

Univerza v Ljubljani
Veterinarska fakulteta

Stehiometrija
za študente veterine

Učbenik s praktičnimi primeri

Petra Zrimšek

Ljubljana, 2012

Zrimšek P: Stehiometrija za študente veterine

Petra Zrimšek

Stehiometrija za študente veterine

Izdajatelj: Univerza v Ljubljani, Veterinarska fakulteta

Strokovna recenzija:

Prof. dr. Marinka Drobnič Košorok, univ. dipl. kem., Veterinarska fakulteta, Univerza v Ljubljani

Prof. dr. Janko Kos, univ. dipl. kem., Fakulteta za farmacijo, Univerza v Ljubljani

CIP - Kataložni zapis o publikaciji

Narodna in univerzitetna knjižnica, Ljubljana

54(075.8)

ZRIMŠEK, Petra

Stehiometrija za študente veterine [Elektronski vir] : učbenik s praktičnimi primeri / Petra

Zrimšek. - El. knjiga. - Ljubljana : Veterinarska fakulteta, 2012

Način dostopa (URL): <http://www3.vf.uni-lj.si/PortalGenerator>

ISBN 978-961-6199-56-8 (pdf)

262207232

KAZALO VSEBINE

Predgovor	6
1. Osnove stehiometrije	7
1.1. Osnovni stehiometrijski pojmi in kemijski zakoni.....	7
1.2. Osnovni kemijski zakoni	11
1.3. Sestava kemijskih spojin	12
1.4. Stehiometrijsko računanje	15
Masa nastale vode je 180 g.	17
1.5. Naloge z rešitvami.....	19
1. Plini	23
2.1. Splošna plinska enačba.....	23
2.2. Plinski zakoni	25
2.3. Gostota plina	31
2.4. Plinske zmesi.....	31
2.5. Naloge z rešitvami.....	33
3. Raztopine.....	37
3.1. Razmerja v raztopinah.....	37
3.2. Deleži v raztopinah.....	38
3.3. Koncentracija raztopin	38
3.4. Povezava med različnimi koncentracijami.....	39
3.5. Preračunavanje koncentracij	40
3.6. Naloge z rešitvami.....	43
4. Kisline, baze in pufri	51
4.1. Definicija kisline in baze.....	51
4.2. Močne kisline in močne baze	52
4.3. Lastna ionizacija vode	53
4.4. pH.....	54
4.5. Šibke kisline in šibke baze	56
4.6. Soli	59
4.7. Titracije kislina - baza	62
4.8. Pufri	66
4.9. Naloge z rešitvami.....	71
5. Literatura	73

KAZALO SLIK

Slika št. 1: 1 mol posameznih snovi	9
Slika št. 2: Shematski prikaz kemijske reakcije	11
Slika št. 3: Shematski prikaz preračunavanja na relaciji	13
kemijska formula – množina snovi – masa	13
Slika št. 4: Shematski prikaz strategije izračuna masnih deležov v spojini oziroma empirične formule spojine.....	13
Slika št. 5: Shema stehiometričnega preračunavanja	15
Slika št. 6: Prebitek reagenta v reakcijski zmesi	16
Slika št. 7: Izkoristek reakcije	18
Slika št. 8: Pri konstantni temperaturi sta tlak in prostornina plina obratno sorazmerna.....	26
Slika št. 9: Pri konstantni prostornini sta tlak in temperatura plina sorazmerna.....	27
Slika št. 10: Pri konstantnem tlaku sta prostornina in temperatura plina sorazmerni	28
Slika št. 11: Pri konstantni temperaturi in konstantnem tlaku je volumen plina odvisen samo od števila delcev	29
Slika št. 12: Shema stehiometričnega preračunavanja - plini.....	32
Slika št. 13: Lastna ionizacija vode	53
Slika št. 14: Kisle, nevtralne in bazične raztopine	55
Slika št. 15: pH narašča – koncentracija H_3O^+ se zmanjšuje, koncentracija OH^- se povečuje ..	55
Slika št. 16: Titracija kisline z bazo	62
Slika št. 17: Barvni in pH prehodi različnih indikatorjev.....	63
Slika št. 18: Titracija močne kisline z močno bazo.....	64
Slika št. 19: Primerjava titracijskih krivulj močna kislina – močna baza in šibka kislina – močna baza.....	65

KAZALO PRIMEROV

Primer št. 1: Relativna molekulska masa vode	8
Primer št. 2: Molska masa spojine	9
Primer št. 3: Molska masa kristalohidrata	10
Primer št. 4: Množina snovi	10
Primer št. 5: Mnogokratno masno razmerje vodika in kisika	12
Primer št. 6: Procentni sestav spojine.....	14
Primer št. 7: Empirična formula spojine	14
Primer št. 8: Nevtralizacija.....	15
Primer št. 9: Prebitek reaktanta v reakcijski zmesi	16
Primer št. 10: Izkoristek reakcije.....	18
Primer št. 11: Prostornina balona s helijem.....	24
Primer št. 12: Plini pri konstantni temperaturi	25
Primer št. 13: Plini pri konstantni prostornini	26
Primer št. 14: Plini pri konstantnem tlaku.....	27
Primer št. 15: Plini pri konstantnem tlaku, prostornini in temperaturi.....	28
Primer št. 16: Plini pri konstantni temperaturi in konstantnem tlaku.....	28
Primer št. 17: Molski volumen plina pri normalnih pogojih.....	29
Primer št. 18: Segrevanje balona.....	30
Primer št. 19: Redčenje raztopine z znanim masnim deležem	41
Primer št. 20: Redčenje raztopine z znano množinsko koncentracijo.....	41
Primer št. 21: Mešanje dveh raztopin z znanim masnim deležem	42
Primer št. 22: Mešanje dveh raztopin z znano množinsko koncentracijo	42
Primer št. 23: Priprava raztopine z raztapljanjem kristalohidrata	43
Primer št. 24: Koncentracija oksonijev ionov v raztopini močne kisline.....	53
Primer št. 25: pH močne kisline	55
Primer št. 26: pH močne baze	56
Primer št. 27: Stopnja disociacije šibke kisline.....	57
Primer št. 28: Izračun pH soli.....	61
Primer št. 29: Titracija.....	65
Primer št. 30: pH pufra	67
Primer št. 31: pH pufra po dodatku močne kisline – primer A	68
Primer št. 32: pH pufra po dodatku močne kisline – primer B	69
Primer št. 33: pH pufra po dodatku močne kisline – primer C	69
Primer št. 34: pH raztopine po dodatku HCl raztopini soli šibke kisline.....	70

Predgovor

Učbenik "Stehiometrija za študente veterine" je namenjen bodočim veterinarjem, ki se boste tako v prvem letniku pri predmetu Biokemija, kot pri številnih predmetih v naslednjih letnikih srečali s kemijskim računanjem.

Pri delu v laboratoriju se srečujemo s pripravo raztopin in izvedbo analiz. Bodoči veterinarji se boste srečali s pripravo raztopin pri analizah zdravil, kontroli živil živalskega izvora, pripravi razredčevalcev za konzerviranje semena, pripravi injekcijskih raztopin in še bi lahko naštevali.

Učbenik obravnava osnovne stehiometrijske pojme in kemijsko računanje vezano na pline, raztopine, kisline, baze in pufre. Prikazane so slike za lažje razumevanje in primeri, ki po stopnjah prikazujejo strategijo izračunov. Na koncu vsakega poglavja so navedene naloge z rešitvami za utrditev znanja.

Naj bo učbenik v pomoč k lažjemu razumevanju kemijskega računanja in količinskih razmerij, s katerimi se boste srečevali pri študiju.

Iskreno se zahvaljujem prof. dr. Marinki Drobnič Košorok za prve naloge iz stehiometrije in prijetno ter uspešno sodelovanje v številnih letih pri pouku predmeta Fiziološka kemija in kasneje Biokemija na Veterinarski fakulteti.

Lepa hvala recenzentoma prof. dr. Marinki Drobnič Košorok in prof. dr. Janku Kosu za nasvete in predloge pri nastanku tega dela ter recenzijo.

Petra Zrimšek

Ljubljana, 2012

1. Osnove stehiometrije

1.1. Osnovni stehiometrijski pojmi in kemijski zakoni

Stehiometrija (grško "stoiheion" – snov, "metron" – merilo) obravnava količinske odnose pri kemijskih reakcijah.

Atomsko število je število protonov oziroma elektronov elementa in ustreza vrstnemu številu elementa v periodnem sistemu.

Masno število je vsota protonov in nevtronov elementa.

Atomska enota mase (μ) omogoča primerjavo mas posameznih elementov. Definirana je kot 1/12 mase ogljikovega izotopa C^{12} in znaša $1,660566 \times 10^{-27}$ kg.

Atomska masa je masa 1 atoma elementa.

Relativna atomska masa (A_r) je številčna količina, ki pove, kolikokrat je masa določenega atoma večja od enote atomske mase (1/12 mase ogljikovega izotopa C^{12}).

$$A_r(\text{atoma}) = m(\text{atoma}) / \mu$$

Relativna molekulska masa (M_r) je številčna količina, ki pove, kolikokrat je masa določene molekule večja od enote atomske mase (1/12 mase ogljikovega izotopa C^{12}).

Izotopi so atomi istega elementa, ki se razlikujejo v številu nevtronov, število protonov je enako. V naravi večina elementov vsebuje izotope. Relativna molekulska masa elementa je povprečje relativnih molekulskih mas izotopov elementa, pri čemer so upoštevani deleži, s katerimi so izotopi prisotni v naravi.

Izračun relativne molekulске mase spojine

Relativna molekulska masa spojine je vsota relativnih atomskih mas elementov, ki spojino sestavljajo:

- $M_r(A_xB_y) = X \cdot A_r(A) + Y \cdot A_r(B)$
 - M_r : relativna molekulska masa molekule A_xB_y

- X: število atomov A v molekuli
- Y: število atomov B v molekuli

Primer št. 1: Relativna molekulska masa vode

Strategija izračuna:

Relativno molekulsko maso vode izračunamo kot vsoto relativnih atomskih mas elementov, ki so zastopani v molekuli. V molekuli vode sta dva atoma vodika (H) in en atom kisika (O), zato je relativna molekulska masa vode vsota dvakratnika relativne atomske mase vodika ($A_r(H)$) in relativne atomske mase kisika ($A_r(O)$):

$$Mr(H_2O) = 2 \cdot Ar(H) + 1 \cdot Ar(O) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$$

- $A_r(H) = 1$; relativna atomska masa vodika (H)
- $A_r(O) = 16$; relativna atomska masa kisika (O)
- 2: število atomov H v molekuli H_2O
- 1: število atomov O v molekuli H_2O
- $Mr(H_2O) = 18$; relativna molekulska masa vode (H_2O)

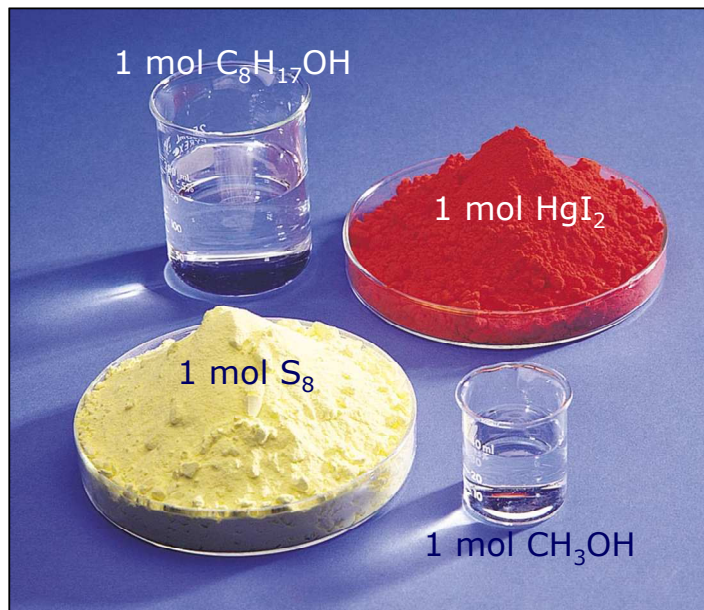
Množina snovi (n) je osnovna fizikalna količina v kemiji, ki omogoča najenostavnejši način spremljanja poteka kemijskih reakcij. Povezana je s številom in maso delcev.

Enota za množino snovi je mol. **Mol** je tista množina snovi, ki vsebuje toliko delcev (atomov, molekul, ionov), kolikor je atomov v 12 g ogljikovega izotopa C^{12} . Izračunali so, da je v 12 g ogljikovega izotopa C^{12} število ogljikovih atomov $6,0221367 \times 10^{23}$. Omenjeno število so poimenovali po italijanskem kemiku Amedeu Avogadru, **Avogadrovo število** oziroma Avogadrovo konstanto (N_A) z enoto delec/mol.

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Poenostavljeno lahko rečemo, da vsak mol katerekoli snovi (neodvisno od pogojev) vsebuje enako število delcev, to je $6,02 \times 10^{23}$. Enake množine snovi torej vedno predstavljajo enako število delcev.

Na Sliki 1 je prikazana količina posameznih snovi, ki predstavlja 1 mol snovi.



Slika št. 1: 1 mol posameznih snovi

Število delcev (N) je sorazmerno množini snovi (n).

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

Molska masa snovi (M; enota g/mol) je masa enega mola snovi. M je izpeljana fizikalna količina, ker je kvocient dveh osnovnih fizikalnih količin, mase (m) in množine (n).

$$n = \frac{m}{M} \text{ [mol]}$$

$$M = \frac{m}{n} \text{ [g/mol]}$$

Molsko maso elementa izračunamo iz relativne atomske mase elementa (A_r), molsko maso spojine pa iz relativne molekulske mase spojine (M_r).

Molska masa elementa je njegova relativna atomska masa, izražena v g/mol.

Molska masa spojine je njena relativna molekulska masa, izražena v g/mol.

Primer št. 2: Molska masa spojine

Sečnina (CON_2H_4) je bela vodotopna snov, ki jo z urinom izločajo predvsem sesalci. Med drugim se uporablja tudi kot umetno gnojilo, ker vsebuje precej dušika. Izračunaj molsko maso sečnine.

Strategija izračuna:

1. Najprej izračunamo molekulsko maso sečnine (M_r). Pogledamo v periodni sistem, kjer najdemo A_r posameznih elementov, ki so zastopani v spojini sečnine:

$$\begin{aligned}M_r(\text{CON}_2\text{H}_4) &= 1 \cdot A_r(\text{C}) + 1 \cdot A_r(\text{O}) + 2 \cdot A_r(\text{N}) + 4 \cdot A_r(\text{H}) = \\ &= 1 \cdot 12 + 1 \cdot 16 + 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 = 60\end{aligned}$$

2. Molsko maso dobimo tako, da molekulsko maso izrazimo v g/mol:

$$M(\text{CON}_2\text{H}_4) = 60 \text{ g/mol}$$

Primer št. 3: Molska masa kristalohidrata

Kristalohidrati so spojine, ki imajo v svoji kristalni strukturi vezano vodo.

Izračunaj molsko maso kristalohidrata bakrovega sulfata pentahidrata ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), ki ga imenujemo tudi modra galica.

Strategija izračuna:

V kristalohidratu $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ je na eno molekulo CuSO_4 vezanih 5 molekul vode (H_2O). Relativna molekulska masa kristalohidrata je torej vsota relativne molekulske mase CuSO_4 in petkratnika relativne molekulske mase H_2O . Velja tudi, da je molska masa kristalohidrata vsota molske mase CuSO_4 in petkratnika molske mase H_2O .

1. Izračunamo relativno molekulsko maso CuSO_4 :

$$M_r(\text{CuSO}_4) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 1 \cdot 63,55 + 1 \cdot 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 159,62$$

2. Izračunamo relativno molekulsko maso H_2O :

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,01$$

3. Izračunamo relativno molekulsko maso $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = M_r(\text{CuSO}_4) + 5 \cdot M_r(\text{H}_2\text{O}) = 159,62 + 5 \cdot 18,01 = 249,67$$

4. Molsko maso $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dobimo, če relativno molekulsko maso $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ izrazimo v g/mol:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,67 \text{ g/mol}$$

Primer št. 4: Množina snovi

Aspirin vsebuje acetilsalicilno kislino, katere formula je $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$. Izračunaj množino acetilsalicilne kisline v tableti aspirina, ki vsebuje 500 mg te kisline!

Strategija izračuna:

Enota za množino snovi je mol. Torej moramo izračunati število molov, ki predstavljajo množino snovi.

1. Najprej izračunamo molekulsko maso acetilsalicilne kisline:

$$Mr(C_9H_8O_4) = 9 \cdot Ar(C) + 8 \cdot Ar(H) + 4 \cdot Ar(O) = 9 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 180,16$$

2. Molska masa acetilsalicilne kisline je njena molekulska masa, izražena v g/mol:

$$M(C_9H_8O_4) = 180,16 \text{ g/mol}$$

3. Maso acetilsalicilne kisline pretvorimo v enoto g:

$$m(C_9H_8O_4) = 500 \text{ mg} = 500 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 0,5 \text{ g}$$

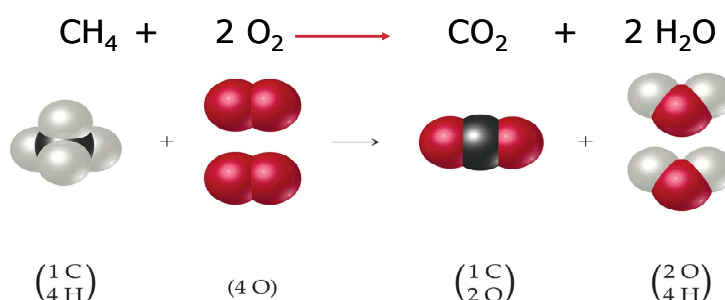
4. Iz podatkov o molski masi (M) in masi (m) izračunamo množino (število molov) acetilsalicilne kisline:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,5 \text{ g}}{180,16 \text{ g/mol}} = 0,00278 \text{ mol}$$

1.2. Osnovni kemijski zakoni

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

Masa snovi, ki v reakcijo vstopajo (reaktanti), je enaka masi snovi, ki pri reakciji nastanejo (produkti). Celotna masa snovi se pri reakciji ne spremeni; vsota mas reaktantov je enaka vsoti mas produktov.



