atomi pa s črticami. Pri risanju upoštevamo oktetno pravilo (velja za elemente 2. periode) ali razširjeno oktetno pravilo (velja za elemente 3. in višjih period).

2. Skiciraj Lewisove strukture CO_2 , NO_2^- in O_3 . Predpostavi tudi oblike molekul/ionov.

3. Katere od molekul H_2O , NH_3 , CO_2 in ClF so polarne?

Snovi z neskončno kovalentno strukturo

Gradniki, atomi, so s kovalentnimi vezmi povezani v neskončno strukturo.

Primeri so diamant, grafit in silicijev karbid.

Diamant in grafit, ki sta kemijsko čisti ogljik, imata različno strukturo. Zaradi različne strukture so lastnosti diamanta in grafita zelo različne.

Lastnosti diamanta in grafita

	diamant	grafit
$T_{\text{tališče}} / ^\circ\text{C}$	3700	3700
gostota / g cm^{-3}	3,51	2,22
električna prevodnost	ne prevaja	prevaja
trdota	trd; brusi in reže steklo in kovine	mehka, mazava snov

Pojav, da se element nahaja v naravi v dveh ali več oblikah, ki imajo različno strukturo in zato različne lastnosti, se imenuje alotropija. Alotropijo srečamo tudi pri drugih elementih npr. žveplu, fosforju.

Tudi spojine se lahko nahajajo v naravi v več oblikah z različno strukturo ali v več polimorfni modifikacijah. Polimorfizem srečamo npr. pri silicijevem dioksidu, kalcijevem karbonatu.

Struktura silicijevega karbida je sorodna strukturi diamanta, le da je vsak drugi atom ogljika zamenjan s silicijevim. Silicijev karbid je tudi po lastnostih podoben diamantu.

KOVINE

Seznani se bomo s zelo poenostavljeno razlago kovinske vezi.

V kovinah so gradniki kovinski kationi, valenčni elektroni so prosto gibljivi in pripadajo vsem gradnikom ter jih na ta način povezujejo med seboj.

Kovine imajo velike gostote. So kovne, ker ob udarcu plasti drsijo druga prek druge. Prevajajo električni tok in toploto ter imajo značilen kovinski lesk.

Naloge

- 1. Katera snov nastane pri reakciji kisika, ki je element VI. skupine, in magnezija, ki je element II. skupine? Razloži naravo vezi v tej snovi.*
- 2. Opiši strukturo natrijevega klorida. Ali so v trdnem natrijevem kloridu molekule NaCl?*
- 3. Navedi lastnosti ionskih kristalov in jih poveži s strukturo.*
- 4. Razloži vez v molekuli vode.*
- 5. Razloži vez v molekuli amoniaka.*
- 6. Opiši strukturi diamanta in grafita. Navedi še lastnosti obeh.*
- 7. Navedi nekaj lastnosti kovin.*

10. MOLEKULSKE VEZI

Vezi med molekulami.

Imenujemo jih tudi van der Waalsove vezi.

Vplivajo na agregatno stanje (tališče in vrelišče snovi).

Energija molekulskih vezi je bistveno manjša od energije kovalentnih vezi.

Kaj je energija vezi?

To je energija, ki je potrebna, da vez razcepimo na dva dela tako, da po cepitvi vsakemu delu ostane po en elektron.

Primerjava energij vezi

vez H–H	433 kJ/mol
vez Cl–Cl	244 kJ/mol
vez H–Cl	428 kJ/mol
molekulske vezi	1–10 kJ/mol
vodikova vez	do 20 kJ/mol

Molekulske vezi so posledica elektrostatskega privlaka med molekulami.

Sile med molekulami delimo na:

- 1) orientacijske
- 2) induksijske
- 3) disperzijske

Z **orientacijskimi** silami opišemo interakcije med polarnimi molekulami. Sorazmerne so dipolnemu momentu molekul.

Posledica teh sil je, da je struktura polarnih tekočin delno urejena.

Z **indukcijskimi** silami opišemo interakcije med polarnimi in nepolarnimi molekulami. Polarna molekula polarizira nepolarno molekulo. V nepolarni molekuli se inducira dipolni moment. Indukcijske sile so sorazmerne dipolnemu momentu polarne molekule in **polarizabilnosti** (sposobnosti preporazdelitve naboja) nepolarne molekule. Večje molekule so bolj polarizabilne, manjše pa manj.

Primer

Z indukcijskimi silami je mogoče pojasniti topnost plinastega dušika ali kisika v vodi. Tako N_2 kot O_2 sta nepolarna, voda pa je močno polarna. Molekule vode za kratek čas polarizirajo molekule N_2 ali O_2 .

Z **disperzijskimi** silami opišemo privlačne sile med nepolarnimi molekulami. Sorazmerne so polarizabilnosti molekul.

$T_{\text{vrelišč}}$ snovi, v katerih delujejo samo disperzijske sile

snov	molska masa / g mol^{-1}	$T_{\text{vrelišča}} / ^\circ\text{C}$
Cl_2	70,91	-34,6
Br_2	159,81	58,8
I_2	253,81	184,4

Naloga

Katere sile je potrebno premagati, da trden jod sublimira?

Molekula joda I_2 je nepolarna. Med molekulami joda v kristalu so disperzijske sile. Premagati je potrebno disperzijske sile.

Vodikova vez

Nastane, kadar je vodikov atom vezan na zelo elektronegativen atom A, ki močno privlači elektronski par. V okolici vodikovega atoma je zato primanjkljaj elektronov. Manjkajoča elektronska gostota se kompenzira z neveznim elektronskim parom sosednjega, prav tako elektronegativnega atoma B.

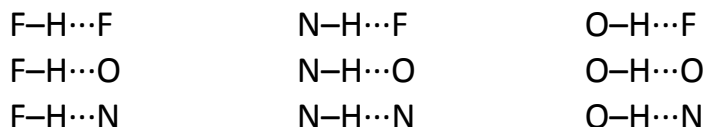


Vodikov atom poveže dva elektronegativna elementa.

Skupina A–H je donor vodikove vezi, B pa akceptor.

Vodikove vezi so zlasti v spojinah, v katerih je vodik vezan na fluor, kisik ali dušik.

Primeri vodikovih vezi



Energije močnejših vodikovih vezi so *ca.* 20 kJ/mol.

Močnejša kot je vez, krajša je razdalja med donorjem in akceptorjem.

Če je vodikova vez znotraj ene molekule, potem govorimo o intramolekularni vodikovi vezi.

Lahko pa vodikova vez povezuje dve ali več molekul. Takrat govorimo o intermolekularni vodikovi vezi.

Razlaga anomalnih fizikalnih lastnosti vode

V tekoči vodi in v ledu so molekule vode med seboj povezane z vodikovimi vezmi.

Voda ima zato visoko specifično toploto, veliko izparilno toploto, in v primerjavi s spojinami s podobno molsko maso tudi izjemno visoko vrelišče.

V ledu je vsaka molekula vode povezana z vodikovimi vezmi s še štirimi molekulami. Pri takšni povezavi so v strukturi praznine. Gostota ledu je zato manjša od gostote tekoče vode. Tako ima največjo gostoto tekoča voda pri 4 °C.

Agregatno stanje

- 1) plini
- 2) tekočine (kapljevine)
- 3) trdna snov

Agregatno stanje snovi je posledica jakosti interakcij med osnovnimi gradniki.

Lastnosti plinov

- ✓ delci se gibljejo neurejeno
- ✓ delci so daleč narazen
- ✓ interakcij med delci ni (idealni plin) ali so šibke (realni plin)
- ✓ proces difuzije (gibanje molekul ene snovi med molekule druge snovi) je hiter



Difuzija CO₂ v H₂.



Vodikov vodnjak.

Lastnosti tekočin

- ✓ delci se gibljejo neurejeno
- ✓ delci so blizu skupaj
- ✓ interakcije med delci niso več zanemarljive
- ✓ proces difuzije je počasnejši kot pri plinih

Lastnosti trdnih snovi

- ✓ gibanje delcev je omejeno
- ✓ delci so si zelo blizu skupaj
- ✓ med delci so interakcije
- ✓ trdna snov ima lastno obliko
- ✓

Idealni vs. realni plin

Če so interakcije med delci plina zanemarljive, govorimo o idealnem plinu. Takrat stanje plina opišemo s splošno plinsko enačbo. To velja pri višjih temperaturah in nižjih tlakih. Na meje veljavnosti splošne plinske enačbe vpliva tudi vrsta plina.

Če interakcije med delci plina niso več zanemarljive, potem za opis stanja plina uporabimo van der Waalsovo enačbo.

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$$

S korekcijskima členoma je upoštevano, da ima plin lastno prostornino in da je tlak manjši, kot bi bil pri idealnih pogojih.

Konstanti a in b sta značilni za posamezen plin.

Naloga

1. Izračunaj tlak 8,0 mol plinastega klora Cl_2 v posodi s prostornino 7,0 L pri 127 °C po splošni plinski enačbi in po van der Waalsovi enačbi.

$$a = 657 \text{ kPa L}^2/\text{mol}^2, b = 0,0562 \text{ L/mol}$$

Tekočine

Med molekulami v tekočini so močnejše privlačne sile kot med delci v plinih.

Molekule v tekočini imajo relativno veliko kinetično energijo, so gibljive. Zato tudi v tekočem stanju poteka difuzija.

Nad vsako tekočino (in tudi trdno snovjo) je pri določeni temperaturi določeno število molekul v plinastem agregatnem stanju. Govorimo o **parnem tlaku** tekočine.

Parni tlak nad tekočino je odvisen od temperature: s temperaturo narašča, ker imajo molekule pri višji temperaturi večjo energijo.

Parni tlak vode v odvisnosti od T

$T / ^\circ\text{C}$	P / kPa
0	0,61
100	101,3

Vrelišče je temperatura, pri kateri parni tlak tekočine doseže vrednost zunanega tlaka.

Vrelišče snovi zavisi od narave snovi (ali je snov polarna ali nepolarna) in njene molske mase. Vrelišča polarnih snovi so višja. Vrelišča snovi z večjo molsko maso so višja.

Naloge

1. Razvrsti snovi

formaldehid $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$

metanol CH_3OH

etan CH_3CH_3

po naraščajočem vrelišču.

Ker so molske mase snovi podobne, je podobna tudi jakost disperzijskih sil. Formaldehid je polaren, zato so v njem prisotne tudi orientacijske sile.

