

SU 1731



# SKRYPY UCZELNIANE

AKADEMIA GÓRNICZO-HUTNICZA IM. STANISŁAWA STASZICA W KRAKOWIE

Zofia Kalicka, Elżbieta Kawecka-Cebula,  
Aneta Magdziarz

## ĆWICZENIA Z CHEMII OGÓLNEJ

Dla studentów  
Wydziału Inżynierii Metali  
i Informatyki Przemysłowej

Wydanie trzecie poprawione



UNIWERSYTET AGH

www.agh.edu.pl

Redaktor Wydawnictw AGH: *Jan Sas*

Komitet Naukowy Wydawnictw AGH:  
*Zbigniew Kąkol* (przewodniczący)  
*Marek Ciećla*,  
*Borys Mikułowski*,  
*Tadeusz Sawik*,  
*Mariusz Ziółko*

Recenzent: *prof. dr hab. Mariusz Holtzer*

Miejsce pracy autorek:  
AGH Akademia Górnictwo-Hutnicza

Opieka redakcyjna: *Małgorzata Koch*

Projekt okładki i strony tytułowej: *Beata Barszczewska-Wojda*

Skład komputerowy: **LIBRA**

Skład komputerowy wydania trzeciego: MarDruk Marcin Herzog  
www.mardruk.pl, tel. 602 130 104

## WYDANIE TRZECIE POPRAWIONE

Redakcja Wydawnictw AGH  
al. Mickiewicza 30, 30-059 Kraków  
tel. 12 617 32 28, tel./faks 12 636 40 38  
e-mail: redakcja@wydawnictwagh.pl  
http://www.wydawnictwa.agh.edu.pl

## Spis treści

Przedmowa .....	7
<b>CZĘŚĆ A</b>	
1. Zależności między liczbą atomów i cząsteczek a masą i objętością substancji .....	9
1.1. Przykłady .....	11
1.2. Zadania .....	16
2. Stężenia roztworów .....	18
2.1. Definicje i przeliczanie stężeń .....	18
2.1.1. Przykłady .....	20
2.1.2. Zadania .....	30
2.2. Rozcieńczanie i mieszanie roztworów .....	33
2.2.1. Przykłady .....	35
2.2.2. Zadania .....	43
3. Stechiometria związku chemicznego i reakcji .....	47
3.1. Skład procentowy związku chemicznego oraz mieszaniny .....	47
3.1.1. Przykłady .....	49
3.1.2. Zadania .....	54
3.2. Obliczania na podstawie równania reakcji chemicznej .....	55
3.2.1. Przykłady .....	57
3.2.2. Zadania .....	71
4. Równowaga chemiczna .....	76
4.1. Przykłady .....	77
4.2. Zadania .....	84
5. Roztwory elektrolitów .....	88
5.1. Roztwory kwasów i zasad .....	88
5.1.1. Przykłady .....	93
5.1.2. Zadania .....	103
5.2. Hydroliza soli .....	109
5.2.1. Przykłady .....	111
5.2.2. Zadania .....	113

5.3. Iloczyn rozpuszczalności .....	114	10.4. Konfiguracja elektronowa atomu .....	178
5.3.1. Przykłady .....	115	10.4.1. Przykłady .....	181
5.3.2. Zadania .....	119	10.4.2. Zadania .....	183
5.4. Wpływ jonów wspólnych na dysocjację słabych elektrolitów .....	120	10.5. Elektryny walencyjne. Układ okresowy pierwiastków .....	183
5.4.1. Przykłady .....	121	10.5.1. Przykłady .....	186
5.4.2. Zadania .....	124	10.5.2. Zadania .....	189
<b>6. Termochemia .....</b>	<b>125</b>	<b>11. Związki organiczne .....</b>	<b>190</b>
6.1. Przykłady .....	127	11.1. Zasady nazewnictwa .....	190
6.2. Zadania .....	132	11.2. Izomeria strukturalna .....	192
<b>CZEŚĆ B</b>		11.3. Węglowodory nasycone .....	193
<b>7. Związki nieorganiczne .....</b>	<b>137</b>	11.3.1. Przykłady .....	195
7.1. Zasady nazewnictwa .....	137	11.3.2. Zadania .....	197
7.2. Tlenki .....	139	11.4. Węglowodory nienasycone .....	197
7.3. Wodorki .....	141	11.4.1. Przykłady .....	199
7.4. Wodorotlenki .....	142	11.4.2. Zadania .....	200
7.5. Kwasy .....	143	11.5. Węglowodory aromatyczne .....	201
7.6. Sole .....	146	11.5.1. Zadania .....	202
7.7. Zadania .....	148	11.6. Fluorowcopochodne węglowodorów .....	203
<b>8. Reakcje utleniania-redukcji .....</b>	<b>152</b>	11.6.1. Przykłady .....	203
8.1. Stopnie utlenienia pierwiastków w związkach .....	152	11.6.2. Zadania .....	204
8.1.1. Zadania .....	154	11.7. Związki z jedną grupą funkcyjną .....	204
8.2. Bilansowanie reakcji .....	155	11.7.1. Zadania .....	206
8.2.1. Przykłady .....	156	<b>Załączniki .....</b>	<b>207</b>
8.2.2. Zadania .....	163		
<b>9. Dysocjacja elektrolytyczna mocnych elektrolitów .....</b>	<b>165</b>		
9.1. Przykłady .....	167		
9.2. Zadania .....	169		
<b>10. Struktura elektronowa atomów i układ okresowy .....</b>	<b>171</b>		
10.1. Liczby kwantowe .....	171		
10.1.1. Przykłady .....	171		
10.1.2. Zadania .....	173		
10.2. Notacja orbitali atomowych .....	173		
10.2.1. Przykłady .....	174		
10.2.2. Zadania .....	176		
10.3. Kolejność energetyczna orbitali atomowych .....	176		
10.3.1. Przykłady .....	177		
10.3.2. Zadania .....	178		

## CZEŚĆ A

### 1. Zależności między liczbą atomów i cząsteczek a masą i objętością substancji

Oznawiane zagadnienia:

- atomowa jednostka masy,
- liczność zwana mołem,
- masa molowa atomów i cząsteczek,
- gęstość substancji i objętość molowa gazów.

Znaczenie:

- opisywanie zależności masowych pomiędzy atomami różnych pierwiastków,
- opisywanie zależności masowych pomiędzy molami atomów i cząsteczek,
- obliczanie liczby atomów i cząsteczek zawartych w danej objętości lub masie substancji.

Dla określonej masy substancji można obliczyć znajdującą się w niej **liczbę atomów lub cząsteczek** pod warunkiem, że znany jest wzór chemiczny tej substancji. Liczbę atomów lub cząsteczek można podać w konwencjonalnym zapisie, np.  $10^{25}$  atomów, albo w jednostce zwanej mołem, np. 15 moli atomów. **Mol** jest jednostką liczności materii (inaczej: ilości materii lub substancji), czyli służy do wyrażania liczby obiektów tej materii. Jest to **bardzo duża liczba całkowita** równa w przybliżeniu

$$1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (liczonych obiektów).}$$

Liczyc można różnego typu „cząstki”, np. atomy, cząsteczki, jony, elektryny itd. Dlatego konieczne jest uzupełnienie nazwy „mol” przez podanie wzoru chemicznego liczących się lub dodanie określenia w postaci słów „atomów”, „cząsteczek”, „jonów” itd. Na przykład 1 mol O<sub>2</sub> (czyli 1 mol cząsteczek tlenu) a 1 mol O (czyli 1 mol atomów tlenu) to zupełnie inne masy tlenu.

Liczność (liczba atomów, cząsteczek, jonów – stosownie, co jest rozważane) w jednym molu nazywa się **stałą Avogadra**. Oznaczana jest ona symbolem  $N_A$ .

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząstek / mol.}$$

Liczba moli oznaczana jest symbolem  $n$ , a liczba cząstek (atomów, cząsteczek, jonów) przez  $N$ . Liczba cząstek i zawartych w określonej liczbie moli tych cząstek i wynosi

$$N_i = n_i \cdot N_A.$$

Aby obliczyć liczbę atomów lub cząsteczek (czy też liczbę moli) w danej masie substancji, należy znać masy poszczególnych atomów. Eksperymentalnie wyznaczane masy atomów przeliczane są na bardzo małą jednostkę masy zwaną unitem (u) lub jednostką masy atomowej (która jest definiowana jako 1/12 masy jednego atomu  $^{12}\text{C}$ , czyli atomu zawierającego 6 protonów, 6 neutronów i 6 elektronów)

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

W takich jednostkach podane masy atomowe nazywa się masami atomowymi. Masy atomowe umieszczone są w układzie okresowym, jako jedna z najważniejszych informacji o danym pierwiastku, w postaci liczb dziesiętnych, najczęściej z dwoma lub trzema miejscami po przecinku. Na przykład masa atomowa pierwiastka w 4 okresie i 11 grupie (miedź Cu) podawana jest jako 63,54, co oznacza, że wynosi ona 63,54 u. Jeden atom Cu ma zatem masę równą  $63,54 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ , czyli  $1,05 \cdot 10^{-22} \text{ g}$ . Masa atomowa oznaczana jest symbolem  $M$  (w większości podręczników) lub  $A_r$  (wg nowszej notacji od słów *relative atomic mass*, czyli względna masa atomowa).

Jeżeli w jednostkach u podana jest masa 1 cząsteczki,ówczas nazywa się ją masą cząsteczkową. Masę cząsteczkową oblicza się, sumując masy atomowe zgodnie ze wzorem chemicznym cząsteczek. Na przykład masa cząsteczkowa  $\text{H}_2$  wynosi  $2 \cdot 1,01 = 2,02 \text{ g}$ , a masa cząsteczkowa  $\text{H}_2\text{O}$  jest równa  $2 \cdot 1,01 + 16,00 = 18,02 \text{ g}$ . Masa cząsteczkowa oznaczana jest symbolem  $M$  (w większości podręczników) lub  $M_r$  (wg nowszej notacji od słów *relative molecular mass*, czyli względna masa cząsteczkowa).

Masy atomowe i cząsteczkowe dotyczą pojedynczego atomu lub cząsteczek. Dla zbioru takich obiektów o liczebności 1 mola podaje się masę w kilogramach lub w gramach. Masę taką nazywa się masą molową. Oznaczana jest symbolem  $M$ . Wymiarem masy molowej jest  $\text{kg/mol}$  lub  $\text{g/mol}$ . Najczęściej wartość  $M$  podaje się w  $\text{g/mol}$ , gdyż wtedy jej wartość liczbową równa się wprost wartości liczbowej odpowiedniej masy atomowej lub cząsteczkowej.

Masa 1 mola atomów (czyli  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomów) jest równa liczbowo masie atomowej, jeśli jest wyrażona w gramach. Przykładowo masa 1 mola atomów Cu jest równa 63,54 g (gdzie masa atomowa Cu wynosi 63,54 u). Zatem masa molowa miedzi wynosi 63,54 g/mol, co zapisuje się jako  $M_{\text{Cu}} = 63,54 \text{ g/mol}$ .

Masa 1 mola cząsteczek (czyli  $6,02 \cdot 10^{23}$  cząsteczek) jest równa liczbowo masie cząsteczkowej, jeśli zostanie wyrażona w gramach. Przykładowo masa 1 mola cząsteczek  $\text{H}_2$  wynosi  $2 \cdot 1,01 \text{ g}$  czyli 2,02 g, a masa 1 mola cząsteczek  $\text{H}_2\text{O}$  jest równa  $(2 \cdot 1,01 + 16,00) \text{ g} = 18,02 \text{ g}$ . Masy molowe obu substancji zapisuje się jako

$$M_{\text{H}_2} = 2,02 \text{ g/mol} \quad \text{oraz} \quad M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,02 \text{ g/mol.}$$

Masa molowa  $M$  dotyczy w tym przypadku związku chemicznego lub pierwiastka w formie cząsteczkowej. Jak widać, nazwa masa molowa jest jedna, zarówno dla atomów jak i cząsteczek, w przeciwieństwie do zróżnicowania nazw: masa atomowa i masa cząsteczkowa.

Masa dowolnej ilości substancji oznaczana jest przez  $m$ . Jeśli substancja jest czystym pierwiastkiem lub związkiem chemicznym, to znając masę molową tej substancji, można obliczyć liczbę moli atomów lub cząsteczek zawartych w tej masie

$$n_i = \frac{m_i [\text{g}]}{M_i [\text{g/mol}]},$$

gdzie:

$n_i$  – liczba moli,

$m_i$  – masa,

$M_i$  – masa molowa,

$i$  – symbol atomu lub wzór cząsteczki, we wszystkich oznaczeniach  $i$  musi być takie same.

Jeśli podana jest objętość, a nie masa substancji, to aby obliczyć zawartą w niej liczbę moli (a następnie atomów lub cząsteczek), konieczna jest znajomość gęstości tej substancji w danym warunkach temperatury i ciśnienia. Gęstość ( $\rho$ ) używane jest też oznaczenie greckie  $\rho$ ) jest zależnością pomiędzy masą substancji  $m$  i objętością  $V$ , wyrażoną w postaci

$$d_i = m_i / V_i,$$

gdzie  $i$  – nazwa (wzór chemiczny) substancji.

Zgodnie z układem SI podstawową jednostką gęstości jest  $\text{kg/m}^3$ . W praktyce jednak najczęściej stosowanym wymiarem gęstości w przypadku ciał stałych i ciekłych jest  $\text{kg/dm}^3$ , który jest równy  $\text{g/cm}^3$ , gdyż:

$$1 \text{ kg/l dm}^3 = 1000 \text{ g} / 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ g/cm}^3.$$

Jedynie w przypadku gazów używa się wymiaru  $\text{kg/m}^3$  (co jest równoznaczne z  $\text{g/dm}^3$  gdyż  $1 \text{ kg/lm}^3 = 1000 \text{ g} / 1000 \text{ dm}^3 = 1 \text{ g/dm}^3$ ). Gazy mają bardzo małą gęstość, dlatego podaje się ją względem objętości  $10^3$  razy większej niż dla cieczy i ciał stałych. Gęstość dla każdego stanu skupienia zależy od temperatury, a w przypadku gazów również od ciśnienia. Gęstość ciał stałych jest zazwyczaj większa od gęstości cieczy.

Dla większości gazów, w dość dużym zakresie temperatury i ciśnienia, można stosować zależność, wynikającą z równania gazu doskonałego, która mówi, że 1 mol każdego gazu zajmuje taką samą objętość w tych samych warunkach temperatury i ciśnienia. Objętość ta nazywa się objętością molową gazów. Objętość molowa gazu doskonałego w temperaturze 0° K (0°C) i pod ciśnieniem 101 325 Pa wynosi  $22,4 \text{ dm}^3$  czyli  $0,0224 \text{ m}^3$ . Warunki te nazywa się warunkami normalnymi.

## 1.1. Przykłady

### Przykład 1.1

Obliczyć masę w gramach:

- 1 cząsteczki  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,
- 1 mola  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

## Rozwiązańe

a) Masy atomowe poszczególnych pierwiastków wynoszą:

$$\text{H} - 1,01 \text{ u}; \quad \text{S} - 32,06 \text{ u}; \quad \text{O} - 16,00 \text{ u};$$

zatem masa cząsteczkowa  $\text{H}_2\text{SO}_4$  jest równa:

$$(2 \cdot 1,01 + 32,06 + 4 \cdot 16,00) \text{ u} = 98,08 \text{ u}.$$

Masa 1 cząsteczki w gramach wynosi:

$$(98,08 \text{ u}) \cdot (1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}) = 1,63 \cdot 10^{-22} \text{ g}.$$

b) Masy molowe poszczególnych pierwiastków wynoszą:

$$\text{H} - 1,01 \text{ g/mol}; \quad \text{S} - 32,06 \text{ g/mol}; \quad \text{O} - 16,00 \text{ g/mol};$$

zatem masa molowa  $\text{H}_2\text{SO}_4$  jest równa:

$$(2 \cdot 1,01 + 32,06 + 4 \cdot 16,00) \text{ g/mol} = 98,08 \text{ g/mol}.$$

Masa 1 mola cząsteczek  $\text{H}_2\text{SO}_4$  wynosi:

$$(98,08 \text{ g/mol}) \cdot (1 \text{ mol}) = 98,08 \text{ g}.$$

## Uwaga

Ponieważ 1 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  to  $6,02 \cdot 10^{23}$  cząsteczek  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , zatem masę 1 cząsteczki  $\text{H}_2\text{SO}_4$  można również obliczyć, dzieląc masę 1 mola przez liczbę  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

$$98,08 \text{ g} / 6,02 \cdot 10^{23} = 16,29 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 1,63 \cdot 10^{-22} \text{ g}.$$

## Przykład 1.2

Obliczyć masę w gramach:

- a) 1 mola N, b) 1 mola  $\text{N}_2$ , c) 1 cząsteczki  $\text{N}_2$ .

## Rozwiązańe

a) i b) Masa atomowa azotu wynosi 14,01 u, czyli masa molowa N jest równa 14,01 g/mol.

Masa molowa  $\text{N}_2$  jest dwa razy większa, tzn. jest równa 28,02 g/mol. Należy pamiętać, że:

1 mol N zawiera  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomów N,

1 mol  $\text{N}_2$  zawiera  $6,02 \cdot 10^{23}$  cząsteczek  $\text{N}_2$ ,

zatem 1 mol  $\text{N}_2$  zawiera dwa razy więcej atomów N niż 1 mol N, czyli masa 1 mola  $\text{N}_2$  jest dwa razy większa niż masa 1 mola N.

Dlatego podając masę molową pierwiastka, który występuje w postaci cząsteczkowej (jak ilen, wodór, chlor, fluor), należy zawsze sprecyzować, czy chodzi o 1 mol atomów czy 1 mol cząsteczek.

c) Masy 1 cząsteczek  $\text{N}_2$  można obliczyć dwoma sposobami (patrz przykład poprzedni), na przykład dzieląc masę 1 mola przez liczbę  $6,02 \cdot 10^{23}$ :

$$28,02 \text{ g} / 6,02 \cdot 10^{23} = 4,65 \cdot 10^{-23} \text{ g}.$$

## Uwaga

Przyjmując masę molową, podaje się zawsze wymiar g/mol, np.  $M_N = 14,01 \text{ g/mol}$ . Jeżeli jednak obliczamy masę pewnej liczby mol, to mnożymy liczbę mol przez masę molową:

$$m = n \cdot M,$$

gdzie podstawiając jednostki, otrzymujemy wymiar:

$$\{\text{mol}\} \cdot \{\text{g/mol}\} = \text{g}.$$

Takie samo rozumowanie należy zastosować do obliczania masy 1 mola. Dlatego mówimy, że 1 mol N ma masę 14,01 g (a nie 14,01 g/mol).

## Przykład 1.3

Obliczyć liczbę atomów zawartych w 1 g:

- a) Pb, b)  $\text{H}_2$ , c)  $\text{H}_2\text{O}$ .

## Rozwiązańe

Znaję masy molowe Pb,  $\text{H}_2$  i  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$M_{\text{Pb}} = 207,19 \text{ g/mol}, \quad M_{\text{H}_2} = 2,02 \text{ g/mol}, \quad M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,02 \text{ g/mol},$$

obliczamy liczbę mol Pb,  $\text{H}_2$  i  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$a) n_{\text{Pb}} = 1 \text{ g} / 207,19 \text{ g/mol} = 0,005 \text{ mol Pb},$$

$$b) n_{\text{H}_2} = 1 \text{ g} / 2,02 \text{ g/mol} = 0,495 \text{ mol H}_2,$$

$$c) n_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g} / 18,02 \text{ g/mol} = 0,055 \text{ mol H}_2\text{O}.$$

Mnożąc liczbę molów przez liczbę Avogadra, czyli wartość  $6,02 \cdot 10^{23}$  (z odpowiednim wymiarem), otrzymuje się liczbę atomów Pb oraz cząsteczek  $\text{H}_2$  i  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$N_I = n_I \cdot N_A.$$

$$a) N_{\text{Pb}} = 0,005 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomów/mol} = 0,03 \cdot 10^{23} \text{ atomów Pb},$$

$$b) N_{\text{H}_2} = 0,495 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek/mol} = 2,98 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek H}_2,$$

$$c) N_{\text{H}_2\text{O}} = 0,055 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek/mol} = 0,33 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek H}_2\text{O}.$$

Aby obliczyć liczbę atomów, należy wartość b) pomnożyć przez dwa, a wartość c) przez trzy.

Ostatecznie liczba atomów wynosi:

$$a) N_{\text{Pb}} = 0,03 \cdot 10^{23} = 3 \cdot 10^{21} \text{ atomów Pb},$$

$$b) N_{\text{H}_2} = 5,96 \cdot 10^{23} \text{ atomów H},$$

$$c) N_{\text{atomów H}_2\text{O}} = 0,99 \cdot 10^{23} \text{ atomów H}_2\text{O}.$$

Jak widać, w tej samej masie różnych substancji zawarta jest różna liczba atomów, zależna od mas atomowych pierwiastków. Najmniej jest atomów ołowiu, najwięcej atomów wodoru.

### Przykład 1.4

Porównaj liczbę atomów znajdujących się w  $0,1 \text{ cm}^3$  substancji o temperaturze  $25^\circ\text{C}$ :

- a) sodu, b) żelaza, c) wody;

Znając ich gęstości:

- a)  $0,97 \text{ kg/dm}^3$ , b)  $7,87 \text{ kg/dm}^3$ , c)  $0,997 \text{ kg/dm}^3 \leq 1 \text{ kg/dm}^3$ .

#### Rozwiążanie

- a) Sód

Znając gęstość, należy obliczyć masę podanej objętości sodu. Ponieważ  $d = m/V$ , zatem masa sodu wynosi:

$$m_{\text{Na}} = d \cdot V = 0,97 \text{ g/cm}^3 \cdot 0,1 \text{ cm}^3 = 0,097 \text{ g},$$

gdzie  $1 \text{ dm}^3 = 10^3 \text{ cm}^3$  oraz  $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$ , czyli  $0,97 \text{ kg/dm}^3 = 0,97 \text{ g/cm}^3$ .

Masa molowa Na wynosi:

$$M_{\text{Na}} = 22,99 \text{ g/mol},$$

co oznacza, że 1 mol Na (czyli  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomów) ma masę 22,99 g.

Należy teraz obliczyć, ile moli Na ma masę 0,097 g, czyli zastosować wzór:

$$n_{\text{Na}} = \frac{m_{\text{Na}} [\text{g}]}{M_{\text{Na}} [\text{g/mol}]} = \frac{0,097 \text{ g}}{22,99 \text{ g/mol}} = 0,0042 \text{ mol Na.}$$

Liczba atomów Na otrzyma się po wymnożeniu liczby moli przez  $6,02 \cdot 10^{23}$ :

$$(0,0042 \text{ mol Na}) \cdot (6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomów/mol}) = 0,025 \cdot 10^{23} \text{ atomów Na.}$$

Podana objętość sodu zawiera  $2,5 \cdot 10^{21}$  atomów.

- b) Żelazo

Masa  $0,1 \text{ cm}^3$  żelaza wynosi:

$$m_{\text{Fe}} = d \cdot V = 7,87 \text{ g/cm}^3 \cdot 0,1 \text{ cm}^3 = 0,787 \text{ g.}$$

Znając masę molową Fe (55,85 g/mol), oblicza się liczbę moli Fe:

$$n_{\text{Fe}} = \frac{0,787 \text{ g}}{55,85 \text{ g/mol}} = 0,0141 \text{ mol Fe.}$$

Liczba atomów Fe wynosi:

$$(0,0141 \text{ mol Fe}) \cdot (6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomów/mol}) = 0,085 \cdot 10^{23} \text{ atomów Fe.}$$

Podana objętość żelaza zawiera  $8,5 \cdot 10^{21}$  atomów.

Masa  $0,1 \text{ cm}^3$  wody wynosi 0,1 g.

Masa molowa H<sub>2</sub>O wynosi 18,02 g/mol, zatem liczba moli H<sub>2</sub>O jest równa:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,1 \text{ g} / 18,02 \text{ g/mol} = 0,00555 \text{ mol H}_2\text{O.}$$

Liczba cząsteczek H<sub>2</sub>O wynosi:

$$(0,00555 \text{ mol H}_2\text{O}) \cdot (6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek/mol}) = 0,0334 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek H}_2\text{O},$$

czyli liczba atomów H i O jest 3 razy większa, czyli wynosi  $0,1 \cdot 10^{23}$ .

Podana objętość wody zawiera  $1 \cdot 10^{22}$  atomów.

#### Odpowiedź

W danym substancji o podobnej gęstości – wody i sodu – więcej atomów zawiera ta, której atomy mają mniejszą masę, czyli woda. Żelazo zawiera więcej atomów niż sód a mniej niż woda. Gęstość żelaza znacznie przewyższa gęstość sodu, dlatego mimo, że żelazo ma większą masę atomową, ta sama objętość żelaza zawiera jednak więcej atomów niż sód.

### Przykład 1.5

Oblicz gęstość w warunkach normalnych gazów:

- a) tlenu, b) azotu, c) ditlenku węgla, d) monotlenku węgla,  
wyrażającą założeniu, że zachowują się one jak gaz doskonały.

Zakładając, że powietrze zawiera 80% cząsteczek N<sub>2</sub> i 20% cząsteczek O<sub>2</sub>, oblicz gęstość powietrza i porównaj z nią gęstości tlenków węgla, które powstają w procesach spalania paliv.

#### Rozwiążanie

W warunkach normalnych 1 mol gazu doskonałego zajmuje objętość  $22,4 \text{ dm}^3$ . Aby obliczyć gęstość, należy znać masę 1 mola każdego gazu. Tlen występuje w postaci cząsteczek O<sub>2</sub>, azot również w postaci cząsteczek N<sub>2</sub>, ditlenek węgla to CO<sub>2</sub>, monotlenek węgla (tzw. czad) ma wzór CO.

Masy molowe tych cząsteczek wynoszą:

- a) 32,00 g/mol, b) 28,01 g/mol, c) 44,01 g/mol, d) 28,00 g/mol,

Dzieląc masę 1 mola przez jego objętość, otrzymujemy się gęstość gazu:

- a) tlen  $d_{\text{tlen}} = (32,00 \text{ g}) / (22,4 \text{ dm}^3) = 1,43 \text{ g/dm}^3 = 1,43 \text{ kg/m}^3$ ,  
b) azot  $d_{\text{azot}} = (28,01 \text{ g}) / (22,4 \text{ dm}^3) = 1,25 \text{ g/dm}^3 = 1,25 \text{ kg/m}^3$ ,  
c) CO<sub>2</sub>  $d_{\text{CO}_2} = (44,01 \text{ g}) / (22,4 \text{ dm}^3) = 1,96 \text{ g/dm}^3 = 1,96 \text{ kg/m}^3$ ,  
d) CO  $d_{\text{CO}} = (28,00 \text{ g}) / (22,4 \text{ dm}^3) = 1,25 \text{ g/dm}^3 = 1,25 \text{ kg/m}^3$ .

## Powietrze

Mieszając 0,8 mola  $\text{N}_2$  oraz 0,2 mola  $\text{O}_2$ , otrzymuje się powietrze. Masa 1 mola takiej mieszaniny wynosi:

$$(0,8 \text{ mol} \cdot 28,01 \text{ g/mol}) + (0,2 \text{ mol} \cdot 32,00 \text{ g/mol}) = 28,81 \text{ g},$$

czyli gęstość powietrza wynosi:

$$d_{\text{pow}} = (28,81 \text{ g}) / (22,4 \text{ dm}^3) = 1,29 \text{ g/dm}^3 = 1,29 \text{ kg/m}^3.$$

## Odpowiedź

Gęstość CO jest porównywalna z gęstością powietrza, natomiast gęstość  $\text{CO}_2$  jest większa od gęstości powietrza, pod warunkiem, że wszystkie gazy mają tę samą temperaturę i ciśnienie.

## 1.2. Zadania

1.1. Oblicz masę 1 atomu w gramach:

- a) ołowiu, b) uranu, c) magnезu, d) cynku, e) krzemiu, f) siarki, g) fosforu.

1.2. Oblicz masę 1 cząsteczkę w gramach:

- a) tlenku glinu (III), b) siarkowodoru, c) CO, d)  $\text{CO}_2$ , e)  $\text{CaCO}_3$ , f)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

1.3. Masa protonu wynosi  $1,67 \cdot 10^{-27}$  kg, a masa elektronu jest równa  $9,109 \cdot 10^{-31}$  kg. Podaj masę tych cząstek w jednostkach u.

1.4. Oblicz masę w gramach:

- a) 2,5 mol Fe, b) 50 mmol C, c) 0,2 kmol Ca, d) 0,1 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , e) 3 kmol  $\text{KNO}_3$ ,  
f) 3 mol  $\text{N}_2$ , g) 3 mmol N, h) 5 kmol  $\text{O}_2$ , i) 5 kmol  $\text{O}_3$ ,
- pamiętając, że 1 kmol (kilomol) = 1000 mol, 1 mmol (milimol) = 0,001 mol.

1.5. Wiedząc, jaka liczność jest zdefiniowana jako 1 mol, oblicz ile molii stanowią poniższe liczby:

- a)  $10^{30}$ , b) 10 tys., c)  $6,02 \cdot 10^{25}$ , d) 1, e)  $6,02 \cdot 10^{20}$ .

Odp. a)  $1,66 \cdot 10^6$  molii.

1.6. Oblicz liczbę molii atomów w:

- a) 5 g srebra, b) 2 kg chromu, c) 2 mg złota.

1.7. Oblicz liczbę molii cząsteczek w:

- a) 1 kg wody, b) 15 g ditlenku krzemiu, c) 10 mg tritlenku siarki.

1.8. Oblicz liczbę cząsteczek w 10 g:

- a) wodoru, b) azotu, c) tlenu, d) ozonu ( $\text{O}_3$  – odmiana alotropowa tlenu).

1.9. Oblicz liczbę atomów tlenu zawartych w:

- a) 10 cząsteczkach  $\text{MnO}_2$ , b) 2 molach  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , c) 5 kg  $\text{CaCO}_3$ , d) 4 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

1.10. Ile cząsteczek  $\text{O}_2$  powinno przereagować z azotem, aby powstały:

- a) 2 mole NO, b) 2 mole  $\text{N}_2\text{O}_3$ , c) 2 mole  $\text{N}_2\text{O}_5$ , d) 5 g  $\text{NO}_2$ , e) 5 g  $\text{N}_2\text{O}$ .

1.11. Oblicz objętość, jaką zajmie 1 mol pierwiastka w 25°C o podanej gęstości:

- a) magnez, 1,74 g/cm<sup>3</sup>, b) siarka, 2,07 g/cm<sup>3</sup>, c) węgiel, 2,27 g/cm<sup>3</sup>,  
d) miedź, 8,93 g/cm<sup>3</sup>, e) rtęć, 13,53 g/cm<sup>3</sup>, f) złoto, 19,28 g/cm<sup>3</sup>.

1.12. Oblicz masę 1 m<sup>3</sup> gazowych substancji w warunkach normalnych:

- a)  $\text{O}_3$ , b)  $\text{SO}_3$ , c) metan  $\text{CH}_4$ , d) azot, e) tlen.

1.13. Oblicz objętość, jaką zajmie 1 kg gazowych substancji w warunkach normalnych:

- a)  $\text{CO}_2$ , b) CO, c) etan  $\text{C}_2\text{H}_6$ , d) wodór, e) tlen.

1.14. Oblicz liczbę atomów w 1 mm<sup>3</sup> substancji o podanych gęstościach:

- a) platyny o gęstości 21,41 g/cm<sup>3</sup>, b) srebra o gęstości 10,49 g/cm<sup>3</sup>,  
c) grafitu o gęstości 2,27 g/cm<sup>3</sup>, d) fosforu o gęstości 1,82 g/cm<sup>3</sup>.

1.15. Oblicz liczbę cząsteczek oraz atomów w 1 cm<sup>3</sup> gazów o podanych gęstościach:

- a) tlenu o gęstości 1,309 kg/m<sup>3</sup>, b) wodoru o gęstości 0,0823 kg/m<sup>3</sup>,  
c)  $\text{CO}_2$  o gęstości 1,811 kg/m<sup>3</sup>, d) CO o gęstości 1,145 kg/m<sup>3</sup>.

1.16. Oblicz objętość, jaką zajmie 1 ml m cząsteczek:

- a)  $\text{SiO}_2$  o gęstości 2,65 g/cm<sup>3</sup>, b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  o gęstości 5,24 g/cm<sup>3</sup>,  
c)  $\text{PhO}$  o gęstości 9,6 g/cm<sup>3</sup>, d) WC o gęstości 15,6 g/cm<sup>3</sup>,  
e) amoniaku (gaz) w warunkach normalnych, f) wodoru w warunkach normalnych.

1.17. Oblicz masę cząsteczkową oraz masę molową związku, którego cząsteczki składają się z 9 atomów węgla, 13 atomów wodoru oraz  $2,334 \cdot 10^{-23}$  g innego pierwiastka.  
Odp. 135 u; 135 g/mol.

1.18. Izotop promieniotwórczy  $^{60}\text{Co}$  można wykryć w ilości  $10^{-11}$  g. Oblicz, ile to stanowi atomów. Za masę atomową tego izotopu przyjmij masę atomową naturalnej mieszaniny izotopów kobaltu (czyli wartość podaną w układzie okresowym).  
Odp.  $10^{11}$  atomów.

## 2. Stężenia roztworów

Omawiane zagadnienia:

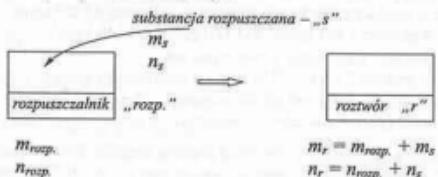
- sposoby definiowania stężeń: molowe, procentowe, ppm, ułamek molowy,
- przeliczanie stężeń wyrażonych w różnych jednostkach; rozcieńczanie, zatęczanie i mieszanie roztworów.

Zastosowanie:

- przygotowanie roztworu o dowolnym stężeniu, w przypadku gdy dysponuje się substancją czystą, zanieczyszczoną lub jej roztworem.

### 2.1. Definicje i przeliczanie stężeń

Rozpuszczanie jest zjawiskiem fizycznym.



$$\begin{aligned}m_{rzop.} \\ n_{rzop.}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}m_r = m_{rzop.} + m_s \\ n_r = n_{rzop.} + n_s\end{aligned}$$

gdzie:

$m_s$  – masa substancji rozpuszczonej,

$n_s$  – liczba moli substancji rozpuszczonej,

$m_{rzop.}$  – masa rozpuszczalnika,

$n_{rzop.}$  – liczba moli rozpuszczalnika,

$m_r$  – masa roztworu,

$n_r$  – liczba moli roztworu.

Jeżeli jeden ze składników roztworu występuje w zdecydowanie przeważającej ilości, to zazwyczaj nazywa się go rozpuszczalnikiem. Najczęściej stosowanym rozpuszczalnikiem jest woda (roztwory wodne). Dla związków organicznych stosuje się rozpuszczalniki organiczne, takie jak alkohole itp.

Roztwór jest to jednorodna mieszanina utworzona z co najmniej dwóch składników.

Roztwór nasycony – zawiera maksymalną w danej temperaturze (i ciśnieniu) ilość substancji rozpuszczonej.

**Stężenie roztworu  $d_r$**  – wyraża się stosunkiem masy roztworu  $m_r$  do jego objętości  $V_r$

$$d_r = \frac{m_r}{V_r} \quad [\text{kg/m}^3 \text{ lub } \text{kg/dm}^3 = \text{g/cm}^3].$$

Miągka ilość substancji rozpuszczonej w roztworze jest jego stężeniem. Określa ono zarówno substancję rozpuszoną w określonej ilości roztworu lub rozpuszczalnika.

Sposoby wyrażania stężeń:

Stężenie procentowe (procent masowy)  $C_{p,r}$  [% mas.] określa masową zawartość (np. w gramach) składnika  $s$  w 100 częściach masowych roztworu:

$$C_{p,r} = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%.$$

Suma zawartości procentowych wszystkich składników roztworu wynosi 100%.

Procent masowy używa się dla określania stężeń wszystkich typów roztworów, np. roztworów wodnych, stopów tj. roztworów metali, roztworów soli stopionych, żużli. Stężenie procentowe masowe można oznaczać krótko jako „stężenie procentowe” ignorując słowo „masowe” z wyjątkiem roztworów gazowych.

#### Uwaga

Dla bardzo małych zawartości substancji w roztworze zamiast stężenia procentowego stosuje się „ppm” (ang. parts per million). Określa ono masową zawartość składnika  $s$  w milionie części masowych roztworu:

$$ppm_s = \frac{n_s}{m_r} \cdot 10^6 = C_{p,r} \cdot 10^4.$$

W ppm wyraża się np. zawartość niektórych składników w stali, np. tlenu, azotu, wodoru, jak również fosforu i siarki.

Dla roztworów gazowych używa się stężeń procentowego objętościowego,  $C_{p,obj}$  [% obj.] określającego udział objętości gazu „s” w objętości całej mieszaniny:

$$C_{p,obj} = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100\% = \frac{n_s}{n_r} \cdot 100\% = \frac{N_s}{N_r} \cdot 100\%$$

Ma ono sens udziału procentowego liczby cząsteczek danego gazu w całej mieszaninie.

Stężenie molowe  $C_{m,r}$  wyraża liczbę moli składnika  $s$  zawartą w  $1 \text{ dm}^3$  roztworu:

$$C_{m,r} = \frac{n_s}{V_r} = \frac{m_s}{M_s \cdot V_r} \quad [\text{mol/dm}^3 = \text{kmol/m}^3].$$

Jednostką objętości jest  $1 \text{ dm}^3$  czyli 1 litr.

Na przykład  $1 \text{ dm}^3$  roztworu o stężeniu 2 mol/dm $^3$  zawiera 2 mole substancji rozpuszczonej. Odpowiednio mniejsza lub większa objętość roztworu zawiera proporcjonalną ilość moli substancji, np.  $0,5 \text{ dm}^3$  zawiera 1 mol, a  $4 \text{ dm}^3$  – 8 moli substancji, s.

Jednostkę stężenia molowego można zapisywać, stosując oznaczenia:

np. roztwór NaCl o stężeniu 2 mol/dm $^3$  = 2-molowy roztwór NaCl = 2M NaCl (czyta się dwumolowy roztwór).

Stężenie molowe używa się do określania zawartości kwasów, zasad i soli w roztworach wodnych.

– Ułamek molowy  $x_s$  określa udział molowy, czyli ułamek moli składnika roztworu przypadający na 1 mol łącznie wszystkich składników roztworu:

$$x_s = \frac{n_s}{\sum_i n_i},$$

gdzie:

$$\begin{aligned} n_s &= \text{liczba moli danego składnika,} \\ \sum_i n_i &= \text{liczba moli wszystkich składników.} \end{aligned}$$

Ponieważ 1 mol substancji złożonej z cząsteczek zawiera  $N_A$  cząsteczek, a 1 mol substancji złożonej z atomów zawiera  $N_A$  atomów, więc ułamek molowy odpowiada ułamkowi cząsteczek (lub atomów) danej substancji w roztworze.

Suma ułamków molowych wszystkich składników roztworu wynosi 1. Stężenie podane w postaci ułamka molowego jest bezwymiarowe.

Ułamkiem molowym określa się często stężenie składników stopów metali, żużli (roztworów tlenków) oraz roztworów soli stopionych.

### Uwaga

W zapisie stężenia konkretnego roztworu indeks „s” – oznaczający substancję rozpuszoną zastępuje się wzorem lub symbolem chemicznym tej substancji.

## 2.1.1. Przykłady

### Przykład 2.1

Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego poprzez rozpuszczenie dwu łyżeczek cukru (1 łyżeczka  $\approx 3 \text{ g}$ ) w szklance wody ( $250 \text{ cm}^3$ ).

#### Rozwiązanie

Substancja rozpuszczona – cukier:  $m_{\text{cukier}} = 2 \cdot 3 \text{ g} = 6 \text{ g}$ .

$$\rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = d_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/cm}^3 \cdot 250 \text{ cm}^3 = 250 \text{ g.}$$

$$C_{\text{p},\text{cukier}} = \frac{m_{\text{cukier}}}{m_r} \cdot 100\% = \frac{6 \text{ g}}{6 \text{ g} + 250 \text{ g}} \cdot 100\% = 2,34\%.$$

### Odpowiedź

Stężenie cukru w wodzie jest 2,34-procentowy.

### Przykład 2.2

Jaki jest stężenie molowe soli kuchennej (NaCl) w roztworze otrzymanym poprzez rozpuszczenie 1 łyżki soli (5 g) w  $1,5 \text{ dm}^3$  wody. Złożyć, że roztwór ma objętość  $1,5 \text{ dm}^3$ .

#### Rozwiązanie

Substancja rozpuszczona – NaCl:  $m_{\text{NaCl}} = 5 \text{ g}; M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$

$$\rightarrow n_{\text{NaCl}} = 5 \text{ g}/58,5 \text{ g/mol} = 0,0855 \text{ mol.}$$

Rozpuszczalnik – woda:  $V_{\text{H}_2\text{O}} = 1,5 \text{ dm}^3 \approx V_r$ .