Slika št. 2: Shematski prikaz kemijske reakcije

Na Sliki št. 2 je prikazana kemijska reakcija med metanom (CH_4) in kisikom (O_2), pri čemer nastaneta ogljikov dioksid (CO_2) in voda (H_2O). Zakon o ohranitvi mase lahko preverimo tudi na podlagi enakega števila atomov vseh elementov na levi in desni strani enačbe.

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

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

Zakon o mnogokratnem masnem razmerju (1803, Dalton)

Če tvorita dva elementa več spojin, potem so mase enega elementa, ki se spajajo z enakimi masami drugega elementa, v razmerju naravnih števil. Mnogokratno masno razmerje je razmerje naravnih števil; je torej razmerje mas enega elementa, ki se spajajo z enako maso drugega elementa v različnih spojinah, ki jih ta dva elementa tvorita.

Primer št. 5: Mnogokratno masno razmerje vodika in kisika

Vodik in kisik tvorita molekulo vode (H_2O) in molekulo vodikovega peroksida (H_2O_2).

H_2O :	1 molekula:	2 atoma H	1 atom O
	1 mol	2 g H	16 g O
		$m(O; H_2O) = 8 \cdot m(H)$	

H_2O_2 :	1 molekula	2 atoma H	2 atoma O
	1 mol	2 g H	32 g O
		$m(O; H_2O_2) = 16 \cdot m(H)$	

Mnogokratno masno razmerje kisika v molekuli vode in vodikovega peroksida:

$$m(O; H_2O) : m(O; H_2O_2) = 8 : 16 = 1 : 2$$

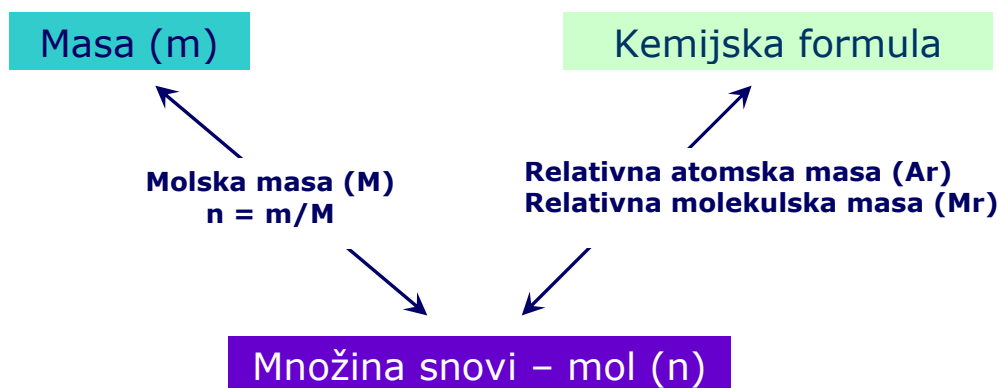
Iz zgornje izpeljave razberemo, da je mnogokratno masno razmerje kisika v vodi in vodikovem peroksidu v razmerju naravnih števil (pozitivnih celih števil).

1.3. Sestava kemijskih spojin

Število delcev je sorazmerno množini snovi (povezava z Avogadrovim številom), zato razmerje števila atomov posameznih elementov v spojini določa razmerje množin teh elementov v spojini. **Formula spojine** torej določa množinsko sestavo.

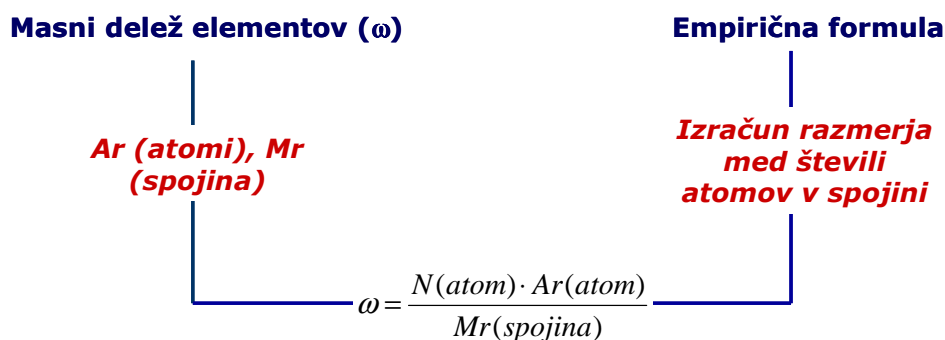
S pojmom **procentni sestav snovi** označujemo masne deleže (ω) posameznih elementov v spojini, ki jih lahko izrazimo v odstotkih. Izračunamo ga iz kemijske formule s pomočjo pretvorbe množin (molov snovi) posameznih elementov v maso (grame snovi). Pri izračunih

upoštevamo relativne atomske mase elementov (A_r) in relativne molekulske mase spojine (M_r) (Slika št. 3).



*Slika št. 3: Shematski prikaz preračunavanja na relaciji
kemijska formula – množina snovi – masa*

Iz znane sestave kemijske spojine, izražene v masnih deležih, lahko določimo **enostavno (empirično) formulo spojine**. Če hočemo določiti **pravo (molekulsko) formulo spojine**, moramo poznati molsko maso spojine oziroma podatke, iz katerih lahko le-to izračunamo. Shema strategije preračunavanja je prikazana na Sliki št. 4.



Slika št. 4: Shematski prikaz strategije izračuna masnih deležov v spojini oziroma empirične formule spojine

Primer št. 6: Procentni sestav spojine

Izračunaj procentni sestav spojine amonijevega nitrata (NH_4NO_2)

Strategija izračuna:

1. Izračunamo molekulsko maso spojine NH_4NO_2 :

$$Mr(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 2 \cdot Ar(\text{N}) + 4 \cdot Ar(\text{H}) + 2 \cdot Ar(\text{O}) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 64$$

2. Izračunamo masne deleže posameznih elementov v spojini

Masni delež elementa izračunamo tako, da produkt števila atomov elementa v spojini in Ar elementa delimo z Mr spojine.

$$\omega(\text{N}) = \frac{N(\text{N}) \cdot Ar(\text{N})}{Mr(\text{NH}_4\text{NO}_2)} = \frac{2 \cdot 14}{64} = 0,4375 = 43,75\%$$

$$\omega(\text{H}) = \frac{N(\text{H}) \cdot Ar(\text{H})}{Mr(\text{NH}_4\text{NO}_2)} = \frac{4 \cdot 1}{64} = 0,0625 = 6,25\%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{N(\text{O}) \cdot Ar(\text{O})}{Mr(\text{NH}_4\text{NO}_2)} = \frac{2 \cdot 16}{64} = 0,5000 = 50,00\%$$

Amonijev nitrat sestavlja 43,75% dušika, 6,25% vodika in 50,00% kisika.

Primer št. 7: Empirična formula spojine

Določi empirično formulo para-amino benzojske kisline (PABA), ki je sestavljena iz 61,32 % ogljika (C), 5,14 % vodika (H), 10,21 % dušika (N) in 23,33 % kisika (O).

Strategija izračuna

1. Določitev empirične formule spojine je obratna pot od določitve procentnega sestava spojine, ki je prikazan v Primeru št. 6.

2. Iz enačbe za masni delež elementa v spojini izrazimo število atomov elementa v spojini:

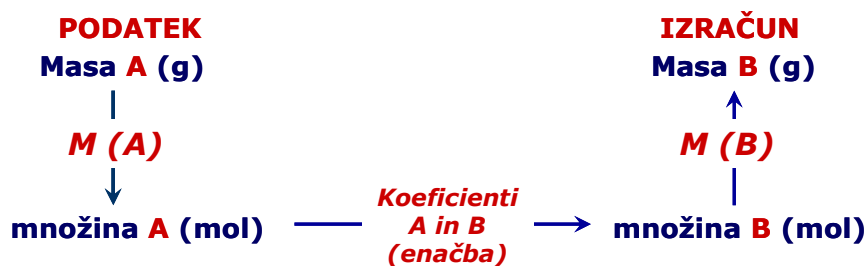
$$\omega = \frac{N(\text{atom}) \cdot Ar(\text{atom})}{Mr(\text{spojina})} \quad \Leftrightarrow \quad N(\text{atom}) = \frac{\omega(\text{atom}) Mr(\text{spojina})}{Ar(\text{atom})}$$

3. Napišemo in izračunamo razmerje med števili atomov v spojini:

$$\begin{aligned} N(\text{C}) : N(\text{H}) : N(\text{N}) : N(\text{O}) &= \frac{\omega(\text{C}) \cdot Mr}{Ar(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H}) \cdot Mr}{Ar(\text{H})} : \frac{\omega(\text{N}) \cdot Mr}{Ar(\text{N})} : \frac{\omega(\text{O}) \cdot Mr}{Ar(\text{O})} = \\ &= \frac{\omega(\text{C})}{Ar(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H})}{Ar(\text{H})} : \frac{\omega(\text{N})}{Ar(\text{N})} : \frac{\omega(\text{O})}{Ar(\text{O})} = \frac{0,6132}{12} : \frac{0,0514}{1} : \frac{0,1021}{14} : \frac{0,2333}{16} = \\ &= 0,0511 : 0,0514 : 0,00729 : 0,01458 = 7 : 7 : 1 : 2 \end{aligned}$$

4. Empirična formula spojine je $\text{C}_7\text{H}_7\text{NO}_2$

1.4. Stehiometrijsko računanje



Enačba:	2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O
Molekule:	2 molekuli H ₂	+	1 molekula	→	2 molekuli H ₂ O
Množina (mol):	2 mol H ₂	+	1 mol O ₂	→	2 mol H ₂ O
Masa (g):	4,0 g H ₂	+	32,0 g O ₂	→	36,0 g H ₂ O

Slika št. 5: Shema stehiometričnega preračunavanja

Primer št. 8: Nevtralizacija

Pri nevtralizaciji kisline in baze nastaneta sol in voda. Izračunaj maso natrijevega hidroksida (NaOH), ki je potrebna za nevtralizacijo 50 g žveplove (VI) kisline.



Strategija izračuna:

1. Glede na urejeno kemijsko enačbo napišemo stehiometrijsko razmerje:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) : n(\text{NaOH}) : n(\text{H}_2\text{O}) : n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1 : 2 : 2 : 1$$

2. Iz enačbe razberemo, da za nevtralizacijo enega mola H₂SO₄ potrebujemo dva mola NaOH.

Ker je $\frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{2}$ je torej $n(\text{NaOH}) = 2n(\text{H}_2\text{SO}_4)$

3. Izračunamo množino (število molov) H₂SO₄:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50 \text{ g}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{50 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,51 \text{ mol}$$

4. Izračunamo množino (število molov NaOH), ki jo potrebujemo:

$$n(\text{NaOH}) = 2n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,51 \text{ mol} = 1,02 \text{ mol}$$

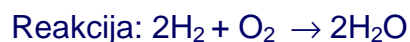
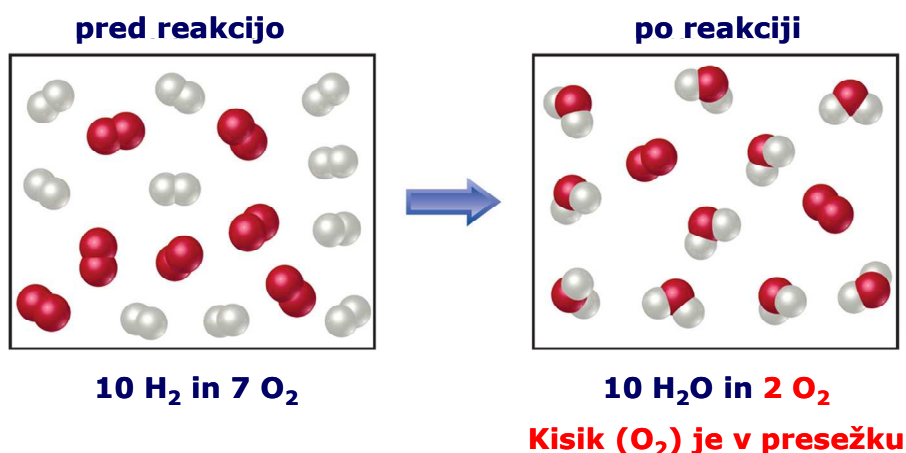
5. Izračunamo maso NaOH:

$$m(\text{NaOH}) = n \cdot M = 1,02 \text{ mol} \cdot 39,9 \text{ g/mol} = 40,7 \text{ g}$$

Za nevtralizacijo 50 g H_2SO_4 potrebujemo 40,7g NaOH.

Prebitek (presežek) reaktanta

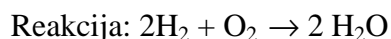
V reakcijski zmesi reaktanti niso nujno v stehiometrijskem razmerju; lahko je en reaktant (ali več reaktantov) v prebitku (presežku) in zato ne zreagira popolnoma. Množine zreagiranih reaktantov in nastalih produktov so vedno določene s stehiometrijskim razmerjem glede na reaktant, ki popolnoma zreagira (ni v prebitku) (Slika št. 6).



Slika št. 6: Prebitek reagenta v reakcijski zmesi

Primer št. 9: Prebitek reaktanta v reakcijski zmesi

Izračunaj maso vode, ki nastane, če je v reakcijskih zmesi pred reakcijo 20 g vodika (H_2) in 112 g kisika (O_2).



Strategija izračuna:

1. Vedno, ko imamo podatek o količini snovi za več reaktantov, najprej preverimo, če je kateri od reaktantov v prebitku.
2. Izračunamo množine reaktantov, to je število molov kisika in vodika.

$$n(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{112g}{16g} = 7mol$$

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{20g}{2g} = 10mol$$

5. Napišemo molsko razmerje, v katerih reagirata kisik in vodik

$$n(H_2) : n(O_2) = 2:1 = 10 : 5$$

$$n(H_2) = 2 \cdot n(O_2)$$

4. Iz stehiometrijskega razmerja sklepamo, da če zreagira ves H_2 , to je 10 molov, potrebujemo 5 molov O_2 (2 mola kisika sta v prebitku). Če pa bi želeli, da zreagira 7 molov kisika, bi potrebovali 14 molov vodika (vodika v tem primeru "zmanjka").

5. Reakcija torej poteče tako, da zreagira ves vodik (10 molov) s 5 moli kisika, 2 mola kisika pa ostaneta v prebitku.

6. Število molov nastale vode je enako številu molov zreagirane vodika

$$n(H_2) = n(H_2O) = 10mol$$

7. Izračunamo maso nastale vode




$$m(H_2O) = n(H_2O) \cdot M(H_2O) = 10mol \cdot 18g/mol = 180g$$

Masa nastale vode je 180 g.

Izkoristek reakcije

Dejanska masa, ki nastane pri reakciji in jo lahko merimo, ni vedno enaka stehiometričnemu izračunu. Teoretična masa je masa snovi, ki nastane v skladu s stehiometričnim izračunom. Dejanska masa je masa snovi, ki nastane pri poteku reakcije. Povezavo med teoretično maso in dejansko maso snovi imenujemo izkoristek reakcije (η).

$$\text{izkoristek (\%)} : \eta = \frac{\text{dejanska masa}}{\text{teoret. masa}} \cdot 100$$

enačba	$2 \text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	\longrightarrow	$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
molekule	2 molekuli H_2	+	1 molekula O_2	\longrightarrow	2 molekuli H_2O
					
množina (mol)	2 mol H_2	+	1 mol O_2	\longrightarrow	2 mol H_2O
masa (g)	4.0 g H_2	+	32.0 g O_2	\longrightarrow	36.0 g H_2O

**32 g H_2O
dejanska masa**

Slika št. 7: Izkoristek reakcije

Primer št. 10: Izkoristek reakcije

Izračunaj izkoristek reakcije, če pri popolni reakciji 4 g vodika (H_2) nastane 32 g vode (H_2O).

Reakcija: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Strategija izračuna:

1. Napišemo molsko razmerje, v katerih reagirajo kisik in vodik ter nastane voda:

$$n(\text{H}_2) : n(\text{O}_2) : n(\text{H}_2\text{O}) = 2:1:2$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2)$$

2. Izračunamo število molov vodika, ki zreagira; to je enako številu molov vode, ki nastanejo:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{4 \text{ g mol}}{2 \text{ g}} = 2 \text{ mol}$$

3. Izračunamo maso vode, ki bi nastala, če bi reakcija potekla stehiometrijsko – izračunamo teoretično maso nastale vode:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$$

4. Dejanska masa vode, ki nastane je, 32 g (glej podatke). Izračunamo izkoristek reakcije – kvocient med dejansko in teoretično maso:

$$\text{izkoristek} : \eta = \frac{\text{dejanska masa}}{\text{teoret masa}} = \frac{32 \text{ g}}{36 \text{ g}} = 0,8889 = 88,89\%$$

Izkoristek reakcije je 88,89%.

1.5. Naloge z rešitvami

1.1.

Izračunaj množino kalijevega sulfata v 250g K_2SO_4 !

R: $n(K_2SO_4) = 1,44$ mol

1.2.

Izračunaj maso žvepla v 1kg $NiSO_4 \cdot 7H_2O$!

R: $m(S) = 114$ g

1.3.

Koliko atomov silicija in koliko atomov kisika je v kristalu SiO_2 , ki ima maso 5 g!

R: $N(Si) = 5 \cdot 10^{22}$ atomov; $N(O) = 1 \cdot 10^{23}$ atomov

1.4.

Izračunaj množino kisika, ki jo predstavlja 12,7 g kisika (O_2)!

R: $n(O_2) = 0,3969$ mol

1.5.

Izračunaj maso vzorca, ki vsebuje $5 \cdot 10^{18}$ molekul As_2O_3 !

R: $m = 1,643 \cdot 10^{-3}$ g

1.6.

Gostota živega srebra (Hg) je $13,6$ kg/dm³. V čašo nalijemo $14,0$ ml živega srebra. Izračunaj maso, množino in število atomov živega srebra v tej prostornini!

R: $m=190,4$ g; $n=0,949$ mol; $N=5,72 \cdot 10^{23}$

1.7.

Kako dolga bi bila veriga iz atomov zlata (Au), če bi v ravni vrsti med seboj povezali vse atome 1g zlata? Polmer atoma zlata je $1,44 \text{ \AA}$ ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$).

R: $l = 8,8 \cdot 10^8$ km

1.8.

Koliko molekul je v 1 mm^3 vode (H_2O), če je gostota 1.000 g/ml ?

R: $N=3,34 \cdot 10^{19}$

1.9.

Izračunaj procentni sestav saharoze $C_{12}H_{22}O_{11}$!

R: $\omega(C) = 42,11\%$; $\omega(H) = 6,43\%$; $\omega(O) = 51,46\%$

1.10.