Metanol ni le polaren, temveč tvori tudi vodikove vezi.
Etan pa je nepolaren. V njem so prisotne le disperzijske sile.

Razvrstitev: metanol > formaldehid > etan.

2. Kako vplivajo molekulske vezi na vrelišča hidridov V. skupine?

V tej skupini so elementi N, P, As, Sb in Bi.

Elementi P, As, Sb in Bi se v elektronegativnosti le malo ločijo od vodika. Molekule PH_3 , AsH_3 , SbH_3 in BiH_3 so zato skoraj nepolarne. Med seboj jih povezujejo šibke, disperzijske sile. Na temperaturo vrelišča v seriji PH_3 , AsH_3 , SbH_3 in BiH_3 še najbolj vpliva masa. Snovi z večjo molsko maso imajo višje vrelišče.

Amoniak NH_3 odstopa od ostalih spojin. Dušik je zelo elektronegativen, vez N–H pa polarna. Tudi molekula NH_3 je polarna. Molekule NH_3 povezujejo med seboj močne vodikove vezi. Vrelišče amoniaka je zato znatno višje od homolognih spojin.

Trdne snovi

Pri ohlajevanju tekočine se delci gibljejo vse počasneje in pri določeni temperaturi iz tekočine izkristalizira trdna snov.

Trdna snov ima lastno obliko, gradniki niso prosto gibljivi.

Ker imajo nekatere molekule na površini dovolj energije, lahko preidejo v parno fazo. Parni tlak trdnih snovi je manjši od parnega tlaka tekočin.

Sublimacija je neposreden prehod molekul iz trdnega agregatnega stanja v plinasto.



Sublimacija joda I_2 in trdnega CO_2 .

Trdne snovi so lahko **amorfne** ali **kristalinične**.

Za amorfne snovi je značilna neurejena razporeditev gradnikov, za kristalinične pa pravilna, ponavljajoča se razporeditev gradnikov.

Glede na vrsto gradnikov ločimo molekulske, ionske, kovalentne in kovinske kristale.

Najobsežnejša skupina so molekulski kristali. V to skupino sodi večina kristaliničnih organskih snovi. Gradnike, molekule, povezujejo šibke molekulske vezi. Ker so vezi šibke, so njihova tališča nizka in mnogi med njimi sublimirajo.

Poznaš rek »izgine kot kafra«?

Kafra je kristalinična organska snov, ki jo med molekulske kristale. V kristalu so molekule kafre med seboj povezane s šibkimi molekulskimi vezmi. Potrebno je le malo toplote, da se te vezi pretrgajo. Kafra zato sublimira.

11. RAZTOPINE

Raztopina je homogena zmes majhnih delcev ene ali več snovi v drugi snovi.

Raztopino pripravimo tako, da v **topilu** raztopimo **topljenec**.

Topilo je običajno tista snov, ki je več ali pa je v istem agregatnem stanju kot raztopina. Topljenec pa je tista snov, ki je manj.

$$\text{raztopina} = \text{topljenec} + \text{topilo}$$

Če je topilo voda, govorimo o vodnih raztopinah.

$$\text{vodna raztopina} = \text{topljenec} + \text{voda}$$

Primeri vodnih raztopin

raztopina	topljenec (agregatno stanje)
NH ₃ (aq)	amoniak (plin)
CH ₃ COOH(aq)	ocetna kislina (tekočina)
NaCl(aq)	natrijev klorid (trdna snov)

Lastnosti raztopine so odvisne od količine topljenca in topila.

Sestavo raztopine podamo na več načinov:

1) z masnim deležem topljenca (odstotna koncentracija)

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

2) kot molarnost (množinska koncentracija)

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

3) z masno koncentracijo

$$\gamma = \frac{m(\text{topljenca})}{V(\text{raztopine})}$$

4) kot molalnost

$$b = \frac{n(\text{topljenca})}{m(\text{topila})}$$

Naloge

1. Izračunaj masni delež natrijevega klorida v raztopini, ki v 200 g vsebuje 5,0 g natrijevega klorida NaCl. Koliko odstotna je raztopina?

2. V vodi raztopiš 3,16 g amonijevega klorida NH₄Cl. Prostornina raztopine je 25 mL. Koliko odstotna je raztopina, če je njena gostota pri 20 °C 1,040 g/mL?

3. Koliko molarne je raztopina, ki v 250 mL vsebuje 12,0 g kalijevega hidroksida KOH?
4. Množinska koncentracija raztopine kalijevega klorida KCl je 0,350 mol/L. Gostota te raztopine pri 20 °C je 1,036 g/mL. Koliko odstotna je raztopina?
5. Na kakšno prostornino moraš razredčiti 10,0 mL 2,0 M raztopine natrijevega hidroksida NaOH, da dobiš 0,10 M raztopino?
6. Koliko mL 96 % raztopine žveplove(VI) kisline H_2SO_4 z gostoto 1,84 g/mL potrebuješ za pripravo 100 mL 1,25 M H_2SO_4 ?
7. Koliko mL 0,20 M raztopine žveplove(VI) kisline moraš razredčiti na 250 mL, da dobiš 0,020 M raztopino?
8. Koliko g vode moraš odpareti iz 150 g 4,0 % raztopine natrijevega klorida NaCl, da dobiš 10,0 % raztopino?

Največjo količino topljenca, ki se raztopi v določeni količini topila, podamo s **topnostjo**.

V 100 g vode se pri 20 °C raztopi 34 g natrijevega klorida NaCl. Topnost NaCl pri tej temperaturi je 34 g NaCl na 100 g vode.

Raztopina, v kateri je raztopljen maksimalna količina topljenca, je **nasičena**.

Mrtvo morje je nasičena raztopina soli v vodi.

Topnost je za večino snovi odvisna od temperature. Običajno z naraščanjem temperature topnost narašča.

Spreminjanje topnosti v odvisnosti od temperature grafično podamo s krivuljo topnosti.

Spreminjanje topnosti s temperaturo

Topnost kalijevega nitrata pri 20 °C je 32 g KNO_3 na 100 g vode, pri 40 °C pa 60 g.

Hitrost raztapljanja zavisi od velikosti delcev topljenca in difuzije molekul topila skozi tanko plast nasičene raztopine, ki obdaja delce topljenca. Raztapljanje pospešimo z mešanjem in segrevanjem.



Hitrost raztapljanja $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ v vodi.

Proces raztapljanja je povezan z nastankom vezi med molekulami topila in topljenca.

Govorimo o **solvataciji ali hidrataciji**. Ker gre za nastanek vezi, je to eksotermen proces.

Energija, sproščena pri nastanku novih vezi med gradniki topljenca in topila, se porablja za prekinitev vezi med gradniki topljenca.

V primeru, da je energija, ki se sprosti ob solvataciji, večja od energije, ki je potrebna za prekinitev vezi v topljencu, se sistem med raztapljanjem greje. Lahko pa je ravno obratno in se sistem med raztapljanjem hladi.

Pri raztapljanju se toplota sprošča ali porablja.

Topilna entalpija je množina toplote, ki se sprošča ali porablja pri raztapljanju 1 mol topljenca.



Raztapljanje NH_4Cl v vodi. Raztapljanje H_2SO_4 v vodi.

Ali lahko napovemo, katere snovi se topijo v določenih topilih?

Podobno se topi v podobnem. Do raztapljanja pride le, če so vezi med gradniki v topljencu in vezi med gradniki v topilu približno enako močne.

V polarnih topilih se topijo polarne snovi in ionski kristali. V nepolarnih topilih se topijo nepolarne snovi.

V katerih topilih se topi jod I_2 ?

Jod je nepolaren, zato se dobro topi v nepolarnih topilih, npr. v CCl_4 , heksanu.

Ali se voda in CCl_4 mešata med seboj?

Ne, ker je voda polarna, tetrakloroogljik pa je nepolaren.

Ali se natrijev klorid raztaplja v benzenu?

Ne. Natrijev klorid je ionska spojina, ki se dobro topi v polarnem topilu, kot je voda. Ker je benzen nepolaren, se natrijev klorid v njem ne raztaplja.

Naloge

- 1. Pojasni, zakaj se nafta in voda ne mešata.*
- 2. Pojasni, zakaj se metanol CH_3OH meša z vodo v vseh razmerjih.*
- 3. Pojasni, zakaj beli fosfor P_4 lahko shranjujemo v vodi in zakaj se beli fosfor dobro raztaplja v ogljikovem disulfidu CS_2 ?*

Ionske spojine so v vodi večinoma dobro topne. So tudi izjeme.

Pravila za določanje topnosti soli v vodi. Vrstni red pravil je pomemben!

- 1) topne so Na^+ , K^+ in NH_4^+ soli
- 2) topni so nitrati, acetati in perklorati
- 3) netopne so Ag^+ , Pb^{2+} in Hg^{2+} soli
- 4) topni so kloridi, bromidi in jodidi
- 5) karbonati, sulfidi, oksidi in hidroksidi so netopni
- 6) topni so sulfati razen $CaSO_4$ in $BaSO_4$

Vprašanja

1. Ali se NaCl topi v vodi?
2. Ali se PbCl_2 topi v vodi?
3. Ali se $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ topi v vodi?
4. Ali se Na_2CO_3 topi v vodi?

Topnost plinov v topilih z naraščajočo temperaturo pada. Pri višji temperaturi imajo delci plina višjo energijo in lažje zapustijo tekočo fazo.

Topnost NH_3 v vodi pri različnih temperaturah

$T / ^\circ\text{C}$	g NH_3 / 100 g vode
0	89,3
20	51,8
100	7,4

Topnost plinov je pri določeni temperaturi odvisna od parcialnega tlaka plina nad tekočino. Večji kot je tlak, večja je topnost.

Zlasti pa topnost plina zavisi od njegove narave, ali so delci plina polarni ali nepolarni.

Topnost plinov v vodi pri 20 °C in 101,3 kPa

plin	mg plina / 100 g vode
N ₂	19
O ₂	43
CO ₂	169
SO ₂	10600
NH ₃	51800

Izjemno veliko topnost amoniaka v vodi pojasnimo z reakcijo amoniaka z vodo. Amoniak se v vodi ne le raztaplja, ampak z njo tudi reagira.



V tej reakciji se izmenja proton.

Tudi v primeru žveplovega dioksida je razlog veliki topnosti reakcija z vodo.