Stężenie molowe  $C_{\text{m},\text{NaCl}}$  sporządzonego roztworu chlorku sodu wynosi więc:

$$C_{\text{m},\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V_r} = \frac{0,0855 \text{ mol}}{1,5 \text{ dm}^3} = 0,0570 \text{ mol/dm}^3.$$

### Odpowiedź

Stężenie molowe roztworu chlorku sodu wynosi  $0,057 \text{ mol/dm}^3$ .

### Przykład 2.3

Sporządzono roztwór  $\text{AlCl}_3$ , rozpuszczając 0,2 mola tego chlorku w  $400 \text{ g}$  wody. Wyraź stężenie  $\text{AlCl}_3$  w roztworze jako procent masowy, ułamek molowy oraz stężenie molowe. Objętość otrzymanego roztworu wynosi  $1,05 \text{ kg}/\text{dm}^3$ .

#### Rozwiązanie

Substancja rozpuszczona –  $\text{AlCl}_3$ :  $n_{\text{AlCl}_3} = 0,2 \text{ mol}, M_{\text{AlCl}_3} = 133,5 \text{ g/mol}$

$$\rightarrow m_{\text{AlCl}_3} = 0,2 \text{ mol} \cdot 133,5 \text{ g/mol} = 26,7 \text{ g.}$$

Rozpuszczalnik – woda,  $m_{\text{H}_2\text{O}} = 400 \text{ g}$ ,

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = 400 \text{ g}/18 \text{ g/mol} = 22,22 \text{ mol.}$$

Masa roztworu:  $m_r = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{AlCl}_3} = 426,7 \text{ g}$ .

Objętość roztworu:  $V_r = m_r/d_r = 0,4267 \text{ kg}/1,05 \text{ kg}/\text{dm}^3 = 0,406 \text{ dm}^3$ .

Każde zadanie można rozwiązać kilkoma sposobami. Podane zostaną w tym przykładzie dwa typowe sposoby rozwiązywania zadań dotyczących stężeń roztworów.

### I sposób

Obliczamy stężenia, podstawiając dane do odpowiednich wzorów.

Stężenie procentowe (procent masowy)  $\text{AlCl}_3$ :

$$C_{p,\text{AlCl}_3} = \frac{m_{\text{AlCl}_3}}{m_r} \cdot 100\% = \frac{26,7 \text{ g}}{426,7 \text{ g}} \cdot 100\% = 6,26\%$$

Stężenie molowe  $\text{AlCl}_3$ :

$$C_{n,\text{AlCl}_3} = \frac{n_{\text{AlCl}_3}}{V_r} = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,406 \text{ dm}^3} \cong 0,5 \text{ mol/dm}^3$$

Ułamki molowe:

– chlorku glinu

$$\begin{aligned} x_{\text{AlCl}_3} &= \frac{n_{\text{AlCl}_3}}{\sum_i n_i} = \frac{n_{\text{AlCl}_3}}{n_{\text{AlCl}_3} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{n_{\text{AlCl}_3}}{0,2 \text{ mol} + 22,22 \text{ mol}} = \\ &= 0,0089 \cong 0,009, \end{aligned}$$

– wody

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{\sum_i n_i} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{AlCl}_3} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{22,22 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol} + 22,22 \text{ mol}} = 0,9911 \cong 0,991,$$

lub

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - x_{\text{AlCl}_3} = 1 - 0,009 = 0,991.$$

### II sposób

Obliczamy stężenia, korzystając z proporcji.

Stężenie procentowe  $\text{AlCl}_3$ :

Masa substancji rozpuszczonej zawarta w 100 g roztworu jest równa jej zawartości procentowej. Przeliczamy więc zawartość substancji rozpuszczonej w danej masie roztworu na 100 g roztworu:

26,7 g $\text{AlCl}_3$	jest zawarte w	(400 + 26,7) g roztworu
$m \text{ g AlCl}_3$	jest zawarte w	100 g roztworu
$m = 6,26 \text{ g AlCl}_3$		

$$C_{p,\text{AlCl}_3} = 6,26\%.$$

### Stężenie molowe $\text{AlCl}_3$ :

Wykonanie molowe oznacza liczbę moli substancji rozpuszczonej zawartych w 1  $\text{dm}^3$  roztworu. Przeliczamy więc liczbę moli substancji rozpuszczonej w danej objętości roztworu na objętość w objętości 1  $\text{dm}^3$ :

0,2 mol $\text{AlCl}_3$	jest zawarte w	0,406 $\text{dm}^3$ roztworu
$n \text{ mol AlCl}_3$	jest zawarte w	1 $\text{dm}^3$ roztworu

$$n = 0,5 \text{ mol AlCl}_3$$

$$V_{p,\text{AlCl}_3} = 0,5 \text{ mol}/\text{dm}^3 = 0,5\text{M}.$$

Ułamki molowe:

Wykonek molowy oznacza liczbę moli substancji rozpuszczonej zawartych w 1 molu roztworu. Przeliczamy więc liczbę moli substancji rozpuszczonej zawartej w danej liczbie moli chlorków roztworu na przypadającą na 1 mol:

0,2 mol $\text{AlCl}_3$	jest zawarte w	(0,2 + 22,22) mola roztworu
$n \text{ mol AlCl}_3$	jest zawarte w	1 molu roztworu

$$n_{\text{AlCl}_3} = 0,0089 \text{ mol} \approx 0,009 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - n_{\text{AlCl}_3} = 0,991 \text{ mol}$$

Ułamki molowe wynoszą więc  $x_{\text{AlCl}_3} = 0,009$  i  $x_{\text{H}_2\text{O}} = 0,991$ .

### Odpowiedź

Otrzymany roztwór chlorku glinu ma stężenie 6,26-procentowe, co odpowiada stężeniu 0,5 molowemu oraz ułamkowi molowemu  $\text{AlCl}_3$  równemu 0,009.

### Uwaga

*Wartości liczbowe stężeń procentowego i molowego wskazują na małe stężenie, ale wyższa wartość ułamka molowego ilustruje, jak mała jest liczba cząsteczek substancji rozpuszczonej w stosunku do liczby cząsteczek rozpuszczalnika. Na każde 1000 cząsteczek w roztworze tylko 9 – to cząsteczki substancji rozpuszczonej.*

### Przykład 2.4

Obliczyć masę, liczbę moli tlenu atomowego, liczbę moli tlenu cząsteczkowego oraz objętość tlenu w warunkach normalnych zawartego w 1 tonie stali o stężeniu tlenu wynoszącym 20 ppm. Wyrazić stężenie tlenu w procentach masowych.

### Rozwiązanie

Tlen oraz inne gazy o cząsteczkach dwuatomowych (np.  $\text{N}_2, \text{H}_2$ ) w metalach i w stopach występują w postaci atomowej:



(zapis  $[\text{O}]_{\text{Fe}}$  – oznacza tlen rozpuszczony w metalu lub stopie, np. w stali).

Substancja rozpuszczona:

tlen atomowy O:  $M_O = 16 \text{ g/mol}$

$$\rightarrow m_O = 20 \text{ ppm} \cdot 10^3 \text{ kg} / 10^6 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ kg} = 20 \text{ g},$$
$$n_O = 20 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 1,25 \text{ mol},$$

tlen gazowy  $O_2$ :  $M_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$ ,  $n_{O_2} = 20 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 0,625 \text{ mol}$ .

Obliczając, jakiej objętości tlenu gazowego odpowiada tlen rozpuszczony w 1 tonie stali, traktujemy go jak gaz doskonali i przyjmujemy że 1 mol tlenu ( $O_2$ ) w warunkach normalnych (patrz rozdz. 1) zajmuje objętość  $V_0 = 22,4 \text{ dm}^3$ , więc  $n_{O_2}$  mol gazu zajmie objętość

$$V_{O_2} = n_{O_2} \cdot V_0 = 0,625 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 14 \text{ dm}^3.$$

Przeliczenie ppm na %:

Porównując obydwa wzory i dzieląc je stronami przez siebie (lewą przez lewą i prawą przez prawą)

$$C_{p,s} = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$$

$$ppm_s = \frac{m_s}{m_r} \cdot 10^6,$$

otrzymujemy:

$$C_{p,s} = ppm_s \cdot 10^{-4}\%.$$

Zawartość procentowa tlenu w stali wynosi  $20 \cdot 10^{-4}\% = 2 \cdot 10^{-3}\% = 0,002\%$ .

### Odpowiedź

1 tona stali zawiera 20 g tlenu rozpuszczonego, co odpowiada 1,25 mola tlenu atomowego O oraz 0,625 mola tlenu cząsteczkowego  $O_2$ . Tlen zawarty w stali zająłby objętość  $14 \text{ dm}^3$  w warunkach normalnych. Stężenie 20 ppm tlenu odpowiada 0,002%.

### Przykład 2.5

Ille kilogramów cynku oraz ołowiu należy stopić z 20 kg miedzi, aby otrzymać mosiądz zawierający 34% Zn oraz 3% Pb?

### Rozwiązywanie

I składnik roztworu – Cu:

$m_{Cu} = 20 \text{ kg}$ ,

$$C_{p,Cu} = 100\% - C_{p,Zn} - C_{p,Pb} = 100 - 34 - 3 = 63\%.$$

Masę całego roztworu można obliczyć przekształcając wzór dla stężenia procentowego:

$$m_r = \frac{m_{Cu} \cdot 100\%}{C_{p,Cu}} = \frac{20 \text{ kg} \cdot 100\%}{63\%} = 31,75 \text{ kg}.$$

II składnik roztworu – Zn:

$C_{p,Zn} = 34\%$ ,

III składnik roztworu: cynk w 31,75 kg roztworu:

$$m_r \cdot C_{p,Zn} = \frac{31,75 \text{ kg} \cdot 34\%}{100\%} = 10,8 \text{ kg},$$

IV składnik roztworu – Pb:

$C_{p,Pb} = 3\%$ ,

III składnik roztworu: ołów w 31,75 kg roztworu:

$$m_r \cdot C_{p,Pb} = \frac{31,75 \text{ kg} \cdot 3\%}{100\%} = 0,95 \text{ kg},$$

$$\text{i tak } m_{H_2O} = 31,75 \text{ kg} - 20 \text{ kg} - 10,8 = 0,95 \text{ kg}.$$

### Rozwiązywanie

Aby otrzymać mosiądz o żądanym składzie, należy 20 kg Cu stopić z 10,8 kg Zn i 0,95 kg Pb.

### Przykład 2.6

Obliczyć masę oraz liczbę molii  $Al_2(SO_4)_3$  potrzebną do sporządzenia  $600 \text{ cm}^3$  roztworu o stężeniu 0,2-molowym. Jaka masa wody jest zawarta w tym roztworze, jeżeli jego gęstość wynosi  $1,065 \text{ kg/dm}^3$ ? Jaka objętość wody została użyta do sporządzenia roztworu?

Podaj w punktach kolejne czynności konieczne do sporządzenia tego roztworu.

### Rozwiązywanie

Substancja rozpuszczona –  $Al_2(SO_4)_3$ :  $M_{Al_2SO_4} = 342 \text{ g/mol}$ ,  $n_{Al_2(SO_4)_3} = ?$ ,  $m_{Al_2SO_4} = ?$

Rozpuszczalnik – woda,  $m_{H_2O} = ?$ ,  $V_{H_2O} = ?$

Roztwór:  $C_{m,Al_2(SO_4)_3} = 0,2 \text{ mol/dm}^3$ ;  $V_r = 600 \text{ cm}^3 = 0,6 \text{ dm}^3$ ;  $d_r = 1,065 \text{ kg/dm}^3$ .

Teraz moli  $Al_2(SO_4)_3$  obliczamy z przekształconego wzoru na stężenie molowe:

$$n_{Al_2(SO_4)_3} = C_{m,Al_2(SO_4)_3} \cdot V_r = \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,6 \text{ dm}^3 = 0,12 \text{ mol}.$$

Masa siarczanu glinu potrzebnego do sporządzenia roztworu wynosi:

$$m_{Al_2(SO_4)_3} = 0,12 \text{ mol} \cdot 342 \text{ g/mol} = 41,04 \text{ g}.$$

Masa  $600 \text{ cm}^3$  roztworu wynosi:

$$m_r = V_r \cdot d_r = 0,6 \text{ dm}^3 \cdot 1,065 \text{ kg/dm}^3 = 0,639 \text{ kg} = 639 \text{ g}.$$

Masę wody zawartej w roztworze obliczymy jako różnicę masy roztworu i soli:

$$m_{H_2O} = m_r - m_{Al_2(SO_4)_3} = 639 \text{ g} - 41,04 \text{ g} = 597,96 \text{ g}.$$

Gęstość wody wynosi  $1 \text{ kg/dm}^3$ , stąd objętość wody użytej do sporządzenia roztworu:

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{d_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,59796 \text{ kg}}{1 \text{ kg/dm}^3} = 0,59796 \text{ dm}^3 \approx 0,598 \text{ dm}^3 \approx 598 \text{ cm}^3.$$

### Odpowiedź

Do sporządzenia roztworu należy użyć 41,04 g siarczanu glinu oraz 598 cm<sup>3</sup> wody.

### Sporządzanie roztworu

1. Odważenie potrzebnej masy soli, tj. 41,04 g  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .
2. Przygotowanie i staranne umycie wyskalowanego naczynia (np. kolby miarowej) o żądanej objętości roztworu, tj. 600 cm<sup>3</sup>.
3. Wsypanie soli do kolby.
4. Staranne rozpuszczanie soli w niewielkiej ilości wody i uzupełnienie wody do żąданej objętości roztworu.

### Uwaga

Objętość roztworu nie jest równa sumie objętości składników, lecz najczęściej jest od niej mniejsza. Zjawisko to nazywa się kontrakcją. Rzadziej następuje dylatacja, tj. wzrost objętości roztworu.

### Przykład 2.7

Techniczna soda kaustyczna zawiera 92,0% mas. NaOH. Obliczyć masę sody potrzebną do sporządzenia 5 dm<sup>3</sup> roztworu NaOH o stężeniu 1,5-molowym.

### Rozwiążanie

Substancja rozpuszczona – NaOH:  $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$ ,  $n_{\text{NaOH}} = ?$ ,  $m_{\text{NaOH}} = ?$

Rozpuszczalnik – woda.

Roztwór:  $C_{\text{m},\text{NaOH}} = 1,5 \text{ mol/dm}^3$ ;  $V_r = 5 \text{ dm}^3$ .

Liczba moli NaOH obliczamy z przekształconego wzoru na stężenie molowe:

$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{m},\text{NaOH}} \cdot V_r = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 5 \text{ dm}^3 = 7,5 \text{ mol.}$$

Masa wodorotlenku sodu potrzebnego do sporządzenia roztworu wynosi:

$$m_{\text{NaOH}} = 7,5 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 300 \text{ g.}$$

Ponieważ nie dysponujemy czystym NaOH, musimy użyć taką ilość technicznej (tzn. zanieczyszczonej) sody, aby zawierała ona potrzebne 300 g wodorotlenku. Masa sody obliczamy np. z proporcji:

300 g NaOH	–	stanowi 92%
$m_{\text{techn. NaOH}}$	–	100%
$m_{\text{techn. NaOH}} = \frac{300 \text{ g} \cdot 100\%}{92\%} = 326,09 \text{ g.}$		

zgodnie z definicją stężenia procentowego (traktując sódę techniczną jako 92-procentowy roztwór NaOH).

$$\frac{m_{\text{NaOH}}}{m_r} = \frac{m_{\text{techn. NaOH}}}{m_r} \cdot 100\% \Rightarrow m_{\text{soda}} = m_r = \frac{m_{\text{NaOH}}}{C_{\text{p},\text{NaOH}}} \cdot 100\% = \frac{300 \text{ g}}{92\%} \cdot 100\% = 326,09 \text{ g.}$$

### Odpowiedź

Do sporządzenia 5 dm<sup>3</sup> roztworu NaOH o stężeniu 1,5 mol/dm<sup>3</sup> potrzeba 326,09 g sody.

### Przykład 2.8

Roztwór kwasu solnego powstaje poprzez rozpuszczenie gazowego chlorowodoru w wodzie. Jaka maksymalna objętość 2,2-molowego roztworu HCl można otrzymać, dysponując powtarzającą 10 dm<sup>3</sup> gazowego chlorowodoru, odmierzonego w warunkach normalnych?

### Rozwiążanie

Substancja rozpuszczona – HCl:  $V_{\text{HCl}} = 10 \text{ dm}^3$  w warunkach normalnych,  $n_{\text{HCl}} = ?$ . Objętość roztworu w warunkach normalnych traktujemy jak gaz doskonali i przyjmujemy, że 1 mol HCl zajmuje objętość  $V_0 = 22,4 \text{ dm}^3$ . W 10 dm<sup>3</sup> zawarte jest  $n$  moli gazu:

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \cdot V_0 \rightarrow n_{\text{HCl}} = V_{\text{HCl}} / V_0 = 10 \text{ dm}^3 / 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 0,446 \text{ mol.}$$

Rozpuszczalnik – woda.

Roztwór:  $C_{\text{m},\text{HCl}} = 2,2 \text{ mol/dm}^3$ ;  $V_r = ?$

Objętość roztworu obliczamy, korzystając z przekształconej zależności dla stężenia molowego:

$$V_r = \frac{n_{\text{HCl}}}{C_{\text{m},\text{HCl}}} = \frac{0,446 \text{ mol}}{2,2 \text{ mol/dm}^3} = 0,203 \text{ dm}^3 = 203 \text{ cm}^3.$$

### Odpowiedź

Rozpuszczając 10 dm<sup>3</sup> gazowego chlorowodoru (odmierzonego w warunkach normalnych) w wodzie, można otrzymać maksymalnie 203 cm<sup>3</sup>, tj. około szklankę 2,2-molowego roztworu kwasu solnego.

### Przykład 2.9

Gęstość 30-procentowego wodnego roztworu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  wynosi  $d_r = 1,22 \text{ kg/dm}^3$ . Jakie jest stężenie tego roztworu wyrażone: a) ułamkiem molowym, b) stężeniem molowym?

### Rozwiążanie

W celu zamiany stężenia z jednych jednostek na inne, można wyprowadzić wzór przeliczeniowy wiążący stężenia i parametry roztworu. Można również przyjąć pewną ilość roztworu.

tworu lub substancji rozpuszczonej, obliczyć pozostałe potrzebne zmienne i wykorzystując definicję stężeń, obliczyć żądane stężenie. Stężenie nie zależy od tego, jaką ilość roztworu przyjmie do obliczeń, należy więc przyjąć taką, aby była wygodna do liczenia. W przypadku gdy znane jest stężenie procentowe (jak w tym przykładzie), najwygodniej jest przyjąć 100 g roztworu, gdy masy składników są wówczas liczbowe równe ich procentowej zawartości. Przy przeliczaniu stężenia molowego na procentowe, mając na uwadze definicję stężenia molowego  $C_{m,s} = \frac{n_s}{V_r}$ , najprościej jest przyjąć 1 dm<sup>3</sup> roztworu. Wówczas liczba moli substancji zawartej w roztworze jest równa  $C_{m,s}$ , a masa roztworu (w kg) równa jest liczbowo jego gęstości (wyrażonej w kg/dm<sup>3</sup>).

### Założenie

Do przeliczenia przyjmujemy masę roztworu wynoszącą 100 g:  $m_r = 100$  g. Roztwór zawiera 30% mas. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, a więc  $m_{H_2SO_4} = 30$  g i  $m_{H_2O} = 70$  g.

Substancja rozpuszczona – H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:  $M_{H_2SO_4} = 98$  g/mol

$$\rightarrow n_{H_2SO_4} = m_{H_2SO_4} / M_{H_2SO_4} = 30 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 0,306 \text{ mol} \approx 0,31 \text{ mol.}$$

Rozpuszczalnik – woda:  $M_{H_2O} = 18$  g/mol  $\rightarrow n_{H_2O} = 70 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 3,889 \text{ mol} \approx 3,89 \text{ mol.}$

Objętość roztworu:  $V_r = m_r / d_r = 0,1 \text{ kg} / 1,22 \text{ kg/dm}^3 = 0,082 \text{ dm}^3$ .

Obliczamy stężenia podstawiając dane do odpowiednich wzorów.

Stężenie molowe H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$C_{m,H_2SO_4} = \frac{n_{H_2SO_4}}{V_r} = \frac{0,31 \text{ mol}}{0,082 \text{ dm}^3} = 3,78 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 3,78 \text{ mol/dm}^3.$$

Ułamki molowe:

– kwasu siarkowego (VI)

$$x_{H_2SO_4} = \frac{n_{H_2SO_4}}{n_{H_2SO_4} + n_{H_2O}} = \frac{0,31 \text{ mol}}{0,31 \text{ mol} + 3,89 \text{ mol}} = 0,074 \approx 0,07,$$

– wody

$$x_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2SO_4} + n_{H_2O}} = \frac{3,89 \text{ mol}}{0,31 \text{ mol} + 3,89 \text{ mol}} = 0,926 \approx 0,93,$$

lub

$$x_{H_2O} = 1 - x_{H_2SO_4} = 1 - 0,07 = 0,93.$$

### Odpowiedź

Ułamek molowy H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> w 30-procentowym wodnym roztworze wynosi 0,07. Roztwór kwasu jest 3,78-molowy.

### Przykład 2.10

Wyrazić skład mosiądu CuZn38Sn1 w ułamkach molowych.

### Rozwiązaanie

#### Uwaga

W powyższym zapisie stopu liczby po symbolu składnika oznaczają jego zawartość procentową. Zawartość podstawowego składnika stopu jest dopełnieniem do 100%. Mosiądz jest stopem na bazie miedzi i cynku.

Do przeliczenia stężenia procentowego najwygodniej jest przyjąć masę stopu wynoszącą 100 g.

I składnik-roztworu – Cu:  $M_{Cu} = 63,5$  g/mol,

$$C_{p,Cu} = 100\% - C_{p,Zn} - C_{p,Sn} = 100 - 38 - 1 = 61\%,$$

$m_{Cu}$  w 100 g roztworu wynosi 61 g,

$$\rightarrow n_{Cu} = 61 \text{ g} / 63,5 \text{ g/mol} = 0,9606 \text{ mol} \approx 0,961 \text{ mol.}$$

II składnik roztworu – Zn:  $C_{p,Zn} = 38\%$ ,  $M_{Zn} = 65$  g/mol,

$m_{Zn}$  w 100 g roztworu wynosi 38 g,

$$\rightarrow n_{Zn} = 38 \text{ g} / 65 \text{ g/mol} = 0,5846 \text{ mol} \approx 0,585 \text{ mol.}$$

III składnik roztworu – Sn:  $C_{p,Sn} = 1\%$ ,  $M_{Sn} = 118,7$  g/mol

$m_{Sn}$  w 100 g roztworu wynosi 1 g,

$$\rightarrow n_{Sn} = 1 \text{ g} / 118,7 \text{ g/mol} = 0,0084 \text{ mol} \approx 0,008 \text{ mol.}$$

Obliczamy ułamki molowe składników stopu:

miedzi

$$x_{Cu} = \frac{n_{Cu}}{\sum_i n_i} = \frac{n_{Cu}}{n_{Cu} + n_{Zn} + n_{Sn}} = \frac{0,961 \text{ mol}}{0,961 \text{ mol} + 0,585 \text{ mol} + 0,008 \text{ mol}} = 0,618,$$

cynku

$$x_{Zn} = \frac{n_{Zn}}{\sum_i n_i} = \frac{n_{Zn}}{n_{Cu} + n_{Zn} + n_{Sn}} = \frac{0,585 \text{ mol}}{0,961 \text{ mol} + 0,585 \text{ mol} + 0,008 \text{ mol}} = 0,376,$$

cynu

$$x_{Sn} = 1 - x_{Cu} - x_{Zn} = 1 - 0,618 - 0,376 = 0,006.$$

### Odpowiedź

Skład mosiądu: 61% Cu – 38% Zn – 1% Sn wyrażony w ułamkach molowych wynosi:  $x_{Cu} = 0,618$ ;  $x_{Zn} = 0,376$  i  $x_{Sn} = 0,006$ .

Wyrazić skład brązu Cu-Sn o ułamku molowym miedzi  $x_{\text{Cu}}$  równym 0,944 w procentach masowych.

### Rozwiążanie

#### Uwaga

Brąz to stop na bazie miedzi i cyny.

Dla przeliczenia ułamka molowego trzeba przyjąć pewną ilość składnika lub roztworu. Wygodnie jest przyjąć masę roztworu, w której znajduje się 1 mol jednego ze składników roztworu, np. Cu.

**I składnik roztworu – Cu:**  $x_{\text{Cu}} = 0,944$ ;  $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g/mol}$ ,

Zakładamy:  $n_{\text{Cu}} = 1 \text{ mol} \rightarrow m_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g}$ .

**II składnik roztworu – Sn:** wówczas  $x_{\text{Sn}} = 0,056$ ;  $M_{\text{Sn}} = 118,7 \text{ g/mol}$ .

Liczبę moli cyny obliczymy z ułamka molowego miedzi w stopie:

$$x_{\text{Cu}} = \frac{n_{\text{Cu}}}{\sum_i n_i} = \frac{n_{\text{Cu}}}{n_{\text{Cu}} + n_{\text{Sn}}} = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ mol} + n_{\text{Sn}}} = 0,944 \Rightarrow n_{\text{Sn}} = 0,059.$$

Masa tej liczby moli cyny wynosi:

$$m_{\text{Sn}} = n_{\text{Sn}} \cdot M_{\text{Sn}} = 0,059 \text{ mol} \cdot 118,7 \text{ g/mol} = 7,003 \text{ g}.$$

Masa przyjętego do przeliczenia stopu wynosi więc:  $m_r = 63,5 \text{ g} + 7,003 \text{ g} = 70,503 \text{ g}$ .

Stężenie stopu:

$$C_{p,\text{Sn}} = 7,003 \text{ g} \cdot 100\% / 70,503 \text{ g} = 9,93\% \text{ masowych},$$

$$C_{p,\text{Cu}} = 100\% - C_{p,\text{Sn}} = 100 - 9,93 = 90,07\% \text{ masowych}.$$

#### Uwaga

W przypadku roztworów zawierających większą liczbę składników, powyższy sposób przeliczenia jest również wygodny. Przyjmuje się 1 mol któregośkolwiek ze składników i oblicza liczby moli pozostałych składników z układu równań na ułamki molowe.

### 2.1.2. Zadania

- 2.1. Dla roztworów podanych substancji oblicz wielkości oznaczone w tabelce znakiem pytania. Pozycje oznaczone \* dotyczą roztworów bezwodnych, np. stopów metali lub roztworów ciekłych tlenków. Pozostałe pozycje to roztwory wodne.

Związek	Masa subs. rozp., $m_x$	Liczba moli subs. rozp., $n_x$	Ilość roztworu	Stężenie roztworu	Gęstość roztworu
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	515 g	$n_{\text{Pb(NO}_3)_2} = ?$	800 cm <sup>3</sup>	$C_{\text{m, Pb(NO}_3)_2} = ?$	
ZnSO <sub>4</sub>	$m_{\text{ZnSO}_4} = ?$		200 dm <sup>3</sup>	0,2 mol/dm <sup>3</sup>	
CdSO <sub>4</sub>		$n_{\text{CdSO}_4} = ?$	500 cm <sup>3</sup>	0,25 mol/dm <sup>3</sup>	
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	$m_{\text{Ca(NO}_3)_2} = ?$		2 kg	0,8 mol/kg	1,094 g/dm <sup>3</sup>
FeCl <sub>2</sub>	0,5 kg		$m_r = ?$	1,4 mol/dm <sup>3</sup>	1,14 kg/dm <sup>3</sup>
FeSO <sub>4</sub> · 7 H <sub>2</sub> O	$m_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = ?$		15 dm <sup>3</sup>	12% FeSO <sub>4</sub>	1,1 kg/dm <sup>3</sup>
KAl(SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> · 12H <sub>2</sub> O	$m_{\text{KAl(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}} = ?$		300 cm <sup>3</sup>	0,18 mol/dm <sup>3</sup>	
ZnCl <sub>2</sub>	544 g		1,6 dm <sup>3</sup>	$C_{\text{m, ZnCl}_2} = ?$	
KNO <sub>3</sub>	53,025 g		0,399 kg	$C_{\text{m, KNO}_3} = ?$	1,085 g/dm <sup>3</sup>
NaCl	$m_{\text{NaCl}} = ?$	$n_{\text{NaCl}} = ?$	4 kg	18%	
HNO <sub>3</sub>		$n_{\text{HNO}_3} = ?$	0,8 dm <sup>3</sup>	5%	1,027 g/dm <sup>3</sup>
HNO <sub>3</sub>		$n_{\text{HNO}_3} = ?$	$V_r = ?$	15%	1,086 g/dm <sup>3</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	400 g		$V_r = ?$	20%	1141 g/m <sup>3</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	0,504 kg		1,4 dm <sup>3</sup>	$x_{\text{H}_3\text{PO}_4} = ?$	1,2 kg/dm <sup>3</sup>
* Cu-Sn		$\frac{n_{\text{Sn}}}{n_{\text{Cu}}} = ?$	$m_r = ?$	$x_{\text{Cu}} = 0,8$	
* CaO-SiO <sub>2</sub>	$m_{\text{SiO}_2} = 100 \text{ kg}$		$m_r = ?$	$x_{\text{CaO}} = 0,6$	
* Fe-Si	$m_{\text{Fe}} = ?$	$m_{\text{Si}} = ?$	250 g	$x_{\text{Fe}} = 0,85$	
* CaO-MgO	$m_{\text{CaO}} = ?$	$m_{\text{MgO}} = ?$	8 kg	$x_{\text{CaO}} = 0,7$	
* Fe-C-S	$m_{\text{Fe}} = ?$	$m_{\text{C}} = ?$	$m_{\text{S}} = ?$	300 kg	$x_{\text{Fe}} = 0,85$ $x_{\text{C}} = 0,12$
* Fe-C-Si	$m_{\text{Si}} = 1000 \text{ kg}$		$m_r = ?$	$x_{\text{Fe}} = 0,83$ $x_{\text{C}} = 0,143$	

Wskazówka do wariantów 17+20: Przeliczyć skład roztworów wyrażony w ułamkach molowych na procent masowy.

- Odp. 1) 1,94 mol Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>; 2) 6,46 kg ZnSO<sub>4</sub>; 4) 240 g Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>; 5) 3,21 kg roztworu FeCl<sub>2</sub>; 6) potrzeba 1,98 kg FeSO<sub>4</sub> tj. 3,23 kg FeSO<sub>4</sub> · 7H<sub>2</sub>O; 7) 13,94 g KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> tj. 25,61 g KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> · 12H<sub>2</sub>O; 8) 2,5 mol/dm<sup>3</sup>; 9) 1,42 mol/dm<sup>3</sup>; 11) 0,65 mol HNO<sub>3</sub>; 12) 5,41 dm<sup>3</sup> roztworu HNO<sub>3</sub>; 14) ułamek molowy H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> = 0,07; 15) 3,73 kg roztworu Cu-Sn; 16) 240 kg roztworu CaO-SiO<sub>2</sub>; 17) 229,63 g Fe oraz 20,37 g Si; 18) 6,12 kg CaO oraz 1,88 kg MgO; 19) 285,53 kg Fe, 8,7 kg C oraz 5,77 kg S; 20) 63,34 kg Fe oraz 2,33 kg C.

- 2.2. Oblicz stężenie procentowe pewnej substancji w roztworze otrzymanym w wyniku rozpuszczenia 93 g tej substancji w  $650 \text{ cm}^3$  alkoholu etylowego. Gęstość alkoholu wynosi  $0,79 \text{ kg/dm}^3$ .

Odp. 18,1%.

- 2.3. Oblicz stężenie w procentach oraz w ppm tlenu rozpuszczonego w wodzie deszczowej, jeżeli w 1 litrze wody jest zawarte 5 mg tlenu.

- 2.4. Wodny roztwór  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  o objętości  $400 \text{ cm}^3$  zawiera  $68,4 \text{ g}$  soli. Oblicz stężenie molarne, stężenie procentowe i ulamek molowy  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  w roztworze. Gęstość roztworu wynosi  $1,16 \text{ kg/dm}^3$ .

Odp.  $C_{\text{m}, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,5 \text{ mol/dm}^3$ ;  $C_{\text{p}, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 14,6\%$ ;  $x_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 8,9 \cdot 10^{-3}$ .

- 2.5. Sporządzono  $720 \text{ g}$  roztworu  $\text{NaCl}$ , rozpuszczając w wodzie  $2,05 \text{ mol}$  tej soli. Oblicz stężenia: procentowe, molarne oraz ulamek molowy soli w roztworze, jeżeli jego gęstość wynosi  $1,13 \text{ g/cm}^3$ .

- 2.6. Sporządzono roztwór  $\text{ZnCl}_2$  przez rozpuszczenie  $450 \text{ g}$  technicznego chlorku cynku (zawierającego  $7,5\%$  zanieczyszczeń) w  $2 \text{ kg}$  wody. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu. (Zanieczyszczenia nie rozpuszczają się w wodzie).

Odp. 17,23%.

- 2.7. Ile gramów substancji zawierającej  $\text{CuSO}_4$  oraz  $6\%$  zanieczyszczeń potrzeba do sporządzenia  $800 \text{ cm}^3$  roztworu tej soli o stężeniu  $0,55$ -molowym?

Odp.  $70,4 \text{ g}$   $\text{CuSO}_4$  zawarte w  $74,88 \text{ g}$  zanieczyszczonej soli.

- 2.8. Gęstość  $30$ -procentowego roztworu  $\text{HNO}_3$  wynosi  $1,185 \text{ kg/dm}^3$ . Oblicz: a) stężenie molarne; b) ulamki molowe kwasu i wody w roztworze.

Odp. a)  $5,64 \text{ M}$   $\text{HNO}_3$ , b)  $x_{\text{HNO}_3} = 0,109$ ;  $x_{\text{H}_2\text{O}} = 0,891$ .

- 2.9. Przelicz stężenie  $20$ -procentowego roztworu etanolu w wodzie na ulamki molowe (etanolu i wody) oraz stężenie molarne. Przyjmij gęstość roztworu równą  $0,97 \text{ kg/dm}^3$ .

Odp.  $x_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,089$ ,  $x_{\text{H}_2\text{O}} = 0,911$ ;  $4,2 \text{ M}$   $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

- 2.10. Perhydrol jest wodnym roztworem nadtlenku wodoru. Oblicz stężenie molowe  $\text{H}_2\text{O}_2$  w  $30$ -procentowym perhydrolu, jeżeli jego gęstość wynosi  $1,11 \text{ kg/dm}^3$ .

Odp.  $C_{\text{m}, \text{H}_2\text{O}_2} = 9,8 \text{ mol/dm}^3$ .

- 2.11. Oblicz stężenia procentowe oraz ulamki molowe substancji w wodnych roztworach o podanych stężeniach:

Lp.	Substancja	Stężenie [mol/dm <sup>3</sup> ]	Gęstość [kg/dm <sup>3</sup> ]
1	$\text{H}_2\text{SO}_4$	3,21	1,193
2	$\text{CH}_3\text{COOH}$	7	1,049
3	$\text{HCl}$	4,88	1,08
4	$\text{NaOH}$	5,6	1,206

- Odp. 1)  $26,5$ -procentowy roztwór  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $x_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,062$ ; 2)  $40,04$ -procentowy roztwór  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $x_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,167$ ; 3)  $16,5$ -procentowy roztwór  $\text{HCl}$ ,  $x_{\text{HCl}} = 0,089$ ; 4)  $18,5$ -procentowy roztwór  $\text{NaOH}$ ,  $x_{\text{NaOH}} = 0,093$ .

- 2.12. Oblicz stężenie molowe czystej wody w temperaturze  $323,15 \text{ K}$ , w której gęstość wody wynosi  $d_{\text{H}_2\text{O}} = 988 \text{ kg/m}^3$ .

Odp.  $54,83 \text{ mol/dm}^3$ .

- 2.13. Oblicz ulamki molowe składników roztworów:

- a) stop Fe-Co-Ni o stężeniu  $2\%$  mas. Ni oraz  $5\%$  mas. Co;  
 b) roztwór  $\text{CaO}-\text{FeO}-\text{SiO}_2$  o stężeniu  $11\%$  mas.  $\text{FeO}$  oraz  $50\%$  mas.  $\text{CaO}$ ;  
 c) stop Fe-Si o stężeniu  $25\%$  mas. Si;  
 d) roztwór  $\text{Fe-C}$  o stężeniu  $5\%$  mas. węgla.

Odp. a)  $x_{\text{Ni}} = 0,019$ ,  $x_{\text{Co}} = 0,047$ ,  $x_{\text{Fe}} = 0,934$ ; b)  $x_{\text{FeO}} = 0,09$ ,  $x_{\text{CaO}} = 0,53$ ; c)  $x_{\text{Si}} = 0,4$ ,  $x_{\text{Fe}} = 0,6$ ; d)  $x_{\text{Fe}} = 0,8$ ,  $x_{\text{C}} = 0,2$ .

- 2.14. Wyraź w procentach masowych skład stopu  $\text{Cd-Pb}$ , w którym  $x_{\text{Cd}} = 0,4$ . Jakie ilości (w kg)  $\text{Cd}$  i  $\text{Pb}$  należy ze sobą stropić, aby otrzymać  $10 \text{ kg}$  takiego stopu?

Odp.  $26,56\%$   $\text{Cd}$  i  $73,44\%$   $\text{Pb}$ ; należy stropić  $2,656 \text{ kg}$   $\text{Cd}$  z  $7,344 \text{ kg}$   $\text{Pb}$ .

- 2.15. Oblicz stężenie procentowe i molowe roztworu kwasu siarkowodorowego otrzymanego poprzez rozpuszczenie  $56 \text{ dm}^3$  siarkowodoru (odmierzonego w warunkach normalnych) w  $255 \text{ g}$  wody. Gęstość otrzymanego roztworu wynosi  $1120 \text{ kg/m}^3$ .

Odp.  $25$ -procentowy roztwór  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $8,23 \text{ M}$   $\text{H}_2\text{S}$ .

- 2.16. Stężony  $30$ -procentowy roztwór  $\text{H}_3\text{PO}_4$  jest roztworem  $3,6$  molowym. Oblicz jego gęstość.

Odp.  $1,176 \text{ kg/dm}^3$ .

- 2.17. Oblicz masę cząsteczkową substancji rozpuszczonej wiedząc, że  $450 \text{ cm}^3$   $0,2$ -molowego roztworu zawiera  $3,6 \text{ g}$  tej substancji.

Odp.  $40 \text{ u}$ .

- 2.18. Roztwór  $38$ -procentowy pewnego kwasu jest roztworem  $12,4$ -molowym. Podaj masę cząsteczkową kwasu, jeżeli gęstość roztworu wynosi  $1,19 \text{ g/cm}^3$ . Jaki to może być kwas?

Odp.  $M_{\text{kwe}} = 36,5 \text{ u}$ ;  $\text{HCl}$ .

- 2.19. Które stężenia zależą od temperatury roztworu: a) procentowe; b) molowe; c) ulamki molowe? Odpowiedź uzasadnij.

## 2.2. Rozcieńczanie i mieszanie roztworów

Zmiana stężenia roztworu może nastąpić w wyniku dodania lub usunięcia pewnej ilości jednego ze składników roztworu (**zatężanie**: dodatek substancji rozpuszczonej lub odprowadzenie rozpuszczalnika; **rozcieńczanie**: dodatek rozpuszczalnika) oraz w wyniku zmieszanego roztworów o różnych stężeniach.

	+	roztwór II	→	roztwór III
Substancja		$m_i^I$	$m_i^{II}$	$m_i^{III}$
rozpuszczona:		$n_i^I$	$n_i^{II}$	$n_i^{III}$
Rozpuszczalnik:	$m_{\text{rozp.}}^I$	$m_{\text{rozp.}}^{II}$	$m_{\text{rozp.}}^{III}$	
	$n_{\text{rozp.}}^I$	$n_{\text{rozp.}}^{II}$	$n_{\text{rozp.}}^{III}$	

### Uwaga

Dodatek czystego składnika (zatęchanie) lub czystego rozpuszczalnika (rozcieńczanie) możemy traktować jako szczególny przypadek mieszania roztworów.

Składniki (w tym również rozpuszczalnik) zawarte w mieszanych roztworach podlegają prawu zachowania masy (lub liczby moli). Suma masy danej substancji w roztworach „składowych” (I i II) musi być równa masie tej substancji w roztworze „wynikowym” (III).

$$m_i^I + m_i^{II} = m_i^{III}; \quad i = \text{subst. rozp. lub rozpuszczalnik}$$

$$n_i^I + n_i^{II} = n_i^{III}$$

Pomiędzy objętościami mieszanych roztworów zachodzi bardziej skomplikowana zależność. Z pewnym przybliżeniem można przyjąć dla roztworów rozcieńczonych:

$$V_r^I + V_r^{II} = V_r^{III}$$

### Uwaga

Powyższa zależność nie jest słusna w przypadku mieszania roztworów stężonych oraz dodawania substancji stałej do roztworu!