Izračunaj procentni sestav $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$! Kolikšen je % vode v tej spojini?

R: $\omega(Al) = 8,11\%$; $\omega(S) = 14,41\%$; $\omega(O) = 72,07\%$; $\omega(H) = 5,41\%$; $\omega(H_2O) = 48,65\%$

1.11.

Izračunaj masni delež elementov v žveplovni (VI) kislini (H_2SO_4)!

R: $\omega(H)=2,04\%$; $\omega(S)=32,65\%$; $\omega(O)=65,31\%$

1.12.

Določi formule spojin, če so masni deleži elementov naslednji:

a. $\omega(Zn)=52,14\%$, $\omega(C)=9,58\%$, $\omega(O)=38,28\%$

b. $\omega(K)=26,58\%$, $\omega(Cr)=35,34\%$, $\omega(O)=38,06\%$

c. $\omega(K)=31,90\%$, $\omega(Cl)=28,90\%$, $\omega(O)=39,20\%$

R: a: $ZnCO_3$; b: $K_2Cr_2O_7$; c: $KClO_3$

1.13.

Določi formulo spojine, če 9,94 g spojine vsebuje 2,6 g dušika, 0,74 g vodika, ostalo pa je klor!

R: NH_4Cl

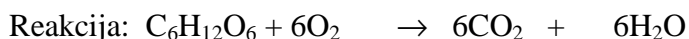
1.14.

Določi formulo srebrovega oksida, če 3,01 g tega oksida vsebuje 2,80 g srebra!

R: Ag_2O

1.15.

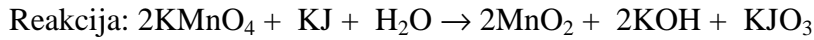
Izračunaj maso H_2O in maso CO_2 , ki jo dobimo pri popolni oksidaciji 10 g glukoze!



R: $m(\text{CO}_2) = 14,67 \text{ g}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 6 \text{ g}$

1.16.

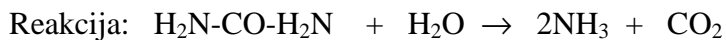
Izračunaj maso manganovega dioksida, ki se izloči, če v raztopino, ki vsebuje 1 g KMnO_4 dodamo KJ! Koliko g KJ potrebujemo za popolno reakcijo?



R: $m(\text{MnO}_2) = 0,55 \text{ g}$; $m(\text{KJ}) = 0,525 \text{ g}$

1.17.

Izračunaj maso in množino NH_3 in CO_2 , ki se sprosti pri hidrolizi 100 g uree!



R: $m(\text{NH}_3) = 56,78 \text{ g}$; $n(\text{NH}_3) = 3,34 \text{ mol}$; $m(\text{CO}_2) = 73,48 \text{ g}$; $n(\text{CO}_2) = 1,67 \text{ mol}$

1.18.

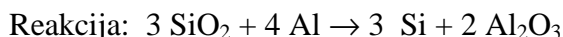
Pri raztapljanju magnezija v žveplove (VI) kislini nastane 36 g magnezijevega sulfata. Kolikšni masi žveplove kisline in magnezija zadoščata za to reakcijo?



R: $m(\text{Mg}) = 7,29 \text{ g}$; $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 29,4 \text{ g}$

1.19.

Koliko gramov aluminija (Al) potrebujemo za nastanek 5 molov aluminijevega oksida (Al_2O_3), če reakcija poteče 80%?



R: $m = 337,25 \text{ g}$

1.20.

Za superovulacijo ovce uporabimo hormon FSH (folikel stimulirajoči hormon), ki ga apliciramo s padajočimi dozami hormona. Vsaka steklenička FSH vsebuje 700 I.U. (internacionlanih enot) hormona FSH. Končno raztopino FSH pripravimo tako, da liofiliziranemu FSH v steklenički dodamo 20 ml destilirane vode. Končna raztopina vsebuje tudi 0,9% natrijev klorid (NaCl) in 1,8% (w/v) preservativa.

a. Vsaki ovci apliciramo skupno 350 I.U. hormona v šestih dozah. Prvi dve dozi sta dvakrat večji od zadnjih štirih. Izračunaj volumen posameznih doz pripravka FSH, ki ga apliciramo eni ovci.

b. Izračunaj, koliko stekleničk FSH potrebujemo za superovulacijo 5 ovc.

R: a: 1., 2. doza: $V = 2,5$ ml

3., 4., 5., 6. doza: $V = 1,25$ ml

b: 3 stekleničke FSH (porabimo 2,5 stekleničke)

1.21.

V laboratoriju moramo pripraviti raztopino po naslednjem protokolu:

- glukoza ($C_6H_{12}O_6$): 1,500 g

- natrijev acetat dihidrat ($CH_3COONa \cdot 2 H_2O$): 3,700 g

- natrijev karbonat (Na_2CO_3): 1,200 g

- dopolni do 100 ml z destilirano vodo.

Za pripravo omenjene raztopine imamo v laboratoriju na voljo glukozo, natrijev acetat (CH_3COONa) in natrijev karbonat dihidrat ($Na_2CO_3 \cdot 2 H_2O$).

Izračunaj maso omenjenih sestavin, ki jih potrebujemo za pripravo raztopine, da bodo njihove koncentracije enake, kot so v protokolu!

R: $m(CH_3COONa) = 2,570$ g

$m(Na_2CO_3 \cdot 2H_2O) = 1,608$ g

1. Plini

2.1. Splošna plinska enačba

Tlak, prostornina in temperatura so medsebojno odvisne količine. Zaprt sistem, ki je napolnjen s plinom ali plinsko zmesjo navadno opredelimo z naslednjimi fizikalnimi količinami:

- P: tlak [Pa]
- T: temperatura [K]
- V: prostornina [L]
- n: množina plina [mol]

Ob tem si velja nazorno predstavljati, kaj predstavlja tlak in kako se delci plina obnašajo pri segrevanju in stiskanju.

V plinu se delci (molekule in atomi) gibljejo neurejeno in pri tem trkajo med seboj in ob stene posode, v kateri hranimo plin. Tlak plina je posledica trkov delcev plina ob steno posode.

Pri segrevanju (pri višji temperaturi) se delci plina gibljejo hitreje in v določenem času zato večkrat trčijo ob stene posode, zato je tlak plina večji (prostornina posode pa ob tem ostaja enaka).

Če plin stisnemo in se temperatura pri tem ne spremeni, bo število delcev plina v enoti prostornine večje; večja bo gostota plina. Posledično bo več delcev, ki bodo trčili ob stene posode, zato bo tlak plina večji.

Če želimo, da se tlak pri segrevanju ohrani (število trkov delcev ob stene posode se ne bo povečalo), potem se mora povečati prostornina posode (predpostavimo, da imamo posodo s premičnim batom). Delci plina se pri povišani temperaturi namreč gibajo hitreje, vendar je njihovo število v enoti prostornine manjše, zato se tlak plina ne spremeni.

Plinski zakoni veljajo za idealne pline ali idealne plinske zmesi; veljajo pri dovolj visoki temperaturi in dovolj nizkem tlaku ter dovolj nizki koncentraciji plina, da ni vpliva privlačnih in odbojnih sil med osnovnimi delci plina. Idealni plin bi bil namreč tisti, ki bi bil sestavljen iz točkastih delcev, med katerimi ne bi bilo nobenih privlačnih sil.

Obnašanje idealnih plinov opišemo s **splošno plinsko enačbo**:

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

R je **splošna plinska konstanta** in ima vrednost 8,314 J/molK

Pri obnašanju plinov se pogosto srečujemo s tako imenovanimi "normalnimi pogoji".

Normalni pogoji so:

- $P_0 = 101,3 \text{ kPa}$
- $T_0 = 273,15 \text{ K} (=0 \text{ }^\circ\text{C})$
- $V_0 = 22,4 \text{ L/mol}$

V_0 imenujemo tudi molski volumen plina. Velja, da 1 mol kateregakoli plina pri normalnih pogojih zavzema prostornino 22,4 L. Standardni pogoji pa so definirani pri tlaku 101,3 kPa in temperaturi 298,15 K (25 °C).

Splošno plinsko konstanto R izračunamo tako, da povežemo v plinski enačbi vrednost spremenljivk pri normalnih pogojih (p.n.p.) za 1 mol plina.

$$R = \frac{P_0 \cdot V_{m0}}{T_0} = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 22,4 \text{ L}}{\text{mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 8,413 \text{ kPaL/molK} = 8,314 \text{ J/molK}$$

Pri preračunavanju z uporabo splošne plinske enačbe pogosto naletimo na pretvorbo različnih enot v osnovne in sicer:

- $\text{Pa} = \text{N/m}^2$
- $\text{N} = \text{kgm/s}^2$
- $\text{J} = \text{Nm} = \text{kgm}^2/\text{s}^2$

Primer št. 11: Prostornina balona s helijem

Izračunaj maso helija (He), ki bi napolnil balon s prostornino 1500 L pri tlaku 101,3 kPa in temperaturi 140 °C.

Strategija izračuna:

1. Napišemo splošno plinsko enačbo

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

2. V nalogi je zahtevan izračun mase, zato število molov (n) v splošni plinski enačbi izrazimo

$$\text{kot } n = \frac{m}{M} \text{ in sicer } P \cdot V = \frac{m(\text{He})}{M(\text{He})} \cdot R \cdot T$$

2. Iz enačbe izrazimo maso helija, vstavimo podatke in maso izračunamo.

- v računu pišemo vse enote, ki se morajo pokrajšati; na koncu mora ostati enota za maso, to je gram (g)
- enote kot so Pa in J med računanjem pretvorimo v osnovne enote
- temperaturo pretvorimo v stopinje Kelvina

$$m(\text{He}) = \frac{P \cdot V \cdot M(\text{He})}{R \cdot T} = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 1500 \text{ L} \cdot 2 \text{ gmolK}}{\text{mol} \cdot 8,314 \text{ J} \cdot 413,15 \text{ K}} =$$
$$= \frac{101,3 \cdot 10^3 \text{ N} \cdot 1500 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot 2 \text{ gmolK}}{\text{m}^2 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ Nm} \cdot 413,15 \text{ K}} = 88,4 \text{ g}$$

V balonu s prostornino 1500 L je pri temperaturi 140°C in tlaku 101,3kPa 88,4 g helija.

2.2. Plinski zakoni

2.2.1. Boyle – Mariottov zakon

Boyle – Mariottov zakon opisuje stanja določene množine plina pri stalni (konstantni) temperaturi. Pri konstantni temperaturi je produkt tlaka in prostornine konstanten; tlak in prostornina plina sta v obratnem sorazmerju.

- $P \cdot V = k$ pri $T = \text{konst.}$

Primer št. 12: Plini pri konstantni temperaturi

Pogoje, pri katerih se nahaja plin (P in V) pri konstantni temperaturi indeksiramo z 1 (pogoj 1) in z 2 (pogoj 2).

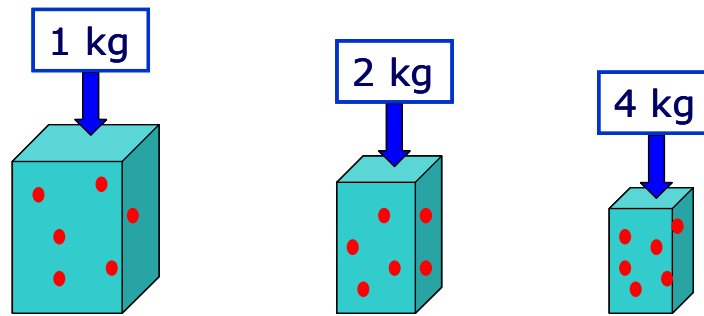
$$P_1 \cdot V_1 = n \cdot R \cdot T$$

$$P_2 \cdot V_2 = n \cdot R \cdot T$$

Če se isti plin (enaka množina) nahaja pri enaki temperaturi, lahko zapišemo:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = n \cdot R \cdot T = k$$

Iz zgornje enačbe razberemo, da sta tlak in prostornina plina obratno sorazmerna; $P \cdot V = k$ (Slika št. 8).



Slika št. 8: Pri konstantni temperaturi sta tlak in prostornina plina obratno sorazmerna

2.2.2. Gay – Lussac – ov zakon

Gay – Lussac – ov zakon opisuje stanja določene množine plina pri stalni (konstantni) prostornini.

- $\frac{P}{T} = k$ pri $V = \text{konst.}$

Pri konstantni prostornini sta tlak in temperatura sorazmerna. Tlak narašča premo sorazmerno s temperaturo, to pomeni da tlak določene množine plina z naraščajočo temperaturo enakomerno narašča.

Primer št. 13: Plini pri konstantni prostornini

Pogoje, pri katerih se nahaja plin (P in T) pri konstantni prostornini indeksiramo z 1 (pogoj 1) in z 2 (pogoj 2).

$$P_1 \cdot V = n \cdot R \cdot T_1$$

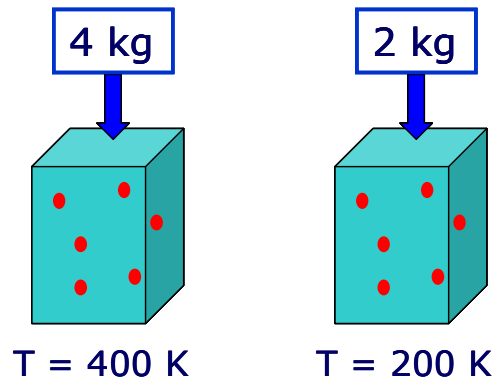
$$P_2 \cdot V = n \cdot R \cdot T_2$$

Če isti plin (enaka množina) zavzema enako prostornino, lahko zapišemo:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{n \cdot R}{V} = k$$

Iz zgornje enačbe razberemo, da sta tlak in temperatura plina pri konstantni prostornini

sorazmerna; $\frac{P}{T} = k$ (Slika št. 9).



Slika št. 9: Pri konstantni prostornini sta tlak in temperatura plina sorazmerna

2.2.3. Charles – ov zakon

Charles – ov zakon opisuje obnašanje določene množine plina pri stalnem tlaku.

- $\frac{V}{T} = k$ pri $P = \text{konst.}$

Pri konstantnem tlaku sta prostornina in temperatura premo sorazmerna. Prostornina določene množine plina pri istem tlaku enakomerno narašča s temperaturo; velja tudi, da temperatura določene množine plina pri istem tlaku enakomerno narašča s prostornino.

Primer št. 14: Plini pri konstantnem tlaku

Pogoje, pri katerih se nahaja plin (V in T) pri konstantnem tlaku indeksiramo z 1 (pogoj 1) in z 2 (pogoj 2).

$$P \cdot V_1 = n \cdot R \cdot T_1$$

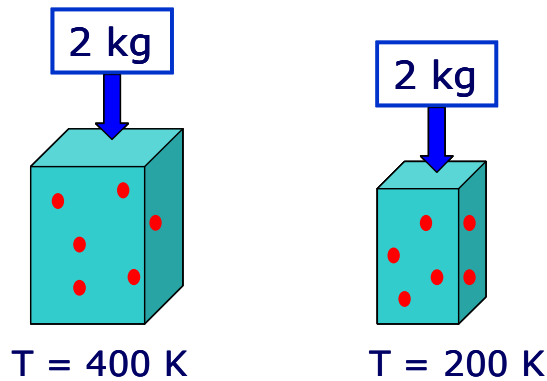
$$P \cdot V_2 = n \cdot R \cdot T_2$$

Če se isti plin (enaka množina) nahaja pri konstantnem tlaku, lahko zapišemo:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{n \cdot R}{P} = k$$

Iz zgornje enačbe razberemo, da sta prostornina in temperatura plina pri konstantnem tlaku

sorazmerna: $\frac{V}{T} = k$ (Slika št. 10).



Slika št. 10: Pri konstantnem tlaku sta prostornina in temperatura plina sorazmerni

2.2.4. Avogadrov zakon

Avogadrov zakon (Avogadrova hipoteza) pravi, da je v enakih prostorninah plinov pri enakih pogojih (enaki temperaturi in enakem tlaku) enako število molekul (enaka množina) plina.

- $$\frac{P \cdot V}{T} = konst$$

Primer št. 15: Plini pri konstantnem tlaku, prostornini in temperaturi

Pogoji, pri katerih se nahajata dva plina, so enaki (oznake P, V in T); njuno množino označimo z n_1 in n_2 :

$$P \cdot V = n_1 \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = n_2 \cdot R \cdot T$$

Iz enačb izrazimo n_1 in n_2 in zapišemo:

$$\frac{P \cdot V}{R \cdot T} = n_1 = n_2$$

Iz zgornje enačbe razberemo, da je množina dveh plinov pri enakih pogojih enaka.

Primer št. 16: Plini pri konstantni temperaturi in konstantnem tlaku

Pri konstantni temperaturi in konstantnem tlaku je volumen plina odvisen samo od števila delcev (molekul ali atomov) oziroma množine plina (števila molov) (Slika št. 11).

$$\frac{V}{n} = k \quad P, T: \text{konst.}$$

Pogoje, pri katerih se nahajata plina (V in n) pri konstantnem tlaku in temperaturi indeksiramo z 1 (pogoj 1) in z 2 (pogoj 2).

$$P \cdot V_1 = n_1 R T$$

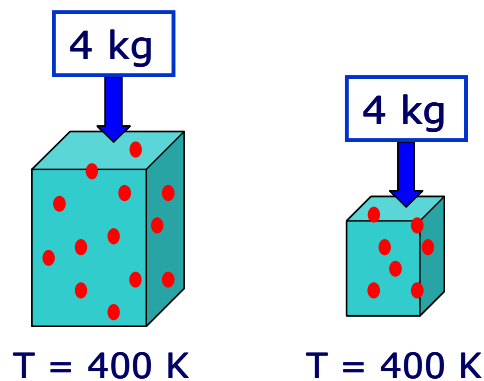
$$P \cdot V_2 = n_2 R T$$

Če sta oba plina pri enakih pogojih (P , T), lahko zapišemo

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = \frac{R \cdot T}{P} = k$$

Iz zgornje enačbe razberemo, da sta volumen in množina (število molov, število delcev) plina

pri konstantni prostornini in temperaturi sorazmerna; $\frac{V}{n} = k$



Slika št. 11: Pri konstantni temperaturi in konstantnem tlaku je volumen plina odvisen samo od števila delcev

Primer št. 17: Molski volumen plina pri normalnih pogojih

Izračunaj volumen enega mola plina pri normalnih pogojih.