Lastnosti raztopin

Molekule ali ioni topljenca v raztopinah niso prosti. Obdani so s plastjo molekul topila. Pravimo, da so solvatizirani.

Če je topilo voda, potem pravimo, da so delci hidratizirani. Kratko to zapišemo z oznako aq, npr. NaCl(aq).

Ovoj molekul topila blaži medsebojni odboj ali privlak raztopljenih polarnih molekul ali ionov, kar vpliva na fizikalne lastnosti raztopin.

1) Parni tlak raztopin je nižji od parnega tlaka topila. Zaradi privlačnih sil med molekulami topljenca in topila je sposobnost molekul topila, da bi zapustile tekočo fazo, zmanjšana.

2) Posledično je zmrzišče raztopine nižje od zmrzišča topila, vrelišče raztopine pa višje od vrelišča topila.

$$\Delta T_{\text{zmrzišče}} = K_k \times b$$

$$\Delta T_{\text{vrelišča}} = K_e \times b$$

Vprašanje

Zakaj pozimi »solimo« ceste?

Konstanti K_k (krioskopska konstanta) in K_e (ebulioskopska konstanta) sta odvisni samo od vrste topila, ne pa tudi od vrste topljenja.

3) Če sta raztopini istega topljenja različnih koncentracij ločeni s polprepustno membrano molekule topila prehajajo skozi membrano iz raztopine z manjšo koncentracijo v raztopino z večjo koncentracijo.

Pravimo, da ima raztopina težnjo po razredčenju.

Pojav se imenuje osmoza.

Težnja molekul topila po prehajanju skozi polprepustno membrano je definirana z osmotskim tlakom.



Osmoza. Poskus med kvasom in soljo.

Opisane lastnosti raztopin so odvisne le od števila delcev topljenca, ne pa tudi od narave teh delcev. Označujemo jih s skupnim imenom, koligativne lastnosti raztopin.

Vodna raztopina, v kateri je vsak deseti delec molekula sladkorja ali pa vsak deseti delec ali ion Na^+ ali Cl^- , bo imela enake koligativne lastnosti kljub povsem različni naravi molekul sladkorja ali ionov soli.

Električna prevodnost raztopin je posreden dokaz zgradbe trdnih snovi.



Merjenje prevodnosti vodnih raztopin različnih snovi.

Katere raztopine prevajajo električni tok?

destilirana voda	
vodovodna voda	
NaCl(aq)	
etanol(aq)	
sladkor(aq)	
HCl(aq)	
$\text{CH}_3\text{COOH(aq)}$	
NaOH(aq)	
$\text{NH}_3\text{(aq)}$	

Razlaga

Če vodna raztopina snovi ne prevaja električnega toka, potem v raztopini ni ionov, ampak so molekule. Molekule so tudi v trdnem stanju. Primer je vodna raztopina sladkorja $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

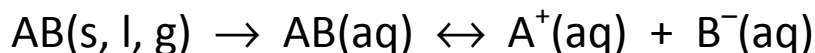
Če vodna raztopina snovi prevaja električni tok, potem so v raztopini ioni. Primer je vodna raztopina amoniaka.

Arrheniusova teorija o elektrolitski disociaciji

Predpostavil je, da v raztopinah elektrolitov del molekul topljenja spontano razpade na ione.

Elektroliti so snovi, katerih raztopine prevajajo električni tok.

Pojav je imenoval elektrolitska disociacija. Zaradi nastanka ionov je v raztopinah elektrolitov večje število delcev kot ustreza koncentraciji topljenja.



Raztopine elektrolitov imajo nižji parni tlak od raztopin neelektrolitov enake koncentracije. Za raztopine elektrolitov je značilno anomalno zvišanje vrelišča, znižanje zmrzišča in anomalno visok osmotski tlak.

Disociacija vs. ionizacija

Disociacija je raztapljanje ionsko zgrajene trdne snovi v vodi.



Ionizacija je reakcija kovalentno zgrajene snovi z vodo, pri čemer nastanejo ioni. Iz očetne kisline v protolitski reakciji z vodo nastane acetatni ion, iz vode pa oksonijev kation.



Za močne elektrolite je značilna popolna disociacija, za šibke elektrolite pa le delna.

V raztopinah močnih elektrolitov so le hidratizirani ioni, v raztopinah šibkih elektrolitov pa tudi nedisocirane molekule.

Ocetna kislina CH_3COOH je šibek elektrolit.



V 0,1 M raztopini očetne kisline je pri 20 °C ioniziralo le 1,3 % molekul. V raztopini so predvsem molekule očetne kisline, ki niso protolitsko reagirale z vodo.

Snovi, ki ne disocirajo, imenujemo neelektroliti. V raztopinah neelektrolitov so samo nedisocirane molekule.

Jakost elektrolitov ovrednotimo s stopnjo disociacije α .

$$\alpha = \frac{\text{število disociranih molekul}}{\text{število molekul pred disociacijo}}$$

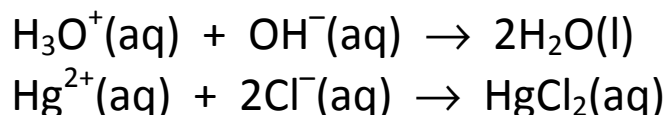
Stopnja disociacije in jakost elektrolitov

jakost elektrolita	stopnja disociacije α	primeri
močan	$0,8 < \alpha < 1$	ionske spojine npr. NaCl , MgCl_2 polarne kovalentne spojine npr. HCl , HNO_3
šibek	$\alpha < 0,3$	organske kisline in baze npr. CH_3COOH , NH_3
neelektrolit	$\alpha = 0$	etanol, sladkor

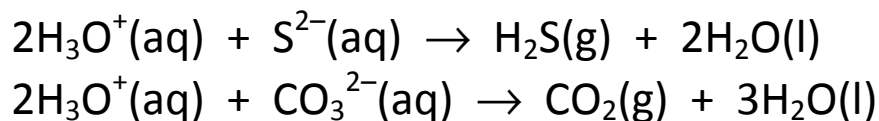
Ionske reakcije

To so reakcije med raztopinami elektrolitov. Potečejo v treh primerih.

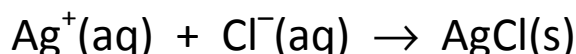
1) če pri reakciji nastanejo molekule oz. slabo disocirana snov



2) če pri reakciji nastane plin



3) če pri reakciji nastane slabo topna snov



V ostalih primerih reakcije med raztopinami elektrolitov ne potečejo!

Ionske reakcije so večinoma hitre.

V primeru reakcij 1 in 2 so nastale molekule z veliko energijo vezi med atomi, v zadnji reakciji pa trdna snov z veliko mrežno energijo.



Reakcija $\text{NaCl}(\text{aq})$ z $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ ali $\text{KNO}_3(\text{aq})$.

12. HITROST KEMIJSKIH REAKCIJ

Avtomobilska zračna blazina se napolni z dušikom v 20 do 60 milisekundah. Poteče reakcija



Ob močnejšem udarcu električni senzor sproži manjšo eksplozijo, ta pa razpad natrijevega azida. Ključnega pomena je, da je razpad hiter.

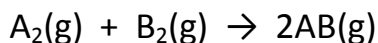
Kemijska termodinamika omogoča napoved, ali je med določenimi snovmi možna reakcija. Hitrosti reakcije pa ni mogoče napovedati. Hitrost lahko le izmerimo.

Kemijska kinetika je področje kemije, ki se ukvarja

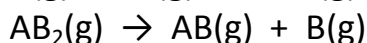
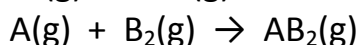
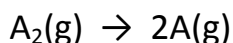
- 1) z merjenjem hitrosti reakcij
- 2) s proučevanjem pogojev, ki vplivajo na hitrost
- 3) z napovedovanjem reakcijskih mehanizmov

Primer

Reakcija



dejansko poteče prek zaporedja reakcij



Te reakcije imenujemo elementarni procesi. Najpočasnejši med njimi določa hitrost celokupne reakcije v največji meri.

Za splošno reakcijo



je hitrost reakcije definirana z odvodom koncentracije katerekoli snovi, ki nastopa v reakciji, po času.

$$v = -\frac{d[A]}{a \times dt} = -\frac{d[B]}{b \times dt} = +\frac{d[C]}{c \times dt} = +\frac{d[D]}{d \times dt}$$

Pomembno!

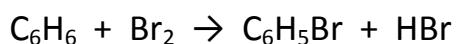
1) Enota za hitrost je $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$.

2) Upoštevamo stehiometrijske koeficiente iz urejene enačbe kemijske reakcije.

3) V primeru reaktantov v izrazu zapišemo negativen predznak, v primeru produktov pa pozitiven. Negativen predznak zapišemo zato, ker je hitrost pozitivna količina, odvod koncentracije reaktanta po času pa negativna (koncentracija reaktanta se s časom zmanjšuje).

Primer

Bromiranje benzena C_6H_6 ponazarja enačba



Hitrost reakcije zapišemo kot

$$v = -\frac{d[\text{C}_6\text{H}_6]}{dt} = +\frac{d[\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}]}{dt} = +\frac{d[\text{HBr}]}{dt}$$

Hitrost neke splošne reakcije



izrazimo tudi s hitroštnim zakonom

$$v = k \times [A]^n \times [B]^m$$

Pomembno!

1) k je konstanta reakcijske hitrosti. Njena enota je odvisna od eksponentov n in m .

2) n je red reakcije glede na reaktant A, m pa red reakcije glede na B. Vsota $n + m$ je skupni red reakcije.

3) Red reakcije je lahko naravno število npr. 0, 1, 2, 3 itn.

Takrat govorimo o reakciji ničtega, prvega, drugega, tretjega reda itn.

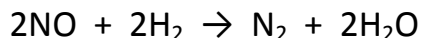
Lahko pa je red reakcije tudi ulomek.

4) Konstanto k in rede reakcij določimo z eksperimentom.

Med eksponenti n , m in stehiometrijskimi koeficienti iz urejene enačbe kemijske reakcije ni povezave.

Primer 1.

Za reakcijo



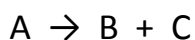
je bil z eksperimentom določen hitroštni zakon

$$v = k \times [\text{NO}]^2 \times [\text{H}_2]$$

2 je red reakcije glede na NO, 1 je red reakcije glede na H_2 , 3 pa je celokupni red reakcije.