Oblizując masę składnika z definicji stężenia procentowego i podstawiając do równania bilansu masy, otrzymuje się wzór wiążący stężenia  $C_{p,s}$  składnika  $s$  w roztworach oraz masy mieszanych roztworów:

$$m_r^I \cdot C_{p,s}^I + m_r^{II} \cdot C_{p,s}^{II} = m_r^{III} \cdot C_{p,s}^{III}$$

Analogiczna zależność otrzymana z bilansu moli substancji zawartej w roztworze wiążąca stężenia molowe i objętości mieszanych roztworów ma postać:

$$V_r^I \cdot C_{m,s}^I + V_r^{II} \cdot C_{m,s}^{II} = V_r^{III} \cdot C_{m,s}^{III}$$

Zadania dotyczące zmian stężeń roztworów można rozwiązywać różnymi metodami. Gdy stężenia mieszanych roztworów wyrażone są w tych samych jednostkach bardzo wygodne i szybkie jest posługiwanie się powyższymi bilansowymi wzorami. W przypadku stężeń wyrażonych różnymi sposobami trzeba najpierw przeliczyć stężenia na wspólny typ.

### 2.2.1. Przykłady

#### Przykład 2.12

Do 5 kg roztworu stopionego CaO i SiO<sub>2</sub>, czyli roztworu CaO-SiO<sub>2</sub> zawierającego 70% mas. CaO, dodano 1 kg SiO<sub>2</sub>. Obliczyć stężenia procentowe składników w otrzymanym roztworze.

#### Rozwiążanie

Dane:

roztwór I	+	roztwór II	→	roztwór III
70% CaO-30% SiO <sub>2</sub>		100% SiO <sub>2</sub>		? % CaO-? % SiO <sub>2</sub>
$m_r^I = 5 \text{ kg}$		$m_r^{II} = 1 \text{ kg}$		$m_r^{III} = 5 \text{ kg} + 1 \text{ kg} = 6 \text{ kg}$

Zadanie zostanie rozwiązane dwoma sposobami:

#### I sposób

Sposujemy tylko definicję stężeń:

składnik – CaO:

$$m_{\text{CaO}}^I = \frac{m_r^I \cdot C_{p,\text{CaO}}^I}{100\%} = \frac{5 \text{ kg} \cdot 70\%}{100\%} = 3,5 \text{ kg},$$

$$m_{\text{CaO}}^{II} = 0, \text{ gdyż „roztworem II” jest czysta krzemionka SiO}_2,$$

$$m_{\text{CaO}}^{III} = m_{\text{CaO}}^I = 3,5 \text{ kg};$$

składnik – SiO<sub>2</sub>:

$$m_{\text{SiO}_2}^I = m_r^I - m_{\text{CaO}}^I = 5 \text{ kg} - 3,5 \text{ kg} = 1,5 \text{ kg},$$

$$m_{\text{SiO}_2}^{II} = m_r^{II} = 1 \text{ kg},$$

$$m_{\text{SiO}_2}^{III} = m_{\text{SiO}_2}^I + m_{\text{SiO}_2}^{II} = 1,5 \text{ kg} + 1 \text{ kg} = 2,5 \text{ kg}.$$

Stężenia w roztworze III:

$$C_{p,\text{SiO}_2}^{III} = \frac{m_{\text{SiO}_2}^{III}}{m_r^{III}} \cdot 100\% = \frac{2,5 \text{ kg}}{6 \text{ kg}} \cdot 100\% = 41,67\%,$$

$$C_{p,\text{CaO}}^{III} = \frac{m_{\text{CaO}}^{III}}{m_r^{III}} \cdot 100\% = \frac{3,5 \text{ kg}}{6 \text{ kg}} \cdot 100\% = 58,33\%$$

lub

$$C_{p,\text{CaO}}^{III} = 100\% - C_{p,\text{SiO}_2}^{III} = 58,33\%.$$

### I sposób

Stosujemy wzór dla mieszania, np. dla składnika CaO:

$$m_r^I \cdot C_{p,\text{CaO}}^I + m_r^H \cdot C_{p,\text{CaO}}^H = m_r^{III} \cdot C_{p,\text{CaO}}^{III},$$

$$5 \text{ kg} \cdot 70\% + 1 \text{ kg} \cdot 0\% = 6 \text{ kg} \cdot C_{p,\text{CaO}}^{III}.$$

Rozworem II jest w tym przypadku czysty składnik SiO<sub>2</sub>, a więc stężenie CaO w nim wynosi 0%.

Rozwiązuje się powyższe równanie, otrzymuje się

$$C_{p,\text{CaO}}^{III} = \frac{5 \text{ kg} \cdot 70\%}{6 \text{ kg}} = 58,33\%.$$

### Odpowiedź

W otrzymanym roztworze stężenie CaO wynosi 58,33%, a SiO<sub>2</sub> – 41,67%.

### Przykład 2.13

Podczas ogrzewania 1 kg 15-procentowego wodnego roztworu CdSO<sub>4</sub> odparowano 0,2 kg wody. Obliczyć stężenie otrzymanego zatężonego roztworu.

### Rozwiązańe

Dane:

roztwór I	+	roztwór II	→	roztwór III
15% CdSO <sub>4</sub> – 85% H <sub>2</sub> O		100% H <sub>2</sub> O		? % CdSO <sub>4</sub> – ? % H <sub>2</sub> O
$m_r^I = 1 \text{ kg}$		$m_r^H = -0,2 \text{ kg}$		$m_r^{III} = 1 \text{ kg} - 0,2 \text{ kg} = 0,8 \text{ kg}$

### I sposób

Stosujemy tylko definicję stężenia procentowego:

składnik – CdSO<sub>4</sub>:

Masa siarczamu (VI) kadmu (II) w roztworze po odparowaniu wody pozostaje nie zmieniona (ciało stałe z roztworu nie odparowuje).

$$m_r^I \text{ CdSO}_4 = m_r^{III} \text{ CdSO}_4 = \frac{m_r^I \cdot C_{p,\text{CdSO}_4}^I}{100\%} = \frac{1 \text{ kg} \cdot 15\%}{100\%} = 0,15 \text{ kg}.$$

Zostaje zmniejszona ilość wody, tj. rozpuszczalnika. Stężenie CdSO<sub>4</sub> w roztworze I wynosi więc:

$$C_{p,\text{CdSO}_4}^{III} = \frac{m_{\text{CdSO}_4}^{III}}{m_r^{III}} \cdot 100\% = \frac{0,15 \text{ kg}}{0,8 \text{ kg}} \cdot 100\% = 18,75\%.$$

### II sposób

Stosujemy wzór dla mieszania, np. dla składnika CdSO<sub>4</sub>:

$$m_r^I \cdot C_{p,\text{CdSO}_4}^I + m_r^H \cdot C_{p,\text{CdSO}_4}^H = m_r^{III} \cdot C_{p,\text{CdSO}_4}^{III},$$

$$1 \text{ kg} \cdot 15\% - 0,2 \text{ kg} \cdot 0\% = 0,8 \text{ kg} \cdot C_{p,\text{CdSO}_4}^{III}.$$

Odparowaną wodę możemy traktować jako roztwór II, którego ubywa z układu, czyli jego masę podstawiamy ze znakiem ujemnym. Stężenie CdSO<sub>4</sub> w roztworze II, tj. czystym rozpuszczalnikiem, wynosi 0%.

Rozwiązuje się powyższe równanie, otrzymuje się:

$$C_{p,\text{CdSO}_4}^{III} = \frac{1 \text{ kg} \cdot 15\%}{0,8 \text{ kg}} = 18,75\%.$$

### Odpowiedź

Po częściowym odparowaniu wody stężenie CdSO<sub>4</sub> wzrosło do 18,75%.

### Przykład 2.14

Wyznaczyć objętość 15-procentowego roztworu HCl o gęstości 1,073 kg/dm<sup>3</sup>, który należy rozcieńczyć wodą, w celu otrzymania 750 cm<sup>3</sup> 0,5-molowego HCl?

### Rozwiązańe

Dane:

roztwór I	+	roztwór II	→	roztwór III
15% HCl – 85% H <sub>2</sub> O		100% H <sub>2</sub> O		0,5M HCl
$m_r^I = ?$		$m_r^H = ?$		$V_r^{III} = 750 \text{ cm}^3 = 0,750 \text{ dm}^3$

Stężenie roztworu I – wyjściowego, jest dane jako procentowe, natomiast roztworu III, rozcierczonego – jako molowe. Stosowanie wzoru dla mieszaniawiązaloboy się z koniecznością przeliczenia stężenia procentowego roztworu I na molowe. Łatwiejszy i krótszy w tym wypadku jest sposób wykorzystujący definicję stężeń.

Do rozcierczenia trzeba wziąć taką objętość roztworu I, w której będzie zawarta identyczna ilość substancji rozpuszczonej (liczba moli, masa) jak w roztworze po rozcierczeniu:

$$m_{\text{HCl}}^I = m_{\text{HCl}}^{III} \Leftrightarrow n_{\text{HCl}}^I = n_{\text{HCl}}^{III}.$$

Z definicji stężenia molowego:

$$n_{\text{HCl}}^{III} = C_{\text{m}, \text{HCl}}^{III} \cdot V_r^{III} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,75 \text{ dm}^3 = 0,375 \text{ mol}.$$

Masa HCl zawarta w roztworze I, tj. wziętym do rozcierczenia musi być równa:

$$m_{\text{HCl}} = 0,375 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 13,69 \text{ g}, \text{ gdyż } M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}.$$

Potrzebną masę 15-procentowego roztworu obliczamy z definicji stężenia procentowego:

$$m_r^I = \frac{m_{\text{HCl}}^I \cdot 100\%}{C_{\text{p}, \text{HCl}}^I} = \frac{13,69 \text{ kg} \cdot 100\%}{15\%} = 91,27 \text{ g},$$

a jego objętość w oparciu o gęstość roztworu:

$$V_r^I = m_r^I / d_r^I = 0,09127 \text{ kg} / 1,073 \text{ kg/dm}^3 = 0,08506 \text{ dm}^3 = 85,06 \text{ cm}^3.$$

### Odpowiedź

Trzeba użyć 85,06 cm<sup>3</sup> roztworu 15-procentowego i rozcierczyć go do objętości 750 cm<sup>3</sup>.

## Przykład 2.15

Obliczyć masę kobaltu, jaką należy dodać do 5 kg stopu Fe-Co zawierającego 10% mas. kobaltu, aby otrzymać stop o  $x_{\text{Co}}$  wynoszącym 0,35.

### Rozwiązanie

Dane:

roztwór I	+	roztwór II	$\rightarrow$	roztwór III
10% Co – 90% Fe		100% Co		Fe-Co: $x_{\text{Co}} = 0,35$ ; $x_{\text{Fe}} = 0,65$
$m_r^I = 5 \text{ kg}$		$m_r^{II} = ?$		$m_r^{III} = m_r^I + m_r^{II}$

Podobnie jak w przykładzie 2.14 zadanie dotyczy mieszania roztworu z czystym składnikiem, przy czym stężenia roztworów wyjściowego I i końcowego III są różnie zdefiniowane. Można do rozwiązania zadania stosować wzór dla mieszania po uprzednim przeliczeniu ulamka molowego kobaltu,  $x_{\text{Co}}$  na stężenie procentowe  $C_{\text{p}, \text{Co}}$ .

Stosujemy definicję stężeń:

Roztwór I:  $M_{\text{Co}} = 58,9 \text{ g/mol}$ ;  $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g/mol}$

$$m_{\text{Co}}^I = \frac{m_r^I \cdot C_{\text{p}, \text{Co}}^I}{100\%} = \frac{5 \text{ kg} \cdot 10\%}{100\%} = 0,5 \text{ kg} \Rightarrow n_{\text{Co}}^I = \frac{500 \text{ g}}{58,9 \text{ g/mol}} = 8,49 \text{ mol},$$

$$m_{\text{Fe}}^I = 5 \text{ kg} - 0,5 \text{ kg} = 4,5 \text{ kg} \Rightarrow n_{\text{Fe}}^I = \frac{4500 \text{ g}}{55,8 \text{ g/mol}} = 80,57 \text{ mol}.$$

Roztwór II jest czysty kobalt, więc

$$m_{\text{Fe}}^I = m_{\text{Fe}}^{III} \text{ oraz } n_{\text{Fe}}^I = n_{\text{Fe}}^{III}.$$

Z definicji ulamka molowego dla roztworu III:

$$x_{\text{Co}}^{III} = \frac{n_{\text{Co}}^{III}}{n_{\text{Co}}^{III} + n_{\text{Fe}}^{III}} = \frac{n_{\text{Co}}^{III}}{n_{\text{Co}}^{III} + 80,57 \text{ mol}} = 0,35 \Rightarrow n_{\text{Co}}^{III} = 43,38 \text{ mol}.$$

Roztwór II: Liczba moli kobaltu, który musimy dodać, wynosi więc:

$$n_{\text{Co}}^H = n_{\text{Co}}^{III} - n_{\text{Co}}^I = 43,38 \text{ mol} - 8,49 \text{ mol} = 34,89 \text{ mol},$$

a masa kobaltu

$$m_{\text{Co}}^H = 34,89 \text{ mol} \cdot 58,9 \text{ g/mol} = 2055,02 \text{ g} = 2,055 \text{ kg}.$$

### Odpowiedź

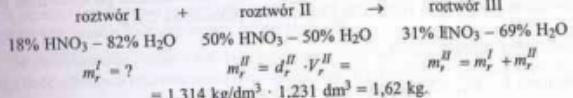
Do 5 kg stopu Fe-Co zawierającego 10% mas. kobaltu, należy dodać 2,055 kg kobaltu, aby otrzymać stop o  $x_{\text{Co}}$  wynoszącym 0,35.

## Przykład 2.16

Obliczyć objętość 18-procentowego roztworu HNO<sub>3</sub> jaką należy dodać do 1231 cm<sup>3</sup> 50-procentowego roztworu HNO<sub>3</sub>, aby otrzymać 31-procentowy roztwór. Gęstość 18-procentowego roztworu HNO<sub>3</sub> wynosi 1,104 kg/dm<sup>3</sup>, a 50-procentowego roztworu 1,314 kg/dm<sup>3</sup>.

## Rozwiązańie

Dane:



Jest to zadanie typowe dla mieszanego roztworów. Skorzystamy z gotowej zależności dla mieszanego roztworów o stężeniach procentowych:

$$\begin{aligned} m_r^I \cdot C_{p,\text{HNO}_3}^I + m_r^{II} \cdot C_{p,\text{HNO}_3}^{II} &= m_r^{III} \cdot C_{p,\text{HNO}_3}^{III} \\ m_r^I \cdot 18\% + 1,62 \text{ kg} \cdot 50\% &= (m_r^I + 1,62 \text{ kg}) \cdot 31\%. \end{aligned}$$

Rozwiązańiem powyższego równania jest  $m_r^I = 2,368 \text{ kg.}$

Wygodniej jest odmierzyć określona objętość roztworu, niż go ważyć, należy więc obliczyć potrzebną objętość roztworu 18-procentowego:

$$V_r^I = m_r^I / d_r^I = 2,368 \text{ kg} / 1,104 \text{ kg/dm}^3 = 2,145 \text{ dm}^3.$$

## Uwaga

Trzeba pamiętać o tym, że objętość roztworu III nie będzie równa sumie objętości roztworów I i II:

$$V_r^{III} \neq 2,145 \text{ dm}^3 + 1,231 \text{ dm}^3,$$

gdzie są to roztwory o dużym stężeniu.

## Odpowiedź

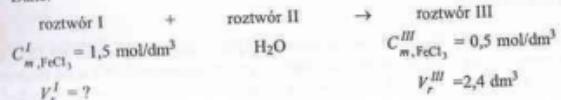
Należy zmieszać  $2,145 \text{ dm}^3$  18-procentowego roztworu  $\text{HNO}_3$  z  $1,231 \text{ dm}^3$  50-procentowego roztworu  $\text{HNO}_3$ , aby otrzymać 31-procentowy roztwór.

## Przykład 2.17

Jaką objętość 1,5-molowego wodnego roztworu  $\text{FeCl}_3$  należy rozcieńczyć wodą, aby otrzymać  $2,4 \text{ dm}^3$  roztworu 0,5-molowego?

## Rozwiązańie

Dane:



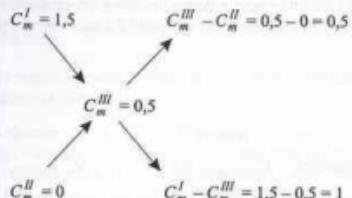
znamy stężenie molowe roztworów, np. konsekwentnie z zależnością dla mieszanego roztworu o stężeniu molowym (stężenie molowe  $\text{FeCl}_3$  w roztworze II, tj. czystej wodzie wynosi  $0 \text{ mol/dm}^3$ ):

$$V_r^I \cdot C_{m,\text{FeCl}_3}^I + V_r^{II} \cdot C_{m,\text{FeCl}_3}^{II} = V_r^{III} \cdot C_{m,\text{FeCl}_3}^{III},$$

$$V_r^I \cdot 1,5 \text{ mol/dm}^3 + V_r^{II} \cdot 0 = 2,4 \text{ dm}^3 \cdot 0,5 \text{ mol/dm}^3, \text{ stąd } V_r^I = 0,8 \text{ dm}^3.$$

Graficznym sposobem rozwiązywania powyższego równania jest tzw. metoda krzyża. Prowadzi ona w tym przypadku obliczyć proporcję objętościową, w jakiej należy zmieszać roztwory.

Krzyż rysujemy, oznaczając roztwór o wyższym stężeniu jako I:



Z „krzyża stężeń” wynika proporcja:

$$\frac{C_m^{III} - C_m^{II}}{C_m^I - C_m^{III}} = \frac{V_r^I}{V_r^{II}},$$

po podstawieniu wartości otrzymujemy:

$$\frac{V_r^I}{V_r^{II}} = \frac{0,5}{1} = \frac{1}{2}.$$

Otrzymana proporcja  $V_r^I : V_r^{II} = 0,5$ , czyli 1:2, oznacza: aby otrzymać roztwór 0,5-molowy, należy zmieszać 1 objętość roztworu 1,5-molowego z dwiema objętościami wody.

W celu obliczenia objętości mieszanych roztworów, koniecznych do uzyskania  $2,4 \text{ dm}^3$  roztworu, rozwiązuje się układ równań:

$$V_r^I : V_r^{II} = 0,5,$$

$$V_r^I + V_r^{II} = 2,4 \text{ dm}^3, \text{ skąd otrzymujemy } V_r^I = 0,8 \text{ dm}^3.$$

## Uwaga

Metodę krzyża można stosować dla a) roztworów wyrażonych stężeniem molowym i wówczas z krzyża otrzymujemy stosunek objętości mieszanych roztworów lub b) stężeniem procentowym i wówczas z krzyża otrzymujemy stosunek mas mieszanych roztworów.

## Odpowiedź

Aby otrzymać  $2,4 \text{ dm}^3$  roztworu 0,5-molowego, należy rozcieńczyć  $0,8 \text{ dm}^3$  roztworu 1,5-molowego.

### Przykład 2.18

Jaką objętość 0,5M  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  należy dodać do 200 g 1,5-procentowego roztworu tego wodorotlenku o gęstości 1,014 kg/dm<sup>3</sup>, aby otrzymać 0,2-molowy roztwór?

#### Rozwiązańe

Dane:

$$\begin{array}{ccccc} \text{roztwór I} & + & \text{roztwór II} & \rightarrow & \text{roztwór III} \\ C_{m,\text{Ba}(\text{OH})_2}^I = 0,5 \text{ mol/dm}^3 & & C_{p,\text{Ba}(\text{OH})_2}^{II} = 1,5\% & & C_{m,\text{Ba}(\text{OH})_2}^{III} = 0,2 \text{ mol/dm}^3 \\ V_r^I = ? & & m_r^{II} = 200 \text{ g} & & V_r^{III} = V_r^I + 0,197 \text{ dm}^3 \\ V_r^{II} = m_r^{II} / d_r^{II} = & & & & \\ 0,2 \text{ kg}/1,014 \text{ kg/dm}^3 = 0,197 \text{ dm}^3. & & & & \end{array}$$

## Uwaga

Można przyjąć, że objętość roztworu III jest sumą objętości roztworów I i II, ponieważ są to roztwory rozcieńczone.

Stężenia roztworów I i III są molowe natomiast roztwór II – procentowe. Aby można było skorzystać ze wzoru dla mieszania, należy ujednolicić jednostki stężeń. Przeliczamy stężenie procentowe roztworu II na molowe:

$$M_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 171,3 \text{ g/mol.}$$

W 200 g roztworu znajduje się  $m_r^{II} = 200 \text{ g} \cdot 1,5\% / 100\% = 3 \text{ g Ba(OH)}_2$ , co stanowi

$$n_s^{II} = 3 \text{ g}/171,3 \text{ g/mol} = 0,0175 \text{ mola wodorotlenku.}$$

Stężenie molowe roztworu II wynosi więc  $C_{m,\text{Ba}(\text{OH})_2}^{II} = 0,0175 \text{ mol}/0,197 \text{ dm}^3 = 0,089 \text{ mol/dm}^3$ .

Rozwiązujeśmy równanie dla mieszania roztworów o znanych stężeniach molowych:

$$V_r^I \cdot C_{m,\text{Ba}(\text{OH})_2}^I + V_r^{II} \cdot C_{m,\text{Ba}(\text{OH})_2}^{II} = V_r^{III} \cdot C_{m,\text{Ba}(\text{OH})_2}^{III}$$

$$V_r^I \cdot 0,5 \text{ mol/dm}^3 + 0,197 \text{ dm}^3 \cdot 0,089 \text{ mol/dm}^3 = (V_r^I + 0,197 \text{ dm}^3) \cdot 0,2 \text{ mol/dm}^3,$$

$$\text{stąd } V_r^I = 0,074 \text{ dm}^3 = 74 \text{ cm}^3.$$

## Odpowiedź

Należy zmieszać  $74 \text{ cm}^3$  0,5-molowego roztworu z 200 g roztworu 1,5-procentowego, aby otrzymać 0,2-molowy roztwór wodorotlenku baru.

### 2.2.2. Zadania

2.20. Dwumolowy roztwór pewnej substancji rozcieńczono ośmiokrotnie. Jakie jest stężenie otrzymanego roztworu?

Odp. 0,25 mol/dm<sup>3</sup>.

2.21. Ile razy należy rozcieńczyć 3-molowy roztwór, aby otrzymać 0,5-molowy? Jaką objętość 3-molowego roztworu należy użyć w celu otrzymania  $10 \text{ dm}^3$  rozcieńczonego roztworu?

2.22. Do jakiej objętości należy rozcieńczyć  $100 \text{ cm}^3$  0,1-molowego roztworu NaOH, aby otrzymać roztwór 0,02-molowy?

Odp.  $500 \text{ cm}^3$ .

2.23. Jak z 2-molowego roztworu  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  przygotować  $1 \text{ dm}^3$  roztworu 0,125-molowego?

Odp.  $62,5 \text{ cm}^3$  2M  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  rozcieńczyć wodą do objętości  $1 \text{ dm}^3$ .

2.24. Do jakiej objętości należy rozcieńczyć  $500 \text{ cm}^3$  30-procentowego roztworu HCl ( $d_{r,30\% \text{ HCl}} = 1,152 \text{ kg/dm}^3$ ), aby otrzymać roztwór 12-procentowy ( $d_{r,12\% \text{ HCl}} = 1,059 \text{ kg/dm}^3$ )?

Odp.  $1,36 \text{ dm}^3$ .

2.25. Do 999 g wody dodano 1 g 54-procentowego wodnego roztworu  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Oblicz stężenie procentowe i molowe otrzymanego roztworu, zakładając jednostkową gęstość tego roztworu.

Odp. 0,054%; 0,0055M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

2.26. Oblicz stosunek masowy oraz objętościowy, w jakim należy zmieszać 10-procentowy ocet z wodą, aby otrzymać 6-procentowy ocet. Ile wody należy dodać do  $100 \text{ cm}^3$  octu 10-procentowego, aby otrzymać 6-procentowy roztwór? Przyjmij gęstość roztworów  $1 \text{ kg/dm}^3$ .

$$\text{Odp. } \frac{m_{10\%}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{V_{10\%}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{3}{2}, V_{\text{H}_2\text{O}} = 66,7 \text{ cm}^3.$$

- 2.27. Dysponujemy 1,8 kg 6-procentowego roztworu NaOH. Oblicz ile wody należy odparować z roztworu, aby otrzymać roztwór 80-procentowy. Jaka będzie masa otrzymanego roztworu?

Odp. 1,665 kg wody.

- 2.28. 5 cm<sup>3</sup> 44,5-procentowego roztworu KOH, którego gęstość wynosi 1,45 kg/dm<sup>3</sup>, rozcieńczono wodą do objętości 100 cm<sup>3</sup>. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu.

Odp. 0,576M KOH.

- 2.29. Oblicz masę i objętość 60-procentowego kwasu siarkowego o gęstości 1,5 kg/dm<sup>3</sup> potrzebnego do przygotowania 10 dm<sup>3</sup> roztworu o stężeniu 0,05 mol/dm<sup>3</sup>.

Odp. 81,7 g; 54,4 cm<sup>3</sup>.

- 2.30. Ile cm<sup>3</sup> wody należy dodać do 25 cm<sup>3</sup> 27-procentowego roztworu KOH o gęstości 1,26 kg/dm<sup>3</sup>, aby otrzymać 5-molowy roztwór?

Odp. ~ 5 cm<sup>3</sup>.

- 2.31. Oblicz, jaką objętość 70-procentowego roztworu H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> o gęstości 1,612 kg/dm<sup>3</sup> należy użyć w celu przygotowania następujących roztworów:

a) 20 kg 40-procentowego H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,

b) 500 cm<sup>3</sup> roztworu H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> o stężeniu 2,1 mol/dm<sup>3</sup> i gęstości 1,126 kg/dm<sup>3</sup>.

Odp. a) 7,09 dm<sup>3</sup>; b) 91,2 cm<sup>3</sup>.

- 2.32. Oblicz stężenia molowe, procentowe oraz ulamek molowy MgCl<sub>2</sub> w roztworze otrzymanym przez dodanie 10 g tej soli do 1,5 dm<sup>3</sup> 2,5-molowego roztworu MgCl<sub>2</sub>. Przyjmij gęstość roztworu koficowego równą 1,25 kg/dm<sup>3</sup>, oraz brak zmiany objętości roztworu po dodaniu soli.

Odp. 2,57 mol/dm<sup>3</sup>; 19,53%;  $x_{\text{MgCl}_2} = 0,044$ .

- 2.33. Jaką masę KNO<sub>3</sub> należy dodatkowo rozpuścić w 600 cm<sup>3</sup> 1,3-molowego roztworu tej soli, aby zwiększyć stężenie roztworu do 2-molowego? Przyjmij, że objętość roztworu nie zmienia się.

Odp. 42,42 g.

- 2.34. Zmieszano dwa roztwory wodne: 500 cm<sup>3</sup> roztworu NaOH o stężeniu 0,2 mol/dm<sup>3</sup> i 2 dm<sup>3</sup> roztworu NaCl o stężeniu 0,1 mol/dm<sup>3</sup>. Jakie są stężenia molowe NaOH i NaCl w otrzymanym roztworze?

Odp. 0,04M NaOH, 0,08M NaCl.

- 2.35. Zmieszano 30 g 20-procentowego wodnego roztworu NaCl i 20 g 25-procentowego wodnego roztworu KCl. Oblicz stężenia procentowe każdej soli w tym roztworze oraz ich ulamki molowe.

Odp. 12% NaCl, 10% KCl;  $x_{\text{NaCl}} = 0,044$ ,  $x_{\text{KCl}} = 0,029$ .

- 2.36. Jaki będzie stężenie molowe roztworu NaOH, jeśli do 600 cm<sup>3</sup> 45,8-procentowego roztworu doda się 400 cm<sup>3</sup> 0,5-molowego roztworu NaOH? Gęstość 45,8-procentowego roztworu wynosi 1,49 kg/dm<sup>3</sup>.

Odp. 10,4 mol/dm<sup>3</sup>.

- 2.37. Jaką objętość 2-molowego H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> należy zmieszać z 0,5 dm<sup>3</sup> 0,25-molowego H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, aby otrzymać roztwór 0,5-molowy tego kwasu?

Odp. 0,083 dm<sup>3</sup>.

- 2.38. W jakim stosunku objętościowym należy zmieszać roztwory HNO<sub>3</sub>, 6-molowy i 0,1-molowy, aby otrzymać roztwór o stężeniu 0,5 mol/dm<sup>3</sup>? Jakie objętości tych roztworów potrzebne są do otrzymania 236 cm<sup>3</sup> takiego roztworu?

Odp. 0,4 części objętościowych 6M HNO<sub>3</sub> oraz 5,5 części objętościowych 0,1M HNO<sub>3</sub>; 16 cm<sup>3</sup> roztworu 6M HNO<sub>3</sub> oraz 220 cm<sup>3</sup> roztworu 0,1M HNO<sub>3</sub>.

- 2.39. Ile kilogramów azotanu (V) amonu NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> należy zmieszać ze 100 kg siarczanu (VI) amonu (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> w celu otrzymania mieszaniny zawierającej 24% mas. N?

Wskazówka: Można rozpatrywać sól jako roztwór o określonej procentowej zawartości każdego pierwiastka.

Odp. 25,45 kg.

- 2.40. W jakim stosunku masowym należy zmieszać tlenek żelaza: magnetyt Fe<sub>2</sub>O<sub>4</sub> oraz limonit Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O, aby otrzymać mieszaninę zawierającą 70% mas. żelaza?

Wskazówka: Można rozpatrywać tlenek żelaza jako roztwór o określonej procentowej zawartości każdego z pierwiastków.

Odp. Na 3 części masowe Fe<sub>2</sub>O<sub>4</sub> należy wziąć 1 część masową Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O.

- 2.41. W naczyniu o pojemności 200 cm<sup>3</sup> znajduje się 0,5-molowy roztwór NaOH. Z naczynia pobrano 20 cm<sup>3</sup> roztworu, a następnie rozpuszczono 1,6 g stałego, czystego NaOH i roztwór ten uzupełniono wodą do pierwotnej objętości. Oblicz stężenie molowe koficowego roztworu.

Odp. 0,65M NaOH.

- 2.42. Zmieszano 50 g 30-procentowego i 25 g 12-procentowego roztworu NaOH, a następnie z otrzymanego roztworu odparowano 15 g wody. Oblicz stężenie procentowe oraz ulamki molowe składników tworzących roztwór.

Odp. 30% NaOH;  $x_{\text{NaOH}} = 0,162$ ,  $x_{\text{woda}} = 0,838$ .

- 2.43. Ile kilogramów stopu Cd-Pb o ulamku molowym kadmu  $x_{\text{Cd}} = 0,1$  należy stopić z 100 kg stopu Cd-Pb, w którym  $x_{\text{Cd}} = 0,5$ , aby otrzymać stop Cd z Pb zawierający 20% mas. Cd?

Wskazówka: Wyraź stężenie stopów w procentach masowych.

Odp. 104,9 kg.

- 2.44. Stopiono razem 50 kg stopu Sn-Cd o  $x_{\text{Cd}} = 0,2$  oraz 20 kg stopu Pb-Cd, w którym  $x_{\text{Cd}} = 0,3$ . Oblicz skład procentowy uzyskanego stopu.

Wskazówka: Wyraź stężenia każdego składnika stopów w procentach masowych.

Odp. 19,07% Cd; 23,19% Pb; 57,74% Sn.

2.45. Oblicz masę żelazomanganu Fe-Mn, zawierającego 78% mas. Mn i 2% mas. C, jaką należy dodać do 10 ton stali o składzie 0,18% mas. C, 0,41% mas. Mn, 0,04% mas. P, 0,04% mas. S i 0,19% mas. Si, aby uzyskać stal o zwiększonej zawartości manganu do 1,1% mas. Jak zmieni się stężenie procentowe węgla w otrzymanej stali?

Odp. 90 kg Fe-Mn.

2.46. W celu zmiany właściwości żużla, do 15 ton żużla konwertorowego o składzie 38% mas. CaO, 22% mas. SiO<sub>2</sub>, 8% mas. MnO, 7% mas. MgO, 1,5% mas. P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, 2% mas. Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, 20,5% mas. FeO i 1% mas. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> dodano 2,5 tony kamienia wapiennego CaCO<sub>3</sub>. Oblicz skład procentowy uzyskanego żużla (należy uwzględnić rozkład termiczny CaCO<sub>3</sub> na CaO i CO<sub>2</sub>).

Odp. 43,2% mas. CaO, 20,2% mas. SiO<sub>2</sub>, 7,3% mas. MnO, 6,4% mas. MgO, 1,4% mas. P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, 1,8% mas. Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, 18,8% wag. FeO i 0,9% wag. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

### 3. Stechiometria związku chemicznego i reakcji

Omawiane zagadnienia:

- procentowa zawartość pierwiastka w związku chemicznym i w mieszaninie,
- zależności molowe i masowe między reagentami w reakcji chemicznej,
- wydajność procesów chemicznych w skali technicznej.

Zastosowanie:

- obliczanie masy reagujących substancji czystych i zanieczyszczonych,
- obliczanie masy produktu zależnej od wydajności procesu,
- obliczanie masy produktu w przypadku, gdy substraty użyto w dowolnych proporcjach.

#### 3.1. Skład procentowy związku chemicznego oraz mieszaniny

Skład procentowy substancji jest to podanie zawartości procentowej (w % masowych) poszczególnych pierwiastków, bez względu na to, czy występują one w tej substancji w postaci atomów, czy też są związane w cząsteczkach. Skład procentowy oblicza się na podstawie analizy chemicznej. Jeżeli w masie substancji  $m_{\text{subst}}$  wykryto pierwiastek „A” w ilości  $m_A$ , to zawartość procentowa tego pierwiastka w substancji wynosi

$$\% \text{ mas. A} = \frac{m_A}{m_{\text{subst}}} \cdot 100\%.$$

Jeżeli badaną substancję jest czysty związek chemiczny lub mieszanina zawierająca określone ilości związków to skład procentowy można obliczyć na podstawie wzorów chemicznych tych związków.

##### Związek chemiczny

Związek chemiczny ma skład wynikający z zapisu wzoru chemicznego tego związku. Na podstawie wzoru związku chemicznego można podać, w jakiej proporcji atomowej oraz masowej związane są pierwiastki w związku. Takie zależności nazywa się stechiometrią związku chemicznego. Słowo „stekiometryia” pochodzi od połączenia greckiej nazwy pierwiastka (*stoicheion*) i czasownika „mierzyć”. Wszelkie obliczenia oparte na wzorze związku chemicznego oraz reakcji chemicznej noszą nazwę **obliczeń stechiometrycznych**.

Dla związku chemicznego o wzorze np. A<sub>x</sub>B<sub>y</sub> otrzymuje się następujące zależności stechiometryczne:

- **stosunek molowy pierwiastków** (równy stosunkowi atomowemu pierwiastków):

$$n_A : n_B = x : y,$$

- **stosunek masowy pierwiastków:**

$$m_A : m_B = (x \cdot M_A) : (y \cdot M_B),$$

gdzie  $M_A$  i  $M_B$  są masami molowymi pierwiastków.

Na ich podstawie oblicza się tzw. **skład procentowy związku**, czyli podaje się procenty masowe poszczególnych pierwiastków tworzących związek. Skład procentowy związku  $A_xB_y$  oblicza się następująco:

$$\% \text{ mas. } A_{\text{zw.}} = \frac{x \cdot M_A}{M_{A_xB_y}} \cdot 100\%, \quad \% \text{ mas. } B_{\text{zw.}} = \frac{y \cdot M_B}{M_{A_xB_y}} \cdot 100\%,$$

gdzie  $M_{A_xB_y}$  jest masą molową związku oraz  $\% \text{ mas. } A + \% \text{ mas. } B = 100\%$ .

Ilości makroskopowe substancji (tzn. ilości, które widzimy lub możemy zważyć, używając wagi) zawierają ogromną liczbę cząsteczek lub atomów. Jeżeli są one wszystkie identyczne, to mówi się, że jest to substancja czysta. W rzeczywistości nie ma substancji idealnie czystych. Określa się różne stopnie czystości substancji chemicznych. Jeżeli stopień czystości jest wysoki, to mówi się, że jest to substancja czysta. Jeżeli dla takiej substancji wyznaczy się eksperymentalnie (poprzez tzw. analizę chemiczną) skład procentowy, to niezależnie od wielkości badanej próbki, skład ten będzie taki sam, jak obliczony na podstawie wzoru chemicznego tej substancji. Określa się to **prawem stałości składu związku chemicznego**.

### Mieszanina związków chemicznych

Substancje używane w warunkach przemysłowych nie są czystymi związkami, lecz **roztorami lub mieszaninami różnych związków**. W takim przypadku skład procentowy substancji zależy od zawartości obcych związków, które traktuje się jako zanieczyszczenia. Mieszaninami związków są np. **rudy metali**. Rudy metali są utworami skalnymi zawierającymi związkę metali wykorzystywane do otrzymywania metali na skali przemysłowej. Nazyw rudy pochodzążą od nazwy zwyczajowej głównego związku. Na przykład ruda zawierająca piryt FeS<sub>2</sub> nazywa się rudą pirytu. Zawartość procentowa metalu w rudzie jest niższa niż obliczona ze wzoru związku chemicznego, stanowiącego zasadniczy składnik rudy. Zmniejsza się ona wraz ze wzrostem zawartości pozostałych związków w rudzie, które traktowane są jako zanieczyszczenia rudy.

Pomiędzy w procesach chemicznych przebiegających w skali przemysłowej biorą udział substancje zanieczyszczone, dlatego również ważne jak umiejętność obliczenia składu procentowego związku chemicznego jest obliczenie zawartości procentowej określonego pierwiastka w mieszaninie. W tym celu konieczna jest znajomość składu mieszaniny, czyli procentowej zawartości (% mas.) poszczególnych związków w mieszaninie.

Oprócz rud mieszaninami są skały, paliwa kopalne (węgiel, ropa naftowa, gaz ziemny), powietrze. Ropa, gaz ziemny są w rzeczywistości roztworami, ale też nazywa się je często mieszaninami. Pierwiastki i związków chemiczne wyprodukowane do celów przemysłowych lub analitycznych mają różną czystość, czyli procentową zawartość głównego składnika. Dla ciast stałych i cieczi jest to % masowy, dla gazów – procent objętościowy. W kolejności wzrastającej czystości klasyfikuje się substancje jako techniczne (*techn.*), czyste (*c.z.*), czyste do analizy (*c.z.d.a.*), chemicznie czyste (*ch.cz.*) oraz spektralnie czyste (*spektr.cz.*). Substancje techniczne mają zawartość głównego składnika w granicach 90–99%, czyste do analizy natomiast 99,9–99,99%. Dlatego należy odróżnić zapis masy technicznej substancji od masy

zawartego w niej związku chemicznego, np.  $m_{\text{techn. Na}_2\text{CO}_3}$  oraz  $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$ . W przypadku gazów i metali klasę czystości podaje się jako liczbę cyfr 9 w zawartości procentowej, np. tlen 5,0 oznacza zawartość 99,999% tlenu.

Zawartość związku chemicznego  $A_xB_y$  w mieszaninie (lub roztworze), % mas.  $A_xB_y$  wyznacza się eksperymentalnie i definiuje jako

$$\% \text{ mas. } A_xB_y = \frac{m_{A_xB_y}}{m_{\text{miesz}}} \cdot 100\%,$$

gdzie  $m_{A_xB_y}$  jest masą związku  $A_xB_y$  zawartą w masie mieszaniny (roztworu, rudy)  $m_{\text{miesz}}$ .

**Zawartość pierwiastka A w mieszaninie** będzie zależeć od powyższej zawartości  $A_xB_y$  w mieszaninie oraz od tego, czy w mieszaninie tej są jeszcze inne związki A.

Jeżeli w mieszaninie nie ma żadnych innych związków A, to procent masowy A w mieszaninie, oznaczony jako % mas.  $A_{\text{miesz}}$ , można obliczyć i jest on równy

$$\% \text{ mas. } A_{\text{miesz}} = \% \text{ mas. } A_{\text{zw.}} \cdot \frac{\% \text{ mas. } A_xB_y}{100\%},$$

gdzie % mas.  $A_{\text{zw.}}$  oznacza zawartość A w czystym związku  $A_xB_y$ .

Jeżeli w mieszaninie są jeszcze inne związki A, a zawartość procentowa każdego z nich w mieszaninie jest znana, to % mas.  $A_{\text{miesz}}$  jest sumą wartości obliczonych z poszczególnych związków.

#### 3.1.1. Przykłady

##### Przykład 3.1

Podać stosunek molowy i masowy pierwiastków oraz skład procentowy chromianu (III) (II) o wzorze  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ .

##### Rozwiązanie

Stosunek molowy pierwiastków wynika wprost ze wzoru związku:

$$n_{\text{Fe}} : n_{\text{Cr}} : n_{\text{O}} = 1 : 2 : 4.$$

Stosunek masowy wymaga znajomości mas molowych pierwiastków:

$$m_{\text{Fe}} : m_{\text{Cr}} : m_{\text{O}} = (1 \text{ mol} \cdot 55,85 \text{ g/mol}) : (2 \text{ mol} \cdot 52,00 \text{ g/mol}) : (4 \text{ mol} \cdot 16,00 \text{ g/mol})$$

i wynosi w przybliżeniu:

$$m_{\text{Fe}} : m_{\text{Cr}} : m_{\text{O}} = 7 : 13 : 8.$$

Skład procentowy związku to podanie % mas. Fe, Cr i O w związku:

$$\% \text{ mas. Fe} = \frac{55,85}{223,85} \cdot 100\% = 24,95\%,$$

$$\% \text{ mas. Cr} = \frac{2 \cdot 52,00}{223,85} \cdot 100\% = 46,46\%,$$

$$\% \text{ mas. O} = \frac{4 \cdot 16,00}{223,85} \cdot 100\% = 28,59\%,$$

lub

$$\% \text{ mas. O} = 100\% - \% \text{ mas. Fe} - \% \text{ mas. Cr},$$

gdzie masa molowa związku Fe(CrO4)2 wynosi 223,85 g/mol, czyli 1 mol Fe(CrO4)2 ma masę 223,85 g.

Stosunek masowy pierwiastków w związku jest taki sam jak stosunek % mas., czyli:

$$m_{\text{Fe}} : m_{\text{Cr}} : m_{\text{O}} = (\% \text{ mas. Fe}) : (\% \text{ mas. Cr}) : (\% \text{ mas. O}) = 7 : 13 : 8.$$

### Uwaga

Dla pierwiastków, które w stanie wolnym występują w formie cząsteczkowej, np. N2, O2, Cl2, stosunek molowy w związku chemicznym zawsze odnosi się do atomów, a nie cząsteczek, czyli stosunek molowy w związku chemicznym zawsze odnosi się do atomów, a nie cząsteczek, czyli podany przykłade oblicza się  $n_{\text{O}}$ , a nie  $n_{\text{O}_2}$ . Zapis  $n_{\text{O}_2}$  daje inną wartość niż zapis  $n_{\text{O}}$ .

W przypadku stosunku masowego oraz składu procentowego należy również stosować zapis  $m_{\text{O}}$ , a nie  $m_{\text{O}_2}$ , jednak zły zapis nie prowadzi tutaj do odmiennych wyników.

### Przykład 3.2

Obliczyć % mas. S w rudzie zawierającej piryt FeS2 oraz 15% skały. W jakiej masie rudy zawarte jest 100 kg S.

#### Rozwiążanie

Zadanie zostanie rozwiążane na dwa sposoby – I sposób oparty będzie wprost na podanych wzorach na zawartości procentowe pierwiastka.

#### I sposób

Najpierw oblicza się procentową zawartość siarki w FeS2.

Zgodnie z wzorem chemicznym związku, % mas. S w FeS2 wynosi:

$$\% \text{ mas. S}_{\text{FeS2}} = \frac{2 \cdot 32,06}{119,97} \cdot 100\% = 53,45\%.$$

Następnie należy obliczyć procentową zawartość FeS2 w rudzie. Wynosi ona:

$$\% \text{ mas. FeS2} = 100\% - 15\% = 85\%.$$

Teraz można już obliczyć procentową zawartość siarki wrudzie, czyli % mas.  $S_{\text{rudz}}$ , która wynosi:

$$\% \text{ mas. } S_{\text{rudz}} = \% \text{ mas. FeS2} \frac{\% \text{ mas. } FeS2}{100\%} = 53,45\% \cdot 0,85 = 45,43\%.$$

Ponieważ % mas. S w rudzie jest zdefiniowany jako:

$$\% \text{ mas. } S_{\text{rudz}} = \frac{m_S}{m_{\text{rudz}}} \cdot 100\%,$$

gdzie  $m_S$  jest masą siarki zawartej w rudzie o masie  $m_{\text{rudz}}$ , zatem podstawiając  $m_S = 100 \text{ kg}$  do powyższego równania, otrzymujemy się masę rudy równą:

$$m_{\text{rudz}} = \frac{m_S}{\% \text{ mas. } S_{\text{rudz}}} \cdot 100\% = \frac{100 \text{ kg}}{45,43\%} \cdot 100\% = 220,1 \text{ kg} \approx 220 \text{ kg}.$$

#### Odpowiedź

Ruda zawiera 45,43% mas. siarki. W 220 kg rady zawarte jest 100 kg siarki.

#### II sposób

Na podstawie wzoru FeS2 należy obliczyć, w jakiej masie tego związku zawarte jest 100 kg siarki.

Ponieważ w 1 molu związku zawarte są 2 mole siarki, czyli w 1 kilomole związku są 2 kilomole S, to z proporcji (1 mol FeS2 ma masę 119,97 g, a 1 kmol FeS2 ma masę 119,97 kg)

$$\begin{matrix} 119,97 \text{ kg FeS}_2 & \cdots & 64,12 \text{ kg S} \\ x \text{ kg FeS}_2 & \cdots & 100 \text{ kg S} \end{matrix}$$

otrzymujemy się  $x = 187,1 \text{ kg}$ .

Masa czystego związku FeS2 potrzebna do uzyskania 100 kg S wynosi:

$$m_{\text{FeS2}} = 187,1 \text{ kg}.$$

Odpowiednia masa rudy musi być większa. Ponieważ zawartość procentowa FeS2 w rudy wynosi

$$\% \text{ mas. FeS2} = 100\% - 15\% = 85\%,$$

to inną konieczną masę rudy oblicza się z proporcji:

$$\begin{matrix} 100 \text{ kg rudy} & \cdots & 85 \text{ kg FeS}_2 \\ x \text{ kg rudy} & \cdots & 187,1 \text{ kg FeS}_2 \end{matrix}$$

i otrzymujemy się  $x = 220,1 \text{ kg}$ .

Masa rudy wynosi w przybliżeniu:

$$m_{\text{rudz}} = 220 \text{ kg},$$

a zawartość procentowa siarki w rudzie jest równa:

$$\% \text{ mas. } S_{\text{rudz.}} = \frac{m_S}{m_{\text{rudz.}}} \cdot 100\% = \frac{100 \text{ kg}}{220,1 \text{ kg}} \cdot 100\% = 45,43\%.$$

Oba wyniki są takie same jak w I sposobie obliczeń.

### Przykład 3.3

Analiza pewnej rudy wykazała, że w 10 g tej rudy zawarte jest 7 g miedzi w postaci Cu<sub>2</sub>S. Obliczyć zawartość procentową Cu<sub>2</sub>S w tej rudzie.

#### Rozwiązańe

Zadanie można rozwiązać na różne sposoby.

##### I sposób

Należy obliczyć zawartość procentową Cu w rudzie

$$\% \text{ mas. } Cu_{\text{rudz.}} = \frac{m_{Cu}}{m_{\text{rudz.}}} \cdot 100\% = \frac{7 \text{ g}}{10 \text{ g}} \cdot 100\% = 70\%$$

oraz w czystym związku Cu<sub>2</sub>S

$$\% \text{ mas. } Cu_{Cu_2S} = \frac{2 \cdot M_{Cu}}{M_{Cu_2S}} \cdot 100\% = \frac{2 \cdot 63,55}{159,17} \cdot 100\% = 79,85\%.$$

Ponieważ

$$\% \text{ mas. } Cu_{\text{rudz.}} = \% \text{ mas. } Cu_{Cu_2S} \frac{\% \text{ mas. } Cu_2S}{100\%} = 79,85\% \cdot \frac{\% \text{ mas. } Cu_2S}{100\%} = 70,00\%,$$

zatem zawartość procentowa Cu<sub>2</sub>S w rudzie jest równa:

$$\% \text{ mas. } Cu_2S = 87,66\% \approx 87,7\%,$$

co oznacza, że zawartości innych związków (zanieczyszczeń) wynoszą:

$$\% \text{ mas. zaniecz.} = 100\% - 87,7\% = 12,3\%.$$

##### Odpowiedź

Zawartość Cu<sub>2</sub>S w rudzie wynosi 87,7% mas.

##### II sposób

Należy obliczyć, w ilu gramach związku Cu<sub>2</sub>S związane jest 7 g Cu.

W 1 molu Cu<sub>2</sub>S są 2 moły Cu, czyli w 159,17 g Cu<sub>2</sub>S zawarte jest 127,10 g Cu. Z proporcji:

$$\begin{array}{lcl} 159,17 \text{ g Cu}_2S & \xrightarrow{\quad} & 127,10 \text{ g Cu} \\ x \text{ g Cu}_2S & \xrightarrow{\quad} & 7 \text{ g Cu} \end{array}$$

otrzymuje się  $x = 8,77$  g.

Masa związku Cu<sub>2</sub>S wynosi:

$$m_{Cu_2S} = 8,77 \text{ g.}$$

W 10 g rudy znajduje się 8,77 g Cu<sub>2</sub>S. Procentowa zawartość Cu<sub>2</sub>S w rudzie wynosi:

$$\% \text{ mas. } Cu_2S = \frac{m_{Cu_2S}}{m_{\text{rudz.}}} \cdot 100\% = \frac{8,77 \text{ g}}{10 \text{ g}} \cdot 100\% = 87,7\%.$$

##### Odpowiedź

Zawartość Cu<sub>2</sub>S w rudzie wynosi 87,7% mas.

### Przykład 3.4

Mieszanina zawiera 70% mas. MgCl<sub>2</sub> i 30% mas. KCl. Obliczyć % mas. Cl w mieszaninie.

#### Rozwiązańe

##### I sposób

Zawartości procentowe Cl w czystych związkach wynoszą:  
w MgCl<sub>2</sub>

$$\% \text{ mas. } Cl_{MgCl_2} = \frac{2 \cdot 35,45}{95,20} \cdot 100\% = 74,47\%,$$

w KCl

$$\% \text{ mas. } Cl_{KCl} = \frac{35,45}{74,55} \cdot 100\% = 47,55\%.$$

W 100 g mieszaniny jest 70 g MgCl<sub>2</sub> i 30 g KCl. Należy obliczyć masy Cl zawarte w tych ilościach związków. Można posłużyć się wzorem:

$$\% \text{ mas. } Cl = \frac{m_{Cl}}{m_{zw.}} \cdot 100\%.$$

Dla MgCl<sub>2</sub>, podstawiając  $m_{zw.} = 70$  g oraz % mas. Cl = 74,47%, otrzymuje się:

$$m_{Cl} = 52,13 \text{ g},$$

a dla KCl, podstawiając  $m_{zw.} = 30$  g oraz % mas. Cl = 47,55% Cl, otrzymuje się:

$$m_{Cl} = 14,27 \text{ g.}$$

Zawartość procentowa Cl w 100 g mieszaniny wynosi:

$$\% \text{ mas. Cl}_{\text{miesz.}} = \frac{(52,13 + 14,27)}{100 \text{ g}} \cdot 100\% = 66,4\%$$

Jak widać, ostatnie obliczenia są тожsame z zastosowaniem wzoru:

$$\begin{aligned} \% \text{ mas. Cl}_{\text{miesz.}} &= \\ &= (\% \text{ mas. Cl}_{\text{MgCl}_2}) \cdot \frac{\% \text{ mas. MgCl}_2}{100\%} + (\% \text{ mas. Cl}_{\text{KCl}}) \cdot \frac{\% \text{ mas. KCl}}{100\%}, \end{aligned}$$

z którego otrzymujemy się:

$$\% \text{ mas. Cl}_{\text{miesz.}} = 74,47\% \cdot \frac{70\%}{100\%} + 47,55 \cdot \frac{30\%}{100\%} = 52,13\% + 14,27\% = 66,4\%$$

Odpowiedź

Zawartość procentowa Cl w mieszaninie wynosi 66,4% mas.

II sposób

W 100 g mieszaniny znajduje się 70 g  $\text{MgCl}_2$  i 30 g KCl.

Należy obliczyć masy Cl zawarte kolejno w każdym składniku mieszaniny. Ich suma będzie procentową zawartością Cl w mieszaninie.

Masa Cl w 70 g  $\text{MgCl}_2$  obliczona z proporcji:

$$\begin{array}{l} 95,20 \text{ g MgCl}_2 \longrightarrow 70,90 \text{ g Cl} \\ 70 \text{ g MgCl}_2 \longrightarrow x \text{ g Cl} \end{array}$$

wynosi 52,1 g.

Masa Cl w 30 g KCl obliczona z proporcji:

$$\begin{array}{l} 74,55 \text{ g KCl} \longrightarrow 35,45 \text{ g Cl} \\ 30 \text{ g MgCl}_2 \longrightarrow x \text{ g Cl} \end{array}$$

wynosi 14,3 g.

Masa Cl zawarta w 100 g mieszaniny wynosi

$$52,1 \text{ g} + 14,3 \text{ g} = 66,4 \text{ g.}$$

Zawartość procentowa Cl w mieszaninie wynosi 66,4% mas.

### 3.1.2. Zadania

3.1. Oblicz stosunek molowy i masowy pierwiastków w związkach:

- a) metan  $\text{CH}_4$ , b) acetylen  $\text{C}_2\text{H}_2$ , c) etan  $\text{C}_2\text{H}_6$ , d) propan  $\text{C}_3\text{H}_8$ , e) butan  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .

3.2. Oblicz procentową zawartość żelaza w związkach:

- a)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , c)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , d)  $\text{FeCO}_3$ , e)  $\text{FeS}$ , f)  $\text{FeS}_2$ .

3.3. Jaką masę żelaza można otrzymać ze 100 kg rudy zawierającej 20% zanieczyszczeń oraz związek:

- a)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , c)  $\text{FeCO}_3$ .

Odp. a) 58 kg, b) 56 kg, c) 39 kg.

3.4. Jaka masa rudy jest potrzebna do otrzymania 100 kg metalu, jeżeli ruda zawiera:

- a) 60% mas.  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , b) 40% mas.  $\text{MgO}$ , c) 45% mas.  $\text{TiO}_2$ .

Odp. a) 315 kg, b) 415 kg, c) 371 kg.

3.5. W 6 g rudy tytanowej zawarte jest 1,67 g Ti w postaci związku:  
a)  $\text{CaTiO}_3$ , b)  $\text{FeTiO}_3$ .

Oblicz procentową zawartość związku w rudzie.

Odp. a) 79,03% mas., b) 88,2% mas.

3.6. Oblicz:

- a) masę pirytu  $\text{FeS}_2$  zawartego w 10 kg węgla kamiennego, jeżeli % mas. S w tym węglu wynosi 3%, a tylko połowa starker związków jest w postaci  $\text{FeS}_2$ ,
- b) liczbę moli metanu  $\text{CH}_4$  zawartego w 2 m<sup>3</sup> oczyszczonego gazu ziemnego w warunkach normalnych, przy założeniu przybliżenia gazu doskonałego, jeżeli 97,8% obj. gazu stanowi metan,
- c) % mas. Ca w kamieniu wapiennym (skale wapiennej), jeżeli wapień zawarty jest w postaci związku  $\text{CaCO}_3$ , który stanowi 96% mas. skały,
- b) objętość technicznego tlenu o czystości 99% obj.  $\text{O}_2$ , zawierającą 1 kg  $\text{O}_2$ , zakładając przybliżenie gazu doskonałego oraz warunki normalne.

3.7. Oblicz zawartość procentową K w mieszaninie utworzonej z 5 moli  $\text{KNO}_3$  oraz 2 moli  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .

Odp. 45,00% mas.

3.8. Oblicz zawartość procentową Cr w mieszaninie tlenków chromu składającej się z 85% mas.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  oraz 15% mas.  $\text{CrO}_2$ .

Odp. 69,63% mas.

### 3.2. Obliczenia na podstawie równania reakcji chemicznej

Współczynniki stechiometryczne w zbilansowanym równaniu chemicznym określają molowy stosunek stechiometryczny reagentów. Na jego podstawie, znając masy molowe reagentów, można obliczyć masowy stosunek stechiometryczny reagentów. W odpowiednim stosunku masowym reagować muszą ze sobą substancje oraz powstawać produkty.

Substratami nazywamy się reagenty zapisane po lewej stronie reakcji chemicznej, produkty to reagenty po prawej stronie.

W reakcji glinu z kwasem azotowym (V) (reakcji rozpaszczania metalu w kwasie):



substratami są Al i  $\text{HNO}_3$ , produkty to  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  i  $\text{H}_2$ , przy czym reagentem gazowym jest  $\text{H}_2$ . Zapis powyższej reakcji nie jest zbilansowany, dlatego nie można z niego podać zależności stochiometrycznych.

Zbilansowane równanie reakcji ma postać:



lub



Wynikają z niego następujące relacje:

- **molowy stosunek stochiometryczny reagentów:**

$$n_{\text{Al}} : n_{\text{HNO}_3} : n_{\text{Al}(\text{NO}_3)_3} : n_{\text{H}_2} = 2 : 6 : 2 : 3;$$

- **masowy stosunek stochiometryczny reagentów:**

$$m_{\text{Al}} : m_{\text{HNO}_3} : m_{\text{Al}(\text{NO}_3)_3} : m_{\text{H}_2} = (2 \cdot M_{\text{Al}}) : (6 \cdot M_{\text{HNO}_3}) : (2 \cdot M_{\text{Al}(\text{NO}_3)_3}) : (3 \cdot M_{\text{H}_2}),$$

gdzie  $M_i$  są masami molowymi reagentów.

Zależności stochiometryczne wynikające z reakcji pozwalają obliczyć masy wszystkich reagentów (reagujących lub powstających) przypadających na określona masę jednego z reagentów. **Obliczone z reakcji masy reagentów** są masami czystych związków lub pierwiastków. Często substraty występują w postaci roztworów (np. kwasów) albo są zanieczyszczonymi ciałami stałymi. Wówczas konieczna do reakcji masa substancji należy obliczyć na podstawie jej wartości procentowej w roztworze czy mieszaninie. Konieczne jest rozróżnienie w zapisie obu mas: **reagenta czystego** i **zanieczyszczonego**.

W reakcji:



kwas azotowy (V) zawsze będzie użyty jako roztwór wodny. Z obliczeń stochiometrycznych otrzymuje się masę związku  $\text{HNO}_3$ , którą oznacza się jako  $m_{r,\text{HNO}_3}$ . Aby obliczyć masę (lub objętość) roztworu kwasu, należy znać stężenie tego roztworu. Obliczoną masę roztworu należy oznaczyć inaczej, np.  $m_{r,\text{HNO}_3}$ .

Jeżeli w reakcji występują **reagenty gazowe**, to oprócz masy oblicza się ich objętość. Objętość gazu zależy od temperatury i od ciśnienia. W obliczeniach stochiometrycznych najczęściej objętość gazu sprawdza się do temperatury 273 K (0°C) i ciśnienia 101 325 Pa.

Jeżeli do reakcji zostaną wzięte substraty w proporcjach, które są inne niż to wynika ze stochiometrii reakcji, to wówczas mówi się, że są one w ilościach niesztochiometrycznych. Wtedy uzyskana masa produktu zależy od masy tego substratu, który przereaguje całkowicie. Substrat, który został użyty w **nadmiarze**, pozostałe po reakcji częściowo nieprzereagowany. Na przykład, jeżeli do reakcji



zostaną użyte 3 moły Al, lecz w roztworze kwasu będą tylko 3 moły  $\text{HNO}_3$ , to substraty podane reakcji nie będą w stosunku stochiometrycznym. Z 3 molami  $\text{HNO}_3$  może przereagować tylko 1 mol Al, zatem nadwyżka 2 moły Al pozostała nieprzereagowana. Konsekwentnie, ilość otrzymanego wodoru należy obliczyć na podstawie ilości zużytego kwasu, a więc powstanie tylko 3/2 moła  $\text{H}_2$ , czyli 3 g wodoru.

Obliczenia ilości produktu otrzymanego z danej masy substratów są obliczeniami teoretycznymi. W praktyce, szczególnie w procesach prowadzonych na skali przemysłowej, otrzymuje się, z różnych powodów, mniejszą masę produktu. Dlatego wprowadza się pojęcie **wydajności**,  $\eta$ , zdefiniowane jako:

$$\eta = \frac{m_{\text{prod.}}^{\text{eksp.}}}{m_{\text{prod.}}^{\text{teor.}}} \cdot 100\%,$$

gdzie:

$m_{\text{prod.}}^{\text{eksp.}}$  – masa produktu uzyskana w praktyce,

$m_{\text{prod.}}^{\text{teor.}}$  – masa tego samego produktu obliczona stochiometrycznie z reakcji chemicznej.

Powyższy wzór pozwala obliczyć wydajność danego procesu technologicznego.

Znajomość wydajności umożliwia następnie dwa typy obliczeń:

- 1) **masy produktu**, jaka jest spodziewana przy użyciu określonych mas substratów,
- 2) **masy substratów** koniecznych do uzyskania żądanej masy produktu.

Pierwszy typ obliczeń oparty jest wprost na podanym wcześniej wzorze definiującym wydajność procesu (reakcji). Masę produktu otrzymuje się **mniejszą**, niż wynika ona z obliczeń stochiometrycznych. W drugim przypadku należy zauważać, że wydajność mniejsza od 100% wymaga **zwiększonej** masy substratów.

### 3.2.1. Przykłady

#### Przykład 3.5

Spalone 1 kg węgla kamiennego zawierającego 80% mas. C, otrzymując  $\text{CO}_2$ :



Obliczyć: a) masę otrzymanego ditlenku węgla, b) objętość  $\text{CO}_2$  w temperaturze  $0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem 101 325 Pa, c) ilość moli tlenu potrzebną do reakcji, d) objętość powietrza potrzebną do reakcji zmierzona w warunkach  $0^\circ\text{C}$  i 101 325 Pa. Przyjąć, że powietrze stanowi mieszaninę 80% cząsteczek azotu i 20% cząsteczek tlenu.

### Rozwiążanie

Najpierw należy obliczyć masę pierwiastka C w 1 kg paliwa. Wynosi ona:

$$m_C = 0,8 \cdot 1 \text{ kg} = 800 \text{ g.}$$

Do dalszych obliczeń potrzebne są masy molowe reagentów:

$$M_C = 12,01 \text{ g/mol}, M_{\text{O}_2} = 32,00 \text{ g/mol}, M_{\text{CO}_2} = 44,01 \text{ g/mol}.$$

#### a) Masa otrzymanego $\text{CO}_2$

Zgodnie z reakcją z 1 mola C powstaje 1 mol  $\text{CO}_2$ , czyli z 12,01 g C powstaje 44,01 g  $\text{CO}_2$ .

Masę  $\text{CO}_2$  otrzymanego z 800 g C oblicza się z proporcji:

$$12,01 \text{ g C} : 44,01 \text{ g CO}_2$$

$$800 \text{ g C} : x \text{ g CO}_2$$

Wynosi ona:  $m_{\text{CO}_2} = 2931 \text{ g}$ .

#### b) Objętość $\text{CO}_2$ w warunkach $t = 0^\circ\text{C}$ i $p = 101 325 \text{ Pa}$ .

Liczba moli  $\text{CO}_2$  mająca masę 2931 g wynosi:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{2931 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}} = 66,6 \text{ mol.}$$

Objętość jest równa:

$$V_{\text{CO}_2} = (66,6 \text{ mol}) \cdot (22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}) = 1492 \text{ dm}^3 = 1,49 \text{ m}^3.$$

#### c) Liczba moli tlenu potrzebna do reakcji

Tlen występuje w powietrzu w postaci cząsteczek  $\text{O}_2$ . Należy zatem obliczyć liczbę moli  $\text{O}_2$ .

Zgodnie z równaniem reakcji 1 mol C reaguje z 1 molem  $\text{O}_2$ , tworząc 1 mol  $\text{CO}_2$ . Ponieważ poprzednio obliczono już liczbę moli  $\text{CO}_2$ , zatem po prostu:

$$n_{\text{O}_2} = n_{\text{CO}_2} = 66,6 \text{ mol.}$$

Gdyby nie została obliczona liczba moli  $\text{CO}_2$ , wówczas należałoby obliczyć liczbę moli C w 800 g C z zależności:

$$n_C = \frac{800 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 66,6 \text{ mol.}$$

i następnie obliczyć liczbę moli  $\text{O}_2$  jako:

$$n_{\text{O}_2} = n_C = 66,6 \text{ mol.}$$

#### d) Objętość powietrza potrzebna do reakcji

Powietrze ma skład w przybliżeniu równy 80% obj.  $\text{N}_2$  i 20% obj.  $\text{O}_2$ , co oznacza, że powietrze można otrzymać, np. mieszając 80 moli  $\text{N}_2$  i 20 moli  $\text{O}_2$ . Należy obliczyć, ile moli azotu przypadła na 66,6 moli tlenu. Z proporcji:

$$\begin{array}{ccc} 80 \text{ mol } \text{N}_2 & & 20 \text{ mol } \text{O}_2 \\ x \text{ mol } \text{N}_2 & & 66,6 \text{ mol } \text{O}_2 \end{array}$$

otrzymuje się  $x = 266,4$  czyli  $n_{\text{N}_2} = 266,4 \text{ mol}$ .

Zatem liczba moli powietrza wynosi:

$$n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} = 66,6 \text{ mol} + 266,4 \text{ mol} = 333 \text{ mol.}$$

Powietrze to zajmuje objętość:

$$V_{\text{pow.}} = (333 \text{ mol}) \cdot (22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}) = 7459 \text{ dm}^3 \approx 7,46 \text{ m}^3.$$

A więc do całkowitego spalenia 1 kg węgla kamiennego potrzeba ponad  $7 \text{ m}^3$  powietrza. Jeżeli powietrza będzie mniej, wówczas powstanie  $\text{CO}$ .

### Uwaga

„Mol” jest jednocześnie nazwą oraz symbolem jednostki liczności. Jako nazwa podlega odmianie, gdy jest składnikiem zdania. Jako symbol jednostki nie podlega odmianie.

### Przykład 3.6

Kamień wapienny to surowiec zawierający wapień (jest to nazwa potoczna węglanu wapnia  $\text{CaCO}_3$ ). Ogrzanie go do bardzo wysokiej temperatury (tzw. prażenie kamienia wapiennego) prowadzi do rozkładu  $\text{CaCO}_3$  na produkty techniczne  $\text{CaO}$  i  $\text{CO}_2$ . Obliczyć procentową zawartość  $\text{CaCO}_3$  w kamieniu, jeżeli po całkowitym wypróżnieniu 1000 kg (1 Mg) kamienia otrzymano 179,2  $\text{m}^3$  ditlenku węgla w przeliczeniu na warunki  $0^\circ\text{C}$  i 101 325 Pa.

### Rozwiążanie

Należy zapisać reakcję rozkładu termicznego węglanu wapnia:



Znając objętość  $\text{CO}_2$ , można obliczyć liczbę moli  $\text{CO}_2$ , a następnie masę  $\text{CaCO}_3$ , z której powstał.

Liczba moli  $\text{CO}_2$  wynosi:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}} = \frac{179,2 \cdot 10^3 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 8000 \text{ mol} = 8 \text{ kmol.}$$

Zgodnie z reakcją, aby powstało 8 kmol CO<sub>2</sub>, musiało rozłożyć się 8 kmol CaCO<sub>3</sub>, co odpowiada masie:

$$m_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CaCO}_3} = (8000 \text{ mol}) \cdot (100,09 \text{ g/mol}) = 800\ 720 \text{ g} = 800,7 \text{ kg.}$$

Masa 800,7 kg CaCO<sub>3</sub> zawarta jest 1000 kg kamienia, zatem % mas. CaCO<sub>3</sub> w kamieniu wynosi:

$$\% \text{ mas. CaCO}_3 = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{m_{\text{kam.}}} \cdot 100\% = 80,1\%.$$

#### Odpowiedź

Kamień wapienny zawiera ok. 80% mas. węglanu wapnia.

#### Przykład 3.7

Stop kadmu z ołowiem rozpuszczono w kwasie solnym, a następnie strącono osad chromianu (VI) ołowiu (II) PbCrO<sub>4</sub>. Ze stopu o masie 26 g otrzymano 20 g PbCrO<sub>4</sub>. Obliczyć % mas. Pb w stopie.

#### Rozwiązańe

Nie są konieczne zapisy wszystkich reakcji. Wystarczy schematyczny zapis:



z którego można obliczyć masę ołowiu, stanowiącego przed reakcją składnik stopu.

Ponieważ 1 mol Pb ma masę 207,2 g, a 1 mol PbCrO<sub>4</sub> masę 323,2 g, zatem masę Pb zawartą w 20 g PbCrO<sub>4</sub> oblicza się z proporcji:

$$\begin{array}{ccc} 207,2 \text{ g Pb} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 323,2 \text{ g PbCrO}_4 \\ x \text{ g Pb} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 20 \text{ g PbCrO}_4 \end{array}$$

i wynosi ona:

$$m_{\text{Pb}} = x \text{ g} = 12,8 \text{ g.}$$

Procentowa zawartość ołowiu w stopie jest równa:

$$\% \text{ mas. Pb} = \frac{m_{\text{Pb}}}{m_{\text{stop}}} \cdot 100\% = \frac{12,8 \text{ g}}{26 \text{ g}} \cdot 100\% = 49,2\% \approx 49\%.$$

#### Odpowiedź

Stop zawiera 49% mas. ołowiu.

#### Przykład 3.8

Obliczyć masę roztworu NaOH o stężeniu 15% mas., która zubojętni H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> zawarty w 50 g roztworu o stężeniu 20% mas.

#### Rozwiązańe

Równanie reakcji ma postać:



Masa H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> zawarta w roztworze jest równa:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 50 \text{ g} \cdot 20\% / 100\% = 10 \text{ g.}$$

Zgodnie z reakcją 2 moły NaOH zubożytają 1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, co oznacza, że 80,0 g NaOH zubożytują 98,1 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Konieczną masę NaOH oblicza się z proporcji:

$$\begin{array}{ccc} 80,0 \text{ g NaOH} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \\ x \text{ g NaOH} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 10 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

Wynosi ona:

$$m_{\text{NaOH}} = x \text{ g} = 8,15 \text{ g.}$$

Masa roztworu NaOH, w którym zawarte jest 8,15 g NaOH, jest równa:

$$m_{r,\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{\% \text{NaOH}} \cdot 100\% = \frac{8,15 \text{ g}}{15\%} \cdot 100\% = 54,3 \text{ g.}$$

#### Odpowiedź

Do zubożytowania roztworu kwasu siarkowego (VI) potrzeba 54,3 g roztworu NaOH o stężeniu 15%.

#### Przykład 3.9

Do zubożytowania 70 cm<sup>3</sup> roztworu NaOH o nieznanym stężeniu konieczne było 19,4 cm<sup>3</sup> roztworu 0,11M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Jakie było stężenie molowe roztworu NaOH oraz jaka masa NaOH zawarta była w roztworze?

#### Rozwiązańe

Należy obliczyć liczbę molii H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> zawartych w użytym roztworze. Zgodnie z definicją stężenia molowego otrzymujemy się:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = C_{m,\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{r,\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,11 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0194 \text{ dm}^3 = 2,13 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Równanie reakcji jest takie samo jak w przykładzie poprzednim. Liczba moli przereagowanego NaOH musi być dwa razy większa niż liczba moli H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$n_{\text{NaOH}} = 2 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 2,13 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 4,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Masa NaOH wynosi:

$$m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 4,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 170,4 \cdot 10^{-3} \text{ g} \approx 0,17 \text{ g.}$$

Stężenie molowe roztworu NaOH jest równe ( $70 \text{ cm}^3 = 0,070 \text{ dm}^3$ ):

$$C_{\text{m,NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{r,NaOH}}} = \frac{4,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,070 \text{ dm}^3} = 0,061 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}.$$

### Odpowiedź

Stężenie roztworu NaOH wynosiło 0,061 mol/dm<sup>3</sup>, a masa NaOH zawarta w 70 cm<sup>3</sup> tego roztworu była równa 0,17 g.

### Przykład 3.10 (nadwyżka reagenta)

Dwa roztwory wodne, jeden zawierający 2 mole Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, drugi zawierający 3 mole KCl, zmieszano. W wyniku reakcji powstał osad soli PbCl<sub>2</sub>. Ocenić, która z soli została użyta nadmiarze. Obliczyć: a) masę powstającego osadu PbCl<sub>2</sub>, b) masę soli, która pozostała nieprzereagowana.

### Rozwiążanie

Należy zapisać równanie reakcji wymiany między solami:



Sól PbCl<sub>2</sub> jest trudno rozpuszczalna w wodzie, dlatego wytrąca się w postaci osadu. Po zustale sole dobrze rozpuszczają się w wodzie.

Zgodnie z reakcją, substancje (Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> i KCl) reagują w proporcji molowej:

$$n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} : n_{\text{KCl}} = 1 : 2,$$

czyli 2 mole Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> potrzebują 4 moli KCl w celu całkowitego przereagowania, a w przypadku gdy w roztworze znajdują się 3 mole KCl, to tylko 1,5 moli Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> może przereagować.

Wniosek: Sól Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> została użyta w nadmiarze. Całkowicie przereaguje KCl, natomiast nadwyżka Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> pozostanie nieprzereagowana. Masa powstającego osadu PbCl<sub>2</sub> wynika z ilości KCl.

### a) Obliczenie masy powstającego PbCl<sub>2</sub>

Zgodnie z reakcją zapisuję się proporcję:

$$2 \text{ mol KCl} \longrightarrow 1 \text{ mol PbCl}_2$$

$$3 \text{ mol KCl} \longrightarrow x \text{ mol PbCl}_2$$

z której wynika  $x = 1,5$ .

W wyniku reakcji powstanie 1,5 mola PbCl<sub>2</sub> o masie:

$$m_{\text{PbCl}_2} = n_{\text{PbCl}_2} \cdot M_{\text{PbCl}_2} = (1,5 \text{ mol}) \cdot (278,10 \text{ g/mol}) = 417,15 \text{ g.}$$

### b) Obliczenie masy Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> po reakcji (masy nieprzereagowanego Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>)

Ponieważ z 3 molami KCl może przereagować tylko 1,5 mola Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, czyli po reakcji pozostałe:

$$n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{po reakcji}} = n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{początkowa}} - n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{reag.}} = 2 \text{ mol} - 1,5 \text{ mol} = 0,5 \text{ mol.}$$

W przeliczeniu na masę otrzymuje się:

$$m_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{po reakcji}} = n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{po reakcji}} \cdot M_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = (0,5 \text{ mol}) \cdot (331,22 \text{ g/mol}) = 165,61 \text{ g.}$$

Wyniki obliczeń (w molach) zestawione w tabeli wyjaśniają tok postępowania:

Reagent	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	KCl	PbCl <sub>2</sub>
Współczynniki reakcji	1	2	1
Stan przed reakcją	2 mol	3 mol	0
Zmiana w wyniku reakcji	-3/2 = -1,5 mol	-3 mol	+3/2 = 1,5 mol
Stan po reakcji	0,5 mol	0	1,5 mol

### Odpowiedź

W wyniku reakcji powstanie 417,15 g PbCl<sub>2</sub>, a pozostałe 165,61 g nieprzereagowanego Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

### Przykład 3.11 (nadwyżka reagenta)

W naczyniu zamkniętym zawierającym powietrze o objętości 30 dm<sup>3</sup> zmierzonej w warunkach  $t = 0^\circ\text{C}$ ,  $p = 101\,325 \text{ Pa}$ , zapalonego 16 g magnezu, otrzymując MgO. Określi, czy użyte ilości tlenu i magnezu były stochiometryczne oraz oblicz masę powstającego MgO.

## Rozwiążanie

Najpierw należy obliczyć ile tlenu (w molach lub gramach) znajdowało się w naczyniu przed reakcją. Liczba moli wszystkich składników powietrza, w przybliżeniu gazu doskonałego, wynosi:

$$n_{\text{pow.}} = \frac{V_{\text{pow.}}}{22,4 \text{ dm}^3 / \text{mol}} = \frac{30 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 / \text{mol}} = 1,3 \text{ mol.}$$

Zakładając następnie, że powietrze jest mieszaniną 20% cząsteczek O<sub>2</sub> i 80% cząsteczek O<sub>2</sub>, otrzymujemy się liczbę moli tlenu:

$$n_{\text{O}_2} = 0,2 \cdot n_{\text{pow.}} = 0,2 \cdot 1,3 \text{ mol} = 0,26 \text{ mol.}$$

W zadaniu podano masę magnezu, powyżej obliczono liczbę moli tlenu. Aby ocenić, czy tlen i magnez są w proporcji stochiometrycznej, należy wyrazić ilości obu reagentów w tych samych jednostkach, czyli albo w molach, albo w gramach. Ponieważ proporcje molowe zapisane są wprost w bilansowanym równaniu reakcji, dlatego najlepiej przeliczyć masę magnezu na liczbę mol.

Liczba moli magnezu przed reakcją wynosi:

$$n_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} = \frac{16 \text{ g}}{24,3 \text{ g/mol}} = 0,66 \text{ mol.}$$

Na podstawie reakcji spalania (utleniania) magnezu:



molowa proporcja stochiometryczna substratów wynosi:

$$n_{\text{Mg}} : n_{\text{O}_2} = 1 : 1/2 = 2 : 1.$$

Oznacza to, że do spalenia 0,66 mola Mg potrzeba 0,33 mola tlenu O<sub>2</sub>. W naczyniu jest tylko 0,26 mola O<sub>2</sub>, czyli ilości reagentów nie są stochiometryczne, a nadwyżka dotyczy magnezu.

Masę powstającego MgO oblicza się na podstawie tego substratu, który przereagował całkowicie, czyli tlenu.

Zgodnie z reakcją z 1/2 mola O<sub>2</sub> powstaje 1 mol MgO, zatem z 0,26 mola O<sub>2</sub> powstaną 0,52 mola MgO.

Masa otrzymanego MgO wynosi:

$$m_{\text{MgO}} = n_{\text{MgO}} \cdot M_{\text{MgO}} = (0,52 \text{ mol}) \cdot (40,3 \text{ g/mol}) = 21,0 \text{ g.}$$

W tabeli zestawiono wyniki obliczeń (w molach).

Reagent	Mg	O <sub>2</sub>	MgO
Współczynniki reakcji	1	0,5	1
Stan przed reakcją	0,66 mol	0,26 mol	0
Zmiana w wyniku reakcji	-2 · (0,26) = -0,52 mol	-0,26 mol	+2 · (0,26) = 0,52 mol
Stan po reakcji	0,66 - 0,52 = 0,14 mol	0	0,52 mol

## Odpowiedź

Po reakcji w naczyniu:

- nie będzie tlenu,
- powstanie 21 g MgO,
- pozostałe azot oraz nadwyżka Mg

## Przykład 3.12 (nadwyżka reagenta)

Zmieszano 100 cm<sup>3</sup> 0,5M NaOH i 100 cm<sup>3</sup> 0,2M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Czy nastąpiło całkowite zubożenie, czy też roztwór po reakcji był kwaśny lub zasadowy?

## Rozwiążanie

Reagenty występują w roztworach wodnych, dlatego należy najpierw obliczyć ich wartości w użytych roztworach. Oba roztwory mają podane stężenia molowe. Pozwala to wprost na obliczenie liczby moli NaOH i H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Liczba moli NaOH przed reakcją:

$$n_{\text{NaOH}} = C_m \cdot V_r = (0,5 \text{ mol/dm}^3) \cdot 0,1 \text{ dm}^3 = 0,05 \text{ mol.}$$

Liczba moli H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> przed reakcją:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = C_m \cdot V_r = (0,2 \text{ mol/dm}^3) \cdot 0,1 \text{ dm}^3 = 0,02 \text{ mol.}$$

Zgodnie z reakcją zubożania:



do każdy 1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> potrzebne są 2 mole NaOH, co oznacza, że w podanych roztworach jest nadwyżka NaOH.

Obecne w roztworze 0,02 mola H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> przereagują z 0,04 molami NaOH, tworząc Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Nadwyżka NaOH w ilości:

$$n_{\text{NaOH}}^{\text{nadw.}} = (0,05 - 0,04) = 0,01 \text{ mol},$$

pozostanie nieprzereagowanego.

Roztwór po reakcji będzie zasadowy, a stężenie molowe NaOH będzie w nim równe:

$$C_m, \text{NaOH} = \frac{0,01 \text{ mol}}{(0,1 + 0,1) \text{ dm}^3} = 0,05 \text{ mol/dm}^3.$$

Zestawienie wyników obliczeń (w molach):

Reagent	NaOH	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Współczynniki reakcji	2	1
Stan przed reakcją	0,05 mol	0,02 mol
Zmiana w wyniku reakcji	-2(0,02) = -0,04 mol	-0,02 mol
Stan po reakcji	0,05 - 0,04 = 0,01 mol	0

#### Odpowiedź

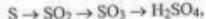
Nie nastąpiło całkowite zubożycenie. Roztwór po reakcji jest zasadowy.