Strategija izračuna:

1. Upoštevamo normalne pogoje:

$$T_0 = 0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

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

2. Računamo molski volumen plina, zato upoštevamo $n=1$ mol

3. Napišemo splošno plinsko enačbo

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

4. Iz splošne plinske enačbe izrazimo prostornino (volumen); ker upoštevamo normalne pogoje pišemo oznake V_0 , T_0 , P_0 :

$$V_0 = \frac{n \cdot R \cdot T_0}{P_0} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 8,413 \text{ J} \cdot 273,15 \text{ K}}{\text{mol K} 101,3 \text{ kPa}} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ Nm} \cdot 273,15 \text{ K m}^2}{\text{mol K} 101,310^3 \text{ N}} = 0,0224 \text{ m}^3 = 22,4 \text{ L}$$

1 mol kateregakoli plina ima pri normalnih pogojih volumen 22,4 l; to velja za vse pline (Avogadrov zakon oziroma hipoteza: v enakih prostorninah plinov je pri enakih pogojih enako število delcev).

Primer št. 18: Segrevanje balona

Pri 25 °C je prostornina balona 75L. Na katero temperaturo moramo balon segreti, če želimo, da se njegova prostornina poveča na 100 l?

Strategija izračuna:

1. Napišemo podatke:

- $T_1 = 25 \text{ °C}$
- $V_1 = 75 \text{ L}$
- $V_2 = 100 \text{ L}$
- $T_2 = ?$

2. Predpostavke: tlak se ne spreminja, prav tako ne število delcev plina v balonu, ker je balon zaprt sistem.

Torej velja: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ P, n: konst

$$P \cdot V_1 = n \cdot R \cdot T_1$$

$$P \cdot V_2 = n \cdot R \cdot T_2$$

3. Glede na to, da so P, n in R konstante, lahko zapišemo:

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

4. Iz enačbe izrazimo T_2

$$T_2 = \frac{T_1 \cdot V_2}{V_1} = \frac{298,15 \text{ K} \cdot 100 \text{ L}}{75 \text{ L}} = 397,53 \text{ K} = 124,38 \text{ °C}$$

Balon s prostornino 75 L je s temperature 25 °C potrebno segreti na 124,38 °C, da se njegova prostornina poveča na 100 L.

2.3. Gostota plina

Gostota plina (ρ) je definirana kot kvocient med maso plina in volumnom plina.

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

Masa plina je povezana z množino plina, torej lahko tudi splošno plinsko enačbo preuredimo in pri tem upoštevamo gostoto plina.

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

Upoštevamo, da je $n = \frac{m}{M}$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \quad \Leftrightarrow \quad P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$$

Ob upoštevanju gostote plina ($\rho = \frac{m}{V}$), velja naslednja zveza:

$$P \cdot M = \rho \cdot R \cdot T$$

2.4. Plinske zmesi

Plinsko zmes sestavljata dva ali več plinov. **Daltonov zakon o delnih tlakih** pravi, da je tlak zmesi plinov enak vsoti delnih (parcialnih) tlakov posameznih komponent v zmesi.

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots = \sum_i P_i$$

Z indeksi 1, 2, 3,..... označimo posamezne pline.

Parcialni tlak plinske komponente i , P_i , je tlak, ki bi ga imela komponenta pri istih pogojih (volumen in temperatura) kot plinska zmes.

Parcialni tlak plinske komponente v zmesi je premo sorazmeren njenemu množinskemu deležu.

Velja namreč:

$$P_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T \quad \Leftrightarrow \quad \frac{P_i}{n_i} = \frac{R \cdot T}{V} \quad \text{pri čemer so } R, T \text{ in } V \text{ konstantne}$$

Parcialna prostornina plinske komponente je prostornina, ki bi jo imela komponenta pri istih pogojih (tlak in temperatura) kot plinska zmes.

Velja namreč:

$$P \cdot V_i = n_i \cdot R \cdot T \quad \Leftrightarrow \quad \frac{V_i}{n_i} = \frac{R \cdot T}{P}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Leftrightarrow \quad \frac{V}{n} = \frac{R \cdot T}{P}$$

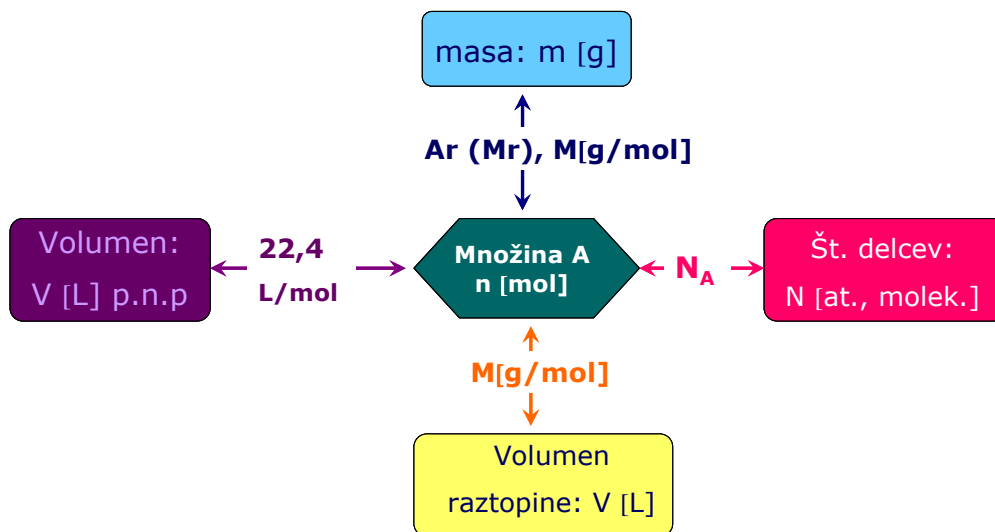
Parcialna prostornina plinske komponente v zmesi je premo sorazmerna njenemu množinskemu deležu, ker velja:

$$\frac{V_i}{n_i} = \frac{V}{n} \quad \text{oziroma} \quad \frac{V_i}{V} = \frac{n_i}{n}$$

Prostorninski delež plinske komponente v zmesi ($\frac{V_i}{V}$) je enak njenemu množinskemu deležu

($\frac{n_i}{n}$), ki ga označimo tudi z x_i .

Na Sliki št. 12 je prikazana shema stehiometričnega preračunavanja, ki naj bo v pomoč pri izračunih.



Slika št. 12: Shema stehiometričnega preračunavanja - plini

2.5. Naloge z rešitvami

2.1.

Izračunaj molški volumen idealnega plina pri $-100\text{ }^{\circ}\text{C}$ in tlaku $303,9\text{ kPa}$!

R: $V=4,737\text{ L}$

2.2.

Izračunaj masi Na_2CO_3 in HCl , ki ju potrebuješ za nastanek 50 litrov CO_2 p.n.p! Koliko g NaCl in koliko g vode nastane pri reakciji?

Reakcija: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

R: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3)=235,93\text{ g}$; $m(\text{HCl})=162,7\text{ 9g}$

2.3.

Izračunaj volumen vodika p.n.p. ($273,15\text{K}$ in $101,3\text{kPa}$), ki ga potrebujemo, da iz 6m^3 dušika pripravimo amoniak!

Reakcija: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

R: $V=18\text{ m}^3$

2.4.

Izračunaj volumen žveplovega (VI) oksida, ki nastane pri katalitični oksidaciji 3000m^3 žveplovega (IV) oksida, če sta plina pri 400°C in tlaku 105kPa ! Izkoristek reakcije je 70% .

Reakcija: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$

R: $V=2100\text{ m}^3$

2.5.

Izračunaj volumen zraka p.n.p., ki se porabi pri gorenju $1,0$ mola vodika! Volumski delež kisika v zraku je 21% .

Reakcija: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

R: $V=53,33\text{ l}$

2.6.

V vodno raztopino vodikovega bromida (HBr) uvajamo 50g plinaste zmesi dušika (N₂) in amoniaka (NH₃). Pri tem nastane 130g amonijevega bromida (NH₄Br). Izračunaj masni delež amoniaka v prvotni zmesi!



R: $\omega=45,15 \%$

2.7.

Izračunaj prostornino zraka, ki je potrebna, da zgori 1.0t premoga z masnim deležem ogljika 55% ? Masni delež kisika v zraku je 21%.



R: $m=6,98 \text{ t}$

2.8.

Avto je zjutraj parkiran v garaži pri temperaturi 10 °C. Tlak v gumah je znašal 310 kPa. Koliko bo znašal tlak v gumah poleti sredi popoldneva, ko se bo temperatura gum dvignila na 40 °C? Predpostavimo, da se prostornina gum ne spremeni.

R: $P=342,8 \text{ kPa}$

2.8.

V jeklenki neznane prostornine je plin pri temperaturi 20 °C. Merilec tlaka kaže 250 kPa. Pri kateri temperaturi bi razneslo jeklenko, če ventil raznese pri tlaku 700 kPa?

R: $T=820,82 \text{ K}$

2.9.

Kolikšno prostornino bo zavzemala določena količina plina pri standardnih pogojih, če enaka količina plina zavzema pri normalnih pogojih prostornino 10,00 L?

R: $V=10,73 \text{ L}$

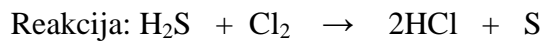
2.10.

120 L nekega plina povzroča pri 18 °C tlak 96,3 kPa. Kolikšen tlak bo povzročala ista količina plina, če jo segrejemo na 55 °C in stisnemo na 100 L?

R: $P=130,25 \text{ kPa}$

2.11.

Izračunaj volumen klora (Cl_2) pri $20\text{ }^\circ\text{C}$ in tlaku 1 atm , ki ga porabimo za oksidacijo $0,10\text{ m}^3$ vodikovega sulfida (H_2S) pri normalnih pogojih!



$$\text{R: } V = 0,1073\text{ m}^3$$

2.12.

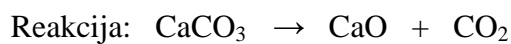
S klorom (Cl_2) oksidiramo $17,03\text{ g}$ amoniaka (NH_3). Kolikšen volumen klora pri $30\text{ }^\circ\text{C}$ in 103 kPa se porabi pri reakciji in kolikšen volumen dušika (N_2) dobimo pri $28\text{ }^\circ\text{C}$ in $99,3\text{ kPa}$?



$$\text{R: } V(\text{Cl}_2) = 36,71\text{ L}; V(\text{N}_2) = 12,61\text{ L}$$

2.13.

Izračunaj volumen ogljikovega dioksida (CO_2), ki nastane pri $900\text{ }^\circ\text{C}$ in 109 kPa , če žarimo 125 t apnenca, v katerem je masni delež kalcijevega karbonata (CaCO_3) $91,5\text{ \%}$! Reakcija poteče le 75 \% .



$$\text{R: } V = 7,66 \cdot 10^4\text{ m}^3$$

2.14.

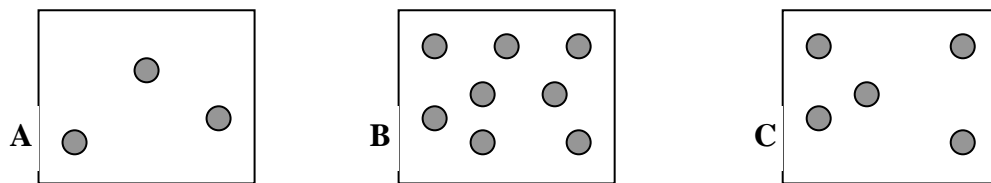
Določeno količino plina stisnemo na $2/3$ začetne prostornine in ohladimo na polovično vrednost začetne temperature (merjene v stopinjah Kelvina). Kako se bodo te spremembe odrazile na tlaku plina?

$$\text{R: } P_2 = \frac{3}{4} P_1$$

2.15.

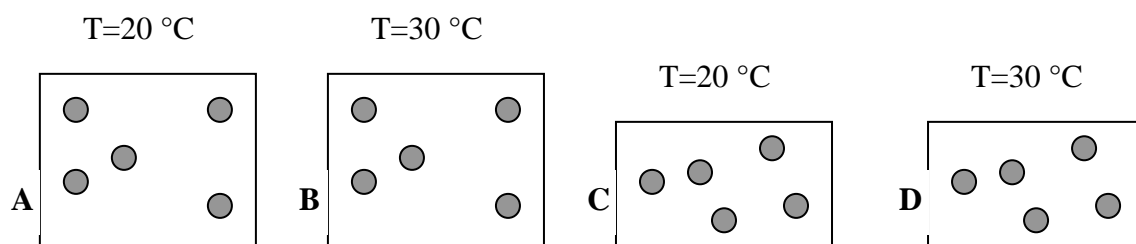
Skice prikazujejo različna stanja plinov. Odgovori na zastavljena vprašanja. Točke v posodah predstavljajo množino plina.

a. Tri posode imajo enako prostornino in enako temperaturo. V kateri je tlak največji in v kateri najmanjši?



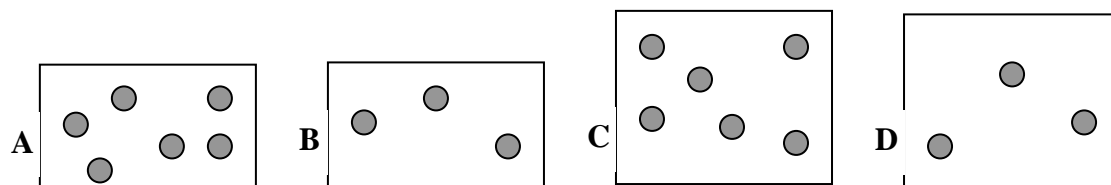
R: B: največji tlak; A: najmanjši tlak

b. V kateri posodi je tlak največji in v kateri najmanjši?



R: D: največji; A: najmanjši

c. V vseh posodah je enak tlak. V kateri posodi je temperatura najnižja in v kateri najvišja?



R: A: najnižja; D: najvišja

3. Raztopine

Raztopina je trdna, tekoča ali plinasta homogena snov. Raztopine so lahko dvo ali večkomponentni sistemi. V primeru, da je raztopina dvokomponentna, imenujemo komponento, ki je v večini, **topilo**, komponento, ki je v manjšini, pa **topljenec**. Najpogostejše so tekoče raztopine, med njimi pa najbolj razširjene tiste, pri katerih je topilo voda. Pri vodnih raztopinah je topljenec snov, ki jo raztapljamo v vodi (topilo). Vodne raztopine nastanejo z raztapljanjem plinastih (npr. kisik, ogljikov dioksid, ...), tekočih (etanol, očetna kislina, ...) in trdnih (natrijev klorid, glukoza, ...) snovi v vodi. Količino raztopljenega topljenca in s tem sestavo raztopine izražamo z različnimi količinami.

3.1. Razmerja v raztopinah

Med komponentama A in B v raztopinah lahko izrazimo različna razmerja.

Masno razmerje je razmerje med masama komponent A in B.

$$\text{Masno razmerje: } \xi = \frac{m(A)}{m(B)}$$

Množinsko razmerje je razmerje med množinama komponent A in B, torej razmerje med številom molov komponent A in B. Množinsko razmerje je enako tudi razmerju med številom delcev (molekul, ionov, atomov) komponent A in B.

$$\text{Množinsko razmerje: } r = \frac{n(A)}{n(B)}$$

Volumsko razmerje je razmerje med prostorninama (volumnoma) komponent A in B.

$$\text{Volumsko razmerje: } \psi = \frac{V(A)}{V(B)}$$

3.2. Deleži v raztopinah

Deleže posameznih komponent v raztopinah lahko izrazimo glede na maso (masni delež), množino (množinski delež) in volumen (volumski delež).

V primeru, da je v raztopini (oznaka r) komponenta A topljenec (oznaka T) in komponenta B topilo (oznaka t), velja;

$$\text{Masni delež: } \omega(A) = \frac{m(A)}{m(A) + m(B)} = \frac{m_T}{m_T + m_t} = \frac{m_T}{m_r}$$

$$\text{Množinski delež: } X(A) = \frac{n(A)}{n(A) + n(B)} = \frac{n_T}{n_T + n_t} = \frac{n_T}{n_r}$$

$$\text{Volumski delež: } \varphi(A) = \frac{V(A)}{V(r)} = \frac{V_T}{V_r}$$

Pri raztopinah vsota volumnov posameznih komponent ni enaka volumnu raztopine! Upoštevati je potrebno gostoto raztopin. Samo pri plinih pri enakih pogojih velja, da je volumen plinske zmesi enak seštevku parcialnih volumnov posameznih plinov.

3.3. Koncentracija raztopin

Koncentracija raztopine pove, kolikšna količina topljenca (T) je raztopljena v določeni količini topila (t) ali raztopine (r).

Masa raztopine je enaka vsoti mase topljenca in topila:

$$m_r = m_T + m_t$$

Masna koncentracija (γ) je definirana kot masa topljenca (T), ki je raztopljena v volumski enoti raztopine (r):

$$\gamma = \frac{m_T}{V_r} \quad [\text{g/l, mg/ml, ...}]$$

Množinska koncentracija (c), ki jo imenujemo tudi **molarna koncentracija**, je definirana kot množina topljenca (število molov topljenca, T), ki je raztopljena v volumski enoti raztopine (r), to je v 1 L raztopine.

$$c = \frac{n_T}{V_r} \quad [\text{mol/l}]$$

Molalna koncentracija (b) je definirana kot množina topljenca (število molov topljenca, T), ki je raztopljena v masni enoti topila (t), to je v 1 kg topila.

$$b = \frac{n_T}{m_t} \quad [\text{mol/kg}]$$

Procentna koncentracija (%) raztopine predstavlja masni delež topljenca (ω_T) v raztopini, ki je izražen v odstotkih:

$$\% = \frac{m_T}{m_r} \cdot 100 = \omega_T \cdot 100$$

3.4. Povezava med različnimi koncentracijami

Koncentracije so medsebojno odvisne. Njihovo medsebojno odvisnost uporabljamo pri preračunavanju koncentracij.

Zveza med masno koncentracijo in gostoto raztopine:

$$\gamma = \frac{m_T}{V_r} = \frac{\omega_T \cdot m_r}{V_r} = \frac{\omega_T \cdot V_r \cdot \rho_r}{V_r} = \omega_T \cdot \rho_r$$

Zveza med množinsko in masno koncentracijo:

$$c = \frac{n_T}{V_r} = \frac{m_T}{M_T \cdot V_r} = \frac{\gamma}{M_T} \quad \Rightarrow \quad \gamma = c \cdot M_T$$

Zveza med množinsko koncentracijo in masnim deležem:

$$c = \frac{n_T}{V_r} = \frac{m_T \cdot \rho_r}{M_T \cdot m_r} = \omega_T \cdot \frac{\rho_r}{M_T} \quad \Rightarrow \quad c \cdot M_T = \rho_r \cdot \omega_T$$

3.5. Preračunavanje koncentracij

Mešanje raztopin

Pri mešanju dveh raztopin nastane nova raztopina z določeno koncentracijo.