Primer 2.

Z eksperimentom je bilo ugotovljeno, da je reakcija



ničtega reda.

Iz hitrostnega zakona

$$v = k \times [A]^0 = k$$

razberemo, da je hitrost reakcije ničtega reda neodvisna od koncentracije reaktanta A. Hitrost je enaka konstanti k in se tekom reakcije ne spreminja!

Primer 3.

Za reakcijo



je bil z eksperimentom določen hitrostni zakon

$$v = k \times [\text{N}_2\text{O}_5]$$

Reakcija je prvega reda. Z integriranjem lahko izračunamo koncentracijo diduškovega pentaoksida N_2O_5 v poljubnem času.

$$v = k \times [\text{N}_2\text{O}_5] = -\frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt}$$

$$\ln[\text{N}_2\text{O}_5]_t - \ln[\text{N}_2\text{O}_5]_0 = -k \times t$$

$$\ln \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_t}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = -k \times t$$

$$[\text{N}_2\text{O}_5]_t = [\text{N}_2\text{O}_5]_0 \times e^{-kt}$$

Primer 4.

Tudi radioaktivni razpad je reakcija prvega reda.

Pri radioaktivnih razpadih običajno ne podajamo konstant k, temveč razpolovne čase $t_{1/2}$.

$$N_t = N_0 \times e^{-kt}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0.693}{k}$$

Hitrost reakcij je odvisna od temperature, koncentracij reaktantov, velikosti delcev in prisotnosti katalizatorja/inhibitorja.

Kako pride do reakcije razlagata dve teoriji, teorija trkov in teorija prehodnega stanja.

Po prvi teoriji pride do reakcije pri trku dveh ali več delcev.

Da je trk uspešen, morajo imeti delci dovolj veliko energijo in biti ustrezno orientirani.

Po teoriji prehodnega stanja nastane s trkom aktivacijski kompleks, ki je neobstojna tvorba in razpade na produkte.

Razlika med energijo aktivacijskega kompleksa in energijo reaktantov je aktivacijska energija.

1) vpliv temperature

Z naraščajočo temperaturo je hitrost reakcije večja. Običajno se pri povečanju temperature za 10 °C, hitrost reakcije dvakrat poveča.

Reakcija 60 mg magnezija z 1,0 M HCl pri različnih temperaturah

$T / ^\circ\text{C}$	t / s
10	152
20	87
30	59
40	31

Od temperature je odvisna konstanta reakcijske hitrosti k .

$$k = k_0 \times e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

R splošna plinska konstanta

k_0 konstanta, ki je značilna za določeno reakcijo

E_a aktivacijska energija (matematični parameter, s katerim je opredeljena odvisnost k od temperature)

2) vpliv koncentracije reaktantov

Več kot je delcev, več je trkov med njimi. Posledično je tudi več trkov uspešnih.

Izjema so reakcije ničtega reda. Hitrost teh je neodvisna od koncentracije reaktantov.



Vpliv koncentracije HCl na hitrost reakcije z Mg.

3) vpliv velikosti delcev

Manjši kot so delci oz. večja kot je njihova površina, večja je hitrost reakcije.

Nekatere trdne snovi in tekočine z veliko površino lahko v določenih okoliščinah reagirajo eksplozivno. Npr. premogov prah ali bencinski hlapi lahko v zmesi z zrakom eksplodirajo že ob preskoku iskre.



Vpliv velikosti delcev CaCO_3 na hitrost reakcije s HCl.

4) vpliv katalizatorja/inhibitorja

Katalizator je snov, ki poveča hitrost kemijske reakcije in se pri reakciji ne porablja. Inhibitor je snov, ki zmanjša hitrost reakcije.

Ločimo homogeno in heterogeno katalizo.

Pri homogeni katalizi je katalizator v enaki fazi kot reaktanti, pri heterogeni pa v drugačni fazi, običajno gre za trdno snov.

Katalizator učinkuje tako, da spremeni reakcijski mehanizem. Spremenjeni reakcijski mehanizem ima nižjo aktivacijsko energijo. Zato potekajo reakcije hitreje že pri nižjih temperaturah.



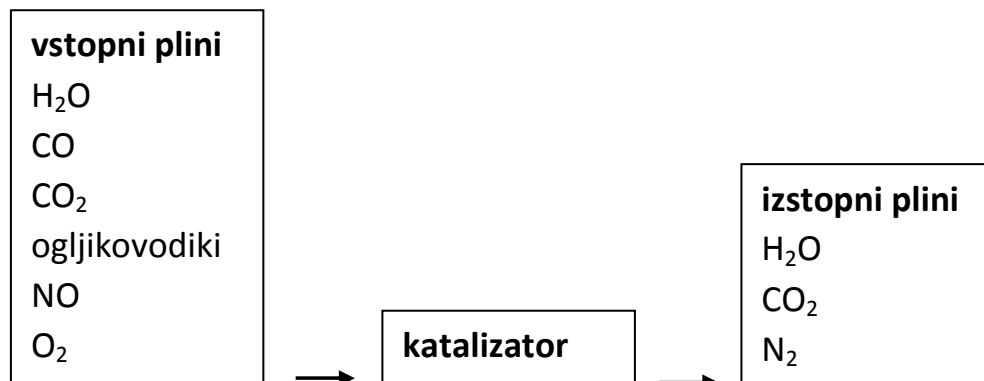
Razpad vodikovega peroksida H_2O_2 v prisotnosti MnO_2 .



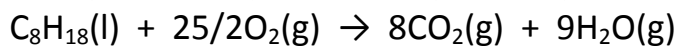
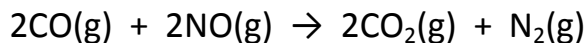
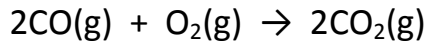
Gorenje vodika v prisotnosti katalizatorja, fino dispergirane Pt.

Delovanje avtomobilskega katalizatorja

Katalizator je zlitina platine in rodija, ki je naparjena na keramiko.



V katalizatorju potečejo reakcije



Pomembno je, da se odstranijo plini CO, NO in ogljikovodiki.

V živih organizmih uravnavajo biokemijske reakcije katalizatorji, ki jih imenujemo encimi.

Naloge

1. Hitrostni zakon za reakcijo



je podan z izrazom

$$v = k \times [\text{NO}]^2 \times [\text{O}_2]$$

Kakšen je red reakcije glede na NO, glede na O₂ in kakšen je celokupni red reakcije?

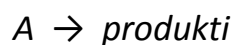
2. Hitrost neke reakcije je podana z izrazom

$$v = k \times [A]^2$$

Kakšna bo hitrost reakcije, če koncentracijo snovi A zmanjšamo na polovico?

Kakšna bo hitrost reakcije, če koncentracijo snovi A povečamo za 50 %?

3. Reakcija



je prvega reda. Razpolovni čas je 75 s. Katera od trditev je pravilna/napačna?

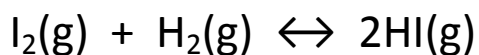
a) Reakcija je povsem končana v 150 s.

b) Količina reaktanta A, ki še preostane po 150 s, je polovica tiste, ki je preostala po 75 s.

c) Vsakih 75 s se porabi enaka količina reaktanta A.

13. KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

Pri mnogih kemijskih reakcijah reaktanti ne zreagirajo kvantitativno v produkte. Takšen primer je reakcija med jodom in vodikom pri 300 °C.



Primer

Zmešamo 1,00 mol joda z 1,00 mol vodika in počakamo, da poteče reakcija.

	I₂	H₂	HI
začetne množine, mol	1,00	1,00	0
končne množine, mol	0,20	0,20	1,60
Koliko reaktanta je zreagiralo?	0,80	0,80	
Koliko produkta je nastalo?			2 × 0,80 = 1,60

Po določenem času je v posodi 1,60 mol produkta ter po 0,20 mol vsakega od reaktantov.

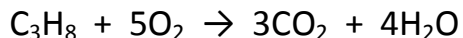
Ne glede na začetne množine I₂ in H₂, končna reakcijska zmes vedno vsebuje poleg produkta tudi nezreagirana reaktanta.

Množine snovi, I₂, H₂ in HI, se po končani reakciji s časom ne spreminjajo več. Pravimo, da je sistem v kemijskem ravnotežju.

Čeprav se množine snovi s časom ne spreminjajo več, reakcije še vedno potekajo. V določeni časovni enoti enaka množina HI nastane, kot jo v isti časovni enoti razpade nazaj na produkte. Kemijsko ravnotežje je dinamičen proces.

Takšne reakcije poimenujemo kot **obojesmerne ali reverzibilne**.

Reakcije pri katerih reaktanti zreagirajo v produkte kvantitativno poimenujemo kot enosmerne ali ireverzibilne.



Te reakcije ni mogoče »obrniti«.

Množine snovi v ravnotežju so določene s konstanto ravnotežja K , ki je odvisna od temperature. Množine snovi v ravnotežju so tako odvisne tudi od temperature.

Vsako ravnotežje (vsaka obojesmerna reakcija) ima značilno konstanto ravnotežja K .

Konstante ravnotežja K izračunamo iz ravnotežnih koncentracij.

Za reakcijo med snovmi v plinastem agregatnem stanju



zapišemo konstanto kot

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

K_c konstanta izražena z množinskimi koncentracijami snovi

$[X]$ množinska koncentracija snovi X v ravnotežju, podana v mol/L

Če so snovi v plinastem agregatnem stanju, je konstanto ugodneje izraziti s parcialnimi tlaki snovi

$$K_p = \frac{p_C^c \times p_D^d}{p_A^a \times p_B^b}$$

p_X je parcialni tlak snovi X v ravnotežju, podan v kPa

Konstanti, K_p in K_c , povezuje enačba

$$K_p = K_c \times (RT)^{\Delta n}$$

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

Če je Δn za neko reakcijo enak 0 (množina produktov je enaka množini reaktantov), potem sta si K_c in K_p enaki, sicer pa ne.

Kvalitativen pomen velikosti konstante ravnotežja K_c

Vrednost K_c je velika

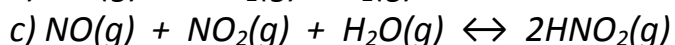
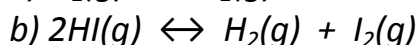
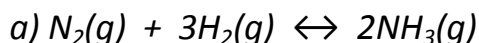
Števec ulomka je velik, imenovalec pa majhen. V ravnotežju prevladujejo produkti. Reakcija je pomaknjena desno.