#### Przykład 3.13 (wydajność reakcji)

Kwas siarkowy (VI) otrzymuje się przez spalenie siarki do SO<sub>2</sub>, utlenienie SO<sub>2</sub> do SO<sub>3</sub>, a następnie rozpuszczenie SO<sub>3</sub> w wodzie. Obliczyć wydajność (%) procesu przemysłowego, w którym z 500 kg siarki otrzymano 0,7 m<sup>3</sup> roztworu kwasu siarkowego(VI) o gęstości 1,84 g/cm<sup>3</sup>. W roztworze tym stężenie H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> wynosi 98% mas.

#### Rozwiązywanie

W zadaniu tym nie są potrzebne pełne zapisy poszczególnych reakcji, ponieważ obliczenia nie dotyczą innych reagentów biorących udział w procesie, jak tlen czy woda. Wystarczy schematyczny zapis ciągu produktów:



z którego wynika, że z 1 mola S można otrzymać maksymalnie 1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Aby obliczyć wydajność procesu, należy porównać masę H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> zawartą w 0,7 m<sup>3</sup> wyprodukowanego roztworu kwasu z masą wynikającą ze stochiometrii reakcji.

– Masa H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> wynikająca ze stochiometrii reakcji

Należy obliczyć, jaką masę H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (związku a nie roztworu!) można otrzymać z 500 kg siarki. Ponieważ 1 mol siarki ma masę 32,07 g, a 1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ma masę 98,09 g, więc z proporcji wyrażonej w kg:

$$\begin{array}{lcl} 32,07 \text{ kg S} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 98,09 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \\ 500 \text{ kg S} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & x \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

otrzymuje się  $x = 1530$ , co jest teoretyczną masą produktu:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4}^{\text{teor.}} = 1530 \text{ kg.}$$

– Masa H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> zawarta w wyprodukowanym roztworze kwasu

Masa 0,7 m<sup>3</sup> roztworu wynosi (0,7 m<sup>3</sup> = 700 dm<sup>3</sup>, 1,84 g/cm<sup>3</sup> = 1,84 kg/dm<sup>3</sup>):

$$m_r = d_r \cdot V_r = (1,84 \text{ kg/dm}^3) \cdot 700 \text{ dm}^3 = 1288 \text{ kg.}$$

Zawarta w nim masa H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> jest równa:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = m_r \cdot \frac{\% \text{ mas. H}_2\text{SO}_4}{100\%} = 1288 \text{ kg} \cdot 0,98 = 1262 \text{ kg.}$$

Masa ta jest masą eksperymentalną H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4}^{\text{ekspl.}} = 1262 \text{ kg.}$$

– Obliczenie wydajności

$$\eta = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}^{\text{ekspl.}}}{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}^{\text{teor.}}} \cdot 100\% = \frac{1262 \text{ kg}}{1530 \text{ kg}} \cdot 100\% = 82\%.$$

#### Odpowiedź

Wydajność procesu wynosi 82%.

#### Przykład 3.14 (wydajność reakcji)

Ditlenek siarki SO<sub>2</sub> można otrzymać przez prażenie pirytu FeS<sub>2</sub>. Jaka masa rudy zawierającej 95% mas. FeS<sub>2</sub> jest konieczna do otrzymania 10 kg SO<sub>2</sub>, jeżeli wydajność wynosi 90%?

#### Rozwiązywanie

Prażenie pirytu to ogrzewanie w wysokiej temperaturze w obecności powietrza. W wyniku utlenienia związek rozпадa się i powstają tlenki żelaza oraz tlenki siarki SO<sub>2</sub> i SO<sub>3</sub>. Przy braku odpowiedniego katalizatora, a tak jest w tym przypadku, ilości SO<sub>3</sub> są niezmiernie małe w porównaniu z SO<sub>2</sub>. Dlatego produktem procesu jest głównie ditlenek SO<sub>2</sub>.

Na wydajność procesu w warunkach przemysłowych składa się wiele czynników, dla którego brywa ona zmienia i zazwyczaj podaje się ją w pewnym przedziale, np. 80–85%, a nie, jak w zadaniu, jako ścisłą wartość. Na przykład rozdrobnienie rudy ma znaczny wpływ na ilość nieprzeracowanego FeS<sub>2</sub>, który pozostanie po procesie jako odpad.

Wydajność dla każdego reagenta w procesie może być różna. W tym zadaniu wydajność odnosi się do SO<sub>2</sub>. Proces przemiany można zapisać krótko jako:



uwzględniając uwagę tylko na stochiometrię względem siarki.

Etapy obliczeń są następujące:

- wyznaczenie teoretycznej masy  $\text{SO}_2$ , z której 90% jest równe 10 kg otrzymanego  $\text{SO}_2$ ,
- wyznaczenie masy  $\text{FeS}_2$ , z której można otrzymać teoretyczną masę  $\text{SO}_2$ ,
- wyznaczenie masy rudy zawierającej wyznaczoną w etapie 2. masę  $\text{FeS}_2$ .

#### Ad 1.

Teoretyczna masa  $\text{SO}_2$

Wydajność 90% oznacza następującą zależność między praktyczną a teoretyczną masą  $\text{SO}_2$ :

$$90\% = \frac{m_{\text{SO}_2}^{\text{eksp.}}}{m_{\text{SO}_2}^{\text{teor.}}} \cdot 100\% = \frac{10 \text{ kg}}{m_{\text{SO}_2}^{\text{teor.}}} \cdot 100\%,$$

z której wynika, że:

$$m_{\text{SO}_2}^{\text{teor.}} = 11,11 \text{ kg } \text{SO}_2.$$

Konieczna jest zatem taka masa  $\text{FeS}_2$ , aby zawarta w niej masa siarki odpowiadała stochiometrycznie masie 11,11 kg  $\text{SO}_2$ .

#### Ad 2.

Masa  $\text{FeS}_2$  odpowiadająca stochiometrycznie 11,11 kg  $\text{SO}_2$

Z 1 molu  $\text{FeS}_2$  (o masie 119,99 g) powstają 2 mole  $\text{SO}_2$  (o masie 128,14 g). Po zapisaniu proporcji w postaci:

$$\begin{array}{l} 119,99 \text{ kg } \text{FeS}_2 \\ \times \text{ kg } \text{FeS}_2 \end{array} \quad \begin{array}{l} 128,14 \text{ kg } \text{SO}_2 \\ 11,11 \text{ kg } \text{SO}_2 \end{array}$$

otrzymuje się  $x = 10,40$  czyli:

$$m_{\text{FeS}_2} = 10,40 \text{ kg}.$$

#### Ad 3.

Masa rudy zawierająca wyznaczoną w etapie 2. masę  $\text{FeS}_2$

Zgodnie z zawartością  $\text{FeS}_2$  w rudzie:

$$\% \text{ mas. } \text{FeS}_2 = \frac{m_{\text{FeS}_2}}{m_{\text{rudy}}} \cdot 100\% = 95\%,$$

masa rudy wynosi:

$$m_{\text{rudy}} = \frac{m_{\text{FeS}_2}}{\% \text{ mas. } \text{FeS}_2} \cdot 100\% = \frac{10,40 \text{ kg}}{95\%} \cdot 100\% = 10,9 \text{ kg}.$$

#### Odpowiedź

Konieczna masa rudy wynosi 10,9 kg.

#### Przykład 3.15 (równanie z niewiadomą)

Stop glinu z magnezem rozpuszczone w kwasie solnym. Obliczyć skład stopu w % masowych, jeżeli z 5,0 g tego stopu otrzymano 0,45 g wodoru.

#### Rozwiążanie

Stop zostanie zapisany symbolicznie jako Al-Mg, gdzie kreska w zapisie nie oznacza żadnej proporcji molowej między składnikami. Zapis ten jest ogólny dla dowolnego składu stopu.

Rozpuszczanie stopu w kwasie to oddzielne reakcje każdego składnika z kwasem, czyli:



W 5,0 g stopu znajduje się nieznana masa glinu, która zostanie oznaczona przez niewiadomą  $x$ , oraz masa magnezu będąca dopelniением do 5,0 g:

$$m_{\text{Al}} = x \text{ g},$$

$$m_{\text{Mg}} = (5 - x) \text{ g}.$$

Z równania reakcji z kwasem należy obliczyć masę wydzielonego wodoru:

- w reakcji z glinem wydziela się  $m_1$  g  $\text{H}_2$ :

$$26,98 \text{ g Al} \quad 3,03 \text{ g } \text{H}_2$$

$$x \text{ g Al} \quad m_1 \text{ g } \text{H}_2$$

$$m_1 = 0,112 \cdot x,$$

- w reakcji z magnezem wydziela się  $m_2$  g  $\text{H}_2$ :

$$24,31 \text{ g Mg} \quad 2,02 \text{ g } \text{H}_2$$

$$(5 - x) \text{ g Mg} \quad m_2 \text{ g } \text{H}_2$$

$$m_2 = 0,083 \cdot (5 - x).$$

Suma  $m_1$  i  $m_2$  jest równa masie 0,45 g wydzielonego wodoru, co pozwala na obliczenie niewiadomej  $x$ :

$$m_1 + m_2 = 0,45 \text{ g},$$

$$0,112 \cdot x + 0,083 \cdot (5 - x) = 0,45,$$

$$x = 1,207 \text{ g}.$$

W 5 g stopu znajduje się 1,207 g glinu oraz 3,793 g magnezu. Skład procentowy stopu wynosi:

$$\% \text{ mas. Al} = \frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{stop}}} \cdot 100\% = \frac{1,207 \text{ g}}{5 \text{ g}} \cdot 100\% = 24,14\% \approx 24\%,$$

$$\% \text{ mas. Mg} = 76\%.$$

#### Odpowiedź

Stop zawiera 24% mas. Al i 76% mas. Mg.

#### Przykład 3.16 (równanie z niewiadomą)

Mieszaninę tlenków FeO i Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> utleniono do Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Mieszanina o początkowej masie 10 g po utlenieniu ważyła 10,5 g. Jaki był skład mieszaniny (zawartość tlenków FeO i Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>)?

#### Rozwiązanie

Reakcje zapisuje się oddzielnie dla każdego składnika mieszaniny:



Przyrost masy wynikal z związania tlenu. Masa tlenu przereagowanego wyniosła:

$$m_{\text{O}} = (10,5 - 10) \text{ g} = 0,5 \text{ g}.$$

Masa FeO zawarta w 10 g początkowej mieszaniny zostanie oznaczona przez niewiadomą x:

$$m_{\text{FeO}} = x \text{ g},$$

wówczas masa Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> wynosi:

$$m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = (10 - x) \text{ g}.$$

Należy zapisać oddzielne wyrażenia na masę tlenu związanego przez powyższe masy FeO i Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>. Zgodnie ze stechiometrią reakcji utleniania, będą mieć one postać:

– masa tlenu związana przez FeO, oznaczona jako  $m_1$ :

$$(2 \cdot 71,85) \text{ g FeO} \quad 16,0 \text{ g O}_2$$

$$x \text{ g FeO} \quad m_1 \text{ g O}_2$$

$$m_1 = 0,111 \cdot x,$$

– masa tlenu związana przez Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, oznaczona przez  $m_2$ :

$$(2 \cdot 231,55) \text{ g Fe}_3\text{O}_4 \quad 16,0 \text{ g O}_2$$

$$(10 - x) \text{ g Fe}_3\text{O}_4 \quad m_2 \text{ g O}_2$$

$$m_2 = 0,035 \cdot (10 - x).$$

Masa tlenu związanego przez 10 g mieszaniny wynosi:

$$m_1 + m_2 = 0,5 \text{ g},$$

$$0,111 \cdot x + 0,035 \cdot (10 - x) = 0,5,$$

$$x = 1,97 \text{ g}.$$

W 10 g mieszaniny znajdowało się 1,97 g FeO i 8,03 g Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, czyli zawartości procentowe tlenków wynosły:

$$\% \text{ mas. FeO} = 19,7\%,$$

$$\% \text{ mas. Fe}_3\text{O}_4 = 80,3\%.$$

#### Odpowiedź

Mieszanina składała się z 19,7% mas. FeO i 80,3% mas. Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>.

### 3.2.2. Zadania

#### 3.9. Dla reakcji



dokonaj przeliczeń według poniższej tabelki.

	Dane	Obliczyć
a)	2 g ZnO	masa Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
b)	3 mol HNO <sub>3</sub>	masa ZnO
c)	15 g Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	mole HNO <sub>3</sub>
d)	2 mol ZnO	masa roztworu o stężeniu 10% mas. HNO <sub>3</sub>
e)	0,5 dm <sup>3</sup> 2M HNO <sub>3</sub>	mole ZnO
f)	200 g 5% HNO <sub>3</sub>	mole Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>

#### 3.10. Dla reakcji spalania metanu:



zakładając, że objętość gazów jest mierzona w warunkach  $t = 0^\circ\text{C}$ ,  $p = 101\ 325 \text{ Pa}$ , dokonaj przeliczeń według poniższej tabelki:

	Dane	Obliczyć
a)	2 mol CH <sub>4</sub>	masa CO <sub>2</sub>
b)	10 g CH <sub>4</sub>	objętość O <sub>2</sub>
c)	10 g CH <sub>4</sub>	objętość powietrza
d)	5 m <sup>3</sup> CH <sub>4</sub>	objętość powietrza
e)	5 m <sup>3</sup> CH <sub>4</sub>	masa CO <sub>2</sub>
f)	5 m <sup>3</sup> CH <sub>4</sub>	masa H <sub>2</sub> O

- 3.11. Ile moli wodoru potrzeba do redukcji 200 g tlenku miedzi (I) do miedzi metalicznej?
- 3.12. Ile gramów rtęci należy utlenić, aby otrzymać 5 moli tlenku rtęci (II)?
- 3.13. Jaka objętość powietrza (gdy  $t = 0^\circ\text{C}$ ,  $p = 101\ 325\ \text{Pa}$ ) jest potrzebna do spalenia 20 g wodoru? Jaka masa  $\text{H}_2\text{O}$  powstanie?
- 3.14. Jaka objętość powietrza (gdy  $t = 0^\circ\text{C}$ ,  $p = 101\ 325\ \text{Pa}$ ) jest potrzebna do spalenia 20 g propanu  $\text{C}_3\text{H}_8$ ? Oblicz masę  $\text{H}_2\text{O}$  i  $\text{CO}_2$ .

- 3.15. Oblicz, jaki będzie przyrost masy po utlenieniu 15 g Fe do:  
a) tlenku żelaza (II,III), b) tlenku żelaza (III).

- 3.16. Jaka masę siarki należy utlenić do  $\text{SO}_3$ , aby otrzymać 50 kg roztworu kwasu siarkowego (VI) o stężeniu 80% mas.?

- 3.17. Porównaj objętości wodoru, jakie można otrzymać w reakcji z kwasem po 1 g cynku, magnезu, glinu.

- 3.18. Ile moli wodoru można otrzymać, rozpuszczając w kwasie 5 g stopu cyny z ołowiem o zawartości 30% mas. cyny, jeżeli oba metale w utworzonych solach są dwuwartościowe?

Odp. 0,03 mol  $\text{H}_2$ .

- 3.19. Mieszanie 5 g węglanu sodu i 5 g węglanu magnezu poddano reakcji z kwasem solnym. Oblicz masę wydzielonego ditlenku węgla.

Odp. 4,68 g.

- 3.20. Rozpuszczając w kwasie 9 g stopu żelaza z węglem, otrzymano 0,3 g wodoru (węgiel nie reaguje z kwasem). Jaki był % mas. węgla w tym stopie, jeżeli żelazo w utworzonej soli było dwuwartościowe?

Odp. 6,9%.

- 3.21. Oblicz masę chlorku wapnia, którą można otrzymać z 2 kg mieszaniny zawierającej 30% mas. tlenku wapnia i 70% mas. węglanu wapnia. Jaka objętość kwasu solnego o stężeniu 5 mol/dm<sup>3</sup> jest konieczna do tej reakcji?

Odp. 2,74 kg  $\text{CO}_2$ , 9,88 dm<sup>3</sup> roztworu HCl.

- 3.22. Ile kg kamienia wapiennego zawierającego 90% mas. węglanu wapnia należy wypiąć, aby otrzymać 10 kilomoli ditlenku węgla?

Odp. 1111 kg.

- 3.23. Siarka zawarta w węglu kamiennym utlenia się do tlenku siarki (IV) przy spalaniu węgla. Oblicz, ile moli  $\text{CO}_2$  oraz ile moli  $\text{SO}_2$  powstanie z 2 kg węgla zawierającego 85% mas. C i 1% mas.S.

Odp. 141,5 mol  $\text{CO}_2$ , 0,6 mol  $\text{SO}_2$ .

- 3.24. Jaka objętość powietrza, zmierzonego w warunkach  $t = 0^\circ\text{C}$ ,  $p = 101\ 325\ \text{Pa}$ , jest potrzebna do spalenia mieszaniny 2 moli propanu  $\text{C}_3\text{H}_8$  i 2 moli butanu  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ . Oblicz masę powstałe ditlenku węgla oraz wody.

Odp. 2,45 m<sup>3</sup> powietrza, 616 g  $\text{CO}_2$ , 324 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

- 3.25. W wyniku reakcji 1 g pewnego chlorku żelaza z  $\text{AgNO}_3$  powstawało 2,65 g  $\text{AgCl}$ . Podaj wartościowość żelaza w tym chlorku (podaj wzór chlorku żelaza).

Odp.  $\text{FeCl}_3$ .

- 3.26. Techniczny siarczek żelaza  $\text{FeS}$  zanieczyszczony żelazem metalicznym rozpuszczone w kwasie siarkowym (VI). Powstał siarczan (VI) żelaza (II) oraz wydzieliły się gazy: wodor i siarkowodór. Oblicz masę wydzielonych gazów z 20 g tego technicznego siarczku zawierającego 3,5% mas. Fe metalicznego.

Odp. 7,48 g  $\text{H}_2\text{S}$ , 0,025 g  $\text{H}_2$ .

- 3.27. Jaką masę technicznego węglanu żelaza (II) zawierającego 5% mas. zanieczyszczeń, nie będących związkami żelaza, należy użyć do otrzymania 6,5 g  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ?

Odp. 10,34 g.

- 3.28. Próbkę żeliwa o masie 1,4250 g poddano analizie chemicznej, otrzymując 0,0412 g  $\text{SiO}_2$ . Jaka była procentowa zawartość krzemu w tym żeliwie?

Odp. 1,35% mas. Si.

- 3.29. Oblicz skład procentowy stopu miedzi, ołowiu i cynku (jest to mosiądz), jeżeli z 0,5 g tego stopu otrzymano, w wyniku reakcji przeprowadzonych w celu analizy chemicznej, 0,0023 g  $\text{PbSO}_4$  oraz 0,4108 g  $\text{ZnNH}_4\text{PO}_4$ .

Odp. 69,58% mas. Cu, 0,32% mas. Pb, 30,10% mas. Zn.

- 3.30. Na złożenie 135 g roztworu  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  zużyto 200 cm<sup>3</sup> roztworu 1,5M HCl. Jakie było stężenie procentowe  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  w roztworze?

Odp. 8,2% mas.

- 3.31. Jaka objętość roztworu 0,1M HCl jest konieczna do reakcji z magnезem, aby wydzielony wodor zajął objętość 350 cm<sup>3</sup> w warunkach normalnych?

Odp. 312,5 cm<sup>3</sup>.

- 3.32. Jaka masa roztworu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o stężeniu 10% mas. jest potrzebna do przereagowania z 5,3 g stopu Mg-Zn, w którym ulamek molowy Mg wynosi 0,37?

Odp. 97,95 g.

- 3.33. Jaka objętość 18,7-procentowego roztworu  $\text{NaOH}$  o gęstości 1,2 kg/dm<sup>3</sup> przereaguje z 300 cm<sup>3</sup> roztworu 2,5M  $\text{FeCl}_3$ , wytrącając z niego osad trudno rozpuszczalnego wodorotlenku  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ?

Odp. 401 cm<sup>3</sup>.

- 3.34. Jaka objętość roztworu 0,5M HCl jest potrzebna do rozpuszczenia 1 kg kamienia wapiennego zawierającego 92% mas.  $\text{CaCO}_3$ , jeżeli pozostałe składniki kamienia nie reagują z HCl?

Odp. 36,8 dm<sup>3</sup>.

- 3.35. Jaka masa roztworu  $\text{NaOH}$  o stężeniu 12,8 % mas. przereaguje z 350 cm<sup>3</sup> roztworu  $\text{HNO}_3$  o stężeniu 23,9% mas. i gęstości 1,14 kg/dm<sup>3</sup>?

Odp. 473 g.

3.36. Do zubożycienia  $20\text{ cm}^3$  roztworu NaOH potrzeba  $22\text{ cm}^3$  roztworu 0,1M HCl. Oblicz stężenie molowe roztworu zasady.

Odp. 0,11 mol/dm<sup>3</sup>.

3.37. Ile  $\text{cm}^3$  roztworu 0,12M NaOH potrzeba do zubożycenia  $15\text{ cm}^3$  roztworu 0,06M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

Odp. 15  $\text{cm}^3$ .

3.38. Do zubożycenia  $10\text{ cm}^3$  roztworu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o nieznanym stężeniu konieczne było  $18,4\text{ cm}^3$  roztworu 0,122M NaOH. Jak masa  $\text{H}_2\text{SO}_4$  zawarta była w tym roztworze?

Odp. 0,11 g.

3.39. Do roztworu zawierającego 0,2 mol chlorku żelaza (III) dodano 0,24 mol NaOH. Który reagent był w nadmiarze? Oblicz liczbę molów utworzonego  $\text{Fe(OH)}_3$  oraz liczbę molów reagenta, który pozostał nieprzereagowany.

Odp. 0,08 mol  $\text{Fe(OH)}_3$ , 0,12 mol  $\text{FeCl}_3$ .

3.40. Zmieszano gazy: 7,3 g chlorowodoru i 4 g amoniaku. Oblicz masę utworzonego  $\text{NH}_4\text{Cl}$  oraz tego gazu, który pozostał nieprzereagowany.

Odp. 10,7 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , 0,6 g  $\text{NH}_3$ .

3.41. Do 50 g roztworu kwasu solnego o stężeniu 20% mas. dodano 25 g roztworu  $\text{Pb(NO}_3)_2$  o stężeniu 36% mas. Powstała trudnorozpuszczalna sól  $\text{PbCl}_2$ , która utworzyła osad. Czy roztwór po reakcji był kwaśny (zawierał nieprzereagowany kwas)? Oblicz masę powstałej soli.

Odp. nadmiar kwasu, 7,56 g  $\text{PbCl}_2$ .

3.42. Metaliczną miedź o masie 100 g poddano reakcji z 3 molami siarki w celu otrzymania  $\text{Cu}_2\text{S}$ . Który z pierwiastków był w nadmiarze? Oblicz masę utworzonego związku oraz masę pierwiastka, który pozostał po reakcji.

Odp. Powstało 125,2 g  $\text{Cu}_2\text{S}$ .  
Pozostało 70,4 g nieprzereagowanej siarki.

3.43. Podpalono mieszaninę wodoru i tlenu. Oblicz masę powstałej wody, jeżeli gaz składał się z 0,1 g wodoru i  $10^{22}$  cząsteczek tlenu.

Odp. 0,6 g.

3.44. Czy wystarczy  $50\text{ cm}^3$  roztworu 2M HCl do rozpuszczenia 2 g magnezu. Co zostanie po reakcji?

Odp. nic.

3.45. Jaka byłaby wydajność procesu, gdyby z 700 kg rudy zawierającej 93% mas.  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  otrzymano 377 kg żelaza?

Odp. 80%.

3.46. Redukując tlenek manganu (IV) za pomocą glinu, otrzymuje się mangan. Jaką masę manganu można otrzymać, mając do dyspozycji po 100 g każdego z reagentów, jeżeli wydajność procesu wynosi 97%?

Odp. 61,3 g.

3.47. Iewna ruda zawiera 90% mas.  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  i 10% mas. FeASS. Jaka masa tej rudy jest potrzebna do wyprodukowania 100 kg roztworu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o stężeniu 98% mas., przy wydajności 88%?

Odp. 72,6 kg.

3.48. Stop cynku z magnzem rozpuszczono w kwasie. Z 8 g stopu otrzymano 0,3 g wodoru. Obliczyć skład stopu.

Odp. 87,4% mas. Zn, 12,6% mas. Mg.

3.49. Spalając 100 kg mieszaniny gazowej zawierającej  $\text{H}_2$  i CO otrzymano 130 kg  $\text{CO}_2$ . W jakiej proporcji molowej znajdowały się  $\text{H}_2$  i CO w tej mieszaninie?

Odp.  $n_{\text{H}_2}/n_{\text{CO}} = 2,89$ .

3.50. Mieszaninę  $\text{CaCO}_3$  i CaO wyprażono, przeprowadzając ją w  $\text{CO}_2$  i CaO. Jaka była zawartość  $\text{CaCO}_3$  w mieszaninie, jeżeli nastąpił 12,5-procentowy ubytek masy?

Odp. 28,4% mas.

3.51. Mieszanina węglanów potasu i sodu po przeprowadzeniu w siarczanu (VI) zwiększyła swoją masę o 26,5%. Jaki był skład (w % mas.) mieszaniny?

Odp. 94,7% mas.  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , 5,3% mas.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

## 4. Równowaga chemiczna

Omawiane zagadnienia:

- stan równowagi chemicznej reakcji odwracalnej,
- definicja stałej równowagi reakcji.

Zastosowanie:

- zapisywanie wyrażenia na stałą równowagi reakcji odwracalnej w układzie homogenicznym i heterogenicznym,
- obliczanie stężeń początkowych i równowagowych.

Każda odwracalna reakcja chemiczna przebiegająca w układzie zamkniętym charakteryzuje się stałą równowagi niezależną od początkowych stężeń reagujących substancji, ale zależną od temperatury i ciśnienia. Jeżeli wszystkie reagenty stanowią układ jednofazowy (gazowy lub ciekły) to dla reakcji:



stała równowagi chemicznej zdefiniowana jest następująco:

$$K_c = \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b},$$

gdzie:

$C_A, C_B, C_C, C_D$  – stężenia molowe równowagowe odpowiednich reagentów (w mol/dm<sup>3</sup>),  
 $a, b, c, d$  – współczynniki stochiometryczne w równaniu reakcji.

Stężenia równowagowe są to stężenia, jakie osiągają reagenty, gdy reakcja znajduje się w stanie równowagi chemicznej.

Stała równowagi  $K_c$  jest to stosunek iloczynu stężeń molowych równowagowych produktów (reagentów z prawej strony równania reakcji) podniesionych do odpowiednich potęg (odpowiadają one współczynnikom stochiometrycznym z równania reakcji) do iloczynu stężeń molowych równowagowych substratów (reagentów z lewej strony równania reakcji) podniesionych do odpowiednich potęg.

Na przykład dla reakcji:



stała równowagi chemicznej ma postać:

$$K_c = \frac{C_{\text{CO}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{CO}_2} \cdot C_{\text{H}_2}},$$

Gdy układ jest wielofazowy i występują w nim m.in. substancje czyste w stanie skondensowanym (tzn. ciekłym lub stałym), to ich stężenia (które są stałe) włączają się do stałej równowagi, a w wyrażeniu uwzględnia się tylko reagenty występujące w stanie gazowym lub w roztworach. W zapisie równania chemicznego uwzględnia się fazę danego składnika (podaje się stan skupienia).

$$\text{C}_{(s)} + \text{CO}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{g})}, \quad K_c = \frac{C_{\text{CO}}^2}{C_{\text{CO}_2}} \text{ mol/dm}^3.$$

Wartość liczbową i wymiar stałą równowagi zależy od zapisu równania chemicznego (o wartości współczynników stochiometrycznych). Przy pisaniu wyrażenia na stałą równowagi chemicznej za produkty uważa się substancje występujące po prawej stronie równania, a za substraty po lewej.

W dalszych obliczeniach będziemy posługiwać się stałą  $K_c$ , tj. obliczoną dla stężeń molowych reagentów. Analogicznie definiuje się stałą  $K_p$  – dla reakcji gazowych wyrażoną ciśnieniami parcjальnymi reagentów i  $K_x$  – wyrażoną ułamkami molowymi reagentów.

Na przykład:

$$\text{CO}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})}, \quad K_p = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}},$$

$$\text{N}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{g})}, \quad K_x = \frac{x_{\text{NO}}^2}{x_{\text{N}_2} \cdot x_{\text{O}_2}}.$$

### 4.1. Przykłady

#### Przykład 4.1

Reakcja syntezy amoniaku:



osiągnęła stan równowagi, w którym stężenia (zwane stężeniami równowagowymi) poszczególnych reagentów wynoszą:  $C_{\text{N}_2} = 0,6 \text{ mol/dm}^3$ ,  $C_{\text{H}_2} = 1,8 \text{ mol/dm}^3$  i  $C_{\text{NH}_3} = 0,8 \text{ mol/dm}^3$ . Obliczyć stałą równowagi oraz stężenia początkowe azotu i wodoru.

#### Rozwiążanie

Stałą równowagi oblicza się następująco:

$$K_c = \frac{C_{\text{NH}_3}^2}{C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3} = \frac{(0,8 \text{ mol / dm}^3)^2}{(0,6 \text{ mol / dm}^3) \cdot (1,8 \text{ mol / dm}^3)^3} = 0,18 \text{ (mol/dm}^3\text{)}^{-2}.$$

W celu wyliczenia stężeń początkowych należy ułożyć bilans stężeń poszczególnych reagentów. Dla każdego reagenta  $i$  musi być spełnione równanie bilansu:

$$C_i = C_i^0 + \Delta C_i$$

gdzie:

$C_i^0$  – stężenie początkowe reagenta,

$\Delta C_i$  – zmiana stężenia – oznaczana jako iloczyn niewiadomej  $x$  i współczynnika reakcji ze znakiem plus (produkty) lub ze znakiem minus (substancji),

$C_i$  – stężenie równowagowe reagenta.

Reagenty	N <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>
Początkowe stężenie	$C_{N_2}^0$	$C_{H_2}^0$	$C_{NH_3}^0$
Zmiany stężenia	$-x$	$-3x$	$+2x$
Stężenia w stanie równowagi	$C_{N_2} = 0,6 \text{ mol/dm}^3$	$C_{H_2} = 1,8 \text{ mol/dm}^3$	$C_{NH_3} = 0,8 \text{ mol/dm}^3$

Na tej podstawie możemy napisać wyrażenia na stężenia równowagowe poszczególnych reagentów.

$$C_{N_2} = C_{N_2}^0 - x,$$

$$C_{H_2} = C_{H_2}^0 - 3x,$$

$$C_{NH_3} = C_{NH_3}^0 + 2x,$$

stąd:

$$C_{N_2}^0 = C_{N_2} + x,$$

$$C_{H_2}^0 = C_{H_2} + 3x.$$

Ponieważ  $C_{NH_3}^0 = 0$ , zatem  $0,8 = 2x \Rightarrow x = 0,4$

$$C_{N_2}^0 = 0,6 + 0,4 = 1 \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{H_2}^0 = 1,8 + 3 \cdot 0,4 = 3 \text{ mol/dm}^3.$$

### Odpowiedź

Przed rozpoczęciem reakcji stężenia początkowe azotu i wodoru wynosiły odpowiednio  $1 \text{ mol/dm}^3$  i  $3 \text{ mol/dm}^3$ .

### Przykład 4.2

Wyznaczyć stan równowagi (tj. stężenia równowagowe reagentów), jeżeli do zbiornika o objętości  $1 \text{ dm}^3$  utrzymanego w stałej temperaturze  $490^\circ\text{C}$  wprowadzono:

- 1 mol H<sub>2</sub> i 1 mol I<sub>2</sub>,
- 2 mole HI,
- 0,5 mola H<sub>2</sub>, 0,5 mola I<sub>2</sub> oraz 1 mol HI.

Stała równowagi reakcji tworzenia HI wynosi 45,9 w temperaturze  $490^\circ\text{C}$ .

### Rozwiązanie

#### Ad a)

W układzie zachodzi reakcja syntezy jodowodoru:



Reakcja ta zachodzi dotąd, aż zostaną osiągnięte stężenia równowagowe wszystkich reagentów, tj. H<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> i HI. Stała równowagi tej reakcji ma postać:

$$K_c = \frac{C_{HI}^2}{C_{H_2} \cdot C_{I_2}} = 45,9.$$

Reagenty	H <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>	HI
Początkowe stężenie	$C_{H_2}^0 = 1 \text{ mol/dm}^3$	$C_{I_2}^0 = 1 \text{ mol/dm}^3$	$C_{HI}^0 = 0$
Zmiany stężenia	$-x$	$-x$	$+2x$
Stężenie w stanie równowagi	$C_{H_2}$	$C_{I_2}$	$C_{HI}$

Stąd stężenia równowagowe reagentów wynoszą odpowiednio:

$$C_{H_2} = C_{H_2}^0 - x = 1 - x,$$

$$C_{I_2} = C_{I_2}^0 - x = 1 - x,$$

$$C_{HI} = C_{HI}^0 + 2x = 0 + 2x = 2x, \text{ gdyż na początku układ zawierał tylko substancje H}_2 \text{ i I}_2.$$

Po podstawieniu tych zależności do wyrażenia na stałą równowagi otrzymujemy:

$$K_c = 45,9 = \frac{(2x)^2}{(1-x) \cdot (1-x)}.$$

Rozwiązywanie równania prowadzi do dwóch pierwiastków:  $x_1 = 0,772$  i  $x_2 = 1,419$ . Sens fizyczny ma wartość  $0,772 \text{ mol/dm}^3$ , więc można wyliczyć stężenia równowagowe reagentów:

$$C_{\text{H}_2} = 1 - x = 0,228 \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{I}_2} = 1 - x = 0,228 \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{HI}} = 2x = 1,544 \text{ mol/dm}^3.$$

#### Ad b)

W tym przypadku do zbiornika wprowadzono tylko HI. Aby zostać osiągnięty stan równowagi musi nastąpić częściowy rozkład HI na  $\text{H}_2$  i  $\text{I}_2$ .

Zależności między stężeniami równowagowymi a początkowymi mają postać:

$$C_{\text{HI}} = C_{\text{HI}}^0 + 2x = 2 + 2x,$$

$$C_{\text{H}_2} = C_{\text{H}_2}^0 - x = -x,$$

$$C_{\text{I}_2} = C_{\text{I}_2}^0 - x = -x.$$

Podstawiając do wyrażenia na stałą równowagi wyznaczone zależności stężeń otrzymujemy:

$$45,9 = \frac{(2 + 2x)^2}{(-x) \cdot (-x)}.$$

Rozwiązywanie równania prowadzi do dwóch pierwiastków:  $x_1 = -0,228$  i  $x_2 = 0,418$ , z których sens fizyczny ma wartość  $-0,228 \text{ mol/dm}^3$ . Ujemna wartość pierwiastka świadczy o przeciwnym do założonego kierunku przebiegu reakcji.

Stężenia równowagowe wynoszą:

$$C_{\text{HI}} = 2 - 2 \cdot 0,228 = 1,544 \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{H}_2} = 0,228 \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{I}_2} = 0,228 \text{ mol/dm}^3.$$

#### Uwaga

Zadanie można rozwiązać dla reakcji rozkładu HI:



wówczas stała równowagi jest odwrotnością  $K_c$  dla reakcji syntezy:

$$K_{c \text{ rozkl.}} = K_{c \text{ synt.}}^{-1} = \frac{1}{45,9}.$$

#### Ad c)

Oblicz się stężenia równowagowe:

$$C_{\text{HI}} = C_{\text{HI}}^0 + 2x = 1 + 2x,$$

$$C_{\text{H}_2} = C_{\text{H}_2}^0 - x = 0,5 - x,$$

$$C_{\text{I}_2} = C_{\text{I}_2}^0 - x = 0,5 - x.$$

Stan równowagi opisany jest równaniem:

$$45,9 = \frac{(1 + 2x)^2}{(0,5 - x) \cdot (0,5 - x)} \rightarrow x = 0,272 \text{ mol/dm}^3.$$

Stężenia równowagowe:

$$C_{\text{HI}} = 1 + 2 \cdot 0,272 = 1,544 \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{H}_2} = 0,5 - x = 0,5 - 0,272 = 0,228 \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{I}_2} = 0,5 - x = 0,5 - 0,272 = 0,228 \text{ mol/dm}^3.$$

tena nastąpiło dodatkowe utworzenie jodowodoru.

#### Uwaga

Niezależnie od stężeń początkowych w danej temperaturze stan równowagi został osiągnięty przy tych samych stężeniach (równowagowych) reagentów.

#### Przykład 4.3

W pewnej temperaturze i pod stałym ciśnieniem stała równowagi reakcji:



wynosi  $8,63 \text{ (mol/dm}^3)^{-1}$ . Na początku układ zawierał tylko tlenek  $\text{NO}_2$  o stężeniu  $0,3 \text{ mol/dm}^3$ .

Obliczyć stężenia tlenków w stanie równowagi.

#### Rozwiązywanie

Stała równowagi reakcji wymaga się wzorem:

$$K_c = \frac{C_{\text{N}_2\text{O}_4}}{C_{\text{NO}_2}^2}.$$

Reagenty	$\text{NO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_4$
Początkowe stężenie	$C_{\text{NO}_2}^0 = 0,3 \text{ mol/dm}^3$	$C_{\text{N}_2\text{O}_4}^0 = 0$
Zmiany stężenia	$-2x$	$+x$
Stężenie w stanie równowagi	$C_{\text{NO}_2}$	$C_{\text{N}_2\text{O}_4}$

Stężenia równowagowe reagentów wynoszą więc:

$$C_{\text{NO}_2} = C_{\text{NO}_2}^0 - 2x = 0,3 - 2x,$$

$$C_{\text{N}_2\text{O}_4} = C_{\text{N}_2\text{O}_4}^0 + x = x.$$

Stąd:

$$K_c = 8,63 \left( \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right)^{-1} = \frac{x}{(0,3 - 2x)^2} \rightarrow x_1 = 0,099 \text{ i } x_2 = 0,220.$$

Tylko pierwiastek  $x_1 = 0,099 \text{ mol/dm}^3$  spełnia powyższe równania. Podstawiając tę wartość, wyliczono stężenia w stanie równowagi:  $C_{\text{NO}_2} = 0,102 \text{ mol/dm}^3$ ,  $C_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,099 \text{ mol/dm}^3$ .

#### Przykład 4.4

W temperaturze  $1000^\circ\text{C}$  stała równowagi reakcji:



wynosi 0,5. Ile wynoszą stężenia CO i  $\text{CO}_2$  w stanie równowagi, jeżeli początkowe stężenia tych substancji wynosiły odpowiednio  $C_{\text{CO}}^0 = 0,05 \text{ mol/dm}^3$  i  $C_{\text{CO}_2}^0 = 0,01 \text{ mol/dm}^3$ ?

#### Rozwiązywanie

Wyrażenie na stałą równowagi tej reakcji ma postać:

$$K_c = \frac{C_{\text{CO}_2}}{C_{\text{CO}}} = 0,5.$$

Nie zawiera ono stężeń żelaza i tlenku żelaza, gdyż tworzą one czyste fazy o stałych stężeniach, których wartości włączone są do stałej  $K_c$ .

Reagenty	CO	$\text{CO}_2$
Początkowe stężenie	$C_{\text{CO}}^0 = 0,05 \text{ mol/dm}^3$	$C_{\text{CO}_2}^0 = 0,01 \text{ mol/dm}^3$
Zmiany stężenia	$-x$	$+x$
Stężenie w stanie równowagi	$C_{\text{CO}}$	$C_{\text{CO}_2}$

Stąd stężenia równowagowe reagentów wynoszą:

$$C_{\text{CO}} = C_{\text{CO}}^0 - x = 0,05 - x,$$

$$C_{\text{CO}_2} = C_{\text{CO}_2}^0 + x = 0,01 + x.$$

Podstawiając otrzymane zależności do wyrażenia na stałą równowagi, wyliczono  $x$ .

$$K_c = 0,5 = \frac{0,01 + x}{0,05 - x} \rightarrow x = 0,01.$$

Stężenia równowagowe wynoszą odpowiednio:  $C_{\text{CO}} = 0,04 \text{ mol/dm}^3$ ,  $C_{\text{CO}_2} = 0,02 \text{ mol/dm}^3$ .

#### Przykład 4.5

Obliczyć stężenia jonów w 0,2-molowym wodnym roztworze kwasu azotowego (III)  $\text{HNO}_2$ . Stała równowagi reakcji  $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$  wynosi  $3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ .

#### Rozwiązywanie

Stała równowagi reakcji wyraża się wzorem:

$$K_c = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{NO}_2^-}}{C_{\text{HNO}_2}}$$

Reagenty	$\text{HNO}_2$	$\text{H}^+$	$\text{NO}_2^-$
Początkowe stężenie	$C_{\text{HNO}_2}^0 = 0,2 \text{ mol/dm}^3$	$C_{\text{H}^+}^0 = 0$	$C_{\text{NO}_2^-}^0 = 0$
Zmiana stężenia	$-x$	$+x$	$+x$
Stężenie w stanie równowagi	$C_{\text{HNO}_2}$	$C_{\text{H}^+}$	$C_{\text{NO}_2^-}$

Stąd stężenia równowagowe reagentów wynoszą:

$$C_{\text{HNO}_2} = C_{\text{HNO}_2}^0 - x = 0,2 - x,$$

$$C_{\text{H}^+} = C_{\text{H}^+}^0 + x = x$$

$$C_{\text{NO}_2^-} = C_{\text{NO}_2^-}^0 + x = x$$

Podstawiając otrzymane zależności do wyrażenia na stałą równowagi otrzymano:

$$K_c = \frac{x \cdot x}{0,2 - x} = \frac{x^2}{0,2 - x}$$

$$x^2 + K_c \cdot x - K_c \cdot 0,2 = 0$$

Wyliczając  $x$ , otrzymano:

$$x = C_{H^+} = C_{NO_2} = 0,008 \text{ mol/dm}^3$$

$$C_{HNO_3} = 0,192 \text{ mol/dm}^3$$

Stężenia równowagowe wynoszą:

$$C_{H^+} = 0,008 \text{ mol/dm}^3, C_{NO_2} = 0,008 \text{ mol/dm}^3, C_{HNO_3} = 0,192 \text{ mol/dm}^3.$$

## 4.2. Zadania

4.1. Ułóż równania określające stałą równowagi dla podanych reakcji odwracalnych, przebiegających w fazie gazowej (a–f) lub w układzie wielofazowym (g–l). Określ wymiar stałej równowagi  $K_c$  dla każdej reakcji.

- a)  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ ,
- b)  $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ ,
- c)  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ ,
- d)  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ ,
- e)  $4NH_3 + 5O_2 \rightleftharpoons 4NO + 6H_2O$ ,
- f)  $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O$ ,
- g)  $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$ ,
- h)  $2ZnS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2ZnO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$ ,
- i)  $Fe_3O_{4(s)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 3FeO_{(s)} + H_2O_{(l)}$ ,
- j)  $C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$ ,
- k)  $2PbO_{(s)} + C_{(s)} \rightleftharpoons 2Pb_{(s)} + CO_{2(g)}$ ,
- l)  $FeO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$ .

4.2. Oblicz liczby moli reagentów w stanie równowagi lub obecnych na początku reakcji, zależnie od wariantu zadania:

- a) Poddano reakcji 2 mole  $N_2$  i 7 mole  $H_2$  otrzymując w stanie równowagi 3,5 mole  $NH_3$ . Oblicz liczbę moli nieprzereagowanych  $N_2$  i  $H_2$ .
- b) Poddano reakcji pewne liczby moli  $N_2$  i  $H_2$  otrzymując w stanie równowagi 1,7 mole  $NH_3$  oraz 0,5 mole  $N_2$  i 0,5 mole  $H_2$ . Oblicz ille moli  $N_2$  i  $H_2$  było na początku reakcji.

- c) Poddano reakcji 3 mole  $N_2$  i 4 mole  $H_2$ . W stanie równowagi pozostało 0,1 mola  $H_2$ . Oblicz liczby moli  $N_2$  i  $NH_3$  w stanie równowagi.
- d) Reakcji  $2A + 3B \rightarrow C$  poddano 5 moli A i 5 moli B. W stanie równowagi otrzymano 1,5 moli C. Oblicz liczbę moli A i B w stanie równowagi.
- e) Reakcji  $A + 5B \rightarrow 3C$  poddano po 1 molu A, B i C. Do osiągnięcia stanu równowagi przereagowało 0,1 moli A. Oblicz liczby moli A, B i C w stanie równowagi.

4.3. Oblicz stałą równowagi dla reakcji:  $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$ , jeżeli stężenia substancji w stanie równowagi wynoszą:  $C_{NO_2} = 0,06 \text{ mol/dm}^3, C_{NO} = 0,24 \text{ mol/dm}^3, C_{O_2} = 0,12 \text{ mol/dm}^3$ .

$$\text{Odp. } K_c = 1,92 \text{ mol/dm}^3.$$

- 4.4. Oblicz skład mieszaniny gazowej (liczby moli reagentów) w stanie równowagi reakcji  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ , jeżeli do reakcji użyto:
  - a) 3 mole  $H_2$ , 4 mole  $I_2$ , 6 moli  $HI$ ,
  - b) 2 mole  $H_2$ , 3 mole  $I_2$ , 12 moli  $HI$ ,
 a stała równowagi w danych warunkach temperatury i ciśnienia wynosi 50. Reakcja przebiega w naczyniu zamkniętym. Wskazówka: Objętość naczynia można założyć dowolną.

$$\text{Odp. a) } n_{H_2} = 1 \text{ mol}, n_{I_2} = 2 \text{ mol}, n_{HI} = 10 \text{ mol}, \\ \text{b) } n_{H_2} = 1,43 \text{ mol}, n_{I_2} = 2,43 \text{ mol}, n_{HI} = 13,14 \text{ mol}.$$

4.5. Oblicz stężenia równowagowe jonów w 0,2-molowym wodnym roztworze kwasu mrówkowego. Stała równowagi reakcji  $HCOOH \rightleftharpoons HCOO^- + H^+$  wynosi  $1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ .

$$\text{Odp. } C_{H^+} = 5,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3, C_{HCOO^-} = 5,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3.$$

4.6. Oblicz stałą równowagi reakcji  $HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$  jeżeli stężenia równowagowe jonów wynosiły  $8,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$  w roztworze wodnym kwasu o stężeniu 0,1 mol/dm<sup>3</sup>.

$$\text{Odp. } K = 7,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3.$$

- 4.7. W pewnych warunkach temperatury i ciśnienia dla reakcji:  $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$  ustaliły się stężenia równowagowe reagentów:  $C_{CO} = 0,12 \text{ mol/dm}^3, C_{H_2O} = 0,12 \text{ mol/dm}^3, C_{CO_2} = 0,25 \text{ mol/dm}^3, C_{H_2} = 0,25 \text{ mol/dm}^3$ . Oblicz:
  - a) stałą równowagi podanej reakcji,
  - b) wyjściowe stężenia reagentów jeżeli na początku układ zawierał tylko  $CO$  i  $H_2O$ ,
  - c) jakie byłyby stężenia równowagowe składników, gdyby stężenia początkowe  $CO$  i  $H_2O$  były dwukrotnie większe.

$$\text{Odp. a) } K_c = 4,34, \text{ b) } C_{CO}^0 = C_{H_2O}^0 = 0,37 \text{ mol/dm}^3,$$

$$c) C_{CO} = C_{H_2O} = 0,24 \text{ mol/dm}^3, C_{CO_2} = C_{H_2} = 0,5 \text{ mol/dm}^3.$$

4.8. Jodowodor podczas ogrzewania dysocjuje na wodór i jod:  $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ . W pewnej temperaturze stała równowagi tej reakcji wynosi 0,015. Oblicz stężenie równowagowe jodowodoru, jeżeli jego początkowe stężenie wynosiło 4 mol/dm<sup>3</sup>. Jaki procent jodowodoru uległ dysocjacji termicznej?

$$\text{Odp. } C_{HI} = 3,2 \text{ mol/dm}^3, 20\%.$$

4.9. Stala równowagi reakcji  $2\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}$  wynosi  $1,21 \text{ (mol/dm}^3\text{)}^{-1}$ . W stanie równowagi stężenie azotu wynosiło  $0,72 \text{ mol/dm}^3$ , a tlenku azotu (I)  $0,84 \text{ mol/dm}^3$ . Oblicz stężenie równowagowe tlenku. Jaki było stężenie początkowe tlenku, jeżeli na początku układ zawierał tylko tlen i azot?

$$\text{Odp. } C_{\text{O}_2} = 1,12 \text{ mol/dm}^3, C_{\text{N}_2}^0 = 1,54 \text{ mol/dm}^3.$$

4.10. W pewnej temperaturze stala równowagi reakcji termicznej dysocjacji  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$  wynosi  $0,16 \text{ mol/dm}^3$ . Poddając reakcji pewną ilość  $\text{N}_2\text{O}_4$  otrzymano stężenie równowagowe  $C_{\text{NO}_2}$  równe  $0,08 \text{ mol/dm}^3$ . Oblicz stężenie równowagowe  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Jaki było stężenie początkowe  $\text{N}_2\text{O}_4$  i jaki procent tej substancji uległ dysocjacji?

$$\text{Odp. } C_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,04 \text{ mol/dm}^3, C_{\text{N}_2\text{O}_4}^0 = 0,08 \text{ mol/dm}^3, 50\%.$$

4.11. W pewnej temperaturze stala równowagi reakcji  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$  wynosi  $2,22 \text{ (mol/dm}^3\text{)}^{-1}$ . Reakcji poddano 4 moły NO zawarte w naczyniu o objętości  $1 \text{ dm}^3$ . Ile molii  $\text{O}_2$  należy wprowadzić do naczynia, aby 40% początkowej ilości NO uległo utlenieniu do  $\text{NO}_2$ ?

$$\text{Odp. } n_{\text{O}_2}^0 = 1 \text{ mol.}$$

4.12. Obliczyć stałą równowagi reakcji  $\text{PbI}_{2(\text{osad})} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^-$  (równowaga między osadem  $\text{PbI}_2$  a jonami powstałymi z rozpuszczenia  $\text{PbI}_2$ ), jeżeli w danej temperaturze stężenia równowagowe jonów w roztworze wynosiły odpowiednio:  $C_{\text{Pb}^{2+}} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ ,  $C_{\text{I}^-} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ .

$$\text{Odp. } K = 1,4 \cdot 10^{-8} \text{ (mol/dm}^3\text{)}^3.$$

4.13. Oblicz stężenia molowe reagentów gazowych w stanie równowagi reakcji  $\text{C}_{(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{g})}$  jeżeli stala równowagi reakcji wynosi  $0,289$ , a do reakcji użyto  $160 \text{ g}$  tlenu. Reakcja przebiega w naczyniu o objętości  $5 \text{ dm}^3$ .

$$\text{Odp. } C_{\text{CO}_2} = 0,22 \text{ mol/dm}^3, C_{\text{O}_2} = 0,78 \text{ mol/dm}^3.$$

4.14. Jaki jest skład (w % objętościowych) gazów w stanie równowagi reakcji  $\text{FeO}_{(\text{st})} + \text{CO}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{st})} + \text{CO}_{2(\text{g})}$  zachodzącej w procesie wielkopięcowym, jeżeli w temperaturze  $1000^\circ\text{C}$  stala równowagi wynosi  $0,4$ . Wskazówka: Najpierw oblicz równowagowe stężenia molowe.

$$\text{Odp. \% obj. CO}_2 = 28,6\%, \% \text{ obj. CO} = 71,4\%.$$

4.15. Wiązanie między atomami w cząstecze jodu  $\text{I}_2$  jest dość słabe i gazowy jod zawiera pewną ilość atomowego jodu. Gdy  $1 \text{ g}$  jodu ogrzano do  $1000\text{K}$  w stałej objętości  $1 \text{ dm}^3$ , mieszanina równowagowa zawierała  $0,83 \text{ g}$  atomowego jodu. Oblicz stala równowagi  $K_c$  reakcji dysocjacji:  $\text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{I}$  w tych warunkach.

$$\text{Odp. } K_c = 0,064 \text{ mol/dm}^3.$$

4.16.  $\text{PCl}_5$  rozkłada się podczas ogrzewania na  $\text{PCl}_3$  i  $\text{Cl}_2$ . Obliczyć stala równowagi, jeżeli z  $2 \text{ molii}$   $\text{PCl}_5$  znajdującego się w naczyniu zamkniętym o pojemności  $10 \text{ dm}^3$  uległo rozkładowi  $1,5 \text{ mola}$ . Wskazówka: wszystkie reagenty znajdują się w fazie gazowej.

$$\text{Odp. } K_c = 0,45 \text{ mol/dm}^3.$$

4.17. Stala równowagi reakcji:  $\text{PCl}_{5(\text{g})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$  w temperaturze  $400\text{K}$  wynosi  $0,36 \text{ mol/dm}^3$ . Ile wynoszą stężenia równowagowe reagentów, jeżeli reakcji poddano  $2 \text{ g}$   $\text{PCl}_5$  w objętości  $250 \text{ cm}^3$ .

$$\text{Odp. } C_{\text{PCl}_5} = 0,035 \text{ mol/dm}^3, C_{\text{PCl}_3} = C_{\text{Cl}_2} = 0,0353 \text{ mol/dm}^3.$$

4.18. a) Oblicz stężenia równowagowe  $\text{CO}$  i  $\text{CO}_2$  w procesie redukcji tlenku kobaltu (II)  $\text{CoO}_{(\text{s})} + \text{CO}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{Co}_{(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})}$  jeżeli stala równowagi w temperaturze  $1273\text{K}$  wynosi  $545$ , stężenie początkowe  $C_{\text{CO}}^0$  było równe  $0,2 \text{ mol/dm}^3$ , a  $\text{CO}_2$  nie było na początku reakcji.

b) Jaki byłyby stężenia równowagowe, gdyby stężenie początkowe  $\text{CO}$  było dwukrotnie większe?

$$\text{Odp. a) } C_{\text{CO}_2} = 0,1996 \text{ mol/dm}^3, C_{\text{CO}} = 0,0004 \text{ mol/dm}^3, \\ \text{b) } C_{\text{CO}_2} = 0,3993 \text{ mol/dm}^3, C_{\text{CO}} = 0,0007 \text{ mol/dm}^3.$$

4.19. a) Oblicz równowagowy skład fazy gazowej (wyrażony w % objętościowych) w reakcji Bouduouarda:  $\text{C}_{(\text{g})} + \text{CO}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{g})}$ , przebiegającej w układzie zamkniętym w temperaturze  $1000\text{K}$ . Do reakcji użyto  $\text{CO}_2$  o stężeniu  $0,012 \text{ mol/dm}^3$ , a stala równowagi tej reakcji  $K_c = 0,022 \text{ mol/dm}^3$ .

b) Jaki byłyby stężenia równowagowe, gdyby na początku reakcji układ zawierał również  $\text{CO}$  o stężeniu  $0,012 \text{ mol/dm}^3$ ?

$$\text{Odp. a) } C_{\text{CO}} = 0,0116 \text{ mol/dm}^3 = 65,3\% \text{ obj., } C_{\text{CO}_2} = 0,0062 \text{ mol/dm}^3 = 34,7\% \text{ obj.,} \\ \text{b) } C_{\text{CO}} = 0,01515 \text{ mol/dm}^3 = 59,2\% \text{ obj., } C_{\text{CO}_2} = 0,01043 \text{ mol/dm}^3 = 40,8\% \text{ obj.}$$

## 5. Roztwory elektrolitów

Omawiane zagadnienia:

- stężenia jonów,
- stopień i stała dysocjacji,
- odczyn roztworu pH,
- hydroliza soli,
- rozpuszczalność i iloraz rozpuszczalności,
- dysocjacja słabych kwasów w obecności mocnych kwasów.

Zastosowanie:

- określanie pH roztworu elektrolitu,
- dobór stężenia roztworu dla żądanego pH,
- pisanie równań hydrolizy, określanie odczynu soli,
- określanie wpływu wspólnych jonów na rozpuszczalność soli trudno rozpuszczalnych i dysocjację słabych elektrolitów.

### 5.1. Roztwory kwasów i zasad

Elektrolity ulegają dysocjacji podczas rozpuszczania w rozpuszczalnikach polarnych. Niektóre z nich dysocjują całkowicie, tzn. wszystkie cząsteczki substancji ulegają rozpadowi na jony. O takich elektrolitach mówimy, że są mocne. Należą do nich prawie wszystkie sole oraz niewiele kwasów i zasad. Większość kwasów i zasad jest elektrolitami słabymi, tzn. w niewielkim stopniu ulega rozpadowi na jony. W roztworze wówczas są obecne niezdysocjowane cząsteczki oraz jony. Pomiędzy nimi ustala się stan równowagi.

#### Zapis reakcji dysocjacji

Elektrolit mocny:

rozpad wszystkich cząsteczek

cząsteczki  $\rightarrow$  jony

Elektrolit słaby:

rozpad części cząsteczek i równowaga

cząsteczki  $\leftrightarrow$  jony

#### Stopień dysocjacji

Do oceny liczby zdysocjowanych cząsteczek wprowadzono stopień dysocjacji.

Stopień dysocjacji,  $\alpha$ , to stosunek liczby cząsteczek zdysocjowanych,  $N_{\text{zdys}}$ , do liczby cząsteczek wprowadzonych do roztworu,  $N^0$ .

Często jest wyrażony w procentach.

$$\alpha = \frac{N_{\text{zdys}}}{N^0} = \frac{C_{\text{zdys}}}{C^0} \quad \text{lub } \alpha = \frac{C_{\text{zdys}}}{C^0} \cdot 100\%$$

$$\text{elektrolity mocne: } \alpha \approx 1 \quad \text{lub } \alpha \approx 100\%,$$

$$\text{elektrolity słabe: } 0 < \alpha \ll 1 \quad \text{lub } 0 < \alpha \ll 100\%.$$

$C^0$  – stężenie początkowe, oznacza stężenie wynikłe ze sporządzenia roztworu.

Stopień dysocjacji zależy od:

- rodzaju elektrolitu i rodzaju rozpuszczalnika,
- temperatury – wzrasta nieco wraz ze wzrostem temperatury,
- stężenia roztworu – rośnie wraz ze spadkiem stężenia,
- obecności innych substancji w roztworze.

Stężenie jonów danego rodzaju  $C_j$ , znajdujących się w roztworze elektrolitu wynosi:

$$C_j = \alpha \cdot v_j \cdot C^0,$$

gdzie:

$v_j$  – liczba jonów danego rodzaju powstających w wyniku dysocjacji jednej cząsteczki,

$\alpha$  – wielkość bezwymiarowa ( $\alpha$  w % zamieniamy dzieląc przez 100%).

Stężenie cząsteczek niezdysocjowanych,  $C_{\text{niedys}}$ , wynosi:

$$C_{\text{niedys}} = C^0 - C_{\text{zdys}} = C^0 \cdot (1 - \alpha).$$

Równowaga pomiędzy cząsteczkami niezdysocjowanymi a jonami w roztworach słabych elektrolitów jest określona przez stałą dysocjacji,  $K_{\text{dys}}$ . Wartości liczbowe stałych dysocjacji zależą od temperatury, rodzaju elektrolitu i rodzaju rozpuszczalnika, nie zależą natomiast od stężenia roztworów. Stałe dysocjacji są wielkościami charakterystycznymi dla elektrolitów słabych. Elektrolity mocne nie posiadają stałej dysocjacji – są całkowicie zdysocjowane.

#### Stała dysocjacji dla dysocjacji słabego kwasu HR, np. $\text{HNO}_3$ , $\text{HF}$ , $\text{HClO}$ , $\text{HClO}_2$ :

Zapis zgodny z teorią Brönsteda:



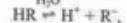
$$K_{\text{dys}} = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{R}^-}}{C_{\text{HR}}},$$

$C_{\text{H}_2\text{O}}$  – stężenie wody (prawie stałe) zostało włączone do stałej dysocjacji,

$C_{\text{HR}}$  – stężenie niezdysocjowanych cząsteczek kwasu w stanie równowagi reakcji,

$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_{\text{H}^+}$ , gdzie:  $\text{H}_3\text{O}^+$  – kation hydroniowy (oksoniowy),  $\text{H}^+$  – kation wodorowy.

Zapis zgodny z teorią Arrheniusa:



$$K_{\text{dys}} = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{R}^-}}{C_{\text{HR}}}$$

### Uwaga

Jon wodorowy, mający dużą gęstość ładunku elektrycznego, nie występuje w wodzie czystej wolnej lecz ulega hydratacji, tzn. zostaje otoczony cząsteczkami wody o budowie pierścieniowej. W celu zaznaczenia postaci zhydratowanej jonu dopisuje się jedną cząsteczkę wody do jonu wodorowego.

Podstawiając do powyższych równań wartości stężeń jonów obliczone w oparciu o stopni dysocjacji, otrzymuje się zależność zwaną prawem rozcieńczeń Ostwalda. Dla kwasu nienasyconego HR ma ono postać:

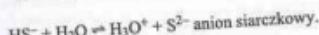
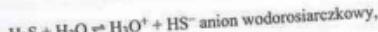
$$K_{dys} = \frac{C_{H^+} \cdot C_{R^-}}{C_{HR}} = \frac{\alpha^2 \cdot C^0}{1 - \alpha}$$

Jeżeli  $\alpha \ll 1$ , to powyższe równanie przyjmuje postać uproszczoną  $K_{dys} \approx \alpha^2 \cdot C^0$ , której  $\alpha = \sqrt{\frac{K_{dys}}{C^0}}$ . Uwaga – w powyższych wzorach  $\alpha$  nie jest wyrażone w %.

Pomieważ  $K_{dys}$  ma wartość stałą dającego rozcieńczanie, czyli obniżanie stężenia elektrolytu powoduje wzrost stopnia dysocjacji

jeżeli  $C^0 \rightarrow$  to  $\alpha \nearrow$ .

Slabe kwasy mające więcej niż jeden atom wodoru kwasowego w cząsteczce (kwasы wieloprotonowe) dysocjują stopniowo, przykładem może być dysocjacja kwasu siarkowodo- wego:



Dla każdego kolejnego etapu dysocjacji można napisać stałą dysocjacji, oznaczając kolejne stopnie I, II i III. Stałe dysocjacji kolejnych stopni są coraz mniejsze.

**Stała dysocjacji dla dysocjacji słabej zasady MeOH, np. AgOH**

Zapis zgodny z teorią Arrheniusa:



$OH^-$  – anion wodorotlenkowy

### Iloczyn jonowy wody, odczyn roztworu

Woda jest słabym elektrolitem i dysocjuje zgodnie z równaniem:

Zapis zgodny z teorią Brönsteda:



Zapis zgodny z teorią Arrheniusa:



Stale dysocjacji wody wyrażone są zależnościami:

$$K_{dys} = \frac{C_{H_3O^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{H_2O}^2}$$

$$K_{dys} = \frac{C_{H^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{H_2O}}$$

Stężenie niezdysocjowanych cząsteczek wody,  $C_{H_2O}$ , jest praktycznie stałe, gdyż bardzo niewielki procent wszystkich cząsteczek wody ulega autodysocjacji. Również prawie nie ulega ono zmianie przy rozpuszczaniu w wodzie niewielkich ilości elektrolitów. (Stężenie moloowe czystej wody w temp. 298 K wynosi 55,4 mol/dm<sup>3</sup>).

Mnożąc stałą dysocjacji wody przez stężenie niezdysocjowanych cząsteczek wody otrzymuje się stałą  $K_w$  równą licznikowi, nazywaną iloczynem jonowym wody:

$$K_w = C_{H_3O^+} \cdot C_{OH^-} = 10^{-14} \left( \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right)^2 \text{ w temperaturze } 298 \text{ K.}$$

Iloczyn jonowy wody wiąże stężenia jonów wodorowych (hydroniowych) i wodorotlenkowych w każdym roztworze wodnym. Proporcja stężeń jonów  $H_3O^+$  i  $OH^-$  decyduje o odczynie roztworu.

Odczyn kwaśny	Odczyn obojętny	Odczyn zasadowy
$C_{H_3O^+} > C_{OH^-}$	$C_{H_3O^+} = C_{OH^-} = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$	$C_{H_3O^+} < C_{OH^-}$

### Wykładnik stężenia jonów wodorowych pH

Odczyn roztworu przyjęto wyrażać stężeniem jonów hydroniowych –  $H_3O^+$ . Z uwagi na bardzo małe wartości stężeń jonów  $H_3O^+$  w czystej wodzie i w roztworach silnych zasad, dla wygody w miejscu stężeń wprowadzono ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia molo-wego jonów  $H_3O^+$ .

**Wykładnik stężenia jonów wodorowych (pH)** jest ujemnym logarytmem dziesiętnym z wartością stężenia molowego jonów hydroniowych  $\text{H}_3\text{O}^+$  (stężenie  $C_{\text{H}_3\text{O}^+}$  zapisujemy często jako  $C_{\text{H}^+}$ ):

$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}^+} = -\log C_{\text{H}_3\text{O}^+} \Rightarrow C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}}$$

Roztwory:	obojętne $\text{pH} = 7$ ,	kwaśne $0 < \text{pH} < 7$ ,	zasadowe $7 < \text{pH} < 14$ .
-----------	-------------------------------	---------------------------------	------------------------------------

**Wykładnik stężenia jonów wodorotlenkowych (pOH)** jest ujemnym logarytmem dziesiętnym z wartością stężenia molowego jonów wodorotlenkowych  $\text{OH}^-$ :

$$\text{pOH} = -\log C_{\text{OH}^-} \Rightarrow C_{\text{OH}^-} = 10^{-\text{pOH}}$$

Logarytmując wyrażenie dla iloczynu jonowego wody  $K_w = 10^{-14}$  (mol/dm<sup>3</sup>)<sup>2</sup>, otrzymujemy zależność słuszną zarówno dla czystej wody, jak i dla roztworu wodnego każdego elektrolitu:

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

W tabeli 5.1 podano przykłady mocnych i słabych elektrolitów.

**Tabela 5.1**  
Przykłady mocnych i słabych elektrolitów

Mocne elektrolyty	Słabe elektrolyty	
Wzór związku	Wzór związku	Stała dysocjacji [mol/dm <sup>3</sup> ]
NaOH	NH <sub>3</sub> lub NH <sub>4</sub> OH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
KOH	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
LiOH	CH <sub>3</sub> COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HCl	HF	$6,3 \cdot 10^{-4}$
HBr	HClO	$5 \cdot 10^{-4}$
H <sub>2</sub> I	HClO <sub>2</sub>	$5 \cdot 10^{-2}$
HNO <sub>3</sub>	HClO <sub>3</sub>	10
HClO <sub>4</sub>	HCN	$7,5 \cdot 10^{-10}$
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-4}$
	H <sub>2</sub> S	$K_1 = 6 \cdot 10^{-8}; K_2 = 10^{-14}$
	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}; K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$
	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}; K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$

### 5.1.1. Przykłady

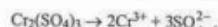
#### Obliczanie stężeń jonów oraz pH w roztworach elektrolitów mocnych

##### Przykład 5.1

Obliczyć stężenia jonów w 1,5-molowym roztworze siarczanu (VI) chromu (III), którego stopień dysocjacji wynosi 100%.

##### Rozwiązańe

Siarczan (VI) chromu (III) dysocjuje według równania:



W wyniku dysocjacji z 1 cząsteczki Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> powstają:

- 2 kationy Cr<sup>3+</sup>, więc v<sub>Cr<sup>3+</sup></sub> = 2,
- 3 aniony SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, więc v<sub>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></sub> = 3.

Korzystamy z zależności:

$$C_j = C^0 \cdot \alpha \cdot v_j,$$

gdzie:

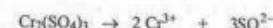
$$\begin{aligned}\alpha &= 100\% \text{ (czyli bezwymiarowo } \alpha = 1\text{),} \\ C^0 &= 1,5 \text{ mol/dm}^3 \text{ (stężenie początkowe elektrolitu).}\end{aligned}$$

Otrzymujemy:

$$C_{\text{Cr}^{3+}} = 2 \cdot 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3},$$

$$C_{\text{SO}_4^{2-}} = 3 \cdot 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 4,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}.$$

Powyższe rozważania możemy przedstawić zapisem:



Stan początkowy: 1,5 mol/dm<sup>3</sup>

Stan po dysocjacji: 0                    3 mol/dm<sup>3</sup>    4,5 mol/dm<sup>3</sup>

##### Odpowiedź

Stężenie kationów chromu (III) wynosi 3 mol/dm<sup>3</sup>, a stężenie anionów siarczanowych (VI) wynosi 4,5 mol/dm<sup>3</sup>.

### Przykład 5.2

Obliczyć stężenie jonów chlorkowych w roztworze zawierającym 14 g chlorku glinu ( $\alpha = 100\%$ ) w objętości  $0,5 \text{ dm}^3$ .

#### Rozwiązanie

Chlorek glinu dysocjuje w roztworze wodnym według równania:



Z 1 cząsteczki  $\text{AlCl}_3$  powstaje 1 kation glinu  $\text{Al}^{3+}$  i 3 aniony chlorkowe  $\text{Cl}^-$ . Jeżeli  $\alpha = 100\%$ , to oznacza, że wszystkie cząsteczki uległy rozpadowi. Stężenie molowe jonów  $\text{Cl}^-$  jest więc trzy razy większe od stężenia wyjściowego elektrolitu  $\text{AlCl}_3$ .

Najpierw obliczamy stężenie molowe roztworu  $\text{AlCl}_3$ :

$$M_{\text{AlCl}_3} = 133,5 \text{ g/mol},$$

$$C_{m, \text{AlCl}_3}^0 = \frac{n_{\text{AlCl}_3}}{V_r} = \frac{m_{\text{AlCl}_3}}{M_{\text{AlCl}_3} \cdot V_r} = \frac{14 \text{ g}}{133,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,5 \text{ dm}^3} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3},$$

stąd stężenie molowe jonów chlorkowych  $\text{Cl}^-$  wynosi:

$$C_{\text{Cl}^-} = 3 \cdot 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}.$$

#### Odpowiedź

Stężenie molowe jonów chlorkowych  $\text{Cl}^-$  w tym roztworze wynosi  $0,6 \text{ mol/dm}^3$ .

### Przykład 5.3

Obliczyć pH roztworu mocnej zasady, w którym stężenie jonów  $\text{OH}^-$  wynosi  $0,04 \text{ mol/dm}^3$ .

#### Rozwiązanie

#### I sposób

Aby obliczyć pH roztworu, należy znać stężenie jonów hydroniowych w roztworze.

W równaniu dysocjacji wodorotlenku nie występują jony  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Ich obecność w roztworze wynika z autodysocjacji wody, która tylko w niewielkim stopniu jest zdysocjowana. Stężenie jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$  jest związane ze stężeniem jonów  $\text{OH}^-$  wartością iloczynu jonowego wody  $K_w$ :

$$K_w = C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2 \Rightarrow$$

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{K_w}{C_{\text{OH}^-}} = \frac{10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2}{4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3} = 2,5 \cdot 10^{-13} \text{ mol/dm}^3,$$

więc pH roztworu wynosi:  $\text{pH} = -\log C_{\text{H}_3\text{O}^+} = -\log 2,5 \cdot 10^{-13} = 12,6$ .

#### II sposób

Ponieważ znane jest stężenie jonów wodorotlenkowych, szybszym sposobem jest obliczenie najpierw pOH:

$$\text{pOH} = -\log C_{\text{OH}^-} = -\log 0,04 = 1,4,$$

a następnie obliczenie pH z zależności:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,4 = 12,6.$$

#### Odpowiedź

Roztwór zasady o stężeniu jonów  $\text{OH}^-$  równym  $0,04 \text{ mol/dm}^3$  ma pH równe 12,6.

### Obliczanie stężeń jonów w roztworach elektrolitów słabych

### Przykład 5.4

1 dm<sup>3</sup> słabego elektrolitu HCN o stężeniu  $0,1 \text{ mol/dm}^3$  zawiera  $0,2 \text{ mg}$  jonów  $\text{CN}^-$ . Jaki jest stopień dysocjacji kwasu w tym roztworze? Obliczyć stężenie molowe niezdysocjowanych cząsteczek HCN.

#### Rozwiązanie

Slaby kwas cyjanowodorowy dysocjuje według równania:



a więc z 1 cząsteczki zdysocjowanej kwasu HCN powstaje 1 jon cyjankowy, zatem stężenie jonów cyjankowych w roztworze jest równe stężeniu zdysocjowanych cząsteczek kwasu:

$$C_{\text{CN}^-} = C_{\text{zdyn}}$$

Stopień dysocjacji kwasu obliczamy z zależności:

$$\alpha = \frac{C_{\text{zdyn}}}{C^0} = \frac{C_{\text{CN}^-}}{C^0},$$

$$C_{\text{CN}^-} = \frac{0,2 \text{ mg}}{26 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ dm}^3} = 7,7 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}; M_{\text{CN}^-} = 26 \text{ g/mol},$$

$$C^0 = 0,1 \text{ mol/dm}^3.$$

Stopień dysocjacji kwasu HCN wynosi więc:

$$\alpha = \frac{7,7 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{0,1 \cdot \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} = 7,7 \cdot 10^{-5} \approx 0,008\%.$$

Stężenie cząsteczek niezdysocjowanych HCN,  $C_{\text{niezdyz}}$ , wynosi:

$$C_{\text{niezdyz}} = C^0 - C_{\text{dyz}} = 0,1 - 0,00008 = 0,09992 \text{ mol/dm}^3.$$

### Odpowiedź

W 0,1-molowym roztworze stopień dysocjacji kwasu HCN wynosi 0,008%, co oznacza, że na każde 100 000 cząsteczek tylko 8 ulega dysocjacji. Stężenie niezdysocjowanych cząsteczek HCN wynosi 0,09992 mol/dm<sup>3</sup>.

### Przykład 5.5

Jakie są stężenia wszystkich rodzajów cząstek obecnych w 1M CH<sub>3</sub>COOH? Oblicz pH oraz stopień dysocjacji tego kwasu, jeżeli  $K_{\text{dyz}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$  mol/dm<sup>3</sup>.

### Rozwiązywanie

Dysocjacja słabego kwasu octowego zachodzi zgodnie z równaniem:



A więc w roztworze tego kwasu występują obok siebie aniony octanowe CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, kationy hydroniowe (oksoniowe) H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> i niezdysocjowane cząsteczki kwasu octowego CH<sub>3</sub>COOH.

Ponieważ nie wiadomo, jaka liczba cząsteczek zdysocjowała, oznaczmy ją przez  $x$ . Zgodnie z równaniem dysocjacji jeżeli 1 cząsteczka CH<sub>3</sub>COOH ulega dysocjacji, to powstaje 1 kation H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> oraz 1 anion CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>. Jeżeli stężenie zdysocjowanych cząsteczek kwasu wynosi  $x$ , to zarówno stężenie powstałych jonów hydroniowych, jak i octanowych, również wynosi  $x$ . Stężenia w elektrolicie w stanie równowagi wynoszą więc:

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C_{\text{CH}_3\text{COO}^-}^0 - x = 1,0 - x,$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = x,$$

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = x,$$

gdzie górnny indeks „0” odnosi się do stanu początkowego w roztworze.

Rozwiązywanie te możemy przedstawić schematycznym zapisem, podpisując stężenia pod odpowiednimi reagentami:



$$\text{Stan początkowy: } 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{Stan po dysocjacji: } 1,0 - x \quad x \text{ mol/dm}^3 \quad x \text{ mol/dm}^3.$$

Podstawiając powyższe stężenia do wyrażenia na stałą dysocjacji:

$$K_{\text{dyz}} = \frac{C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot C_{\text{H}_3\text{O}^+}}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 = \frac{x \cdot x}{1,0 - x}$$

i rozwiązuje równanie kwadratowe, otrzymuje się  $x = 0,0042 \text{ mol/dm}^3$ .

### Uwaga

Przy rozwiązywaniu powyższego równania kwadratowego można przyjąć przybliżenie  $1,0 - x \approx 1,0$ . Oznacza ono, że stężenie niezdysocjowanych cząsteczek w roztworze jest prawie równe stężeniu początkowemu, z uwagi na małą wartość stałej dysocjacji, a co za tym idzie, niewielką liczbę cząsteczek zdysocjowanych. Przyjęte przybliżenie ułatwia i skracia w znacznym stopniu obliczenia, eliminując konieczność obliczania „delta” i pierwiastków równania:

$$K_{\text{dyz}} = \frac{x^2}{C^0} \Rightarrow x = \sqrt{K_{\text{dyz}} \cdot C^0}.$$

Zatem w stanie równowagi, stężenia w 1M CH<sub>3</sub>COOH wynoszą:

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,0 - 0,0042 = 0,9958 \approx 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

(jak widać, uproszczenie  $C_{\text{niezdyz}} \approx C^0$  jest poprawne),

$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 0,0042 \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,0042 \text{ mol/dm}^3.$$

Zgodnie z definicją pH otrzymuje się:

$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}_3\text{O}^+} = -\log 0,0042 = 2,38.$$

Stopień dysocjacji  $\alpha$  jest równy stosunkowi stężenia kwasu CH<sub>3</sub>COOH, który uległ dysocjacji, do początkowego stężenia kwasu:

$$\alpha = \frac{x}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0} = \frac{0,0042}{1,0} = 0,0042, \text{czyli } \alpha \approx 0,4\%.$$

Oznacza to, że na każde 1000 cząsteczek kwasu, tylko 4 ulegają dysocjacji.

### Odpowiedź

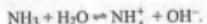
W 1-molowym roztworze kwasu octowego stężenia jonów octanowych oraz hydroniowych są równe i wynoszą 0,0042 mol/dm<sup>3</sup>, stężenie niezdysocjowanych cząsteczek kwasu wynosi 0,9958 mol/dm<sup>3</sup>, pH = 2,4, a stopień dysocjacji jest równy 0,4%.

### Przykład 5.6

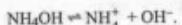
Jakie jest stężenie molowe jonów wodorotlenkowych w 6,05-procentowym roztworze amoniaku  $\text{NH}_3$  o gęstości 0,98 kg/dm<sup>3</sup>. Ile wynosi pH tego roztworu? Stała dysocjacji amoniaku  $K_{dys} = 1,8 \cdot 10^{-5}$  mol/dm<sup>3</sup>.

#### Rozwiązańe

Roztwór amoniaku w wodzie jest słabą zasadą



Stosuje się również zapis uproszczony:



Stała dysocjacji amoniaku jest określona równaniem:

$$K_{dys} = \frac{C_{\text{NH}_4^+} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{NH}_3}}.$$

Oznaczając stężenie cząsteczek amoniaku, które uległy dysocjacji przez  $x$ , pozostałe stężenia w roztworze wynoszą:

$$C_{\text{NH}_3} = C_{\text{NH}_3}^0 - x,$$

$$C_{\text{NH}_4^+} = C_{\text{OH}^-} = x.$$

Podstawiając te zmienne do wyrażenia na stałą dysocjacji, otrzymujemy:

$$K_{dys} = \frac{x \cdot x}{C^0 - x} \approx \frac{x^2}{C^0} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3.$$

Mala wartość stałej dysocjacji wskazuje, że dysocjacja zachodzi w niewielkim stopniu, a zatem można zaniedbać  $x$  w wyrażeniu ( $C^0 - x$ ) jako bardzo małe w porównaniu z początkowym stężeniem amoniaku,  $C^0$ . Przekształcając powyższe równanie, otrzymujemy stężenie jonów wodorotlenkowych  $C_{\text{OH}^-}$ :

$$C_{\text{OH}^-} = x = \sqrt{K_{dys} \cdot C^0}$$

Przed podstawieniem wartości  $C^0$  do otrzymanej zależności, należy wyrazić stężenie roztworu w mol/dm<sup>3</sup>.

100 g 6,05% roztworu zawiera 6,05 g  $\text{NH}_3$  ( $M_{\text{NH}_3} = 17,034 \text{ g/mol}$ ), stąd:

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{6,05 \text{ g}}{17,03 \text{ g/mol}} \text{ jest zawarte w objętości roztworu } V_r = \frac{m_r}{d_r} = \frac{100 \cdot 10^{-3} \text{ kg}}{0,98 \text{ kg/dm}^3}$$

$$n_{\text{NH}_3} \text{ jest zawarte w objętości roztworu } 1 \text{ dm}^3$$

$$\text{czyli } n_{\text{NH}_3} = 3,48 \text{ mol.}$$

Roztwór 6,05-procentowy amoniaku jest więc roztworem 3,48-molowym. Podstawiamy wartość stężenia w mol/dm<sup>3</sup> do wzoru na obliczenie  $C_{\text{OH}^-}$ :

$$C_{\text{OH}^-} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \cdot 3,48 \text{ mol/dm}^3} = 7,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3.$$

#### pH roztworu amoniaku:

Ze znanego stężenia jonów  $\text{OH}^-$  obliczamy najpierw pOH:

$$\text{pOH} = -\log C_{\text{OH}^-} = -\log 7,91 \cdot 10^{-3} = 2,1,$$

więc pH roztworu wynosi:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,1 = 11,9.$$

#### Odpowiedź

Stężenie jonów wodorotlenkowych w 6,05-procentowym roztworze amoniaku wynosi  $7,91 \cdot 10^{-3}$  mol/dm<sup>3</sup>, a pH = 11,9.

#### Obliczanie stężeń $C^0$ , mając dane $\alpha$ , $K_{dys}$ , pH

#### Przykład 5.7

Znaleźć stężenie roztworu kwasu mrówkowego  $\text{HCOOH}$ , w którym kwas ten jest zdysojowany w 5 procentach. Stała dysocjacji  $\text{HCOOH}$  wynosi  $K_{dys} = 1,8 \cdot 10^{-4}$  mol/dm<sup>3</sup>.