Veljata naslednji dejstvi:

1. Masa nove raztopine (m_3) je enaka vsoti mas prvotnih raztopin (m_1 in m_2).

$$m_3 = m_1 + m_2$$

2. Masa topljenca v novi raztopini (m_{T3}) je enaka vsoti mas topljenca v prvotnih raztopinah (m_{T1} in m_{T2})

$$m_{T3} = m_{T1} + m_{T2}$$

Vemo, da je masa topljenca enaka produktu mase raztopine in masnemu deležu topljenca v njej, zato lahko zapišemo:

$$m_3 \cdot \omega_3 = m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2$$

$$V_3 \cdot \rho_3 \cdot \omega_3 = V_1 \cdot \rho_1 \cdot \omega_1 + V_2 \cdot \rho_2 \cdot \omega_2$$

Iz enačbe vidimo, da volumen nastale raztopine ni enak vsoti volumnov prvih dveh raztopin, torej:

$$V_3 \neq V_1 + V_2$$

Velja namreč:

$$V_3 = \frac{V_1 \cdot \rho_1 \cdot \omega_1 + V_2 \cdot \rho_2 \cdot \omega_2}{\rho_3 \cdot \omega_3}$$

Redčenje raztopin

Raztopino redčimo, če k prvotni raztopini dodamo topilo. V tem primeru ostane količina topljenca v prvotni raztopini enaka količini topljenca v nastali raztopini:

$$m_{T1} = m_{T2}$$

$$m_1 \cdot \omega_1 = m_2 \cdot \omega_2$$

$$V_1 \cdot \rho_1 \cdot \omega_1 = V_2 \cdot \rho_2 \cdot \omega_2$$

Enako velja za množino topljenca; število molov topljenca v prvotni raztopini je enako številom molov topljenca v nastali raztopini:

$$n_1 = n_2$$

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

Primer št. 19: Redčenje raztopine z znanim masnim deležem

Izračunaj masni delež klorovodikove kisline (HCl) v raztopini, ki jo dobimo, če k 200 ml 5% raztopine HCl z gostoto 1,05 g/ml dodamo 50 ml vode z gostoto 1 g/ml!

Strategija izračuna:

1. Ker gre za redčenje raztopine, je masa topljenca v pripravljene raztopini enaka masi topljenca v prvotni raztopini:

$$m_1(\text{HCl}) = m_2(\text{HCl})$$

2. Izračunamo maso HCl s pomočjo masnega deleža HCl v prvotni raztopini:

$$\begin{aligned} m_1(\text{HCl}) = m_2(\text{HCl}) &= m_{r1} \cdot \omega_1(\text{HCl}) = V_{r1} \cdot \rho_{r1} \cdot \omega_1(\text{HCl}) = \\ &= 200 \text{ ml} \cdot 1,05 \text{ g/ml} \cdot 0,05 = 10,5 \text{ g} \end{aligned}$$

3. Izračunamo masni delež HCl v nastali raztopini; upoštevamo, da je masa nastale raztopine enaka seštevku mase prvotne raztopine in mase vode:

$$\begin{aligned} m_{r2} &= m_{r1} + m_{\text{voda}} \\ \omega_{r2} &= \frac{m_2(\text{HCl})}{m_{r2}} = \frac{m_2(\text{HCl})}{m_{r1} + m_{\text{voda}}} = \frac{10,5 \text{ g}}{200 \text{ ml} \cdot 1,05 \text{ g/ml} + 50 \text{ ml} \cdot 1 \text{ g/ml}} = 0,0404 \end{aligned}$$

Masni delež HCl v nastali raztopini je 0,0404.

Primer št. 20: Redčenje raztopine z znano množinsko koncentracijo

Izračunaj množinsko koncentracijo (molarost) NaCl v raztopini, ki nastane, če k 100 ml 0,25 M raztopine NaCl dodamo vodo do 1,5 l!

Strategija izračuna:

1. Množina topljenca NaCl v nastali raztopini je enaka množini NaCl v prvotni raztopini:

$$n_1 = n_2$$

2. Množino izrazimo s pomočjo molarne koncentracije

$$c_1 V_1 = c_2 V_2$$

3. Iz zgornje enačbe izrazimo množinsko koncentracijo v nastali raztopini (c_2) in jo izračunamo:

$$c_2 = \frac{c_1 V_1}{V_2} = \frac{0,25 \text{ mol} \cdot 0,1 \text{ L}}{1,5 \text{ L}} = 0,0167 \text{ mol/L} = 0,0167 \text{ M}$$

Množinska koncentracija v nastali raztopini je 0,0167 M.

Primer št. 21: Mešanje dveh raztopin z znanim masnim deležem

Zmešamo dve raztopini; k 120 g 13,0% raztopine dodamo 270 g 24,5% raztopine. Izračunaj masni delež oziroma procentni sestav dobljene raztopine!

Strategija izračuna:

1. Masa nastale raztopine je enaka vsoti mase prvotnih raztopin:

$$m_{r3} = m_{r1} + m_{r2}$$

2. Masa topljenca v nastali raztopini je enaka vsoti mas topljencev v prvotnih raztopinah:

$$m_{T3} = m_{T1} + m_{T2}$$

3. Maso topljenca izrazimo z masnim deležem in maso raztopine:

$$\omega_3 \cdot m_{r3} = \omega_1 \cdot m_{r1} + \omega_2 \cdot m_{r2}$$

4. Iz zgornje enačbe izrazimo masni delež v nastali raztopini (ω_3) in ga izračunamo:

$$\omega_3 = \frac{\omega_1 \cdot m_{r1} + \omega_2 \cdot m_{r2}}{m_{r3}} = \frac{0,13 \cdot 120 \text{ g} + 0,245 \cdot 270 \text{ g}}{390 \text{ g}} = 0,210$$

V dobljeni raztopini je masni delež topljenca 0,210.

Primer št. 22: Mešanje dveh raztopin z znano množinsko koncentracijo

Zmešamo 200 ml 1M raztopine HCl z gostoto 1,03 g/ml in 300 ml 2M raztopine HCl s koncentracijo 1,05 g/ml. Izračunaj množinsko koncentracijo nastale raztopine, če je njena gostota 1,045 g/ml.

Strategija izračuna:

1. Množina topljenca v nastali raztopini je enaka vsoti množine topljenca v prvi in drugi raztopini:

$$n_3 = n_1 + n_2$$

2. Število molov (n) izrazimo z molarno koncentracijo in volumnom raztopine:

$$c_3 \cdot V_3 = c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2$$

3. Izrazimo koncentracijo v nastali raztopini (c_3):

$$c_3 = \frac{c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2}{V_3}$$

4. Volumen nastale raztopine izrazimo z maso in gostoto in izračunamo koncentracijo v nastali raztopini:

$$c_3 = \frac{c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2}{V_3} = \frac{(c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2) \rho_3}{m_3} = \frac{(c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2) \rho_3}{m_1 + m_2} = \frac{(c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2) \rho_3}{V_1 \cdot \rho_1 + V_2 \cdot \rho_2}$$

$$= \frac{(1 \text{ mol} / \text{L} \cdot 0,2 \text{ L} + 2 \text{ mol} / \text{L} \cdot 0,3 \text{ L}) \cdot 1,045 \text{ g} / \text{ml}}{0,2 \text{ L} \cdot 1,03 \text{ g} / \text{ml} + 0,3 \text{ L} \cdot 1,05 \text{ g} / \text{ml}} = 1,605 \text{ M}$$

Koncentracija nastale raztopine je 1,605 M.

Primer št. 23: Priprava raztopine z raztapljanjem kristalohidrata

Pripravimo raztopino, tako da v 100 ml vode z gostoto 1 g/ml raztopimo 12 g $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$.

Izračunaj masni delež topljenca v raztopini.

Strategija izračuna:

1. Kadarkoli raztapljamo v vodi kristalohidrat, dobimo raztopino brezvodne soli v vodi. V primeru raztapljanja $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ dobimo raztopino Na_2CO_3 . Ker je v eni molekuli kristalohidrata $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ena molekula soli Na_2CO_3 , je tudi v enem molu $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, 1 mol Na_2CO_3 . Torej velja:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

2. Izračunamo množino (število molov) Na_2CO_3 v raztopini:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O})}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O})} = \frac{12 \text{ g} \cdot \text{mol}}{285,8 \text{ g}} = 0,042 \text{ mol}$$

3. Izračunamo maso Na_2CO_3 :

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,042 \text{ mol} \cdot 105,8 \text{ g/mol} = 4,444 \text{ g}$$

4. Izračunamo masni delež Na_2CO_3 v raztopini:

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m(\text{raztopine})} = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{4,444 \text{ g}}{12 \text{ g} + 100 \text{ g}} = 0,0397$$

Masni delež topljenca, to je Na_2CO_3 v raztopini je 0,0397.

3.6. Naloge z rešitvami

3.1.

Pripraviti želimo 1 liter tekočega gojišča za bakterije, ki bo med drugim vsebovalo 15 g agarja v prahu, ekstrakt mesa pa mora vsebovati 20 % mase agarja. Izračunaj maso ekstrakta mesa, ki ga potrebujemo, če imamo na voljo ekstrakt, ki vsebuje 5 % nečistoč!

R: $m = 3,16 \text{ g}$

3.2.

Za razkuževanje moramo pripraviti 5 litrov 1,5 volumskih % zonitona. Izračunaj volumen čistega zonitona, ki ga potrebujemo za pripravo raztopine za razkuževanje!

R: $V = 75 \text{ ml}$

3.3.

Koliko g soli je potrebno za 100 ml 1 M raztopine naslednjih spojin:



R: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3)=10,58 \text{ g}$; $m(\text{Na}_2\text{S})=7,78 \text{ g}$; $m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})=21,89 \text{ g}$; $m(\text{KH}_2\text{PO}_4)=13,52 \text{ g}$

3.4.

Zatehtamo 100 g galuna ($\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$). Pri segrevanju vsa voda izpari. Izračunaj maso vode, ki je izparela!

R: $m = 45,56 \text{ g}$

3.5.

Izračunaj volumen vode (gostota je 1 g/ml) in volumen čistega etanola ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) z gostoto 0,78 g/ml, ki ju potrebuješ za pripravo raztopin A in B:

A. 1 kg 60 % raztopine (utežni procenti)

B. 1 liter 60 % raztopine (volumski procenti)

Izračunaj množinsko koncentracijo obeh raztopin, če je gostota raztopine A 0,86 g/ml!

R: A: $V(\text{etanol}) = 762,23 \text{ ml}$; $V(\text{voda}) = 400 \text{ ml}$; $c = 11,15 \text{ M}$

B: $V(\text{etanol}) = 600 \text{ ml}$; $V(\text{voda}) = 400 \text{ ml}$; $c = 10,17 \text{ M}$

3.6.

Izračunaj množinsko koncentracijo HCl z masnim deležem 36,0 % in gostoto 1,18 g/ml!

R: $c = 11,64 \text{ M}$

3.7.

Kolikšen volumen očetne kisline s koncentracijo 0,125 M naj odmerimo, da lahko pripravimo 1,0 liter raztopine s koncentracijo 0,1 M?

R: $V = 0,8 \text{ l}$

3.8.

Izračunaj maso 92 % natrijevega karbonata dihidrata ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), ki ga potrebujemo za pripravo 1 litra 20 % raztopine z gostoto 1,15 g/ml!

R: $m = 335,07 \text{ g}$

3.9.

Zatehtamo 15,2 g natrijevega hidroksida (NaOH). Izračunaj maso vode, ki jo moramo dodati, da dobimo 20 % raztopino!

R: $m = 60,8 \text{ g}$

3.10.

Izračunaj maso 30 % raztopine, ki jo lahko pripravimo iz 200 g $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$!

R: $m = 363,33 \text{ g}$

3.11.

10 g 95 % modre galice ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) raztopimo v 100 g vode. Izračunaj masni delež bakrovega sulfata (CuSO_4) v raztopini!

R: $\omega = 0,0552$

3.12.

Izračunaj maso vodika, ki se razvije, če na 112,8 kg tehničnega železa z masnim deležem Fe 95,2% zlijemo raztopino žveplove (VI) kisline z masnim deležem H_2SO_4 20%? Izračunaj maso raztopine žveplove (VI) kisline, ki zadostuje za reakcijo!



R: $m(\text{H}_2)=3,85 \text{ kg}$; $m(\text{H}_2\text{SO}_4)_r = 943 \text{ kg}$

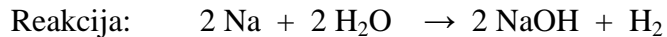
3.13.

Izračunaj množino žveplove (VI) kisline v 1 litru akumulatorske H_2SO_4 , katere procentna koncentracija je 28% in ima gostoto 1,202g/ml!

R: $n=3,434 \text{ mol}$

3.14.

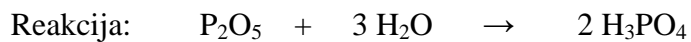
Izračunaj masni delež NaOH v raztopini, če raztopimo 50,6g natrija v 414,6g vode!



R: $\omega(\text{NaOH})=19,07 \%$

3.15.

Z raztapljanjem fosforjevega (V) oksida v vodi nastane fosforjeva (V) kislina. Izračunaj maso raztopine, ki nastane, če raztopimo 32.6g P_2O_5 in je masni delež H_3PO_4 v raztopini 85,1%!



R: $m=52,9 \text{ g}$

3.16.

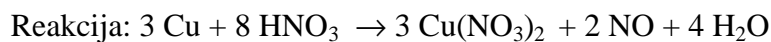
Pri sušenju (kjer vsa voda iz kristalohidrata izpari) 49,93g $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{XH}_2\text{O}$ dobimo 37,25 g Na_2CO_3 . Določi formulo kristalohidrata.

R: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

3.17.

Izračunaj maso 95% bakra, ki reagira s prebitno količino dušikove (V) kisline (HNO_3), da se pri tlaku $4,6 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ in temperaturi 27°C razvije 12,48 litrov dušikovega oksida (NO)!

Reakcija poteče 75%.



R: $m=30,77 \text{ g}$

3.18.

Kravje mleko vsebuje 4,5 g laktoze ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) v 0,1 L mleka. Izračunaj molarno koncentracijo laktoze v mleku!

R: $c=0.132 \text{ M}$

3.19.

Izračunaj maso natrijevega cianida (NaCN), ki se nahaja v 100 ml krvi, če njegova koncentracija ustreza letalni koncentraciji v krvi, ki je $3,8 \times 10^{-5} \text{ M}$!

R: $m=1,86 \cdot 10^{-4} \text{ g}$

3.20.

Izračunaj masno koncentracijo raztopine dušikove (V) kisline z masnim deležem HNO_3 19,0 % in gostoto 1,11 g/ml!

R: $\gamma = 211 \text{ mg/ml}$

3.21.

Raztopina klorovodikove kisline ima masni delež HCl 20,0 % in gostoto 1,10 g/ml. Izračunaj masno in množinsko koncentracijo raztopine ter volumen vodikovega klorida pri 20 °C in tlaku 98,6 kPa, ki je raztopljen v 1,0 litru te raztopine!

R: $\gamma = 219,99 \text{ mg/ml}$; $c = 6,03 \text{ M}$; $V = 148,9 \text{ l}$

3.22.

V 1,0 liter vode z gostoto 1 g/ml uvajamo 70 litrov HCl pri normalnih pogojih. Izračunaj masni delež HCl v raztopini! Volumen raztopine je 1,0 l in gostota 1,05 g/ml.

R: $\omega = 0,102$

3.23.

V 2,0 litrih vode z gostoto 1 g/ml raztopimo 0,5 kg $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ z masnim deležem 85,0 %. Kolikšen je masni delež Na_2CO_3 v raztopini?

R: $\omega = 0,0629$

3.24.

Izračunaj maso modre galice ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$), ki vsebuje 7,0 % nečistoč in volumen vode, ki ju potrebujemo za 1500 g raztopine z masnim deležem bakrovega sulfata (CuSO_4) 20,0 %! Gostota vode je 1,00 g/ml.

R: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}) = 504,58 \text{ g}$ $V(\text{H}_2\text{O}) = 995,42 \text{ ml}$

3.25.

V skladišču je steklen balon, v katerem je koncentrirana raztopina amoniaka z masnim deležem amoniaka 30,4 % in gostoto 0,894 kg/l. Izračunaj maso in volumen amoniaka p.n.p., ki je raztopljen v 50 litrih te raztopine!

R: $V = 17905,24 \text{ l}$

3.26.

Žveplova kislina vsebuje v 10,0 ml raztopine 12,0 g H_2SO_4 . Kolikšen volumen te kisline naj odmerimo za 1,0 liter raztopine z množinsko koncentracijo H_2SO_4 0,05 M?

R: $V = 4,08 \text{ ml}$

3.27.

Izračunaj volumen žveplove (VI) kisline (H_2SO_4) z masnim deležem 96 % in gostoto 1,84 g/ml, ki jo potrebujemo za pripravo 250 ml raztopine žveplove (VI) kisline z masno koncentracijo 24,5 mg/ml!

R: $V = 3,468 \text{ ml}$

3.28.

Izračunaj maso natrijevega karbonata dihidrata ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$) z masnim deležem 98,5 %, ki jo potrebujemo, da pripravimo 1 liter raztopine s koncentracijo 2 M!

R: $m = 287,97 \text{ g}$

3.29.

Izračunaj volumen žveplove (VI) kisline (H_2SO_4) z masnim deležem 96 % in gostoto 1,84 g/ml, ki naj jo odmerimo za 5 litrov raztopine s koncentracijo 0,1 M!

R: $V = 27,74 \text{ ml}$

3.30.

V vodi raztopimo 8,6 g kalijevega manganata (VII) (KMnO_4) in v raztopino uvajamo kalijev jodid (KJ). Izračunaj maso kalijevega jodida, ki jo porabimo za redukcijo, če dodamo 10 % presežka!

Reakcija: $2 \text{KMnO}_4 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} + \text{KJO}_3$

R: $m = 4,967 \text{ g}$

3.31.