Vrednost K_c je majhna

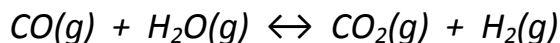
Števec ulomka je majhen, imenovalec pa velik. V ravnotežju prevladujejo reaktanti. Reakcija je pomaknjena levo.

Naloge

1. Zapiši izraz za K_c za reakcije



2. Reakcija

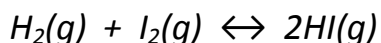


poteče pri 500 °C. Izračunaj vrednost konstante ravnotežja K_C če so množine snovi (podane v mol) v ravnotežju sledeče:

CO	6,60
H ₂ O	4,00
CO ₂	3,00
H ₂	2,00

Ravnotežna zmes je v posodi s prostornino 10,0 L.

3. Ravnotežna konstanta K_C za reakcijo

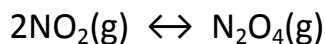


ima pri 400 °C vrednost 49,4. Izračunaj ravnotežne množine vseh snovi v posodi s prostornino 1,00 L, če je pred vzpostavitvijo ravnotežja reakcijska zmes vsebovala 0,400 mol vodikovega jodida.

Konstanta ravnotežja je odvisna od temperature.

Primer

Konstanto ravnotežja K_C za reakcijo



zapišemo

$$K_C = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$

Odvisnost K_c od temperature

$T / ^\circ\text{C}$	K_c
-78	$4,0 \times 10^8$
0	$1,4 \times 10^3$
25	$1,7 \times 10^2$
100	2,1

Konstante eksotermnih reakcij se z naraščajočo temperaturo manjšajo, konstante endotermnih reakcij pa večajo.

Le Chatelierov princip

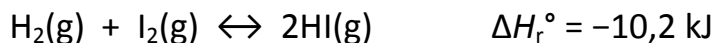
Zunanji faktorji, temperatura, tlak, prostornina ter koncentracije reaktantov in produktov vplivajo na kemijsko ravnotežje.

Vplive na kemijsko ravnotežje kvalitativno razlaga Le Chatelierov princip.

Ravnotežni sistem se obnaša tako, da se poskuša izogniti vplivu zunanje sile.

Vpliv temperature

Ob zvišanju temperature bo potekla tista reakcija, pri kateri se dovedena toplota veže, tj. endotermna reakcija.



Ker se pri nastanku vodikovega jodida toplota sprošča (reakcija je eksotermna), z višanjem temperature poteče obratna reakcija, tj. razcep vodikovega jodida, ker se pri tem toplota porablja.

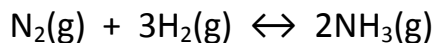


Ker se pri nastanku dušikovega dioksida NO_2 toplota porablja (reakcija je endotermna), se s povišanjem temperature delež NO_2 v ravnotežju večja.

Endotermne reakcije je ugodneje voditi pri višji temperaturi, eksotermne pa pri nižji.

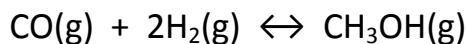
Vpliv tlaka

Če povišamo tlak, se reakcija pomakne v tisto smer, kjer je prostornina snovi manjša.



V tem primeru zvišanje tlaka usmerja reakcijo v smer nastanka amoniaka.

Odvzem ali dodatek snovi, ki sodeluje v reakciji



a) dodatek vodika ravnotežni zmesi

Pred dodatkom je bil sistem v ravnotežju.

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}$$

Z dodatkom vodika se ravnotežje poruši. Imenovalec je prevelik. Ker je vrednost ulomka je konstantna (konstanta je odvisna le od temperature), se mora povečati tudi števec oz. koncentracija metanola CH_3OH .

b) odvzem metanola CH_3OH iz ravnotežne zmesi

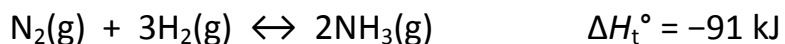
Pred odvzemom je bil sistem v ravnotežju.

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}$$

Če odvezemo metanol, se števec zmanjša. Ker je vrednost ulomka konstantna, se mora zmanjšati še imenovalec oz. koncentraciji ogljikovega oksida CO in vodika H_2 . Slednji pa se zmanjšata le, če CO in H_2 reagirata in pri tem nastaja CH_3OH .

Primer ravnotežne reakcije iz kemijske industrije

Amoniak industrijsko sintetizirajo v Haber-Boschevem postopku, ki je osnovan na ravnotežni reakciji



Med reakcijo se prostornina nastalih produktov zmanjšuje, zato je reakcijo ugodneje izvajati pri višjih tlakih. Tlak, pri katerem izvajajo reakcijo, je običajno 200 atm.

Ker se pri nastanku amoniaka toplota sprošča, je reakcijo ugodneje izvajati pri čim nižji temperaturi. Vendar je pri zelo nizkih temperaturah hitrost reakcije premajhna. Običajna temperatura, pri kateri izvajajo reakcijo, je 500 °C.

Da povečajo hitrost reakcije, uporabijo še katalizator (Fe, Al_2O_3 in kalijev oksid).

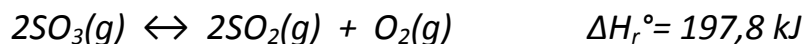
Delež amoniaka v ravnotežju je pri navedenih pogojih le 17 %. Da povečajo izkoristek sinteze, nastali amoniak odvajajo iz ravnotežja in tako reakcijo ves čas usmerjajo proti tvorbi še več amoniaka.



Ravnotežje med $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ in $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ ioni.

Naloge

1. Pojasni vpliv naslednjih faktorjev na ravnotežni sistem SO_3 , SO_2 in O_2 .



- a) če povišamo temperaturo ravnotežne zmesi
- b) če povišamo tlak
- c) če ravnotežni zmesi dodamo nekaj O_2
- d) če iz ravnotežne zmesi odvzamemo nekaj O_2

2. Pojasni, kako vpliva povišanje tlaka na naslednje ravnotežne sisteme:

- a) $2\text{SO}_3(\text{g}) + 2\text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- b) $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{F}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{OF}_2(\text{g})$
- c) $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$

3. Pojasni, kako vpliva zmanjšanje koncentracije snovi, zapisane v krepkem tisku, na ravnotežni sistem:

- a) $2\text{NO}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$
- b) $2\text{SO}_3(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

4. Pojasni, kako vpliva povečanje koncentracije snovi, zapisane v krepkem tisku, na ravnotežni sistem:

- a) $3\text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{O}_3(\text{g})$
- b) $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{g})$

5. Pojasni vpliv naslednjih faktorjev na ravnotežni sistem NOBr , NO in Br_2 .

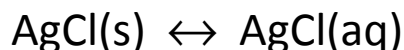


- a) če ravnotežni zmesi dodamo brom Br_2
- b) če iz ravnotežne zmesi odvzamemo NO
- c) če povečamo prostornino posode, v kateri je ravnotežna zmes
- d) če znižamo temperaturo ravnotežne zmesi

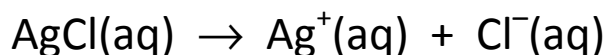
Ravnotežje v primeru težko topnih snovi

Nekatere soli so v vodi težko topne. Koncentracija v nasičenih raztopinah takšnih soli je majhna, manjša od 0,01 mol/L.

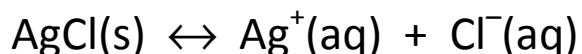
Tudi raztapljanje težko topne soli je ravnotežna reakcija.



Ker je koncentracija nasičene raztopine majhna, lahko predpostavimo, da je disociacija AgCl popolna.



To lahko zapišemo tudi krajše.



Če je nasičena raztopina AgCl(aq) v stiku z neraztopljenim, trdnim AgCl (količina neraztopljene snovi ni pomembna, važno je le, da je nekaj), potem konstanto ravnotežja zapišemo kot

$$K_{sp}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$$

konstanta
topnostnega
produkta, ki je
odvisna od snovi
in od temperature

produkt množinskih
koncentracij ionov v nasičeni
raztopini na ustrezno potenco

Neraztopljena trdna snov v izrazu ne nastopa, ker je njena koncentracija konstantna in že vključena v vrednosti K_{sp} .

$$K_{sp}(AgCl)_{25\text{ }^{\circ}\text{C}} = 1,8 \times 10^{-10}$$

Produkt koncentracij ionov v nasičeni raztopini je konstanten. Definiran je z vrednostjo K_{sp} .

Izračun koncentracij ionov v nasičeni raztopini AgCl

Ker je raztopina nasičena, velja

$$K_{sp}(AgCl) = [Ag^{+}] \times [Cl^{-}]$$

Ker je raztopina električno nevtralna, velja tudi

$$[Ag^{+}] = [Cl^{-}]$$

Sledi

$$K_{sp}(AgCl) = [Ag^{+}]^2$$

$$[Ag^{+}] = \sqrt{K_{sp}(AgCl)} = \sqrt{1,8 \times 10^{-10}}$$

$$[Ag^{+}] = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

in

$$[Cl^{-}] = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$



Reakcija med Ag^{+} in Cl^{-} ioni.



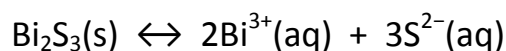
Reakcija med Ba^{2+} in SO_4^{2-} ioni.



Kako vplivamo na raztapljanje ali obarjanje težko topne soli?

Izraz za konstanto topnostnega produkta je odvisen od vrste elektrolita.

Konstanta topnostnega produkta za Bi_2S_3



$$K_{\text{sp}}(\text{Bi}_2\text{S}_3) = [\text{Bi}^{3+}]^2 \times [\text{S}^{2-}]^3$$

Potence v enačbi so koeficienti iz urejene reakcije, ki ponazarja raztapljanje.

Naloga

Zapiši izraz za konstanto topnostnega produkta za težko topno sol

- a) BaSO_4
- b) CaF_2
- c) $\text{Al}(\text{OH})_3$

Manjša kot je vrednost konstante topnostnega produkta za neko sol, manj je ta sol topna.