#### Rozwiązańe



Przekształcając wzór:

$$K_{dys} = \frac{\alpha^2 \cdot C^0}{1 - \alpha},$$

otrzymujemy:

$$C^0 = \frac{K_{dys} \cdot (1 - \alpha)}{\alpha^2}.$$

Podstawiamy wartości,  $\alpha = 5\% = 0,05$  oraz  $K_{dys} = 1,8 \cdot 10^{-4}$  mol/dm<sup>3</sup> i obliczamy:

$$C^0 = \frac{1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol / dm}^3 \cdot (1 - 0,05)}{0,05^2} = 0,00684 \text{ mol/dm}^3.$$

### Odpowiedź

Roztwór kwasu mrówkowego o stopniu dysocjacji  $\alpha = 5\%$  ma stężenie 0,007 mol/dm<sup>3</sup>.

### Przykład 5.8

Oblicz stężenia wyjściowe ( $C^0$ ) roztworów zasad, stężenia jonów oraz cząsteczek niezdysocjowanych, jeżeli pH = 12:

- a) mocnej zasady CsOH ( $\alpha = 100\%$ ),
- b) słabej zasady AgOH, gdy  $\alpha = 5\%$ .

### Rozwiązaanie

W roztworach powyższych zasad  $pOH = 14 - pH = 2$ . Ponieważ  $pOH = -\log C_{OH^-}$ , to z definicji logarytmu:

$$C_{OH^-} = 10^{-pOH} = 10^{-2} = 0,01 \text{ mol/dm}^3.$$

### Ad a)

Zasada cezowa jest mocna, całkowicie zdysocjowana:



Z równania dysocjacji wynika, że  $C_{OH^-} = C_{Cs^+} = C_{CsOH}^0$  (bo z dysocjacji 1 cząsteczki CsOH powstaje 1 kation  $Cs^+$  i 1 anion  $OH^-$ ). Po dysocjacji w roztworze będą więc obecne jony o stężeniach  $C_{OH^-} = C_{Cs^+} = 0,01 \text{ mol/dm}^3$ , natomiast nie będzie cząsteczek niezdysocjowanych, bo wszystkie uległy rozpadowi. Można ten stan przedstawić następującym zapisem:



Stan początkowy: 0,01 mol/dm<sup>3</sup>

Stan po dysocjacji: 0 0,01 mol/dm<sup>3</sup> 0,01 mol/dm<sup>3</sup>.

### Odpowiedź

Stężenie roztworu mocnej zasady CsOH o pH równym 12 wynosi 0,01 mol/dm<sup>3</sup>.

Roztwór nie zawiera niezdysocjowanych cząsteczek, a stężenia jonów wynoszą:

$$C_{OH^-} = C_{Cs^+} = 0,01 \text{ mol/dm}^3.$$

### Ad b)

Wodorotlenek srebra jest zasadą słabą, zdysocjowaną w niewielkim stopniu,  $\alpha = 5\%$ :



Z równania dysocjacji wynika, że  $C_{OH^-} = C_{Ag^+} = C_{zdys, AgOH}$  (bo z dysocjacji 1 cząsteczki AgOH powstaje 1 kation  $Ag^+$  i 1 anion  $OH^-$ ). Po dysocjacji w roztworze będą obecne, jak poprzednio, jony o stężeniach  $C_{OH^-} = C_{Ag^+} = 0,01 \text{ mol/dm}^3$ . Stężenie początkowe zasady oblicza się ze stopnia dysocjacji:

$$\alpha = \frac{C_{zdys}}{C^0} \Rightarrow C^0 = \frac{C_{zdys}}{\alpha} = \frac{0,01 \text{ mol / dm}^3}{0,05} = 0,2 \text{ mol/dm}^3.$$

Natomiast stężenie cząsteczek niezdysocjowanych jest różnicą pomiędzy  $C^0$  i  $C_{zdys}$ :

$$C_{niezdys} = C^0 - C_{zdys} = 0,2 - 0,01 = 0,19 \text{ mol/dm}^3.$$

Można stan równowagi w roztworze przedstawić następującym zapisem:



Stan początkowy: 0,2 mol/dm<sup>3</sup>

Stan po dysocjacji: 0,2 - 0,01 = 0,19 mol/dm<sup>3</sup> 0,01 mol/dm<sup>3</sup> 0,01 mol/dm<sup>3</sup>.

### Odpowiedź

Stężenie roztworu słabego wodorotlenku AgOH o pH równym 12 wynosi 0,2 mol/dm<sup>3</sup>. Stężenie cząsteczek niezdysocjowanych wynosi 0,19 mol/dm<sup>3</sup>, a stężenia jonów  $C_{OH^-} = C_{Ag^+} = 0,01 \text{ mol/dm}^3$ .

### Obliczanie pH po reakcji w roztworach elektrolitów

### Przykład 5.9

Zmieszano 600 cm<sup>3</sup> 2-molowego roztworu H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> oraz 0,9 dm<sup>3</sup> 3,5-molowego roztworu NaOH. Obliczyć pH roztworu po reakcji.

### Rozwiązaanie

Mocny kwas H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:  $n_{H_2SO_4} = C_{m, H_2SO_4} \cdot V_r = 2 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,6 \text{ dm}^3 = 1,2 \text{ mol}$ .

Mocna zasada NaOH:  $n_{NaOH} = 3,5 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,9 \text{ dm}^3 = 3,15 \text{ mol}$ .

W wyniku zmieszania kwasu z zasadą zachodzi reakcja zubożyciania:



Stan początkowy: 1,2 mol 3,15 mol

Reagują w proporcji: 1 : 2 : 1 : 2

Zmiana w wyniku reakcji: -1,2 mol -2,4 mol +1,2 mol +2,4 mol

Stan po reakcji: 0 0,75 mol 1,2 mol 2,4 mol.

W wyniku reakcji roztwór będzie zawierał:

- siarczan (VI) sodu o stężeniu:

$$C_m, \text{Na}_2\text{SO}_4 = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{V_r} = \frac{1,2 \text{ mol}}{(0,6 + 0,9) \text{ dm}^3} = 0,8 \text{ mol/dm}^3,$$

- nadmiar zasady o stężeniu:

$$C_m, \text{NaOH} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_r} = \frac{0,75 \text{ mol}}{(0,6 + 0,9) \text{ dm}^3} = 0,5 \text{ mol/dm}^3.$$

Odczyn roztworu wynika z nadmiaru odczynnika NaOH w roztworze. Stężenie jonów wodorotlenkowych obliczono z dysocjacji NaOH:



Stężenie zasady: 0,5 mol/dm<sup>3</sup>

Stan po dysocjacji: 0 0,5 mol/dm<sup>3</sup> 0,5 mol/dm<sup>3</sup>.

Stąd pH = -log C<sub>OH<sup>-</sup></sub> = -log 0,5 = 0,3.

pH tego roztworu wynosi więc 14 - 0,3 = 13,7.

### Odpowiedź

Uzyskany roztwór ma odczyn zasadowy o pH wynoszącym 13,7.

### Przykład 5.10

Do 750 cm<sup>3</sup> 2,5-molowego roztworu kwasu solnego wrzucono 50 g cynku. Obliczyć pH po reakcji.

### Rozwiążanie

Mocny kwas HCl: n<sub>HCl</sub> = C<sub>m, HCl</sub> · V<sub>r</sub> = 2,5 mol/dm<sup>3</sup> · 0,75 dm<sup>3</sup> = 1,875 mol.

Cynk: n<sub>Zn</sub> =  $\frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} = \frac{50 \text{ g}}{65,37 \text{ g/mol}} = 0,765 \text{ mol.}$

W wyniku wrzucenia metalu do kwasu zachodzi reakcja:



Stan początkowy: 0,765 mol 1,875 mol

Reagują w proporcji: 1 : 2 : 1 : 1

Zmiana w wyniku reakcji: -0,765 mol -1,53 mol +0,765 mol +0,765 mol

Stan po reakcji: 0 0,345 mol 0,765 mol 0,765 mol

Zakładając, że objętość roztworu nie uległa zmianie i wynosi po reakcji również 750 cm<sup>3</sup>, końcowy roztwór będzie zawierał:

- chlorek cynku o stężeniu:

$$C_{m, \text{ZnCl}_2} = \frac{n_{\text{ZnCl}_2}}{V_r} = \frac{0,765 \text{ mol}}{0,75 \text{ dm}^3} = 1,02 \text{ mol/dm}^3,$$

- nadmiar kwasu o stężeniu:

$$C_{m, \text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_r} = \frac{0,345 \text{ mol}}{0,75 \text{ dm}^3} = 0,46 \text{ mol/dm}^3.$$

Odczyn roztworu jest określony przez stężenie jonów wodorowych pochodzących z dysocjacji pozostałoego po reakcji HCl:



Stężenie kwasu: 0,46 mol/dm<sup>3</sup>

Stan po dysocjacji: 0 0,46 mol/dm<sup>3</sup> 0,46 mol/dm<sup>3</sup>

Stąd pH = -log C<sub>H<sup>+</sup></sub> = -log 0,46 = 0,34.

### Odpowiedź

Po przereagowaniu cynku z kwasem pH roztworu wynosi 0,34.

## 5.1.2. Zadania

Obliczanie stężeń i masy jonów w elektrolitach mocnych i słabych o znanych stopniach dysocjacji

5.1. Jaka jest liczba moli i masa (w gramach) jonów chlorkowych w następujących roztworach:

- 5 dm<sup>3</sup> roztworu NaCl o stężeniu 1 mol/dm<sup>3</sup>,
- 100 cm<sup>3</sup> roztworu AlCl<sub>3</sub> o stężeniu 2 mol/dm<sup>3</sup>,
- 1,5 dm<sup>3</sup> roztworu SnCl<sub>4</sub> o stężeniu 0,5 mol/dm<sup>3</sup>,
- 0,75 dm<sup>3</sup> roztworu ZnCl<sub>2</sub> o stężeniu 0,4%, gęstość roztworu wynosi 1,01 g/cm<sup>3</sup>.

Odp. a) n<sub>Cl<sup>-</sup></sub> = 0,0446 mol; m<sub>Cl<sup>-</sup></sub> = 1,58 g,

b) n<sub>Cl<sup>-</sup></sub> = 0,6 mol; m<sub>Cl<sup>-</sup></sub> = 21,27 g.

5.2. Oblicz stężenia molowe poszczególnych jonów w wodzie mineralnej, jeżeli wiadomo, że w 1 litrze zawiera ona:

Jony	mg/l
$\text{Ca}^{2+}$	205
$\text{Mg}^{2+}$	130
$\text{Na}^+$	88
$\text{K}^+$	10,2
$\text{HCO}_3^-$	1400
$\text{SO}_4^{2-}$	28
$\text{Cl}^-$	14

$$\text{Odp. } C_{\text{Ca}^{2+}} = 0,0051 \text{ mol/dm}^3, \\ C_{\text{HCO}_3^-} = 0,023 \text{ mol/dm}^3.$$

5.3. Zakładając całkowitą dysocjację, oblicz stężenia molowe poszczególnych jonów oraz sumaryczne stężenia jonów w ściekach hydrometalurgicznych (kierowanych do oczyszczalni).

Lp.	Sól	Objętość roztworu	Zawartość soli w roztworze
1	$\text{CuSO}_4$	200 $\text{dm}^3$	800 kg
2	$\text{Na}_2\text{WO}_4$	150 $\text{dm}^3$	1,9 kg
3	$\text{ZnCl}_2$	90 $\text{dm}^3$	900 g
4	$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2$	25 $\text{m}^3$	570 kg
5	$\text{LaCl}_3$	120 $\text{dm}^3$	1,6 kg

$$\text{Odp. 2. } C_{\text{Na}^+} = 0,086 \text{ mol/dm}^3, C_{\text{WO}_4^{2-}} = 0,043 \text{ mol/dm}^3, \\ \text{4. } C_{\text{K}^+} = C_{\text{Mg}^{2+}} = 0,135 \text{ mol/dm}^3, C_{\text{Cl}^-} = 0,403 \text{ mol/dm}^3.$$

5.4. Ile miligramów jonów amonowych  $\text{NH}_4^+$  znajduje się w 10  $\text{cm}^3$  roztworu chlorku amonu  $\text{NH}_4\text{Cl}$  o stężeniu 0,5 mol/dm<sup>3</sup>?

Odp. 90 mg.

5.5. W 2  $\text{dm}^3$  roztworu kwasu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  znajduje się 0,8 g jonów  $\text{H}^+$ . Jakie jest stężenie molarne kwasu? ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  jest mocnym kwasem).

Odp. 0,2 mol/dm<sup>3</sup>.

5.6. W temperaturze 10 °C rozpuszczenie  $\text{KClO}_3$  równa jest 0,7 g na 1 dm<sup>3</sup> wody. Jakią są stężenia molowe jonów  $\text{K}^+$  i  $\text{ClO}_3^-$  w nasyconym roztworze? Gęstość nasyczonego roztworu wynosi 1,05 g/cm<sup>3</sup>. (Rozpuszczalność jest to maksymalna masa rozpuszczona w 1 dm<sup>3</sup> wody).

Odp.  $C_{\text{K}^+} = C_{\text{ClO}_3^-} = 0,513 \text{ mol/dm}^3$ .

5.7. Ile gramów jonów  $\text{Fe}^{2+}$  znajduje się w:

- a) 250 cm<sup>3</sup> 0,005-molowego roztworu siarczanu (VI) żelaza (III) ( $\alpha = 100\%$ ),
- b) 100 cm<sup>3</sup> 0,02-molowego roztworu azotanu (V) żelaza (III) ( $\alpha = 100\%$ ).

Odp. a)  $m_{\text{Fe}^{2+}} = 0,14 \text{ g} = 140 \text{ mg}$

5.8. Porównaj stężenia tych samych jonów w każdej parze roztworów soli całkowicie zdysojowanych:

- a) roztwory  $\text{NaCl}$  i  $\text{AlCl}_3$  o stężeniach 0,2 mol/dm<sup>3</sup>,
- b) roztwory  $\text{NaNO}_3$  i  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  o stężeniach odpowiednio 1 mol/dm<sup>3</sup> i 0,5 mol/dm<sup>3</sup>,
- c) roztwory  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  i  $\text{NH}_4\text{Cl}$  o stężeniach 0,5 mol/dm<sup>3</sup>.

Odp. a) jon  $\text{Cl}^-$ :  $n_{\text{Cl}^-} = 0,2 \text{ mol/dm}^3$  w roztworze  $\text{NaCl}$ ,  
 $n_{\text{Cl}^-} = 0,6 \text{ mol/dm}^3$  w roztworze  $\text{AlCl}_3$ ;  
 c) jon  $\text{NH}_4^+$ :  $n_{\text{NH}_4^+} = 0,5 \text{ mol/dm}^3$  w obydwu roztworach

5.9. Oblicz stopień dysocjacji kwasu octowego w:

- a) 0,1-molowym roztworze, w którym stężenie jonów  $\text{H}^+$  wynosi 0,0013 mol/dm<sup>3</sup>,
- b) 0,001-molowym roztworze, w którym stężenie jonów  $\text{H}^+$  wynosi 0,0007 mol/dm<sup>3</sup>.

Odp. a)  $\alpha = 0,013 = 1,3\%$ ;  
 b)  $\alpha = 0,7 = 70\%$ .

Podczas rozcieńczania roztworu stopień dysocjacji wzrasta.

5.10. W 0,2-molowym roztworze kwasu jednoprotonowego HR stopień dysocjacji wynosi 70%. Oblicz:

- a) ile moli jionów  $\text{H}^+$  znajduje się w 1  $\text{dm}^3$  tego roztworu,
- b) ile gramów jionów  $\text{H}^+$  znajduje się w 100 cm<sup>3</sup> tego roztworu.

Odp. a) 0,14 moli jionów  $\text{H}^+$ ; b) 0,014 gramów jionów  $\text{H}^+$ .

5.11. Oblicz stężenia każdego z jonów oraz cząsteczek niezdysojowanych, które znajdują się w roztworach:

- a) 0,5M  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,
- b) 1M  $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$ ,
- c) 0,25M  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ ,
- d)  $10^{-5}\text{M} \text{ Ca}(\text{OH})_2$  ( $\alpha = 100\%$ ),
- e) 0,1M HF ( $\alpha = 15\%$ ),
- f) 0,0031M HCN ( $\alpha = 0,05\%$ ),
- g) 0,047M  $\text{HCOOH}$  ( $\alpha = 6\%$ ),
- h) 0,001M  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $\alpha = 12,5\%$ ).

## Uwaga

Dla każdego elektrolitu zapisz równanie dysocjacji elektrolytycznej.

Odp. d)  $C_{\text{Ca}^{2+}} = 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ ,  $C_{\text{OH}^-} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ ,  $C_{\text{Ca(OH)}_2 \text{ niespol.}} = 0$ .

e)  $C_{\text{H}^+} = C_{\text{F}^-} = 0,015 \text{ mol/dm}^3$ ,  $C_{\text{HF niespol.}} = 0,085 \text{ mol/dm}^3$ ;

f)  $C_{\text{H}^+} = C_{\text{CN}^-} = 1,55 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$ ;  $C_{\text{HCN niespol.}} = 0,00309845 \approx 0,0031 \text{ mol/dm}^3$ .

Obliczanie stężeń jonów, pH, stopnia dysocjacji  $\alpha$ , stałej dysocjacji  $K_{\text{dys}}$ .

5.12. Jaka jest wartość pH, jeśli:

a)  $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,00102 \text{ g/dm}^3$ ,

b)  $C_{\text{OH}^-} = 0,00102 \text{ g/dm}^3$ .

Odp. a) pH = 4,27; b) pH = 9,78.

5.13. Oblicz stężenia jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$  i  $\text{OH}^-$  (mol/jonów/dm<sup>3</sup>) w środowisku obojętnym, tj. dla pH = 7. Jakie masy tych jonów są zawarte w 400 cm<sup>3</sup> wody?

5.14. Oblicz stężenia jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$  i  $\text{OH}^-$  (mol/jonów/dm<sup>3</sup>) w środowisku:

a) kwaśnym, tj. dla pH = 2 oraz pH = 6;

b) zasadowym, tj. dla pH = 14 oraz pH = 9.

5.15. Uszereguj roztwory według wzrastającej kwasowości (tj. stężenia jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$ ):

a)  $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-4}$ ;  $2,4 \cdot 10^{-10}$ ;  $10^{-7}$ ;  $8 \cdot 10^{-7}$ ;  $2,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$ ;

b)  $C_{\text{OH}^-} = 10^{-4}$ ;  $10^{-12}$ ;  $2 \cdot 10^{-2}$ ;  $10^{-7}$ ;  $8 \cdot 10^{-8}$ ;  $3 \cdot 10^{-9}$ ;  $0,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$ ;

c) pH = 3; 4,8; 8,44;

d) pOH = 1,5; 7; 8,44;

e)  $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ ; pH = 4,5;  $C_{\text{OH}^-} = 2,5 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$ ;

f)  $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$ ; pOH = 5,5; pH = 8.

5.16. Ile razy należy zwiększyć lub zmniejszyć stężenie jonów hydroniowych w roztworze, aby wartość pH:

a) zwiększyła się o jednostkę;

b) zmniejszyła się o 2 jednostki;

c) zmniejszyła się dwukrotnie.

Odp. a) zmniejszyć 10 razy; b) zwiększyć 100 razy;

c) zwiększyć dane stężenie  $C$  jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$  tak, aby wyniosło  $\sqrt{C}$ .

5.17. Oblicz stężenie jonów, niezdysocjowanych cząsteczek oraz pH w następujących roztworach:

a) 0,5M HNO<sub>3</sub>,  $\alpha = 100\%$ ;

b) 0,05M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,  $\alpha = 100\%$ ;

c) 1-procentowy roztwór H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> o gęstości  $d_r = 1,05 \text{ kg/dm}^3$ ;

d) 0,025M NaOH;

e) 1,5-procentowy roztwór KOH o gęstości  $d_r = 1,01 \text{ kg/dm}^3$ ;

f) 600 cm<sup>3</sup> roztworu zawierającego 7,2 g LiOH;

g) 0,01M CH<sub>3</sub>COOH,  $\alpha = 4,17\%$ ;

h) 0,52M NH<sub>3</sub>OH o  $K_{\text{dys}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ ;

i) 0,001M HNO<sub>2</sub> o  $K_{\text{dys}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ ;

j) 1,5 dm<sup>3</sup> roztworu otrzymanego poprzez rozpuszczenie w wodzie 20 dm<sup>3</sup> gazowego amoniaku ( $K_{\text{dys}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ ) odmierzonego w warunkach normalnych.

Odp. c) pH = 0,67; d) pH = 12,4; e) pH = 13,43; f) pH = 13,7; g) pH = 3,38; h) pH = 11,49; i) pH = 3,35; j) pH = 11,5.

5.18. Oblicz stężenie roztworu mocnego elektrolitu o zadanym pH:

a) HClO<sub>4</sub> o pH = 1;

b) HNO<sub>3</sub> o pH = 4;

c) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> o pH = 4;

d) CsOH o pH = 14.

Odp. c)  $5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ ; d) 1 mol/dm<sup>3</sup>.

5.19. Oblicz masę NaOH zawartą w 5,0 cm<sup>3</sup> roztworu, którego pH wynosi 12.

Odp. 2 mg.

5.20. Dany jest roztwór mocnego kwasu o pH = 4. Oblicz wartość pH po dwukrotnym rozcieńczeniu wody.

Odp. 4,3.

5.21. W roztworze HNO<sub>3</sub> o stężeniu 0,1 mol/dm<sup>3</sup> wartość pH wynosi 2,2. Oblicz stałą dysocjacji tego kwasu.

Odp. K<sub>dys</sub> =  $4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ .

5.22. Stopień dysocjacji HCN w roztworze o stężeniu 0,001 mol/dm<sup>3</sup> wynosi  $\alpha = 0,063\%$ . Oblicz stałą dysocjacji kwasu oraz pH w tym roztworze.

Odp. K<sub>dys</sub> ≈  $4 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$ , pH = 6,2.

5.23. Stała dysocjacji amoniaku wynosi  $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$  (roztwór wodny NH<sub>3</sub> jest słabą zasadą NH<sub>4</sub>OH). Oblicz:

a) stężenie jonów OH<sup>-</sup> (mol/dm<sup>3</sup> oraz g/dm<sup>3</sup>) oraz pH w roztworze NH<sub>3</sub> o stężeniu 0,25 mol/dm<sup>3</sup>;

b) stopień dysocjacji  $\alpha$  oraz pH w roztworach o stężeniach 0,1 oraz 0,001 mol/dm<sup>3</sup>;

c) stężenie roztworu dla którego pH wynosi 11,5;

d) stężenie oraz pH roztworu dla którego stopień dysocjacji  $\alpha = 2\%$ .

Odp. c) 0,56 mol/dm<sup>3</sup>; d)  $8,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ .

5.24. Oblicz stężenie molowe roztworu kwasu mrówkowego  $\text{HCOOH}$  o stałej dysocjacji  $1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$  dla którego pH wynosi 2,5.

Odp.  $0,059 \text{ mol/dm}^3$ .

5.25. Stężenie niedysociowanych cząsteczek pewnego jednoprotonowego kwasu ( $\text{HR}$ ) w roztworze wynosi  $6,67 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$ , a pH jest równe 5. Oblicz stałą dysocjacji tego kwasu. Jakie jest stężenie molowe tego roztworu?

Odp.  $K_{dys} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ ;  $C^0 = 1,667 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ .

5.26. Stała dysocjacji kwasu azotowego (III) wynosi  $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ . Jakie musi być stężenie molowe tego kwasu, aby pH wyniosło 2,4?

Odp.  $C^0 = 0,084 \text{ mol/dm}^3$ .

5.27. Jakie musi być stężenie roztworu słabego kwasu  $\text{HClO}$ , w którym stopień dysocjacji  $\alpha = 0,05\%$ , a pH wynosi 4. Oblicz stałą dysocjacji kwasu.

Odp.  $K_{dys} = 5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$ ;  $C^0 = 0,2 \text{ mol/dm}^3$ .

5.28. Jak zmieni się pH wody, jeżeli do  $1,0 \text{ dm}^3$  czystej wody doda się  $1 \text{ cm}^3$ :

a) 2-molowego roztworu  $\text{HNO}_3$ ;

b) 2-molowego roztworu  $\text{HNO}_2$  o stałej dysocjacji  $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ .

Odp. a) pH: od 7 do 2,7; b) pH: od 7 do 3,02.

5.29. Jak zmieni się pH wody, jeżeli do  $1,0 \text{ dm}^3$  czystej wody dodano  $1 \text{ cm}^3$ :

a) 5-molowego roztworu  $\text{KOH}$ ;

b) 5-molowego roztworu  $\text{NH}_4\text{OH}$  o stałej dysocjacji  $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ .

Odp. a) pH: od 7 do 11,7; b) pH: od 7 do 10,48.

## Obliczanie pH po reakcji w roztworach elektrolitów

5.30. Określić pH w wyniku reakcji zachodzącej po zmieszaniu dwóch roztworów:

a)  $25 \text{ cm}^3$  0,1M HCl i  $25 \text{ cm}^3$  0,2M NaOH;

b)  $200 \text{ cm}^3$  0,1M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  i  $200 \text{ cm}^3$  0,2M KOH;

c)  $400 \text{ cm}^3$  2M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  i  $300 \text{ cm}^3$  5M LiOH;

d)  $100 \text{ cm}^3$  0,1M  $\text{HNO}_3$  i  $5 \text{ cm}^3$  3% KOH o gęstości  $d_r = 1,03 \text{ kg/dm}^3$ .

Odp. a) pH = 12,7; b) pH = 7; c) pH = 0,85; d) pH = 1,16.

5.31. Jaką objętość 0,05-molowego roztworu kwasu solnego należy zużyć, aby zebraćnić  $750 \text{ cm}^3$  roztworu LiOH o pH = 11?

Odp.  $V_r = 15 \text{ cm}^3$ .

5.32. Ile  $\text{cm}^3$  3M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  należy dodać do  $350 \text{ cm}^3$  2M KOH, aby pH otrzymanego roztworu było równe 7?

Odp.  $V_r = 117 \text{ cm}^3$ .

5.33. Oblicz objętość 1,5M NaOH potrzebną do zebrażenia roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu w wodzie  $5,35 \text{ dm}^3$  gazowego siarkowodoru odmierzonego w warunkach normalnych.

Odp.  $V_r = 0,318 \text{ dm}^3$ .

5.34. Oblicz objętość 2-molowego roztworu kwasu azotowego (V), jaką należy dodać do  $400 \text{ cm}^3$  0,5M NaOH aby pH otrzymanego roztworu wyniosło: a) 2; b) 13.

Odp. a)  $V_r = 102,5 \text{ cm}^3$ ; b)  $V_r = 76 \text{ cm}^3$ .

5.35. Do  $1,5 \text{ dm}^3$  0,5M HCl wrzucono  $22,4 \text{ g}$  kadmu. Zapisz reakcję oraz oblicz zmianę pH roztworu (przyjmij, że objętość roztworu jest stała).

Odp. a) zmiana pH: od 0,3 do 0,63.

5.36. Jaka masę magnezu wrzucono do zlewki zawierającej  $250 \text{ cm}^3$  1M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  jeżeli po reakcji pH roztworu wyniosło a) 7; b) 1? Przyjmij stałą objętość roztworu.

Odp. a)  $m_{\text{Mg}} \geq 6 \text{ g}$ ; b)  $m_{\text{Mg}} = 5,4 \text{ g}$ .

## 5.2. Hydroliza soli

Sól jako mocny elektrolit jest w roztworze wodnym całkowicie zdysociowana. Jeżeli pochodzi od słabego kwasu lub słabej zasady, to powstałe jony napotykając w wodzie na jony odpowiednio  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) lub  $\text{OH}^-$  mogą łączyć się z nimi, tworząc niezdysociowane cząsteczki słabego kwasu lub zasady.

Hydrolizą nazywa się reakcję niektórych jonów soli (pochodzących od słabego kwasu lub zasady) z cząsteczkami wody.

Reakcję hydrolizy zapisujemy jonowo, jako reakcję jonu słabego kwasu lub zasady z wodą.

### Uwaga

Zapis jonowy hydrolizy oznacza, że elektrolity mocne (całkowicie zdysociowane) zapisujemy w równaniu reakcji w postaci jonów, natomiast elektrolity słabe (zdysociowane w niewielkim stopniu) piszemy w postaci cząsteczek.

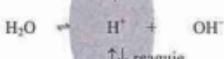
### Hydroliza soli słabych kwasów i mocnych zasad, np. $\text{CH}_3\text{COONa}$ , $\text{KCN}$ , $\text{KNO}_3$

Roztwór wodny zawiera jony soli:



oraz  $\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$  z dysocjacji wody

(bardzo małe stężenie jonów):

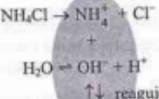


Zachodzi hydroliza jonu octanowego:  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ ,

gdyż część jonów  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  musi połączyć się z jonomi  $\text{H}^+$  na cząsteczki  $\text{CH}_3\text{COOH}$  odpowiednio do wartości stałej dysocjacji tego kwasu. Ubytek pewnej ilości jonomów  $\text{H}^+$  w roztworze powoduje dalszą dysocjację wody, aby spełnić warunek  $K_w = 10^{-14}$  (mol/dm<sup>3</sup>)<sup>2</sup>. W wyniku hydrolyzy soli słabego kwasu stężenie jonomów  $\text{H}^+$  staje się mniejsze niż stężenie jonomów  $\text{OH}^-$ , a więc odczyn roztworu staje się słabo zasadowy, tj. pH > 7. Jest to hydrolyza anionowa.

### Hydrolyza soli słabych zasad i mocnych kwasów, np. $\text{NH}_4\text{Cl}$ , $\text{AgCl}$

W roztworze zachodzi dysocjacja soli:



oraz wody



Otrzymujemy:



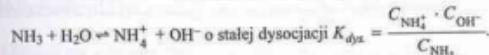
lub traktując  $\text{NH}_4\text{OH}$  jako roztwór amoniaku w wodzie:



Obecne w roztworze kationy  $\text{NH}_4^+$  pochodzące od słabej zasady muszą zwiększyć pewną liczbę jonomów  $\text{OH}^-$  tak, aby zachowana była równowaga dysocjacji  $\text{NH}_4\text{OH}$  wyrażona stałą dysocjacją  $K_{\text{NH}_4}$ . Zmniejszenie stężenia jonomów  $\text{OH}^-$  w roztworze naruszy z kolei równowagę dysocjacji wody i spowoduje dalszą jej dysocjację aż do osiągnięcia równowagi wyrażonej wartością  $K_w$ . W wyniku hydrolyzy soli słabej zasady zostaje więc naruszona równość stężeń  $\text{OH}^-$  i  $\text{H}^+$  na korzyść jonomów  $\text{H}^+$ , a więc odczyn roztworu staje się słabo kwaśny, tj. pH < 7. Ten rodzaj hydrolyzy nazywa się hydrolyzą kationową.

### Uwaga

Roztwór amoniaku w wodzie jest słabą zasadą i dysocjuje zgodnie z równaniem:



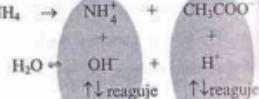
Można stosować również zapis uproszczony:



### Hydrolyza soli słabych zasad i słabych kwasów, np. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,

$\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{AgCN}$

Zaczynając od reakcji dysocjacji soli:



oraz wody



zapisujemy równanie hydrolyzy

W wyniku hydrolyzy soli słabej zasady i słabego kwasu pojawiają się w roztworze niedysocjowane cząsteczki zarówno amoniaku, jak i słabego kwasu octowego. Ponieważ stałe dysocjacji kwasu octowego i amoniaku mają bardzo zbliżone wartości, odczyn soli w tym przypadku pozostaje obojętny.

W przypadku ogólnym o odczynie roztworu soli słabej zasady i słabego kwasu decyduje ten słaby elektrolit którego moc, wyrażona stałą dysocjacji ma większą wartość.

### Uwaga

*Sole mocnych kwasów i mocnych zasad nie hydrolyzują. Para jonomów np.  $\text{H}^+$  i  $\text{R}^-$  (anion reszty kwasowej) mogłyby przereagować tylko wtedy, gdyby produktem był słaby niedysocjowany elektrolit,  $\text{HR}$ , lub trudno rozpuszczalna substancja.*

Podczas hydrolyzy ustala się stan równowagi, który można opisać stałą równowagi reakcji. Traktując  $C_{\text{H}_2\text{O}}$  jako wartość stałą i włączając ją do stałej równowagi, otrzymuje się stałą hydrolyzy  $K_h$ , np.:

– dla hydrolyzy soli słabego kwasu i mocnej zasady,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ :



$$K_h = \frac{C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}$$

– dla hydrolyzy soli słabej zasady i mocnego kwasu,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :



$$K_h = \frac{C_{\text{NH}_3} \cdot C_{\text{H}_3\text{O}^+}}{C_{\text{NH}_4^+}}$$

### 5.2.1. Przykłady

#### Przykład 5.11

Spośród soli:  $\text{HCOOK}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_2$  wskaż te, które hydrolyzują oraz uzasadnij wybór.

#### Rozwiążanie

$\text{HCOOK}$  – hydrolyzuje jako sól słabego kwasu  $\text{HCOOH}$  oraz mocnej zasady  $\text{KOH}$ ,

$\text{K}_2\text{CO}_3$  – hydrolyzuje jako sól słabego kwasu  $\text{H}_2\text{CO}_3$  oraz mocnej zasady  $\text{KOH}$ ,

$\text{NH}_4\text{NO}_3$  – hydrolyzuje jako sól mocnego kwasu  $\text{HNO}_3$  oraz słabej zasady  $\text{NH}_3$  (inaczej  $\text{NH}_4\text{OH}$ ),

$\text{NH}_4\text{NO}_2$  – hydrolyzuje jako sól słabego kwasu  $\text{HNO}_2$  oraz słabej zasady  $\text{NH}_3$ ,

$\text{NaNO}_3$  – nie hydrolyzuje, gdyż jest solą mocnego kwasu  $\text{HNO}_3$  oraz mocnej zasady  $\text{NaOH}$ ,

$\text{NH}_4\text{ClO}_2$  – hydrolyzuje jako sól słabego kwasu  $\text{HClO}_2$  oraz słabej zasady  $\text{NH}_3$ .

### Przykład 5.12

Zapisz reakcję hydrolyzy oraz określ odczyn roztworu i typ hydrolyzy dla soli  $\text{HCOONa}$  z  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .

#### Rozwiążanie

$\text{HCOONa}$  – hydroluje jako sól słabego kwasu  $\text{HCOOH}$  oraz mocnej zasady  $\text{NaOH}$ . roztworze dysocjując całkowicie na jony:



Następnie hydroluje:



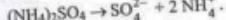
Opuszczamy jony  $\text{Na}^+$ , bo nie biorą udziału w reakcji:



Powstała nadwyżka jonów  $\text{OH}^-$  w stosunku do jonów  $\text{H}^+$  powoduje słabo zasadowy odczyn roztworu. Reakcja anionów  $\text{HCOO}^-$  określa anionowy typ hydrolyzy.

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  – hydroluje jako sól mocnego kwasu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  oraz słabej zasady  $\text{NH}_3$ .

W roztworze sól dysocjując całkowicie na jony:



Następnie jon amonowy hydroluje:



lub (zapisując  $\text{NH}_4\text{OH}$  jako roztwór amoniaku w wodzie):



Powstała nadwyżka jonów  $\text{H}^+$  powoduje słabo kwaśny odczyn roztworu. Reakcja kationów  $\text{NH}_4^+$  określa kationowy typ hydrolyzy.

### Przykład 5.13

Zapisz reakcję hydrolyzy oraz określ odczyn roztworu soli słabego kwasu i słabej zasady  $\text{NH}_4\text{ClO}_2$  oraz  $\text{NH}_4\text{ClO}$ , jeżeli stałe dysocjacji  $K_{dys}$  wynoszą:  $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$  dla  $\text{NH}_3$ ;  $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$  dla  $\text{HClO}_2$ ;  $5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$  dla  $\text{HClO}$ .

#### Rozwiążanie

a)  $\text{NH}_4\text{ClO}_2$  – w roztworze dysocjując całkowicie na jony:

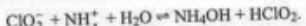


Następnie hydrolują jony obydwu rodzajów:



Powstaje słabo zdysocjowana zasada amonowa oraz słaby kwas chlorowy (III).

Stała dysocjacji kwasu ( $K_{\text{HClO}_2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ ) ma wyższą wartość niż zasady ( $K_{\text{NH}_3} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ ),  $5 \cdot 10^{-3} > 1,8 \cdot 10^{-5}$ , czyli kwas jest trochę mocniejszy i on decyduje o lekko kwaśnym odczynie roztworu, dlatego  $\text{pH} \leq 7$ . Reakcję hydrolyzy soli zapisuje się sumarycznie



b)  $\text{NH}_4\text{ClO}$  – w roztworze dysocjuje całkowicie na jony:



Następnie hydrolują jony  $\text{ClO}^-$  oraz  $\text{NH}_4^+$ :



Powstaje słabo zdysocjowana zasada amonowa oraz słaby kwas chlorowy (I). Reakcję hydrolyzy soli zapisujemy więc:



Stała dysocjacji kwasu ma niższą wartość niż zasady,  $5 \cdot 10^{-8} < 1,8 \cdot 10^{-5}$ , czyli w tym przypadku zasada jest trochę mocniejsza i ona decyduje o lekko zasadowym odczynie roztworu, zatem  $\text{pH} \geq 7$ .

### 5.2.2. Zadania

Wartości stałych dysocjacji dla niektórych słabych kwasów i zasad podano w tabeli 5.1 w podrozdziale 5.1.

5.37. Wskaź sole słabych kwasów:  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ .

5.38. Spośród podanych soli wybierz te, które hydrolują oraz uzasadnij wybór:  $\text{HCOONa}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{LiF}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{F}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{KCIO}$ ,  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{LiNO}_3$ ,  $\text{LiNO}_2$ ,  $\text{NaCl}$ .

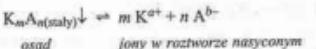
5.39. Podaj po dwa przykłady soli, które w wodzie wykazują odczyn: a) obojętny, b) kwaśny, c) zasadowy.

5.40. Zapisz reakcję dysocjacji, a następnie hydrolyzy dla soli  $\text{HCOOLi}$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{NH}_4\text{CN}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ .

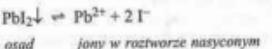
5.41. Określ odczyn roztworu otrzymanego po zmieszaniu roztworów zawierających: a) 2 mole  $\text{NaOH}$  oraz 2 mole  $\text{HNO}_2$ , b) 3 mole  $\text{NaOH}$  oraz 1,5 mola  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , c) 0,5 mola  $\text{NH}_3$  oraz 0,5 mola  $\text{HCl}$ .

### 5.3. Iloczyn rozpuszczalności

Iloczyn rozpuszczalności jest definiowany dla trudno rozpuszczalnych soli oraz wodołotków. Nierozpuszczony nadmiar substancji pozostaje w postaci osadu, natomiast substancja rozpuszczona w roztworze dysocjuje całkowicie. Ustala się stan równowagi pomiędzy cząsteczkami substancji w osadzie a jonami w roztworze: liczba cząsteczek rozpuszczonych i dysocjowanych w jednostce czasu jest równa liczbie cząsteczek wytrąconych z roztworu wskutek zderzeń pomiędzy jonami. Stan równowagi jest opisany następująco:



gdzie: K i A – odpowiednio kation i anion o ładunkach  $a+$  oraz  $b-$ , np.



Stopień dysocjacji substancji w roztworze wynosi  $\alpha = 1$ , natomiast w fazie stałej substancja nie jest zdysocjowana.

Roztwór znajdujący się w równowadze z fazą stałą nazywa się roztworem nasyconym.

W roztworze nasyconym  $\text{K}_m\text{A}_n$  iloczyn stężeń molowych jonów  $\text{K}^{a+}$  i  $\text{A}^{b-}$  podniesionych do potęg  $m$  i  $n$ , jest dla danego elektrolitu wielkością stałą, zwaną iloczynem rozpuszczalności  $L$ . Wartość ta jest zależna tylko od temperatury, natomiast nie zależy od obecności innych soli w roztworze.

$$L_{\text{K}_m\text{A}_n} = C_{\text{K}^{a+}}^m \cdot C_{\text{A}^{b-}}^n \quad (\text{mol}/\text{dm}^3)^{m+n},$$

iloczyn rozpuszczalności

np. dla  $\text{PbI}_2$ :

$$L_{\text{PbI}_2} = C_{\text{Pb}^{2+}} \cdot C_{\text{I}^-}^2 \quad (\text{mol}/\text{dm}^3)^3.$$

Rozpuszczalność,  $s$ , jest maksymalną liczbą molu lub masą substancji rozpuszczającej się w  $1 \text{ dm}^3$  wody. Rozpuszczalność zależy nie tylko od temperatury, ale też od obecności innych soli w roztworze.