Za nevtralizacijo 100 ml žveplove (VI) kisline z gostoto 1,21 g/ml porabiš 356,9 ml Na_2CO_3 raztopine, ki ima gostoto 1,1 g/ml in vsebuje 110 g/l Na_2CO_3 . Koliko litrov CO_2 nastane p.n.p.? Izračunaj množinsko in procentno koncentracijo žveplove (VI) kisline!

Reakcija: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

R: $V = 8,312 \text{ L}; c = 3,71 \text{ M} \quad \omega = 0,3005$

3.32.

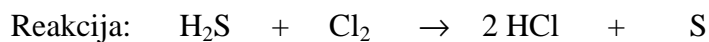
Pomešamo 54,2 g natrijevega hidroksida (NaOH) in 62,7 g žveplove (VI) kisline (H₂SO₄).
Izračunaj, koliko gramov natrijevega sulfata (Na₂SO₄) nastane!



R: m = 90,72 g

3.33.

Izračunaj volumen klora (Cl₂) pri 25 °C in tlaku 105,3 kPa, ki ga porabimo za oksidacijo 0,1 m³ vodikovega sulfida (H₂S) pri normalnih pogojih!



R: V = 105 L

3.34.

Izračunaj množinsko koncentracijo žveplove (VI) kisline (H₂SO₄), če pri nevtralizaciji 20 ml te kisline porabiš 32,4 ml 0,1 M natrijevega hidroksida (NaOH)! Izračunaj procentno koncentracijo žveplove (VI) kisline, če je gostota te raztopine 1,04 g/ml!



R: c = 0,081 M; $\omega = 0,00763 = 0,763 \%$

3.35.

Izračunaj množinsko koncentracijo klorovodikove kisline (HCl), če pri nevtralizaciji 0,184 g Na₂CO₃ porabiš 33,12 ml HCl!



R: C = 0,1057 M

3.36.

Izračunaj maso raztopine NaOH z masnim deležem 40 %, ki naj jo razredčimo z vodo, da pripravimo 2000 g raztopine z masnim deležem NaOH 25 %. Kolikšno maso vode dodamo za pripravo omenjene raztopine?

R: m (raztopina 1) = 1250g; m (H₂O) = 750 g

3.37.

Izračunaj volumen vode, ki ga moramo dodati k 500 ml HCl s koncentracijo 1,05 M, ki ima gostoto 1,028 g/ml, da pripravimo raztopino s koncentracijo 1,0 M, ki ima gostoto 1,02 g/ml! Gostota vode je 1,0 g/ml.

R: $V(\text{H}_2\text{O}) = 21,5 \text{ ml}$

3.38.

K 250 ml raztopine NaOH z masno koncentracijo 30,95 g/l in gostoto 1,032 g/ml dodamo 100 ml vode. Izračunaj množinsko koncentracijo razredčene raztopine, če je njena gostota 1,021 g/ml! Gostota vode je 1 g/ml.

R: $c = 0,553 \text{ M}$

3.39.

Izračunaj volumen žveplove (VI) kisline z masnim deležem 96 % in gostoto 1,83 g/ml, ki jo moramo dodati k 1,0 litru raztopine žveplove (VI) kisline s koncentracijo 0,975 M in gostoto 1,055 g/ml, da bo množinska koncentracija raztopine 1,0 M in njena gostota 1,066 g/ml.

R: $V = 5,92 \text{ ml}$

3.40.

Zmešamo 5,0 litrov žveplove (VI) kisline z masno koncentracijo 130,0 g/l in gostoto 1,085 g/ml ter 5,0 litrov žveplove (VI) kisline z množinsko koncentracijo 1,0 M in gostoto 1,06 g/ml. Izračunaj masni delež žveplove kisline in množinsko koncentracijo nastale raztopine, če je njena gostota 1,07 g/ml!

R: $c = 1,16 \text{ M}$ $\omega = 0,1063$

3.41.

Kolikšno maso žveplove (VI) kisline z masnim deležem 98 % in kolikšno maso vode potrebujemo, da pripravimo 500,0 g raztopine z masnim deležem žveplove (VI) kisline 15,0 %?

R: $m(\text{H}_2\text{SO}_4)_R = 76,53 \text{ g}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 423,47 \text{ g}$

4. Kisline, baze in pufri

4.1. Definicija kisline in baze

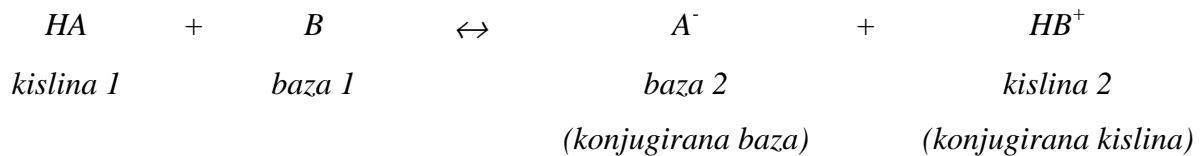
Arrheniusova definicija kisline pravi, da je kislina spojina, ki v vodni raztopini tvori oksonijeve ione (H_3O^+). Baza pa je po Arrheniusovi definiciji spojina, ki v vodni raztopini tvori hidroksidne ione (OH^-).

Brønsted in Lowry sta definirala kisline in baze s prehodom protona z ene snovi na drugo.

Kislina je snov, ki odda proton.

Baza je snov, ki sprejme proton.

Kislina vedno odda proton bazi. Kislina (HA), ki odda proton, preide v konjugirano bazo (A^-), baza (B), ki proton sprejme, pa preide v konjugirano kislino (HB^+). Reakcijo, pri kateri kislina odda proton bazi, imenujemo **protolitska reakcija** ali **protoliza**:



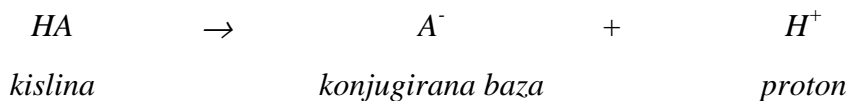
Reakcija protolize je ravnotežna reakcija. V katero smer je pomaknjeno ravnotežje, je odvisno od tega, kako močna je neka kislina ali baza. Močnejša kislina je tista, ki lažje odda proton, močnejša baza pa tista, ki močneje veže proton.

V vodnih raztopinah kislin je akceptor protonov voda; protolitsko reakcijo v tem primeru imenujemo **hidroliza**.



4.2. Močne kisline in močne baze

Med **močne kisline** spadajo tiste spojine, ki v vodni raztopini popolnoma disociirajo na protone (vodikove ione, H^+) in kislinski preostanek (A^-):



V vodni raztopini se proton poveže z molekulo vode v stabilno tvorbo, ki jo imenujemo oksonijev ion:



Pri popolni ionizaciji močne (enovalentne) kisline velja, da je koncentracija nastalih oksonijevih ionov enaka koncentraciji kisline:

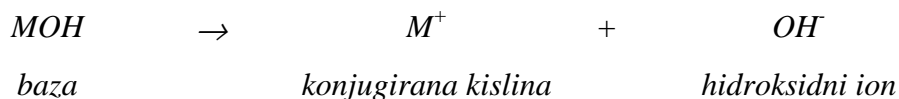
$$[H_3O^+] = [HA]$$

Pri hidrolizi klorovodikove kisline z vodo nastane konjugirana kislina H_3O^+ in konjugirana baza Cl^- .



Molekule klorovodikove kisline mnogo lažje oddajo protone kot oksonijevi ioni, zato je v tem primeru HCl močnejša kislina kot H_3O^+ . Voda je pri tej reakciji močnejša baza kot kloridni ioni, zato je ravnotežje reakcije pomaknjena popolnoma v desno.

Med **močne baze** spadajo tiste ionsko zgrajene substance, ki v vodni raztopini disociirajo na hidriksidni anion (OH^-) in kation (M^+):



Pri popolni ionizaciji močne (enovalentne) baze velja, da je koncentracija nastalih hidroksidnih ionov enaka koncentraciji baze:

$$[OH^-] = [MOH]$$

Primer št. 24: Koncentracija oksonijev ionov v raztopini močne kisline

Izračunaj koncentracijo oksonijevih ionov v 0,1 M žveplovi (VI) kislini (H_2SO_4).

Strategija izračuna

1. H_2SO_4 je močna kislina, zato v vodi popolnoma disociira:



2. H_2SO_4 je dvovalentna kislina. Kot vidimo iz zgornje enačbe, ena molekula H_2SO_4 odda pri hidrolizi dva protona (H^+). Množina (število molov) H_3O^+ je torej enako dvakratniku množine H_2SO_4

$$n(H_3O^+) = 2 n(H_2SO_4)$$

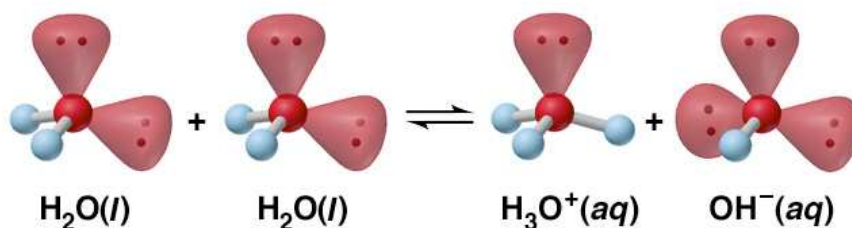
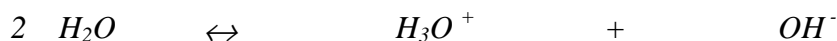
$$c(H_3O^+) \cdot V_r = 2 c(H_2SO_4) \cdot V_r$$

$$c(H_3O^+) = 2 c(H_2SO_4) = 2 \cdot 0,1M = 0,2M$$

V raztopini 0,1 M žveplove (VI) kisline je 0,2 M oksonijevih ionov (popolna disociacija močne kisline). Velja torej $[H_3O^+] = 2 [H_2SO_4]$

4.3. Lastna ionizacija vode

Kemijsko popolnoma čista voda kaže nizko, vendar merljivo prevodnost. Vzrok za prevodnost vode so prisotni ioni, ki so posledica lastne ionizacije vode (Slika št. 13):



Slika št. 13: Lastna ionizacija vode

Oksonijevi in hidrokislni ioni v vodi so rezultat prehajanja protonov med molekulami vode.

Ravnotežna konstanta za zgornjo reakcijo pri 25 °C je:

$$K_c = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2} = 3,27 \cdot 10^{-18}$$

Ravnotežna konstanta reakcije protolize vode je zelo majhna, kar pomeni, da sta koncentraciji obeh vrst ionov nizki in ne vplivata na koncentracijo vode. Zato lahko poenostavimo, da je koncentracija vode konstantna; pri temperaturi 25 °C je ta 55,3 M. Velja torej:

$$K_c [H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-] = 3,27 \cdot 10^{-18} \cdot 55,3^2 = 1,01 \cdot 10^{-14}$$

Produkt koncentracije oksonijevih in hidroksidnih ionov imenujemo **ionski produkt vode** (tudi konstanta lastne ionizacije vode). Vrednost ionskega produkta vode pri 25 °C zaokrožimo na $1,00 \cdot 10^{-14}$.

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

Ionski produkt vode ima v čisti vodi in v vodnih raztopinah kislin, baz ali soli, konstantno vrednost. Odvisen je le od temperature; s temperaturo se viša.

V kemijsko čisti vodi sta koncentraciji oksonijevih in hidroksidnih ionov enaki, zato velja:

$$[H_3O^+] = [OH^-] \quad \Leftrightarrow \quad [H_3O^+]^2 = [OH^-]^2 = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1,00 \cdot 10^{-7}$$

4.4. pH

Koncentracija oksonijevih in hidroksidnih ionov je v vodnih raztopinah običajno zelo nizka, zato je bila uvedena nova količina, pH, ki izraža koncentracijo vodikovih ionov v logaritemski obliki:

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

pH je negativni desetiški logaritem koncentracije oksonijevih ionov.

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

pOH je negativni desetiški logaritem koncentracije oksonijevih ionov.

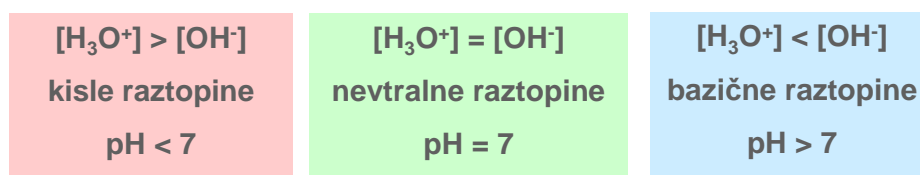
pH je merilo kislosti in bazičnosti raztopin (Slika št. 14, Slika št. 15).

Logaritmiranje ionskega produkta vode nas pripelje do naslednje zveze.

$$[H_3O^+][OH^-] = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

$$-\log [H_3O^+] + (-\log [OH^-]) = 14$$

$$pH + pOH = 14$$



Slika št. 14: Kisle, nevtralne in bazične raztopine

V **nevtralnih raztopinah** sta koncentraciji oksonijevih in hidroksidnih ionov enaki:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1,00 \cdot 10^{-7}$$

$$pH = 7$$

V **kislih raztopinah** je koncentracija oksonijevih ionov višja kot koncentracija hidroksidnih ionov, torej velja:

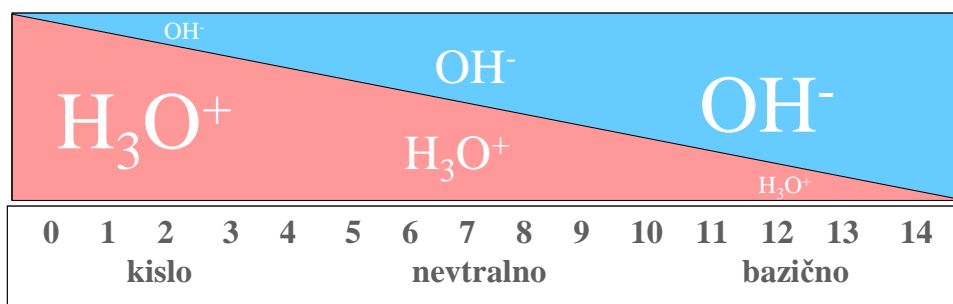
$$[H_3O^+] > 1,00 \cdot 10^{-7}$$

$$pH < 7$$

V **bazičnih raztopinah** je koncentracija hidroksidnih ionov višja kot koncentracija oksonijevih ionov, torej velja:

$$[OH^-] > 1,00 \cdot 10^{-7}$$

$$pOH < 7; pH > 7$$



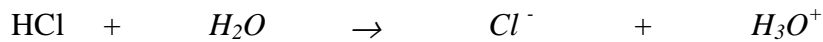
Slika št. 15: pH narašča – koncentracija H_3O^+ se zmanjšuje, koncentracija OH^- se povečuje

Primer št. 25: pH močne kisline

Izračunaj pH 0,05 M klorovodikove kisline.

Strategija izračuna:

1. HCl je močna kislina, zato popolnoma disociira:



2. Koncentracija nastalih H_3O^+ ionov je zaradi popolne disociacije enaka koncentraciji raztopljene HCl:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,05 \text{ M}$$

3. Izračunamo pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,05 = 1,3$$

pH 0,05 M HCl je 1,3.

Primer št. 26: pH močne baze

Izračunaj pH 0,005 M raztopine $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Strategija izračuna

1. $\text{Mg}(\text{OH})_2$ je dvovalentna baza, ki ima ionsko strukturo in v vodi popolnoma disociira:



2. Iz zgornje reakcije je razvidno, da ob disociaciji vsake molekule $\text{Mg}(\text{OH})_2$ nastaneta dva iona OH^- : to pomeni, da je koncentracija OH^- dvakratnik koncentracije raztopljenega $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Izračunamo koncentracijo OH^- .

$$[\text{OH}^-] = 2 [\text{Mg}(\text{OH})_2] = 2 \cdot 0,005 \text{ M} = 0,01 \text{ M}$$

3. V primeru računanja pH bazičnih raztopin najprej izračunamo pOH raztopine in nato pH (tako, da vrednost pOH odštejemo od 14):

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,01 = 2$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$$

pH 0,005 M raztopine $\text{Mg}(\text{OH})_2$ je 12.

4.5. Šibke kisline in šibke baze

Elektroliti so snovi, katerih vodne raztopine prevajajo električni tok. Prevodnost raztopin elektrolitov je posledica elektrolitske disociacije – spontanega razpada molekul topljenca na ione. **Šibke kisline** in **šibke baze** v raztopinah ne disociirajo popolnoma. Merilo jakosti elektrolita je **stopnja disociacije** (α), ki je definirana kot razmerje med številom disociiranih molekul (N) in številom vseh molekul elektrolita (N_0):

$$\alpha = \frac{N}{N_0}$$

$\alpha > 0,8$: močni elektroliti (npr. HCl, H₂SO₄, NaOH, vse soli)

$\alpha < 0,3$: šibki elektroliti (npr. CH₃COOH, NH₃)

$\alpha = 0$: neelektroliti (etanol, glukoza)

Primer št. 27: Stopnja disociacije šibke kisline

V 1,00 ml 0,03 M oetne kisline (CH₃COOH) je $4,3 \cdot 10^{17}$ acetatnih ionov (CH₃COO⁻).

Izračunaj stopnjo disociacije oetne kisline v tej raztopini!

Strategija izračuna

1. Oetna kislina je šibka kislina, ki v vodi delno disociira. Zapišemo stopnjo disociacije:

$$\alpha = \frac{N}{N_0}$$

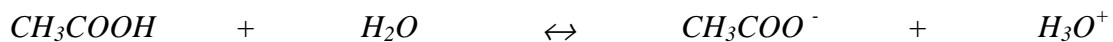
2. Število molekul oetne kisline izrazimo s pomočjo množine (števila molov) in

Avogadrovega števila. Upoštevamo, da je $n = c \cdot V$

$$\alpha = \frac{N}{N_0} = \frac{N}{n_0 \cdot N_A} = \frac{N}{c \cdot V \cdot N_A} = \frac{4,3 \cdot 10^{17} \text{ Lmol}}{0,03 \text{ mol} \cdot 0,001 \text{ L} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}} = 0,024 = 2,4\%$$

Stopnja disociacije oetne kisline je 2,4%.

Oetna kislina je šibka kislina; zapišemo enačbo hidrolize in **ravnotežno konstanto**.