K_{sp} za nekatere težko topne soli pri 25 °C

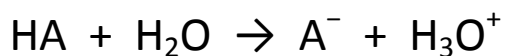
BaCO_3	$8,1 \times 10^{-9}$
CaCO_3	$3,8 \times 10^{-9}$
MgCO_3	4×10^{-5}
FeS	6×10^{-18}
ZnS	1×10^{-21}
HgS	2×10^{-52}

Magnezijev karbonat ($K_{\text{sp}} = 4 \times 10^{-5}$) je bolj topen od kalcijevega karbonata ($K_{\text{sp}} = 3,8 \times 10^{-9}$). V nasičeni raztopini magnezijevega karbonata je koncentracija ionov CO_3^{2-} večja kot v nasičeni raztopini kalcijevega karbonata.

14. PROTOLITSKE REAKCIJE

Kaj je kislina in kaj je baza?

Kislina je snov, ki v vodni raztopini odda proton.



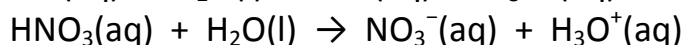
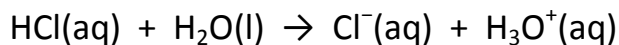
HA oznaka za kislino

A^- kislini konjugirana baza. Nastane iz kisline, potem ko le-ta odda proton

H_3O^+ oksonijev kation

V reakciji gre za prenos protona H^+ . Reakcijo imenujemo tudi protolitska reakcija.

Primeri protolitskih reakcij kislin z vodo



Formule pomembnejših kislin

HNO_3 dušikova(V) kislina

H_3PO_4 fosforjeva(V) kislina

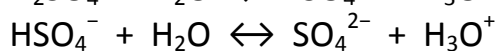
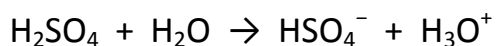
H_2SO_4 žveplova(VI) kislina

HCOOH metanojska kislina, mravljična kislina

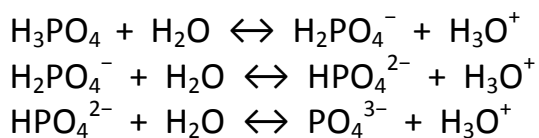
CH_3COOH etanojska kislina, očetna kislina

Kislina, ki lahko oddajo več protonov

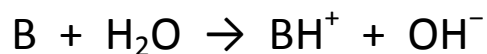
Žveplova(VI) kislina lahko odda dva protona.



Fosforjeva(V) kislina lahko odda tri protone.



Baza je snov, ki v vodni raztopini sprejme proton.

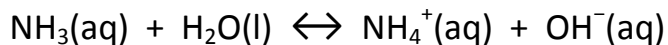


B oznaka za bazo

BH⁺ bazi konjugirana kislina. Nastane iz baze, potem ko le-ta sprejme proton

OH⁻ hidroksidni ion

Primer protolitske reakcije baze z vodo



Formule pomembnejših baz

KOH kalijev hidroksid

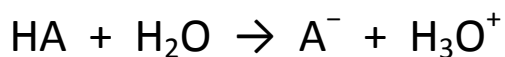
NaOH natrijev hidroksid

Mg(OH)₂ magnezijev hidroksid

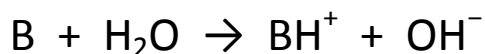
Ca(OH)₂ kalcijev hidroksid

NH₃ amoniak

Kakšna je vloga vode v protolitski reakciji kisline ali baze?



Voda sprejme proton, ki ga je kislina oddala. Voda je v tej reakciji baza.



Voda odda proton bazi. Voda je v tej reakciji kislina.

Snovi, ki se lahko obnašajo kot kisline ali baze, so amfoterne.

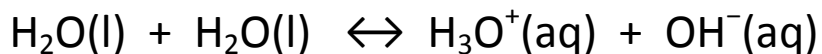
Voda je amfoterna. Kako se bo voda obnašala pri protolitski reakciji z neko snovjo, zavisi od tega, katera od njiju je močnejša kislina.

Proton bo oddala tista kislina, ki je močnejša.

Definicija pH in pH lestvica

Kemijsko čista voda prevaja električni tok v zelo majhni meri.

Prevodnost potrjuje, da so v vodi ioni. Ioni nastanejo pri protolitski reakciji med molekulami vode.



Obseg te reakcije je majhen. Reakcija je povsem pomaknjena v levo. V raztopini je zato zelo malo ionov, prevodnost pa neznatna.

Konstanto ravnotežja te reakcije zapišemo kot

$$K_w = [OH^-] \times [H_3O^+]$$

$$K_w(22^\circ C) = 1,0 \times 10^{-14}$$

in jo poimenujemo ionski produkt vode.

V ionskem produktu $[H_2O]^2$ ne nastopa, ker je koncentracija vode velika in se skoraj ne spreminja. Zato je že vključena v vrednosti 1×10^{-14} .

Kvalitativni pomen ionskega produkta vode

Produkt koncentracije oksonijevih in koncentracije hidroksidnih ionov ima za vse vodne raztopine pri 22 °C vrednost 1×10^{-14} .

Koncentracije oksonijevih in hidroksidnih ionov v različnih vodnih raztopinah

nevtralne raztopine	$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$
kisle raztopine	$[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol/L}$ $[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol/L}$
bazične raztopine	$[OH^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$ $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$

Ker gre za majhne koncentracije, se je v kemiji za izražanje kislosti/bazičnosti raztopin uveljavila pH lestvica.

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Večja kot je koncentracija oksonijevih ionov v raztopini, bolj je raztopina kislja in manjši je pH.

Manjša kot je koncentracija oksonijevih ionov v raztopini, manj je raztopina kislja in večji je pH.

pH lestvica

nevtralne raztopine	pH = 7
kisle raztopine	$0 < pH < 7$
bazične raztopine	$7 < pH < 14$



pH meter.



pH snovi iz vsakdanjega življenja.

limonin sok	2,3	aspirin	2,9
jabolčni sok	3,3	kis	2,8
kava	5,5	pralna soda	10–11
mleko	6,5	morska voda	8,0
Radenska	3,5	kislina iz akumulatorja	0,8

Naloga

Izračunaj pH raztopine kisline, v kateri je $[H_3O^+] = 0,200 \text{ mol/L}$.

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log 0,200 = 0,70$$

Naloga

Izračunaj $[H_3O^+]$ v raztopini, ki ima pH 1,50.

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-1,50} \text{ mol/L} = 0,0320 \text{ mol/L}$$

Definicija pOH

Analogna je definiciji pH.

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH$$

Med kislimi in bazičnimi raztopinami ločimo s pomočjo indikatorjev. Indikatorji so snovi, katerih barva je odvisna od pH raztopine.

Kaj je indikator?

Je organska snov, ki z vodo lahko izmenja proton.



Protonirana oblika HIn, kislina, in deprotonirana oblika In⁻, kislini konjugirana baza, imata različno barvo.

Barva raztopine zavisi od množinskega razmerja med obema oblikama, slednje pa od koncentracije oksonijevih ionov oz. pH raztopine.

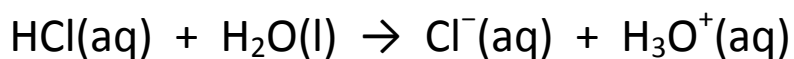


Kislinsko-bazni indikatorji.

indikator	barva v kislem	barva v bazičnem
lakmus		
fenolftalein		
metiloranž		

Glede na obseg protolitske reakcije snovi z vodo ločimo močne/šibke kisline in močne/šibke baze.

Klorovodikova kislina je močna kislina.



Ionizacija HCl v vodi je popolna. Vse molekule HCl so protolitsko reagirale z vodo.



Primeri močnih kislin

bromovodikova kislina HBr, jodovodikova kislina HI, dušikova(V) kislina HNO₃, klorova(VII) kislina HClO₄

Etanojska kislina je šibka kislina.



Le manjši delež molekul etanojske kisline protolitsko reagira z vodo. V vodni raztopini etanojske kisline so predvsem neionizirane molekule ter le malo acetatnih in oksonijevih ionov.

Protolitsko reakcijo šibke kisline z vodo zato zapišemo kot ravnotežno reakcijo



konstanto ravnotežja pa

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

in jo poimenujemo konstanta kisline.

V izrazu [H₂O] ne nastopa, ker je koncentracija vode velika in se ne spreminja. Zato je že vključena v vrednosti K_a.

Konstanta kisline K_a je značilna za vsako kislino posebej. Odvisna je od temperature.

K_a nam pove, kako močna je neka kislina.

Močnejša kot je kislina, večja je njena konstanta in bolj je protolitska reakcija kisline z vodo pomaknjena v desno.

Šibkejša kot je kislina, manjša je njena konstanta in bolj je protolitska reakcija kisline z vodo pomaknjena levo.

Konstante kislin K_a

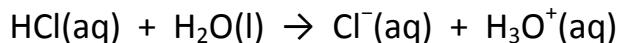
HF	$6,9 \times 10^{-4}$
HCOOH	$2,1 \times 10^{-4}$
CH ₃ COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
H ₂ S	$8,9 \times 10^{-8}$
HCN	$6,2 \times 10^{-10}$

Naloga

Zapiši izraz za konstanto kisline za etanojsko kislino.

Naloga

Izračunaj pH 0,100 M raztopine HCl.



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c(\text{HCl}) = 0,100 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log 0,100 = 1,00$$

Naloga

Izračunaj pH 0,100 M raztopine etanojske kisline.



	CH ₃ COOH	CH ₃ COO [–]	H ₃ O ⁺
začetne koncentracije	0,100	0	0
ravnotežne koncentracije	0,100–x	x	x

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0,100 - x}$$

če je $0,100 \geq x$, se enačba poenostavi

$$K_a = \frac{x^2}{0,100}$$

$$x = \sqrt{K_a \times 0,100} = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 0,100}$$

$$x = 1,34 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

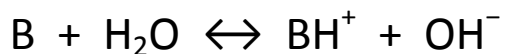
$$pH = -\log 1,34 \times 10^{-3} = 2,87$$

Primerjava med raztopino močne in šibke kisline

	močna kislina	šibka kislina
	HCl	CH ₃ COOH
koncentracija kisline	0,100 M	0,100 M
delci v raztopini	Cl ⁻ , H ₃ O ⁺	CH ₃ COOH, CH ₃ COO ⁻ , H ₃ O ⁺
[H ₃ O ⁺]	0,100 M	0,00134 M
pH	1,00	2,87

Enako velja za močne/šibke baze. Ionizacija je v raztopinah močnih baz popolna, v raztopinah šibkih baz pa le delna. V vodni raztopini šibke baze so predvsem molekule baze, ki niso protolitsko reagirale z vodo, ionov pa je zelo malo.