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Predpostavimo, da so koncentracije vodnih raztopin kislin in baz nizke, zato poenostavimo – koncentracijo vode vzamemo kot konstantno:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot \textit{konst}} \Rightarrow K_c \cdot \textit{konst} = K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

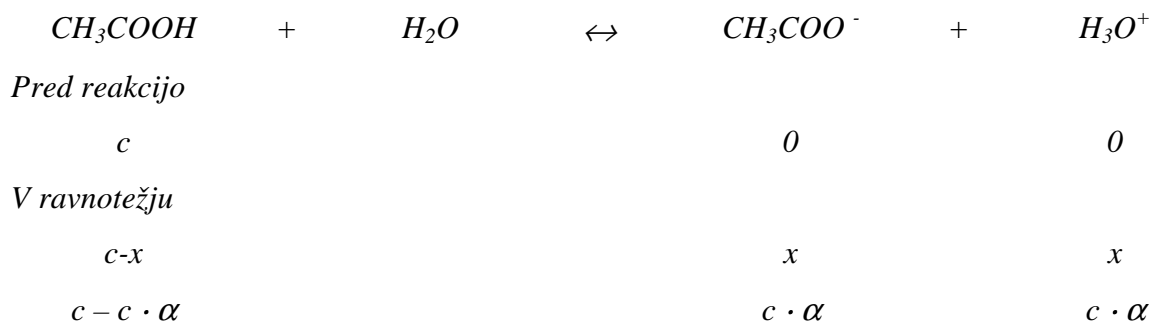
Produkt dveh konstant, K_c in \textit{konst} , je nova konstanta, ki jo imenujemo **ravnotežna konstanta kisline (K_a)**.

Zvezo med pH raztopine in koncentracijo kisline (HA) ter njene konjugirane baze (A^-) lahko izpeljemo iz enačbe za konstanto disociacije in sicer tako, da jo logaritmiramo:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow [H_3O^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \quad \text{Hendersen – Hasselbalchova enačba}$$

Zapišemo enačbo disociacije očetne kisline, ki spada med šibke kisline ter podpišemo koncentracije posameznih komponent pred reakcijo in v ravnotežju:



- začetna koncentracija kisline je c

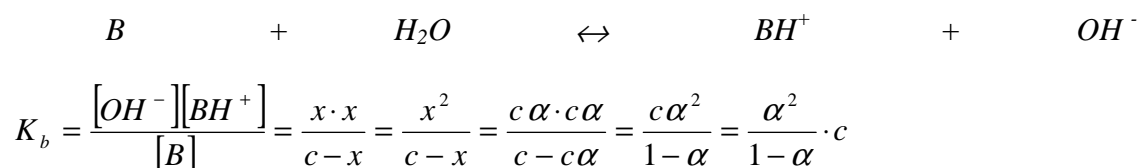
- x je zmanjšanje koncentracije kisline zaradi ionizacije – ta je enaka koncentraciji nastalih H_3O^+ in CH_3COO^- ionov

- ker velja, da je stopnja disociacije (α) delež ionizirane kisline, je koncentracija H_3O^+ in CH_3COO^- ionov v raztopini enaka $c \cdot \alpha$

Konstanto K_a lahko torej zapišemo:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{x \cdot x}{c-x} = \frac{x^2}{c-x} = \frac{c \alpha \cdot c \alpha}{c - c \alpha} = \frac{c \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot c$$

Disociacije šibke baze (B) poteka po istih principih kot disociacija šibke kisline, zato lahko disociacijo šibke baze in **ravnotežno konstanto šibke baze (K_b)** zapišemo kot:



Pri šibkih kislinah in šibkih bazah je stopnja disociacije zelo nizka ($\alpha \ll 1$); to pomeni, da je koncentracija H_3O^+ ionov in OH^- ionov v ravnotežju veliko manjša od prvotne koncentracije kisline ($x \ll c$). Zato lahko poenostavimo:

$$1 - \alpha \approx 1$$

Enačbi K_a in K_b sta z upoštevanjem poenostavitve naslednji:

$$K_a = \frac{x^2}{c} = \frac{[H_3O^+]^2}{c} = \alpha^2 c$$

$$K_b = \frac{x^2}{c} = \frac{[OH^-]^2}{c} = \alpha^2 c$$

Vrednost pH šibke kisline oziroma šibke baze lahko torej izračunamo (ob upoštevanju zgornje poenostavitve) preko koncentracij H_3O^+ ionov in OH^- ionov:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a c}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b c}$$

Ko združimo zgornji dve enačbi dobimo zvezo:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

Logaritmiranje enačbe pa poda naslednjo zvezo:

$$pK_a + pK_b = pK_w$$

Enačba pove, da je s konstanto K_a , ki velja za šibko kislino (npr. CH_3COOH), hkrati podana tudi konstanta K_b za kislini konjugirano bazo (CH_3COO^-).

4.6. Soli

Soli, ki jih raztopimo v vodi, disociirajo na katione in anione, ki so obdani s plaščem molekul vode; pravimo, da so ioni hidratizirani. Vodne raztopine soli so lahko kisle, bazične ali nevtralne.

Raztopine soli, ki so nastale pri nevtralizaciji močne kisline in močne baze, so nevtralne.

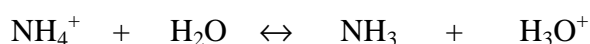
Tak primer je natrijev klorid ($NaCl$), ki pri raztapljanju v vodi razpade na natrijeve (Na^+) in kloridne (Cl^-) ione:



Ioni, med katere spadata tudi Na^+ in Cl^- , z molekulami vode ter oksonijevimi ioni (H_3O^+) in hidroksidnimi ioni (OH^-) ne reagirajo. To pomeni, da sta koncentraciji H_3O^+ in OH^- ionov v takih raztopinah enaki kot v kemijsko čisti vodi, to je $1,00 \cdot 10^{-7}$. pH raztopine je enak 7; raztopina je torej nevtralna.

Raztopine soli, ki so nastale pri nevtralizaciji močne kisline in šibke baze, so kisle.

Taka je raztopina amonijevega bromida (NH_4Br). Pri raztapljanju sol NH_4Br disociira na bromidne ione (Br^-) in amonijeve ione (NH_4^+). Ioni Br^- ne reagirajo z molekulami vode ter oksonijevimi ioni (H_3O^+) in hidroksidnimi ioni (OH^-), amonijevi ioni NH_4^+ pa reagirajo z molekulami vode. Reakcija v ravnotežju je naslednja:



Nastanejo H_3O^+ ioni, torej bo raztopina kislina.

Zapišemo enačbo za šibko kislino in upoštevamo, da je koncentracija NH_4^+ enaka koncentraciji soli, ker sol v vodi popolnoma disociira in da je koncentracija NH_3 enaka koncentraciji H_3O^+ v ravnotežju.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Ker smo v zgornji enačbi zapisali K_a za ione NH_4^+ , ki delujejo kot kislina, upoštevamo še zvezo $K_w = K_a \cdot K_b$ in izrazimo koncentracijo H_3O^+

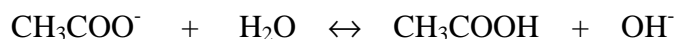
$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c} \quad \Rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{c \frac{K_w}{K_b}}$$

Izračunamo pH raztopine:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Raztopine soli, ki so nastale pri nevtralizaciji močne baze in šibke kisline, so bazične.

Primer je raztopina natrijevega acetata (CH_3COONa), ki v vodni raztopini disociira na natrijeve ione (Na^+) in acetatne ione (CH_3COO^-). Ioni Na^+ ne reagirajo z molekulami vode ter oksonijevimi ioni (H_3O^+) in hidroksidnimi ioni (OH^-), acetatni ioni pa reagirajo z molekulami vode. Reakcija v ravnotežju je naslednja:



Nastanejo OH^- ioni, torej bo raztopina bazična.

Zapišemo enačbo za šibko bazo; upoštevamo, da je koncentracija CH_3COO^- enaka koncentraciji soli, ker sol v vodi popolnoma disociira in da je koncentracija CH_3COOH enaka koncentraciji OH^- v ravnotežju.

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Ker smo v zgornji enačbi zapisali K_b za ione CH_3COO^- , ki delujejo kot baza, upoštevamo še zvezo $K_w = K_a \cdot K_b$ in izrazimo koncentracijo H_3O^+ :

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c} \quad \Rightarrow \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{c \frac{K_w}{K_a}}$$

Izračunamo pOH in pH raztopine:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Primer št. 28: Izračun pH soli

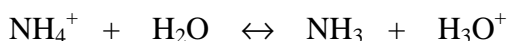
Izračunaj pH 0,1 M raztopine NH_4NO_3 . Konstanta disociacije NH_3 je $1,80 \cdot 10^{-5}$.

Strategija izračuna

1. NH_4NO_3 je sol, zato v vodi popolnoma disociira.



2. NH_4^+ ioni reagirajo z vodo (deloma, ker disociacija ni popolna); nastanejo H_3O^+ ioni, zato je raztopina kislja:



3. Podano imamo konstanto disociacije NH_3 – to je konstanta disociacije šibke baze. NH_4^+ je njena konjugirana šibka kislina, zato za zgornjo reakcijo velja (upoštevaj poenostavitve, str. 58, 59).

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c} \quad \Rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot c} = \sqrt{\frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,80 \cdot 10^{-5}} \cdot 0,1} = 7,45 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

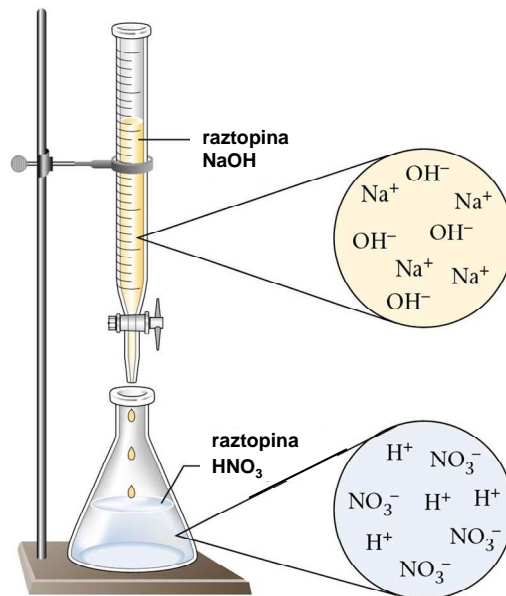
4. Izračunamo pH

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (7,45 \cdot 10^{-6}) = 5,12$$

pH 0,1 M NH_4NO_3 je 5,12.

4.7. Titracije kislina - baza

Titracija je volumetrična metoda določanja sestave spojin. Nevtralizacijska titracija temelji na ionski reakciji nevtralizacije. V reakciji nevtralizacije dosežemo **ekvivalentno točko**, ko kislina in baza popolnoma zreagirata. Reaktanta (kislina in baza) sta takrat v stehiometrijskem razmerju.

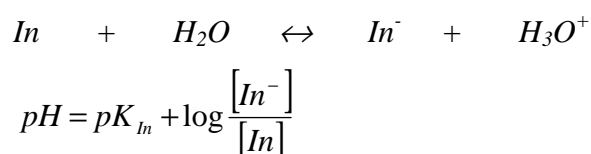


Slika št. 16: Titracija kisline z bazo

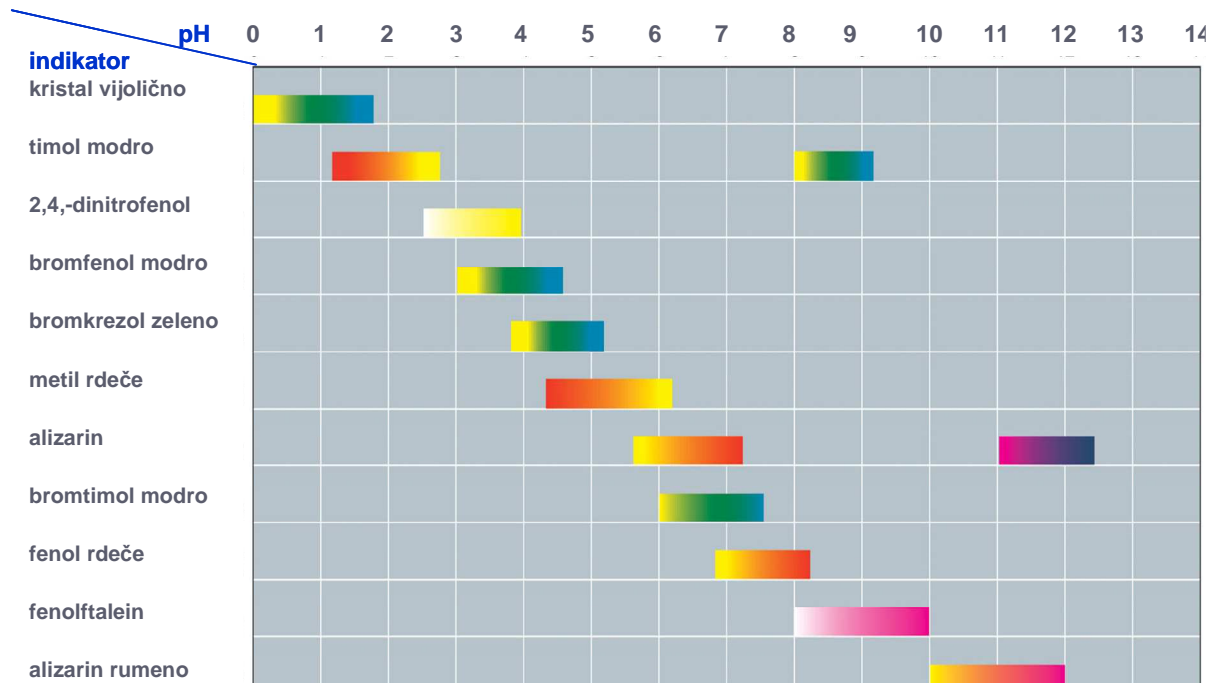
Pri titraciji moramo čim bolj natančno določiti ekvivalentno točko, zato:

- zelo natančno merimo prostornini kisline in baze, ki ju moramo zmešati, da dosežemo ekvivalentno točko (uporabimo pipete in birete, Slika št. 16)
- izberemo primeren indikator, s katerim ugotovimo, kdaj smo dosegli ekvivalentno točko (Slika št. 17)

Indikatorji so snovi, ki spremenijo barvo v ozkem območju pH in jih izberemo glede na pH ekvivalentne točke titracije. Idealno je, da je pK_a indikatorja enak pH ekvivalentne točke titracije. Indikatorji so običajno šibke kisline, ki v vodi disociirajo:



Ob spremembi pH se spremeni struktura indikatorja in posledično njegova barva. Spremembo barve opazimo, ko je ene oblike približno 10x več kot druge. Indikatorje dodajamo v majhnih količinah, da ne bi porušili kislinsko – baznega ravnotežja, ker so sami šibke kisline.



Slika št. 17: Barvni in pH prehodi različnih indikatorjev

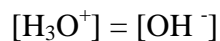
(Vir: The McGraw-Hill Companies, Inc.)

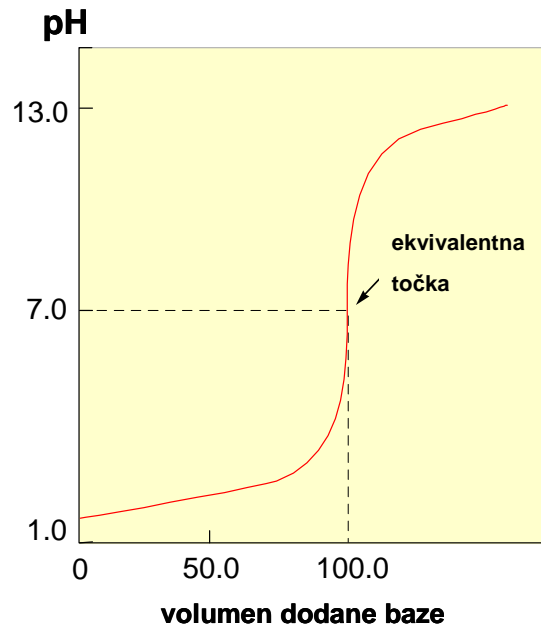
V ekvivalentni točki titracije kislina – baza sta stehiometrijski količini kisline in baze enaki in zreagirata med seboj, kar pomeni, da je v ekvivalentni točki raztopina soli.

Pri titraciji močne kisline z močno bazo (Slika št. 18) nastala sol ne hidrolizira, zato je v tem primeru v ekvivalentni točki edino pomembno ravnotežje ionizacija vode. Raztopina je zato v ekvivalentni točki nevtralna, pH je enak 7.

V ekvivalentni točki je:

$$n_{\text{kislina}} = n_{\text{baza}}$$



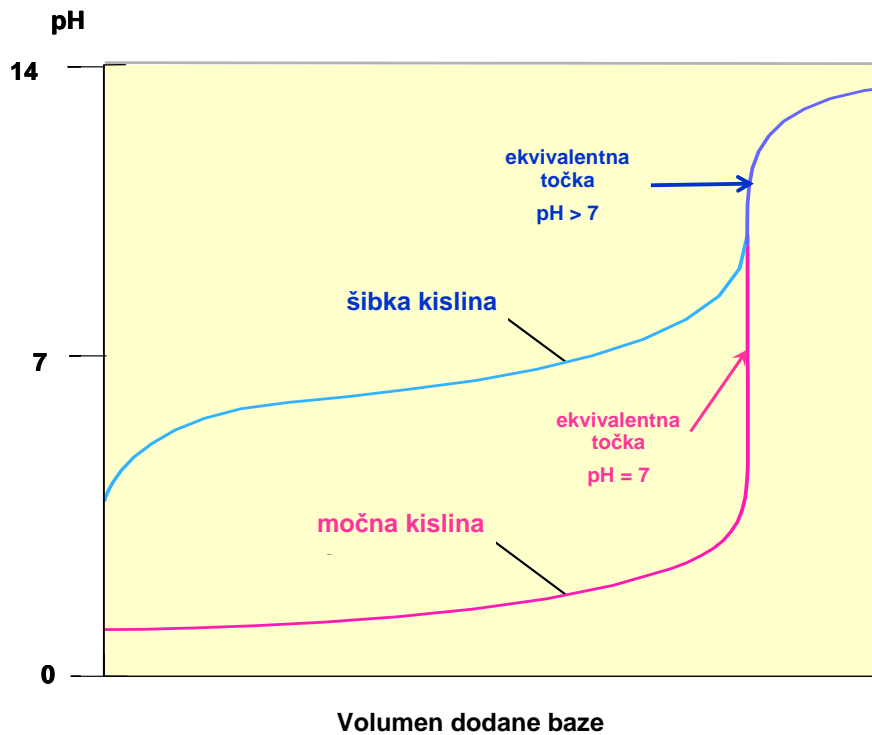


Slika št. 18: Titracija močne kisline z močno bazo

Pri **titraciji šibke kisline z močno bazo** nastane sol, ki hidrolizira; raztopina je bazična ($\text{pH} > 7$). Razen na začetku in na koncu titracije sta kislina in baza v ravnotežju; pH se spreminja v skladu s Hendersen - Hasselbalchovo enačbo. V ekvivalentni točki, kjer sta koncentracija kisline in njene konjugirane baze enaki, je pH enak pK_a kisline.

Tudi pri **titraciji šibke baze z močno kislino** nastane sol, ki hidrolizira; raztopina je v tem primeru kislina ($\text{pH} < 7$).

Na Sliki št. 19 je prikazana primerjava med titracijskima krivuljama močna kislina – močna baza in šibka kislina – močna baza.



Slika št. 19: Primerjava titracijskih krivulj močna kislina – močna baza in šibka kislina – močna baza

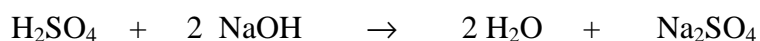
Ne glede na to, ali je kislina šibka ali močna pa pri nevtralizaciji enakega volumna šibke ali močne kisline, ki imata enako koncentracijo, vedno porabimo enako množino baze. Pravimo, da imata kislini enako **skupno kislost**.

Primer št. 29: Titracija

Pri titraciji 20 ml raztopine natrijevega hidroksida (NaOH) porabimo 16,0 ml 0,125 M raztopine žveplove (VI) kisline (H_2SO_4). Izračunaj molarno koncentracijo raztopine natrijevega hidroksida!

Strategija izračuna:

1. Napišemo reakcijo nevtralizacije:



2. Iz enačbe razberemo, da je množina NaOH, ki jo titriramo, enaka dvakratniku množine H_2SO_4 , ki jo porabimo pri titraciji:

$$n(\text{NaOH}) = 2 n(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

3. Število molov (n) izrazimo s pomočjo molarne koncentracije in volumna raztopine:

$$n(\text{NaOH}) = 2 n(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = 2 \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

4. Iz zgornje enačbe izrazimo koncentracijo NaOH in jo izračunamo:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{2 \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{NaOH})} = \frac{2 \cdot 0,125 \text{ mol} \cdot 0,016 \text{ L}}{L \cdot 0,020 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol} / \text{L}$$

Raztopina NaOH ima množinsko koncentracijo 0,2 mol/l.

4.8. Pufri

Na sliki št. 18 opazimo, da se pri titraciji kisline v bližini ekvivalentne točke pH hitro spremeni tudi pri majhnih dodanih količinah baze. Nasprotno pa se v območjih, kjer sta koncentracija šibke kisline in koncentracija soli približno enaki, pH ob dodatku baze le malo spremeni; to območje imenujemo pufersko območje.

Pufri so običajno raztopine zmesi šibkih kislin in soli teh kislin z močnimi bazami ali pa zmesi šibkih baz in soli teh baz z močnimi kisljinami. Če raztopini pufra dodamo majhno količino baze ali kisline, se pH raztopine skoraj ne spremeni; pravimo, da se pufri "upirajo" spremembi pH.

Pufri imajo velik pomen v živih sistemih, kjer se večina metabolnih procesov odvija pri točno določenem pH. Vloga in funkcija proteinov je namreč odvisna od njihove strukture, ta pa od pH. Kislinski in bazični preostanki amonkislin, ki sestavljajo proteine, so sposobni izmenjevati protone z okolico, pri čemer se spremeni električni naboj spojine, ki lahko preide v novo obliko. Pogoje za potek metabolnih reakcij v organizmu zagotavljajo prav pufri; npr. pH krvi mora biti okoli 7,4, slina deluje pri pH okoli 6,6, delovanje encimov v želodcu pa zahteva kisel medij s pH v območju 1,6 do 2,0.

Oglejmo si primer pufra, ki je sestavljen iz očetne kisline (CH_3COOH) in natrijevega acetata (CH_3COONa). Pri protolizi očetne kisline nastanejo acetatni ioni (CH_3COO^-) in oksonijevi ioni (H_3O^+), pri disociaciji soli (natrijevega acetata) v vodi pa natrijevi ioni (Na^+) in acetatni ioni (CH_3COO^-). V raztopini se torej vzpostavi ravnotežje:



pH raztopine pufru lahko zapišemo s Hendersen Hasselbalchovo enačbo:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

V primeru, ko sta koncentraciji acetatnih ionov in očetne kisline enaki, je pH raztopine enak pKa očetne kisline (log 1 je namreč enak 0).

Če raztopini dodamo nekaj močne kisline, se sistem izogne povečanju koncentracije oksonijevih ionov tako, da se ravnotežje pomakne v levo. Dodani H^+ ioni (ki nastanejo ob popolni disociaciji močne kisline) reagirajo z CH_3COO^- ioni, kar pomeni, da reakcija poteče v levo. Sprememba koncentracije H_3O^+ bi bila večja, če bi močno kislino dodali vodi.

V primeru, da acetatnemu pufru dodamo močno bazo NaOH (v vodi popolnoma disociira na Na^+ ione in OH^- ione), se ravnotežje pomakne v desno.

Majhne spremembe v koncentraciji H_3O^+ se odražajo v zelo majhnih spremembah pH tudi zato, ker je pH logaritem koncentracije H_3O^+ . Sprememba koncentracije od 1 do 1.000.000 se na logaritemski skali namreč kaže v spremembi od 0 do 6. Pri majhni spremembi $[H_3O^+]$ bo torej sprememba pH zanemarljivo majhna.

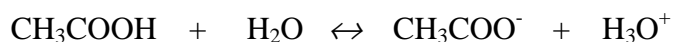
Primer št. 30: pH pufra

Izračunaj pH 0,1 M acetatnega pufru, ki je sestavljen iz 2 ml natrijevega acetata (CH_3COONa) in 16 ml očetne kisline (CH_3COOH).

$$K_a(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Strategija izračuna:

1. V pufrski raztopini so acetatni ioni in očetna kislina v ravnotežju.



2. pH izračunamo po Hendersen Hasselbalchovi enačbi:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

3. V zgornji enačbi upoštevamo, da je $[A^-] = \frac{n_{A^-}}{V_{raztopina}}$ in $[HA] = \frac{n_{HA}}{V_{raztopina}}$

$$\begin{aligned} pH &= pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = -\log K_a + \log \frac{n_{A^-} \cdot V_r}{V_r \cdot n_{HA}} = -\log K_a + \log \frac{c_{A^-} \cdot V_{A^-}}{c_{HA} \cdot V_{HA}} = \\ &= -\log 1,8 \cdot 10^{-5} + \log \frac{0,1M \cdot 0,002L}{0,1M \cdot 0,016L} = 3,84 \end{aligned}$$

Podatka o volumnu raztopine (oziroma gostot raztopin) ne potrebujemo, ker se pri računanju V_r pokrajšajo (glej račun).

pH pufra je 3,84.

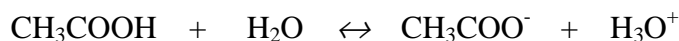
Primer št. 31: pH pufra po dodatku močne kisline – primer A

Izračunaj pH raztopine, ki nastane, če k 0,1 M acetatnemu pufuru, ki je sestavljen iz 2 ml natrijevega acetata (CH_3COONa) in 16 ml očetne kisline (CH_3COOH), dodamo 2 ml 0,1 M HCl.

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Strategija izračuna:

1. Pred dodatkom HCl je bilo v puferski raztopini naslednje ravnotežje



2. Dodamo HCl, ki je močna kislina, zato v vodni raztopini popolnoma disociira na Cl^- in H^+ ione. H^+ reagirajo z acetatnimi ioni in ravnotežje se pomakne v levo.

3. Izračunamo množine acetatnih ionov in očetne kisline v vzpostavljenem ravnotežju.

$$\begin{aligned} n_{\text{A}^-}(\text{po dodatku HCl}) &= n_{\text{A}^-}(\text{pred dodatkom HCl}) - n_{\text{HCl}} = \\ &= 0,1\text{mol/L} \cdot 0,002\text{L} - 0,1\text{mol/L} \cdot 0,002\text{L} = 0 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n_{\text{HA}}(\text{po dodatku HCl}) &= n_{\text{HA}}(\text{pred dodatkom HCl}) + n_{\text{HCl}} = \\ &= 0,1\text{mol/L} \cdot 0,016\text{L} + 0,1\text{mol/L} \cdot 0,002\text{L} = 0,0018 \text{ mol} \end{aligned}$$

4. Vidimo, da je bila množina dodanih H^+ ionov (ki so nastali zaradi popolne disociacije dodane HCl) enaka množini acetatnih ionov v prvotni raztopini. Zato je po dodatku stanje v raztopini enako, kot če bi imeli samo raztopino očetne kisline.

5. Najprej izračunamo koncentracijo očetne kisline v nastali raztopini. Predpostavimo aditivnost raztopin (volumen nastale raztopine je enak vsoti volumnov raztopin, ki jih zmešamo – predpostavimo, da so gostote raztopin enake).

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{n_{\text{po dodatku HCl}}}{V_{\text{nastala raztopina}}} = \frac{0,0018\text{mol}}{0,020\text{L}} = 0,09\text{mol/L}$$

6. Izračunamo pH po naslednji formuli:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot c} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,09} = 2,89$$

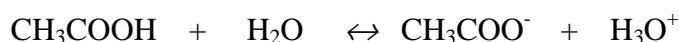
Primer št. 32: pH pufra po dodatku močne kisline – primer B

Izračunaj pH raztopine, ki nastane, če k 0,05 M acetatnemu puftru, ki je sestavljen iz 2 ml natrijevega acetata (CH₃COONa) in 16 ml očetne kisline (CH₃COOH), dodamo 2 ml 0,1 M HCl.

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Strategija izračuna:

1. Pred dodatkom HCl je bilo v puferski raztopini naslednje ravnotežje



2. Dodamo HCl, ki je močna kislina, zato v vodni raztopini popolnoma disociira na Cl⁻ in H⁺ ione. H⁺ reagirajo z acetatnimi ioni in ravnotežje se pomakne v levo.

3. Izračunamo množine acetatnih ionov in očetne kisline v vzpostavljenem ravnotežju.

$$\begin{aligned} n_{\text{A-(po dodatku HCl)}} &= n_{\text{A-(pred dodatkom HCl)}} - n_{\text{HCl}} = \\ &= 0,05 \cdot 1 \text{ mol/L} \cdot 0,002 \text{ L} - 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,002 \text{ L} = -0,0001 \text{ mol} \end{aligned}$$

4. Negativni predznak nam pove, da je množina dodanih H⁺ ionov (ki so nastali zaradi popolne disociacije dodane HCl) večja od množine acetatnih ionov v prvotni raztopini. Ti ioni ostanejo v raztopini in so pokazatelj pH.

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} \text{ (v nastali raztopini)} = 0,0001 \text{ mol}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ v nastali raztopini}}}{V_{\text{ nastale raztopine}}} = \frac{0,0001 \text{ mol}}{0,020 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,3$$

pH po dodatku je 2,3.

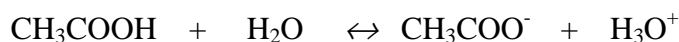
Primer št. 33: pH pufra po dodatku močne kisline – primer C

Izračunaj spremembo pH raztopine, ki nastane, če k 0,05 M acetatnemu puftru, ki je sestavljen iz 6 ml natrijevega acetata (CH₃COONa) in 12 ml očetne kisline (CH₃COOH), dodamo 2 ml 0,1 M HCl.

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Strategija izračuna:

1. V puferski raztopini so acetatni ioni in očetna kislina v ravnotežju.



2. pH izračunamo po Hendersen Hasselbalchovi enačbi:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = -\log K_a + \log \frac{n_{A^-} V_r}{V_r \cdot n_{HA}} = -\log K_a + \log \frac{c_{A^-} V_{A^-}}{c_{HA} V_{HA}} =$$

$$= -\log 1,8 \cdot 10^{-5} + \log \frac{0,05M \cdot 0,012L}{0,05M \cdot 0,006L} = 4,446$$

2. Dodamo HCl, ki je močna kislina, zato v vodni raztopini popolnoma disociira na Cl⁻ in H⁺ ione. H⁺ reagirajo z acetatnimi ioni in ravnotežje se pomakne v levo.

3. Izračunamo množine acetatnih ionov in očetne kisline v vzpostavljenem ravnotežju.

$$n_{A^-}(\text{po dodatku HCl}) = n_{A^-}(\text{pred dodatkom HCl}) - n_{HCl} =$$

$$= 0,05\text{mol/L} \cdot 0,06L - 0,1\text{mol/L} \cdot 0,002L = 0,0028 \text{ mol}$$

$$n_{HA}(\text{po dodatku HCl}) = n_{HA}(\text{pred dodatkom HCl}) + n_{HCl} =$$

$$= 0,05\text{mol/L} \cdot 0,012L + 0,1\text{mol/L} \cdot 0,002L = 0,0008 \text{ mol}$$

4. Vidimo, da sta množini acetatnih ionov in očetne kisline po dodatku HCl večji od 0. pH izračunamo po Hendersen-Hasselbalchovi enačbi.

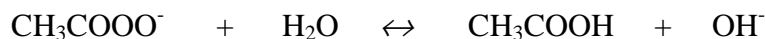
$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = -\log K_a + \log \frac{n_{A^-} V_r}{V_r \cdot n_{HA}} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} + \log \frac{0,0028}{0,0008} = 4,203$$

Primer št. 34: pH raztopine po dodatku HCl raztopini soli šibke kisline

Izračunaj spremembo pH raztopine, če k 18 ml 0,2 M natrijevega acetata (CH₃COONa) dodamo 2 ml 0,1M HCl.

Strategija izračuna:

1. V raztopini natrijev acetat popolnoma hidrolizira v acetatne ione in Na⁺ ione. Acetatni ioni se v raztopini obnašajo kot šibka baza. Vzpostavi se ravnotežje:



2. pH raztopine izračunamo po naslednji formuli

$$pH_1 = -\log[H_3O^+] = \sqrt{K_b \cdot c} = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} c} = \sqrt{\frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \cdot 0,2} = 9,02$$

3. Po dodatku HCl nastali H⁺ ioni reagirajo z acetatnimi ioni, ravnotežje se premakne v desno. Množina acetatnih ionov v raztopini se zmanjša, nastanejo molekule očetne kisline:

$$n_{A^-}(\text{po dodatku HCl}) = n_{A^-}(\text{pred dodatkom HCl}) - n_{HCl} =$$

$$= 0,2\text{mol/L} \cdot 0,018L - 0,1\text{mol/L} \cdot 0,002L = 0,0034 \text{ mol}$$

$$n_{HA}(\text{po dodatku HCl}) = n_{HCl} =$$

$$= 0,01\text{mol/L} \cdot 0,002L = 0,0002 \text{ mol}$$

4. pH izračunamo po Hendersen-Hasselbalchovi enačbi.

$$pH_2 = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = -\log K_a + \log \frac{n_{A^-} \cdot V_r}{V_r \cdot n_{HA}} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} + \log \frac{0,0034}{0,0002} = 5,98$$

5. Izračunamo spremembo pH:

$$\Delta pH = pH_1 - pH_2 = 9,02 - 5,98 = 3,04$$

pH se spremeni za 3,04.

4.9. Naloge z rešitvami

4.1.

Izračunaj konstanto K_a 0,01 M CH_3COOH ! Stopnja protolize je 0,042.

$$\text{R: } K_a = 1,84 \cdot 10^{-5}$$

4.2.

Izračunaj množinsko koncentracijo H_3O^+ ionov v 0,08 M HNO_2 , če je K_a $4,5 \cdot 10^{-4}$!

$$\text{R: } c = 5,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

4.3.

Izračunaj koncentracijo amonijevih ionov v raztopini, ki jo dobiš, če zmešaš 1,0 liter 0,1 M NH_3 in 1,0 liter 0,02 M NaOH . Predpostavi aditivnost prostornin.

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{R: } [\text{NH}_4] = 8,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

4.4.

Izračunaj pH 0,1 M NaOH !

$$\text{R: } \text{pH} = 13$$

4.5.

Izračunaj množinsko koncentracijo raztopine CH_3COOH , če je pH raztopine 3,38 in stopnja disociacije 0,042!

$$\text{R: } c = 9,92 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

4.6.

100,00 ml raztopine s pH 2,40 dodaš 200,0 ml raztopine s pH 0,90. Izračunaj pH dobljene raztopine. Predpostavi aditivnost prostornin in popolno disociacijo!

R: pH=1,07

4.7.

Izračunaj stopnjo protolize 0,1 M HCOOH, če je $K_a(\text{HCOOH}) = 2,14 \cdot 10^{-4}$!

R: $\alpha=0,0046$

4.8.

Izračunaj pH 0,01 M CH₃COOH, če je stopnja protolize 4,2 %!

R: pH=3,38

4.9.

V enem litru je $3,0 \cdot 10^{20}$ hidroksidnih ionov. Izračunaj pH raztopine!

R: pH=10,7

5. Literatura

Atkins P.W., Clugston M.J., Frazer M.J., Jones R.A.Y.: Kemija: zakonitosti in uporaba.1. izdaja, Tehniška založba Slovenije, Ljubljana, 1995.

Bukovec N. in Brenčič J.: Kemija za gimnazije 1, srednješolski učbenik, DZS, Ljubljana, 2006.

Čeh B.: Kemijsko računanje in osnove kemijskega ravnotežja, UL FKKT, Ljubljana, 2001.

Drobnič Košorok M.: Eksperimentalne metode v biokemiji. Učbenik s praktičnimi primeri. Narodna in Univerzitetna knjižnica, Ljubljana, 1997.

Drobnič Košorok M., Premrov Bajuk B., Berne S.: Biokemija za študente veterine. Učbenik s praktičnimi primeri, Študentska založba, Ljubljana, 2009.

Sodja Božič J.: Kemijsko računanje, Zbirka nalog, DZS, Ljubljana, 1994.

Smrdu A.: Fluor ni flour, 777 nalog iz splošne in anorganske kemije za gimnazije in druge srednje šole, Jutro, Ljubljana, 2006.

Šegedin P.: Osnove kemijskega računanja z zbirko nalog, Biotehniška fakulteta – Oddelek za lesarstvo, Ljubljana, 1996.