Protolitsko reakcijo šibke baze z vodo zato zapišemo kot ravnotežno reakcijo



konstanto ravnotežja pa

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

in jo poimenujemo konstanta baze.

Primeri močnih baz

natrijev hidroksid NaOH, kalijev hidroksid KOH, magnezijev hidroksid $Mg(OH)_2$, kalcijev hidroksid $Ca(OH)_2$

Konstante baz K_b

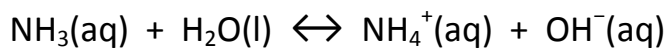
CH_3NH_2	$4,0 \times 10^{-4}$
NH_3	$1,8 \times 10^{-5}$
NC_5H_5	$1,5 \times 10^{-9}$

Naloga

Zapiši izraz za konstanto baze za amoniak.

Naloga

Izračunaj pH 0,200 M raztopine NH_3 .



	NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻
začetne koncentracije	0,200	0	0
ravnotežne koncentracije	0,200-x	x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$K_b = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,200-x}$$

če je $0,200 \geq x$, se enačba poenostavi

$$K_b = \frac{x^2}{0,200}$$

$$x = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 0,200} = 1,90 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Izračunamo pOH raztopine

$$pOH = -\log 1,90 \times 10^{-3} = 2,72$$

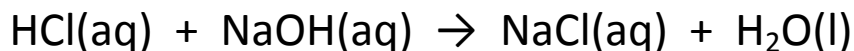
in nato še pH

$$pH = 14 - pOH = 11,28$$

S konstantami kislin/baz kvalitativno in kvantitativno opišemo jakost kislin in baz. Jakost dveh kislin/baz primerjamo v protolitski reakciji z isto snovjo, vodo.

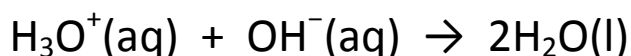
Nevtralizacija

To je reakcija med kislino in bazo.

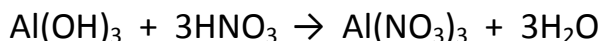
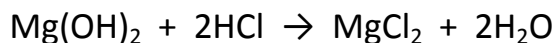
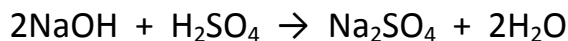
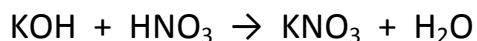


Pri reakciji nastaneta sol in voda.

Reakcija poteče zaradi ionske reakcije med oksonijevimi in hidroksidnimi ioni.



Primeri nevtralizacij



V želodcu imamo želodčno kislino, ki je potrebna za delovanje encimov v presnovi hrane. Včasih nastane preveč kisline, kar vodi do bolečine. Kisline je potrebno nevtralizirati. Antacidi vsebujejo baze npr. NaHCO_3 , CaCO_3 , MgCO_3 , Mg(OH)_2 ali Al(OH)_3 , ki reagirajo s kislino in jo tako nevtralizirajo.

Nevtralizacije uporabljamo v titracijah. Neznani množini kisline (ali baze) dodajamo v zelo majhnih odmerkih raztopino baze (ali kisline) natančno poznane koncentracije. Raztopini, ki jo titriramo, dodamo indikator. Barva indikatorja zavisi od koncentracije oksonijevih ionov.

Nevtralizacijska titracija.

Spremljanje titracije kisline z bazo

začetek titracije

- ✓ prisotna je samo kislina
- ✓ barva indikatorja v kislem

po manjšem dodatku baze

- ✓ manj kisline kot na začetku
- ✓ barva indikatorja v kislem

v ekvivalentni točki

- ✓ vsa kislina je zreagirala, v raztopini je samo še sol
- ✓ barva raztopine se spreminja

po ekvivalentni točki

- ✓ raztopina je bazična
- ✓ barva indikatorja v bazičnem

pH raztopin različnih soli.

	pH
NaCl(aq)	
NaCH ₃ COO(aq)	
NH ₄ Cl(aq)	

Zakaj je pH raztopine natrijevega acetata večji od 7?

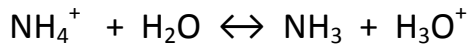
Natrijev acetat je sol šibke kisline in močne baze.
Acetatni ion z vodo protolitsko reagira.



Zakaj je pH raztopine amonijevega klorida manjši od 7?

Amonijev klorid je sol močne kisline in šibke baze.

Amonijev ion z vodo protolitsko reagira.



Pufri

So ekvimolarne raztopine šibkih kislin in njihovih soli, npr.

$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaCH}_3\text{COO}$, ali šibkih baz in njihovih soli, npr. $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$.

Puferskim raztopinam se pH ob manjših dodatkih kislin ali baz zelo malo spremeni. Pravimo, da puferska zmes vzdržuje konstanten pH.

Kako deluje puferska zmes $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaCH}_3\text{COO}$?



Dodatek baze

OH^- ioni reagirajo z molekulami etanojske kisline, se pri tem porabijo, reakcija pa se pomakne desno. V novem ravnotežju je več acetatnih ionov.

Dodatek kisline

H_3O^+ ioni reagirajo z acetatnimi ioni, se pri tem porabijo, reakcija pa se pomakne levo. V novem ravnotežju je več molekul etanojske kisline.

Sprememba pH je v obeh primerih manjša kot bi bila, če bi enako množino kisline ali baze dodali čisti vodi.



Delovanje pufrske zmesi.

Pufrske raztopine imajo velik pomen v bioloških sistemih.

Kri vsebuje pufersko zmes, $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$, ki vzdržuje konstantno vrednost pH, 7,4.

Naloge

1. Zapiši protolitsko reakcijo etanojske kisline z vodo.
2. Zapiši protolitsko reakcijo amoniaka z vodo.
3. Zapiši reakcije, iz katerih bo razvidno, da je voda amfoterna snov.
4. Konstanta etanojske kisline je $1,8 \times 10^{-5}$, konstanta metanojske kisline pa $2,1 \times 10^{-4}$. Katera od njiju je močnejša kislina? Če bi imel raztopini obeh kislin enake koncentracije npr. 0,10 M, v kateri od raztopin bi bil pH nižji?
5. Obkroži raztopine, katerih pH je manjši od 7.
a) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ b) $\text{KOH}(\text{aq})$ c) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$
d) metanol(aq) e) $\text{NaCH}_3\text{COO}(\text{aq})$ f) destilirana voda
g) $\text{CaCl}_2(\text{aq})$
6. Izračunaj pH 0,200 M raztopine klorovodikove kisline.
7. Izračunaj pH 0,100 M raztopine kalijevega hidroksida.
8. Izračunaj koncentracije oksonijevih in hidroksidnih ionov v 0,100 M raztopini dušikove(V) kisline HNO_3 .
9. Izračunaj $[\text{H}_3\text{O}^+]$ in $[\text{OH}^-]$ v 0,100 M raztopini kalijevega hidroksida.
10. Koliko mL 1,18 M natrijevega hidroksida potrebuješ za nevtralizacijo 25,0 mL 0,295 M raztopine H_2SO_4 ?
11. Za nevtralizacijo 25,0 mL raztopine kalcijevega hidroksida $\text{Ca}(\text{OH})_2$ porabiš 23,0 mL 0,025 M H_2SO_4 . Izračunaj koncentracijo raztopine kalcijevega hidroksida.

15. OKSIDACIJE IN REDUKCIJE

Oksidacija je proces oddajanja elektronov.

Redukcija je proces sprejemanja elektronov.

Oksidant je snov, ki elektrone sprejme in se pri tem reducira.

Značilni oksidanti so KMnO_4 , HNO_3 , F_2 , Cl_2 , Br_2 in ozon O_3 .

Reducent je snov, ki elektrone odda in se pri tem oksidira.

Značilni reducenti so H_2 , Na, K in jodidni ion I^- .

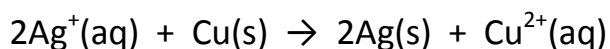
V redoks reakciji reducent odda elektrone oksidantu.



$\text{reducent}_1/\text{oksidant}_1$
 $\text{reducent}_2/\text{oksidant}_2$

redoks par_1
 redoks par_2

Primer



Ag^+/Ag
 Cu^{2+}/Cu

redoks par_1
 redoks par_2

Običajno ne gre za dejanski prenos elektronov, temveč za prerazporeditev atomov.

Redoks reakcije so večinoma hitre in enosmerne.

Urejanje redoks reakcij

Pomagamo si z oksidacijskimi števili.

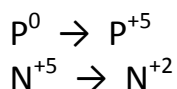
Oksidantu se oksidacijsko število zmanjša, reducentu se oksidacijsko število poveča.

Primer

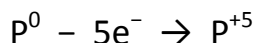
Uredi enačbo reakcije.



i) Ugotovimo, katerim elementom se oksidacijska števila med reakcijo spremenijo.



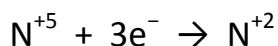
ii) Ugotovimo, katera snov je reducent oz. katera snov je elektrone oddala in koliko jih je oddala.



Elektrone je oddal P.

Oddal je 5 elektronov.

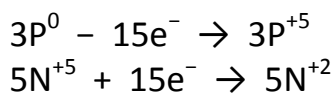
Ugotovimo, katera snov je oksidant oz. katera snov je elektrone sprejela in koliko jih je sprejela.



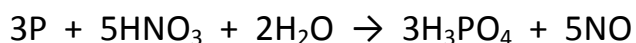
Elektrone je sprejel N.

Sprejel je 3 elektrone.

iii) Upoštevamo, da mora biti število izmenjanih elektronov enako.

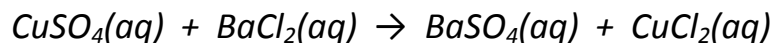
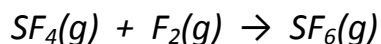


iv) Uredimo še preostali del enačbe.

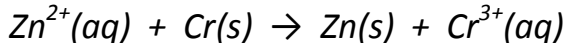
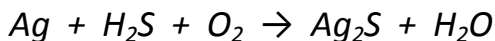
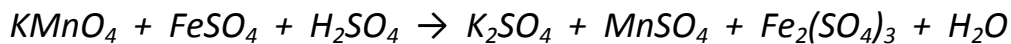
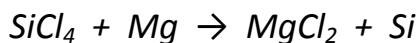
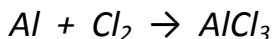


Naloge

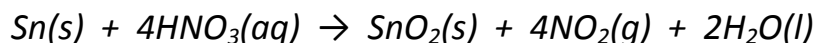
1. Katera od reakcij je redoks reakcija?



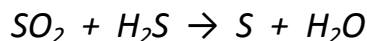
2. S pomočjo oksidacijskih števil uredi enačbe reakcij.



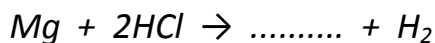
3. Katera snov je oksidant in katera reducent v spodnji reakciji?



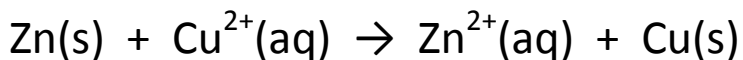
4. Uredi enačbo reakcije in določi, katera snov je oksidant in katera reducent.



5. Dopolni enačbo reakcije.



Galvanski člen



V tej reakciji cink odda elektrone, bakrovi(II) ioni pa jih sprejmejo. Cink je reducent, Cu^{2+} ioni pa oksidant.

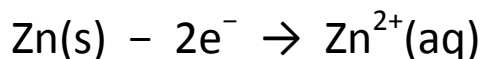
Reakcijo lahko izvedemo neposredno, tako da potopimo košček cinka v raztopino z ioni Cu^{2+} , npr. $\text{CuSO}_4(\text{aq})$. Cink se raztaplja, iz raztopine se izloča kovinski baker.

Reakcija med uprašenim cinkom in $\text{CuSO}_4(\text{aq})$.

Reakcijo lahko izvedemo tudi v galvanskem členu. Takrat sta procesa oksidacije in redukcije prostorsko ločena. Galvanski člen sestavljata dva polčlena.

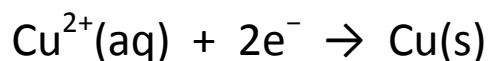
Cinkov polčlen je čaša z raztopino cinkovega sulfata, v katero je potopljena ploščica iz cinka. Bakrov polčlen je čaša z raztopino bakrovega sulfata, v katero je potopljena ploščica iz bakra. Polčlena sta povezana z električnim vodnikom in tekočinskim mostom.

Na cinkovem polčlenu poteka oksidacija.



Elektroda, na kateri poteka oksidacija, se imenuje anoda.

Na bakrovem polčlenu poteka redukcija.



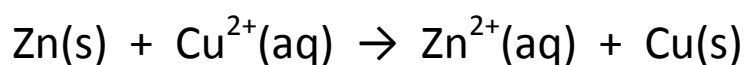
Elektroda, na kateri poteka redukcija, se imenuje katoda.

V cinkovem polčlenu se koncentracija kationov povečuje, v bakrovem pa zmanjšuje. Tekočinski most omogoča pretok anionov

iz bakrovega v cinkov polčlen. Tekočinski most (imenovan tudi elektrolitski ključ) je napolnjen z nasičeno raztopino kalijevega nitrata.

Med polčlenoma teče tok. Napetost med polčlenoma izmerimo z voltmetrom.

Celokupna reakcija



poteka spontano.

Galvanski člen proizvaja električni tok na račun kemijske reakcije.



Daniellov člen.

Galvanske člene uporabljamo kot vire enosmerne napetosti. Med najbolj uporabljenimi je svinčev akumulator.

Delovanje svičevega akumulatorja je osnovano na reakciji



Svinčena anoda se oksidira, katoda, ki je svinčev(IV) oksid, pa se reducira. Elektrolit je koncentrirana žveplova(VI) kislina. Zapisana reakcija poteka ob praznjenju akumulatorja. Akumulator je mogoče tudi polniti. Takrat poteka obratna reakcija.

Napetosti polčlena ne moremo izmeriti. Izmerimo lahko le razliko v napetosti med dvema polčlenoma. Kot primerjalni polčlen je bil izbran vodikov polčlen.

Po dogovoru je napetost vodikovega polčlena pri standardnih pogojih 0,0 V.

Standardni vodikov polčlen predstavlja platinasta elektroda, potopljena v raztopino žveplove(VI) kisline s koncentracijo oksonijevih ionov 1,00 mol/L. Elektrodo obliva plinasti vodik pri tlaku 101,3 kPa.

Redoks potencial nekega polčlena je napetost galvanskega člena, ki je sestavljen iz vodikovega polčlena in tega polčlena.

Redoks potenciale redoks parov navajamo pri standardnih pogojih.

Negativen potencial nekega redoks para pomeni, da se ta par v kombinaciji z vodikovim polčlenom obnaša kot reducent.

Pozitiven predznak pomeni, da se redoks par v kombinaciji z vodikovim polčlenom obnaša kot oksidant.

Redoks potencial je merilo za redukcijsko oziroma oksidacijsko sposobnost nekega redoks para.

Bolj kot ima redoks par negativen redoks potencial, za močnejši reducent gre.

Bolj kot je redoks potencial pozitiven, za močnejši oksidant gre.

Redoks vrsta

redoks par	U°/V
$Li^+ + e^- \rightarrow Li$	-3,03
$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	-2,37
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1,66
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0,763
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0,44
$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0,13
$2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2 + 2H_2O$	0,0
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34
$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	+0,53
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+0,799
$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	+1,08
$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	+1,36
$MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 12H_2O$	+1,51
$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	+2,87

Reducenti so npr. Li, K, Mg. Najmočnejši reducent je litij.

Oksidanti so npr. srebrovi(I) ioni, halogeni, permanganatni ion. Najmočnejši oksidant je fluor.

S pomočjo redoks vrste lahko napovemo ali poteče redoks reakcija med dvema redoks paroma.



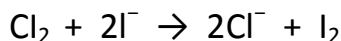
Redukcija $KMnO_4(aq)$ z nascentnim vodikom.



Redoks reakcije med halogeni in halogenidnimi ioni.

Primer 1.

Ugotovi s pomočjo standardnih redoks potencialov ali poteče reakcija med klorom in jodidnimi ioni.



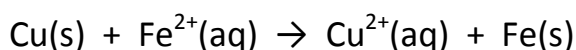
Podatki iz redoks vrste:



Iz redoks potencialov sledi, da je klor močnejši oksidant od joda. Reakcija poteče spontano.

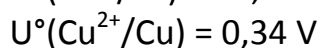
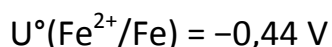
Primer 2.

S pomočjo standardnih redoks potencialov ugotovi, ali poteče naslednja reakcija.

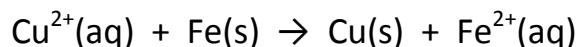


V tej reakciji je baker reducent, železovi(II) ioni pa oksidant.

Podatki iz redoks vrste:



Iz redoks potencialov sledi, da so bakrovi(II) ioni močnejši oksidant od železovih(II) ionov. Reakcija zato ne poteče spontano. Poteče lahko obratna reakcija:



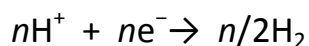
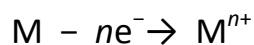
Primer 3.

Nekatere kovine reagirajo z razredčenimi raztopinami kislin. V žargonu govorimo o raztapljanju kovin v raztopinah kislin.

Reakcijo kovine s kislino zapišemo z enačbo



Kovina M je v tej reakciji reducent, vodikovi ioni pa oksidant.



Reakcija poteče le, če je vodik močnejši oksidant od kovine. Ker ima vodik po dogovoru redoks potencial 0,0 V, reakcija poteče le v primeru kovin z negativnimi redoks potenciali.

redoks par	U°/V
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,37
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,763
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
$2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,0
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,34
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	0,799

V razredčenih raztopinah kislin se »raztapljajo« Mg, Al, Zn, Fe in Pb, ne raztapljata pa se Cu in Ag. Slednjim kovinam pravimo zato tudi žlahtne kovine. Te je mogoče »raztopiti« v kislinah, ki so močnejši oksidanti od njih, npr. v koncentrirani dušikovi(V) kislini.



»Raztapljanje« kovin v kislinah.

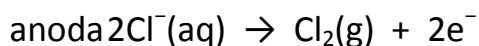
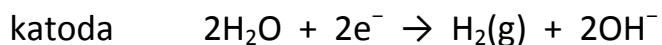
Elektroliza

Pod vplivom električnega toka pride do kemijskih reakcij.

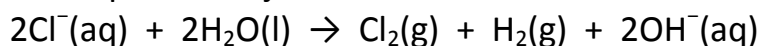
Elektroliza NaCl(aq)

Pomemben industrijski proces.

Obe elektrodi sta iz železa. Material elektrod vpliva na to, katera snov se bo reducirala na katodi.

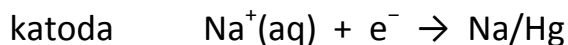


celokupna reakcija



Z elektrolizo slanice proizvajajo tri izjemno pomembne kemikalije, elementaren klor, vodik in natrijev hidroksid.

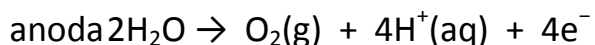
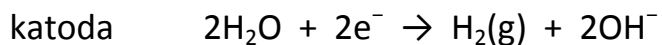
Včasih so elektrolizo slanice izvajali tudi drugače. Kot katodo so uporabili živo srebro. Takrat so se na katodi reducirali natrijevi ioni. Nastali natrij je z živim srebrom tvoril amalgam.



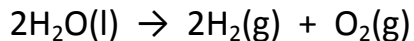
Natrijev amalgam so nato reagirali z vodo.



Elektroliza vode



celokupna reakcija



Z elektrolizo vodo razgradimo na elementa.

Ker voda zelo slabo prevaja električni tok, uporabimo raztopino elektrolita z ioni, ki se težje reducirajo/oksidirajo kot voda. Takšen elektrolit je raztopina žveplove(VI) kisline.

Elektroliza vode.

S pomočjo Faradeyevskega zakona je mogoče iz porabljene elektrenine izračunati množino snovi, ki je elektrokemijsko reagirala na elektrodi.

$$Q = n \times z \times F = I \times t$$

Q	elektrenina ali množina naboja v As
n	množina snovi, ki elektrokemijsko reagira na elektrodi v mol
z	število mol e ⁻ , ki jih sprejme ali odda 1 mol snovi, ki elektrokemijsko reagira na elektrodi
F	Faradeyeva konstanta, 96487 As/mol
I	tok, pri katerem poteka elektroliza, v A
t	čas poteka elektrolize v s