Znając wartość iloczynu rozpuszczalności, można obliczyć masę lub liczbę molu danej soli zawartą w roztworze nasyconym, czyli wyznaczyć rozpuszczalność  $s$  tej soli w danej temperaturze.

Znajomość iloczynu rozpuszczalności pozwala przewidywać wytrącanie się osadów. W roztworach zawierających jedną substancję stężenia jonów pozostają do siebie w proporcji wynikającej z równania dysocjacji. Natomiast w roztworach wielu związków stężenia jonów trudno rozpuszczalnej soli mogą przyjmować dowolne wartości, jeśli nie zostanie przekroczona wartość iloczynu rozpuszczalności. Jeżeli iloczyn stężeń jonów (w odpowiednich potęgach) substancji trudno rozpuszczalnej przekroczy wartość iloczynu rozpuszczalności  $L$  to nastąpi wytrącenie pewnej ilości tej substancji aż do zrównania się wartości obu iloczynów.

Przykładem takiego zjawiska jest dodanie do roztworu nasyconego soli innego dobrze rozpuszczalnego elektrolitu o wspólnym jomie. Powoduje to częściowe strącenie trudno rozpuszczalnej soli, czyli obniżenie jej rozpuszczalności. Jest to tzw. wysalanie. Na przykład chlorek srebra (I) ma mniejszą rozpuszczalność w roztworze chlorku sodu niż w czystej wodzie.

#### 5.3.1. Przykłady

##### Przykład 5.14

Rozpuszczalność  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  w wodzie w temperaturze  $20^\circ\text{C}$  wynosi  $6,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}/\text{dm}^3$ . Obliczyć iloczyn rozpuszczalności tej soli.

##### Rozwiążanie

Należy rozpuszczalność  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  wyrazić przez stężenie molowe.  $M_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = 419 \text{ g/mol}$ .

Masa substancji rozpuszczonej w roztworze jest bardzo mała i można przyjąć, że  $V_{\text{H}_2\text{O}} = V_r$ .

$$s_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = \frac{n_{\text{Ag}_3\text{PO}_4}}{V_r} = \frac{m_{\text{Ag}_3\text{PO}_4}}{M_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} \cdot V_r} = \frac{6,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{(419 \text{ g/mol}) \cdot (1 \text{ dm}^3)} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol}/\text{dm}^3.$$

Sól rozpuszcza się do stanu nasycenia i pozostaje w równowadze z nierozpuszczoną osadem zgodnie z równaniem:



Z każdej rozpuszczonej cząsteczki ortofosforanu (V) srebra (I) powstają wskutek dysocjacji 3 kationy srebra (I) i 1 anion fosforanowy, czyli proporcja stężeń molowych jonów wynosi  $C_{\text{Ag}^+} : C_{\text{PO}_4^{3-}} = 3 : 1$ . Jeżeli rozpuszczeniu w  $1 \text{ dm}^3$  wody uległo  $s$  moli  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ , to musiało się utworzyć  $3s$  moli  $\text{Ag}^+$  oraz  $1s$  moli  $\text{PO}_4^{3-}$ . Stężenia molowe jonów w nasyconym roztworze wynoszą więc:

$$C_{\text{Ag}^+} = 3s = 3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} = 4,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}/\text{dm}^3,$$

$$C_{\text{PO}_4^{3-}} = s = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol}/\text{dm}^3.$$

Obliczamy iloczyn rozpuszczalności  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ :

$$L_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = C_{\text{Ag}^+}^3 \cdot C_{\text{PO}_4^{3-}} = (4,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3)^3 \cdot (1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3) = 1,8 \cdot 10^{-18} (\text{mol/dm}^3)^4.$$

### Odpowiedź

Iloczyn rozpuszczalności wynosi  $1,8 \cdot 10^{-18} (\text{mol/dm}^3)^4$ .

### Przykład 5.15

Iloczyn rozpuszczalności  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  wynosi  $1,2 \cdot 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^5$ . Obliczyć masę jonów każdego rodzaju zawartych w  $1 \text{ dm}^3$  nasyconego roztworu.

#### Rozwiążanie

Aby obliczyć zawartość jonów w roztworze nasyconym, musimy znać rozpuszczalność soli. Z równania:



wynika, że z jednej cząsteczki ortofosforanu (V) wapnia przechodzącej do roztworu powstają 3 kationy wapnia i 2 aniony fosforanowe. Jeżeli stężenie molowe  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  w roztworze nasyconym (rozpuszczalność w  $\text{mol/dm}^3$ ) oznaczmy przez  $s$ , to stężenia molowe jonów wyniosą:

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = 3s \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{PO}_4^{3-}} = 2s \text{ mol/dm}^3.$$

Obliczamy rozpuszczalność  $s$  z ilocznym rozpuszczalności:

$$L_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = C_{\text{Ca}^{2+}}^3 \cdot C_{\text{PO}_4^{3-}}^2 = (3s)^3 \cdot (2s)^2 = 1,2 \cdot 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^5.$$

Stąd  $s = 6,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ , a po pomnożeniu przez masę molową  $M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 310 \text{ g/mol}$  rozpuszczalność  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  wynosi  $s = (6,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3) \cdot (310 \text{ g/mol}) = 0,2 \text{ g/dm}^3$ .

Stężenia molowe jonów w roztworze nasyconym są następujące:

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = 3 \cdot 6,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{PO}_4^{3-}} = 2 \cdot 6,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3.$$

Ponieważ masa molowa jonów  $\text{Ca}^{2+}$  wynosi  $M_{\text{Ca}^{2+}} = 40 \text{ g/mol}$ , a masa molowa jonów  $\text{PO}_4^{3-}$  jest równa  $M_{\text{PO}_4^{3-}} = 95 \text{ g/mol}$ , więc  $1 \text{ dm}^3$  roztworu zawiera:

$$m_{\text{Ca}^{2+}} = C_{\text{Ca}^{2+}} \cdot V_r \cdot M_{\text{Ca}^{2+}} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 40 \text{ g/mol} = 0,077 \text{ g},$$

$$m_{\text{PO}_4^{3-}} = C_{\text{PO}_4^{3-}} \cdot V_r \cdot M_{\text{PO}_4^{3-}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 95 \text{ g/mol} = 0,123 \text{ g}.$$

### Odpowiedź

Nasycony roztwór ortofosforanu (V) wapnia o objętości 1 litra zawiera 0,077 g jonów wapnia oraz 0,123 g jonów fosforanowych.

### Przykład 5.16

Obliczyć rozpuszczalność  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  (a) w wodzie oraz (b) w 0,05M NaOH, jeżeli jego iloczyn rozpuszczalności jest równy  $8,9 \cdot 10^{-12} (\text{mol/dm}^3)^3$ . Założyć, że rozpuszczony  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  jest całkowicie zdysocjowany.

#### Rozwiążanie

a) Rozpuszczalność  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  w wodzie – rozpuszczony wodorotlenek magnezu jest w równowadze z osadem zgodnie z równaniem:



Jeżeli stężenie molowe  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  w roztworze nasyconym oznaczymy przez  $s$ , to stężenia molowe jonów wynoszą:

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = s \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{OH}^-} = 2s \text{ mol/dm}^3,$$

wartość  $s$  obliczamy z ilocznym rozpuszczalności wodorotlenku magnezu:

$$L_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = C_{\text{Mg}^{2+}} \cdot C_{\text{OH}^-}^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 8,9 \cdot 10^{-12} (\text{mol/dm}^3)^3 \\ \Rightarrow s = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3.$$

W 1 litrze wody (roztworu) rozpuszcza się więc  $1,3 \cdot 10^{-4}$  mola  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , a stężenie w nasyconym roztworze jonów magnezu wynosi  $C_{\text{Mg}^{2+}} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ , a jonów wodorotlenkowych  $C_{\text{OH}^-} = 2,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ .

b) Rozpuszczalność  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  w 0,05M NaOH – załóżmy, że w  $1 \text{ dm}^3$  0,05M NaOH rozpuszcza się  $x$  moli  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . W wyniku dysocjacji utworzy się  $x$  moli  $\text{Mg}^{2+}$  oraz  $2x$  moli  $\text{OH}^-$ . W  $1 \text{ dm}^3$  roztworu znajdzie się również 0,05 mola mocnego wodorotlenku NaOH w postaci jonów. Stężenia jonów w roztworze nasyconym wynoszą więc:

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = x \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{OH}^-} = (2x + 0,05) \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{Na}^+} = 0,05 \text{ mol/dm}^3.$$

Rozpuszczalność  $x$  obliczamy z ilocznym rozpuszczalności wodorotlenku magnezu:

$$L_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = C_{\text{Mg}^{2+}} \cdot C_{\text{OH}^-}^2 = x \cdot (2x + 0,05)^2 = 8,9 \cdot 10^{-12} (\text{mol/dm}^3)^3.$$

Ponieważ  $L_{\text{Mg}(\text{OH})_2}$  jest mały, więc wartość  $x$  jest bardzo mała i można ją pominąć przy dodawaniu ( $2x + 0,05 \approx 0,05$ ), rozwiązując uproszczone przybliżone równanie:

$$x \cdot 0,05^2 \approx 8,9 \cdot 10^{-12} \Rightarrow x \approx 3,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3.$$

Otrzymana wartość  $x$  jest o 7 rzędów mniejsza od 0,05 czyli przyjęte uproszczenie jest uzasadnione. W 1 litrze 0,05-molowego roztworu NaOH rozpuszcza się więc  $3,6 \cdot 10^{-9}$  mola  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , a stężenie jonów magnezu wynosi  $3,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$  oraz jonów wodorotlenkowych  $(7,2 \cdot 10^{-9} + 0,05) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$ . Rozpuszczalność  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  w 0,05M roztworze NaOH jest więc o 5 rzędów mniejsza niż w czystej wodzie.

## Przykład 5.17

Czy wytraci się osad siarczanu (VI) wapnia, jeżeli zmiesza się jednakowe objętości dwóch roztworów dobrze rozpuszczalnych soli, 0,01M  $\text{CaCl}_2$  i 0,01M  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ? Iloczyn rozpuszczalności  $\text{CaSO}_4$  wynosi  $2,3 \cdot 10^{-5} (\text{mol/dm}^3)^2$ .

### Rozwiążanie

Po zmieszaniu roztworów znajdują się obok siebie 4 rodzaje jonów, czyli możliwe byłoby powstanie dwóch nowych soli: chlorku sodu i siarczanu wapnia. Spośród nich tylko siarczan wapnia jest trudno rozpuszczalny i może dojść do wytrącenia się go z roztworu. Zawarte w roztworze sole dyscydują zgodnie z reakcjami:



+



↑



Stężenia molowe mieszańczych roztworów są jednakowe i wynoszą  $C^0 = 0,01 \text{ mol/dm}^3$ . Po zmieszaniu jednakowych objętości, objętość otrzymanego roztworu podwoi się, a liczba molów soli pozostanie taka sama. Stężenia soli w roztworze końcowym zmniejszą się więc dwukrotnie i wyniosą:

$$C_{\text{CaCl}_2} = C_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{n^0}{2V^0} = \frac{1}{2} \cdot \frac{C^0}{2} = \frac{1}{2} \cdot 0,01 = 0,005 \text{ mol/dm}^3.$$

Iloczyn rozpuszczalności siarczanu wapnia wyraża się zależnością:

$$L_{\text{CaSO}_4} = C_{\text{Ca}^{2+}} \cdot C_{\text{SO}_4^{2-}} = 2,3 \cdot 10^{-5} (\text{mol/dm}^3)^2.$$

Osad nie pojawi się, jeżeli aktualna wartość iloczynu stężeń jonów nie przekroczy wartości iloczynu rozpuszczalności  $L$ . Stężenia jonów w otrzymanym roztworze wynoszą:

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = C_{\text{CaCl}_2} = 0,005 \text{ mol/dm}^3,$$

$$C_{\text{SO}_4^{2-}} = C_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,005 \text{ mol/dm}^3,$$

więc iloczyn stężeń ma wartość:

$$C_{\text{Ca}^{2+}} \cdot C_{\text{SO}_4^{2-}} = 0,005 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,005 \text{ mol/dm}^3 = 2,5 \cdot 10^{-5} (\text{mol/dm}^3)^2.$$

Ponieważ  $2,5 \cdot 10^{-5} (\text{mol/dm}^3)^2 > 2,3 \cdot 10^{-5} (\text{mol/dm}^3)^2$ , czyli wartość iloczynu stężeń minimalnie przekracza  $L_{\text{CaSO}_4}$ , musi więc nastąpić wydzielenie nadwaski w postaci osadu  $\text{CaSO}_4$  tak, by iloczyn stężeń zrównał się z wartością  $L_{\text{CaSO}_4}$ . Pojawi się zmętnienie świadczące o wytrąceniu nieznacznych ilości osadu.

### 5.3.2. Zadania

5.42. Podaj wyrażenia na iloczyn rozpuszczalności trudno rozpuszczalnych elektrolitów:  
a)  $\text{AgI}$ ; b)  $\text{Ag}_2\text{S}$ ; c)  $\text{PbI}_2$ ; d)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ; e)  $\text{CaCO}_3$ ; f)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

5.43. Rozpuszczalność  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  w wodzie wynosi  $1,9 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$ . Oblicz  $L_{\text{Fe}(\text{OH})_3}$ .  
Odp.  $L_{\text{Fe}(\text{OH})_3} = 3,53 \cdot 10^{-34} (\text{mol/dm}^3)^4$ .

5.44. Rozpuszczalność  $\text{CaCO}_3$  w wodzie wynosi  $6,9 \cdot 10^{-9} \text{ g/dm}^3$ . Oblicz  $L_{\text{CaCO}_3}$ .  
Odp.  $L_{\text{CaCO}_3} = 4,76 \cdot 10^{-9} (\text{mol/dm}^3)^2$ .

5.45. Iloczyn rozpuszczalności  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  wynosi  $L_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 4 \cdot 10^{-12} (\text{mol/dm}^3)^3$ . Ile molów oraz gramów  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  można rozpuścić w  $200 \text{ cm}^3$  wody?  
Odp.  $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ ;  $6,64 \text{ mg}$ .

5.46. Iloczyn rozpuszczalności siarczanu radu wynosi  $L_{\text{RaSO}_4} = 4 \cdot 10^{-11} (\text{mol/dm}^3)^2$ . Oblicz jego rozpuszczalność: a) w czystej wodzie; b) w 0,1M  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .  
Odp. a)  $6 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$ ; b)  $4 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$ .

5.47. Oblicz ile gramów jonów  $\text{Ag}^+$  znajduje się w  $1 \text{ dm}^3$  nasyconego roztworu  $\text{AgCl}$ : a) w czystej wodzie; b) w 0,25M  $\text{NaCl}$ , jeśli iloczyn rozpuszczalności  $\text{AgCl}$  jest równy  $1,7 \cdot 10^{-10} (\text{mol/dm}^3)^2$ .  
Odp. a)  $1,41 \cdot 10^{-3} \text{ g Ag}^+$ ; b)  $7,34 \cdot 10^{-8} \text{ g Ag}^+$ .

5.48. Wartości pH nasyconych roztworów  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  i  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  wynoszą odpowiednio 12,12; 12,94; i 13,33. Oblicz iloczyny rozpuszczalności tych wodorotlenków.

Odp.  $L_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 1,147 \cdot 10^{-6} (\text{mol/dm}^3)^3$ ,  $L_{\text{Sr}(\text{OH})_2} = 3,303 \cdot 10^{-4} (\text{mol/dm}^3)^3$ ,  $L_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 4,886 \cdot 10^{-3} (\text{mol/dm}^3)^3$ .

5.49. Oblicz pH, przy którym w roztworze 0,01M  $MgCl_2$  zacznie strącać się osad  $Mg(OH)_2$ , zgodnie z reakcją  $MgCl_2 + 2NaOH \rightarrow Mg(OH)_2 + 2NaCl$ , jeżeli iloczyn rozpuszczalności  $L_{Mg(OH)_2}$  wynosi  $9 \cdot 10^{-12} \text{ (mol/dm}^3\text{)}^2$ .

Wskazówka: Z ilorazu rozpuszczalności obliczyć maksymalną wartość stężenia jonów  $OH^-$  odpowiadającą zadanemu stężeniu jonów  $Mg^{2+}$ .

Odp. pH = 9,5.

5.50. Iloczyn rozpuszczalności  $CaSO_4$  wynosi  $L_{CaSO_4} = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/dm}^3\text{)}^2$ . Czy wytrąci się osad  $CaSO_4$ , jeśli zmieszasz:

- równie objętości roztworów  $CaCl_2$  i  $K_2SO_4$  o stężeniach 1 mol/dm<sup>3</sup>,
- 100 cm<sup>3</sup> 0,01M  $CaCl_2$  i 400 cm<sup>3</sup> 0,001M  $K_2SO_4$ ,
- 200 cm<sup>3</sup> 0,1M  $Ca(NO_3)_2$  i 300 cm<sup>3</sup> 0,01M  $K_2SO_4$ .

Odp. a) strąci się osad, b) nie strąci się osad,  
c) strąci się osad.

5.51. Zmieszano 1 cm<sup>3</sup> 0,1M azotanu (V) ołowiu (II) i 2 cm<sup>3</sup> 0,01M chlorku sodu. Czy pojawi się osad  $PbCl_2$ ?  $L_{PbCl_2} = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/dm}^3\text{)}^2$ .

Odp. osadu nie będzie.

## 5.4. Wpływ jonów wspólnych na dysocjację słabych elektrolitów

W roztworach słabych kwasów stopień dysocjacji  $\alpha$  maleje, jeżeli obecne są:

- sole tych słabych kwasów,
- inne mocne kwasy.

Na przykład w roztworze kwasu octowego z kwasem solnym lub w roztworze kwasu octowego z octanem sodu, stopień dysocjacji słabego kwasu octowego jest znacznie mniejszy niż w roztworze, który zawierały sam słaby kwas o tym samym stężeniu.

Podobnie w roztworach słabych zasad – stopień dysocjacji  $\alpha$  również maleje, jeżeli wraz ze słabą zasadą w roztworze obecne są:

- sole tych słabych zasad,
- inne mocne zasady.

Przykładem może być roztwór amoniaku (wodorotlenku amonowego) z wodorotlenkiem sodu lub solami amonowymi.

Oba przedstawione powyżej efekty określa się mianem wpływu tzw. wspólnych jonów na dysocjację słabych elektrolitów. Jeżeli dwa elektrolity dostarczają w wyniku dysocjacji taki sam jon, to ten nazywa się **jonem wspólnym**. Jeżeli jeden z tych elektrolitów jest mocny, to wówczas pochodzące od niego jony mają bardziej duże stężenie. Jeżeli drugi z tych elektrolitów jest słaby, to duże stężenie wspólnego jonu wywoła w słabym elektrolicie cofnięcie dysocjacji, tzn. zmniejszenie stopnia dysocjacji  $\alpha$  (przy zachowanej niezmienionej wartości stałej dysocjacji).

Niech słabym elektrolitem będzie kwas  $HNO_2$ :



Jeżeli w roztworze obecny będzie, np.:

- kwas solny  $HCl$  (mocny elektrolit), to **jon  $H^+$  będzie jonem wspólnym**:



- azotan(III) sodu (mocny elektrolit), to **wspólnym jonem będzie  $NO_2^-$** :



i musi nastąpić zmniejszenie stopnia dysocjacji  $\alpha$  słabego elektrolitu  $HNO_2$ .

### 5.4.1. Przykłady

#### Przykład 5.18

Oblicz stopień dysocjacji kwasu octowego oraz pH w roztworach o składzie:

- $CH_3COOH$  o stężeniu 0,1 mol/dm<sup>3</sup>,
- $CH_3COOH$  i  $CH_3COONa$  o stężeniach równych 0,1 mol/dm<sup>3</sup> dla każdego związku,
- $CH_3COOH$  i  $HCl$  o stężeniach równych 0,1 mol/dm<sup>3</sup> dla każdego związku.

Stała dysocjacji dla kwasu octowego wynosi  $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ .

#### Rozwiążanie

##### a) Roztwór słabego kwasu

Zgodnie z reakcją dysocjacji kwasu octowego i wartością stałej dysocjacji tego kwasu:



$$K_{CH_3COOH} = \frac{C_{CH_3COO^-} \cdot C_{H^+}}{C_{CH_3COOH}},$$

przeprowadzając obliczenia jak w podrozdziale 5.1, otrzymuje się następujące wartości stężeń poszczególnych cząstek w roztworze 0,1-molowym:

$$C_{CH_3COO^-} = 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 = C_{H^+},$$

$$C_{CH_3COOH} = 0,1 - 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3.$$

Stopień dysocjacji jest równy:

$$\alpha = \frac{1,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol / dm}^3}{0,1 \text{ mol / dm}^3} = 0,0136.$$

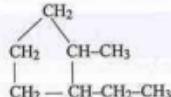
Wartość pH wynosi 2,87.

### Rozwiązańie

Najpierw należy wskazać rdzeń związku. Jest nim tutaj cyklopantan, czyli pierścień węglowodorowy o 5 atomach węgla. Podstawniki są dwa – grupa metylowa ( $-CH_3$ ) oraz etylowa ( $-C_2H_5$ ). Pozycje mają sąsiednie (1 i 2). Aby narysować wzór należy:

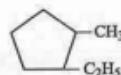
1. połączyć 5 atomów C w pierścieniu,
2. do dowolnego atomu C dołączyć grupę  $-CH_3$ , a do sąsiadnego grupę  $-C_2H_5$ ,
3. uzupełnić rdzeń atomami H, tak aby każdy atom C był IV-wartościowy.

Wzór ma postać:



Wzór sumaryczny to  $C_8H_{16}$ .

Pierścień w cykloalkanach można zapisywać symbolicznie w postaci figury geometrycznej bez wpisywania atomów węgla. Zamiast  $-CH_2-CH_3$  można wpisać  $-C_2H_5$ .



### Przykład 11.3

Zapisać wszystkie izometry węglowodoru  $C_5H_{12}$ .

### Rozwiązańie

Węglowódór ma wzór sumaryczny  $C_5H_{10+2}$ , czyli jest alkanem o 5 atomach C.

Należy rozrysować wszystkie warianty połączeń atomów C w łańcuch z wiązaniami pojedynczymi. Budowa pierścieniowa jest wykluczona, gdyż za dużo jest atomów H (cykloalkan musiałby mieć wzór  $C_5H_{10}$ ). Wszystkie możliwe warianty najlepiej zapisać schematycznie, zatem z atomów H, rozpoczynając od łańcucha prostego, i kolejno zwiększając liczbę i długość rozgałęzień, pamiętając o tym, aby wzory nie nakładały się na siebie przez obrót czy odwrócenie. W tym przypadku możliwe są tylko trzy warianty, tzn.:

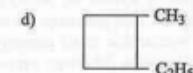
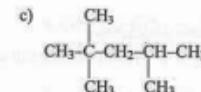
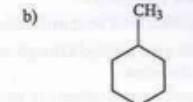
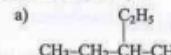


które należy uzupełnić atomami H.

Nazwy izomerów: pentan, metylobutan, dimetylopropan.

### 11.3.2. Zadania

11.1. Nazwij związki



11.2. Zapisz wzory strukturalne związków:

- a) cykloheksan,      b) 1,2-dimetyloheksan,      c) metylocyklopropan,  
d) 2,2,3,3-tetrametylobutan,      e) 3-etyl-2,4-dimetylopentan.

11.3. Podaj wszystkie izometry o wzorze sumarycznym  $C_6H_{14}$ .

11.4. Zapisz reakcję spalania:  
a) butanu, b) cyklopropanu.

11.5. Dokoncz reakcje, podając wzory sumaryczne:  
a) etan +  $\text{Cl}_2 \rightarrow \dots$ ; b) pentan +  $\text{F}_2 \rightarrow \dots$

### 11.4. Węglowodory nienasycone

W węglowodorach nienasyconych występują wiązania wielokrotne pomiędzy atomami węgla. Wiązaniami wielokrotnymi są wiązania podwójne i potrójne.

Węglowodory łańcuchowe zawierające jedno wiązanie podwójne nazywają się alkeny.

**Wzór ogólny alkenów:  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$**

Węglowodory łańcuchowe zawierające jedno wiązanie potrójne nazywają się alkiny.

**Wzór ogólny alkiniów:  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$**

Węglowodory nienasycone mogą mieć po kilka wiązań wielokrotnych. Na przykład alkadieny mają dwa wiązania podwójne.

Tworzenie nazwy węglowodoru nienasyconego:

- Jeśli węglowódór małańcuch prosty, to końcówek -an w nazwie alkanu zamienia się na:
  - en dla wiązań podwójnych,
  - yn lub -in (zależnie od brzmienia rdzenia) dla wiązań potrójnych,podając przed nimi pozycje każdego wiązania wielokrotnego, chyba, że pozycja taka może być tylko jedna.
- Jeśli węglowódór jest rozgałęziony wówczas:
  - łańcuch główny wybiera się tak, by zawierał on wiązania wielokrotne;
  - numerację łańcucha głównego prowadzi się tak, by atomy węgla, przy których są wiązania wielokrotne, miały numery najwyższe;
  - w nazwie łańcucha głównego wprowadza się końcówki -en lub -yn (lub obie) po przedziale numerem atomu węgla, od którego zaczyna się wiązanie wielokrotne;
  - jeśli są dwa lub trzy takie same wiązania wówczas przed -en lub -yn dodaje słowa di-, tri- (przed nimi, z uwagi na wymowę, do rdzenia dopisuje się wówczas „a”);
  - boczne łańcuchy wymienia się w przedrostkach, w kolejności alfabetycznej tak jak przy tworzeniu nazw alkanów rozgałęzionych.

Nazwy kilku alkenów i alkiniów o prostym łańcuchu podaje tabela 11.2.

Tabela 11.2  
Nazwy alkenów i alkiniów

Liczba atomów węgla	Alken	Alkin
2	Eten $\text{C}_2\text{H}_4$	Etyn $\text{C}_2\text{H}_2$
3	Propen $\text{C}_3\text{H}_6$	Propyn $\text{C}_3\text{H}_4$
4	Buten $\text{C}_4\text{H}_8$	Butyn $\text{C}_4\text{H}_6$
5	Penten $\text{C}_5\text{H}_{10}$	Pentyn $\text{C}_5\text{H}_8$

Dla lekkich węglowodorów istnieją nazwy zwyczajowe:

- eten  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$  etylen (można zapisać  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ ),  
etyn  $\text{CH}=\text{CH}$  acetylen (można zapisać  $\text{HC}=\text{CH}$ ),  
propen  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$  propylen (można zapisać  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$ ).

Węglowodory nienasycone ulegają łatwo reakcjom, w których do atomów węgla, między którymi były wiązania wielokrotne, zostają przyłączone obce atomy i węglowódór staje się nasycony. Są to reakcje:

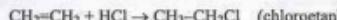
- uwođornienia (przyłączenia wodoru), np.:



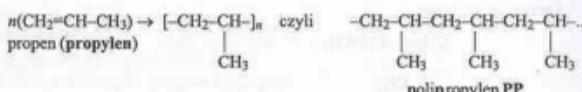
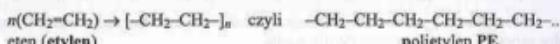
- przyłączenia fluorowców (F, Cl, Br, I), np.:



- przyłączenia fluorowców (HF, HCl, HBr, HI), np.:



- polimeryzacji, czyli wzajemnego łączenia się wielu cząsteczek węglowodoru, np.:



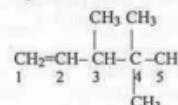
Ulegają również, jak wszystkie węglowodory, utlenieniu do  $\text{CO}_2$  i  $\text{H}_2\text{O}$  czyli spaleniu, np.:



### 11.4.1. Przykłady

#### Przykład 11.4

Podać nazwę związku o wzorze



#### Rozwiązanie

Rdzeń ma 5 atomów C i jedno wiązanie podwójne. Rdzeń pochodzi od pentanu.

Numerację atomów węgla prowadzi się od strony podwójnego wiązania. Zatem przed przyrostkiem -en (podwójne wiązanie) będzie cyfra 1 (od atomu nr 1 zaczyna się wiązanie podwójne). Podstawikami są trzy grupy metylowe w pozycjach 3, 4, 4.

Nazwa związku brzmi:

3,4,4-trimetylopent-1-en.

#### Przykład 11.5

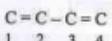
Narysować wzór strukturalny związku o nazwie:

2-metylbuta-1,3-dien.

#### Rozwiązanie

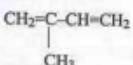
Rdzeń pochodzi od butanu czyli ma 4 atomy C. W rdzeniu są dwa („di”) wiązania podwójne („en”) w pozycjach 1 i 3.

Najpierw należy narysować rdzeń węglowy i rozmieścić w nim wiązania podwójne (zaczynające się w podanej lokalizacji).



Następnie w pozycji 2 umieścić grupę metylową i uzupełnić całość atomami wodoru, aby zapewnić wartościowość IV dla węgla.

Otrzymuje się wzór:



### Przykład 11.6

Zapisać wszystkie izomery łańcuchowe o wzorze  $\text{C}_4\text{H}_6$ .

#### Rozwiązanie

Możliwe są cztery wzory strukturalne o następującym układzie wiązań wielokrotnych:

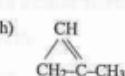
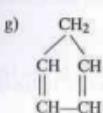
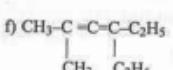
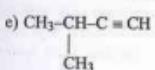
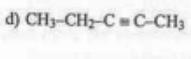
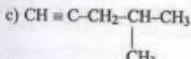
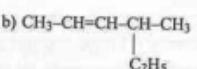
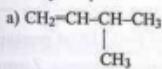


Nazwy związków: buta-1,3-dien, buta-1,2-dien, but-1-yn, but-2-yn.

Kolejne trzy wzory izomeryczne będą miały strukturę pierścieniową z jednym wiązaniem podwójnym (do narysowania samodzielnie przez Czytelnika).

### 11.4.2. Zadania

#### 11.6. Nazwij związki



#### 11.7. Zapisz wzory strukturalne związków:

- a) pent-2-en, b) 2-metylobut-1-en, c) 2-metylbut-2-en, d) metylopropen,
- e) 3,3-dimetylbut-1-yn, f) 4-metylpent-2-yn, g) penta-1,3-dien,
- h) cyklopren, i) tetrometylcyklobuten

#### 11.8. Podaj wszystkie izomery o wzorze sumarycznym: a) $\text{C}_2\text{H}_4$ , b) $\text{C}_3\text{H}_6$ , c) $\text{C}_4\text{H}_8$ .

#### 11.9. Zapisz reakcję spalania:

- a) acetylu, b) propenu, c) etenu.

#### 11.10. Dokończ reakcję:

- a) eten +  $\text{F}_2 = \dots$ , b) propen +  $\text{HCl} \rightarrow \dots$

#### 11.11. Zapisz reakcję uwodornienia:

- a) buta-1,3-dien, b) propenu, c) propunu.

### 11.5. Węglowodory aromatyczne

Węglowodory aromatyczne cechują się wyjątkową trwałością wiązań między atomami węgla w pierścieniach tzw. aromatycznych, w których wszystkie wiązania węgiel-węgiel są takie same, o energii pośredniej między wiązaniem pojedynczym a podwójnym. Najprostszym węglowodem aromatycznym jest benzen  $\text{C}_6\text{H}_6$ , w którym atomy węgla połączone są w pierścień 6-członowy. Pozostałe węglowodory aromatyczne są to albo a) pochodne benenu, tzn. posiadające w miejscu atomów H podstawniki węglowodorowe (dowolnego typu), albo b) tzw. wielopierścieniowe węglowodory aromatyczne, które zbudowane są z dwu lub więcej pierścieni benzenowych o wspólnych krawędziach (czyli wspólnych dwóch atomach C).

Węglowodory aromatyczne mają przeważnie podwójne nazewnictwo; bardzo powszechnie zwyczajowe oraz systematyczne. Nazwy systematyczne węglowodorów benzenopochodnych posiadają rdzeń „benzen”. Podstawniki węglowodorowe ponumerowane w pozycjach benenu od 1 do 6 stanowią przedrostki. W przypadku dwu podstawników stosowane są również skróty literowe zamiast liczb:

o- (tzn. orto-) dla pozycji sąsiednich, czyli 1 i 2,

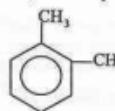
m- (tzn. meta-) dla pozycji dalszych, czyli 1 i 3,

p- (tzn. para-) dla pozycji przeciwnieństkich, 1 i 4.

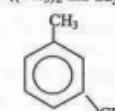
Pozycje orto-, meta- i para- dla dwu podstawników dają związki izomeryczne.

Na przykład:

Związek dimetylobenzen  $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2$  ma trzy izometry:



1,2-dimetylobenzen  
o-dimetylobenzen



1,3-dimetylobenzen  
m-dimetylobenzen

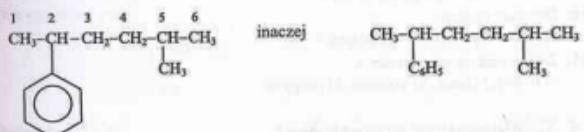


1,4-dimetylobenzen  
p-dimetylobenzen

Jeżeli podstawnik węglowodorowy przy benzenie jest duży lub ma rozgałęzioną budowę, wówczas związek łatwiej jest nazwać traktując benzen jako podstawnik. W tym drugim przypadku podstawnik benzenowy o wzorze  $-C_6H_5$  nazywa się **fenylem**, i w nazwie związku umieszcza w przedrostku jako „**feno**”.

Na przykład:

Związek o wzorze:



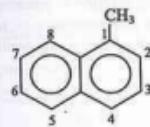
można nazwać: 2-fenylo-5-metyloheksan.

Wielopierścieniowe węglowodory aromatyczne (WWA) mają tylko nazwy zwyczajowe. Najprostszymi z nich są: naftalen (o wzorze sumarycznym  $C_{10}H_8$ ) i jego pochodne (np. metyloynaftalen).

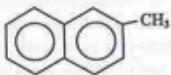
Numerację atomów C w naftalenie prowadzi się wokół obu pierścieni, z pominięciem atomów tworzących wspólną krawędź, a rozpoczyna ją atom najbliższy tej krawędzi.

Na przykład:

Metyloynaftalen ( $C_{10}H_7CH_3$ ) ma dwa izometry:



1- metyloynaftalen



2- metyloynaftalen

Umieszczenie podstawnika metylowego w lewym pierścieniu lub w pozycjach dolnych jest tożsame z powyższymi wzorami.

## 11.5.1. Zadania

11.12. Zapisz wzory strukturalne związków:

- a) cytobenzen, b) 1-etyl-2-metylobenzen, c) m-etylometylobenzen,
- d) p-metylpropylobenzen, e) p-dietylbenzen, f) 1,3,5-trimetylbenzen,
- g) 1,2,4-trietylbenzen, h) 1,2-dimetylynaftalen, i) 1-etyl-3-metylynaftalen.

11.13. Zapisz reakcje spalania:

- a) benzenu, b) metylobenzenu, c) naftalu.

## 11.6. Fluorowcopochodne węglowodorów

Są to ziązki, w których dowolna liczba atomów wodoru w węglowodorze została zastąpiona (podstawniona) przez atomy fluorowca, tzn. przez F, Cl, Br, I. Zasady nazywania takich związków są identyczne jak w węglowodarach, a atomy fluorowca traktowane są jako podstawniki i wymieniane są alfabetycznie w **przedrostku**. Pochodne te mogą w ogóle nie zawierać wodoru. Priorytetem w numeracji atomów C są wiązania wielokrotne.

### 11.6.1. Przykłady

#### Przykład 11.7

Nazwać związek:



znany jako freon, gaz niszczący ozon.

#### Rozwiązanie

Podstawnikami w etanie są fluor i chlor. Należy wymienić je w przedrostku w porządku alfabetycznym. Nazwa związku brzmi:



#### Przykład 11.8

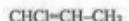
Narysować wszystkie izometry łańcuchowe o wzorze  $C_3H_5Cl$ . Nazwać te związki.

#### Rozwiązanie

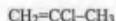
Atom Cl zastąpił atom H we wzorze węglowodoru. Zatem podany związek pochodzi od  $C_3H_6$  czyli propenu o wzorze



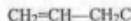
Ogólna nazwa związku  $C_3H_5Cl$  to: chloropropen. Możliwe są trzy lokalizacje atomu Cl dające odmienny związek, czyli istnieją trzy izometry chloropropenu. Atomy węgla numeruje się tak jak w węglowodarach nienasyconych, czyli od strony wiązania podwójnego. Izometry mają wzory i nazwy:



1-chloropropen



2-chloropropen



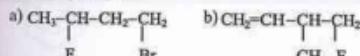
3-chloropropen

## 11.6.2. Zadania

11.14. Zapisz wzory strukturalne związków:

- a) 3,3-dichloropropan, b) 1,1-dichloro-3-fluoropropan, c) 1,2-dichlorobutan,  
 d) 1-bromo-2-chlorobenzen, e) 1,2,4-tribromobenzen, f) 1,2-dichlorobut-1-en,  
 g) 1-chloro-4-metylbenzen, h) 2,2-dibromopropan, i) tetrachlorometan,  
 j) 1-chloro-2-metylbutan, k) 1,2-dibromocykloheksan, l) 1-chloro-3-metylbut-2-en,  
 m) 4-chloro-2-metylbut-1-en, n) 1-chlorobut-1-yn, o) 3-chloroprop-1-yn,  
 p) 1,3-dichloro-3-metylbutan, r) 3-bromo-3-etylpentan, s) 3-fluoropent-1-en,  
 t) 1-chlorohexa-2,4-dien, u) 3-bromoheksa-1,4-dien, v) 2-jodoheksa-1,5-dien.

11.15. Nazwij związki:



11.16. Narysuj wszystkie wzory strukturalne związku o wzorze ogólnym:

- a)  $\text{C}_3\text{H}_7\text{Br}$ , b)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{Cl}_2$ , c)  $\text{C}_4\text{H}_8\text{F}_2$ .

11.17. Zapisz reakcje polimeryzacji oraz podaj nazwę chemiczną i skrót literowy polimeru:

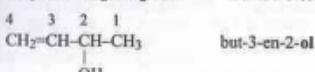
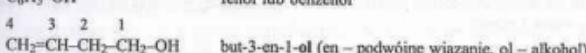
- a) chloroetenu (zwaneego chlorkiem winylu),  
 b) tetrafluoroetenu.

## 11.7. Związki z jedną grupą funkcyjną

### Alkohole i fenole

Atom wodoru zostaje podstawniony grupą  $-\text{OH}$ . Związki nazywają się fenolami, jeżeli podstawniony atom H należał do atomu C w pierścieniu aromatycznym, w pozostałych przypadkach powstają alkohole. Nazwa grupy funkcyjnej wymieniana jest w przyrostku jako **-ol**. Numeracja atomów C rozpoczyna się od strony grupy  $-\text{OH}$ , nawet jeżeli między atomami węgla są wiązania podwójne lub potrójne. W przypadku dwóch lub trzech takich grup przyrostek brzmi **-diol** lub **-triol**.

Na przykład:

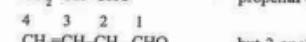
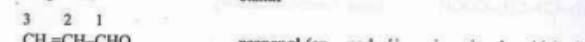


### Aldehydy

Grupa aldehydowa występuje tylko na końcułańca węglowego. Ma postać  $-\text{C}=\text{O}-\text{H}$ . Jest zapisywana krótko jako  $-\text{CHO}$  (nie:  $-\text{COH}$ ). Aldehydy mają przyrostek **-al**.

Numeracjałańca rozpoczyna się zawsze od grypy aldehydowej.

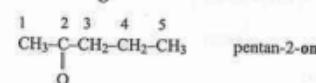
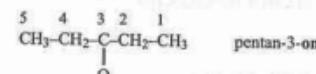
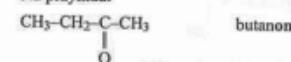
Na przykład:



### Ketony

Grupa ketonowa ma postać  $\text{C}=\text{O}-\text{C}$  i występuje pomiędzy dwoma atomami C włańcu. Ketony mają przyrostek **-on**.

Na przykład:



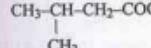
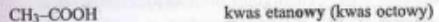
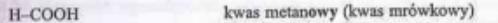
### Kwasy karboksylowe

Kwasy karboksylowe mają grupę  $-\text{COOH}$ , czyli  $-\text{C}=\text{O}-\text{OH}$ , która nazywa się grupą karboksylową. Stosowane jest albo nazewnictwo podstawnikowe, albo grupowo-funkcyjne, zależnie, które z nich umożliwia prawidłowe nazwanie związku. Dla kwasów o niezbyt skomplikowanej budowie częściej stosowane jest nazewnictwo grupowo-funkcyjne, według którego nazwa kwasów brzmi:

„kwas + nazwa węglowodoru obejmującego atom C z grupy  $-\text{COOH}$  + owy”

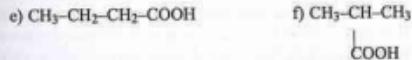
Numeracja atomów C zaczyna się zawsze od grupy  $-\text{COOH}$ . Przy dwu grupach karboksylowych dodaje się „di” przed „-owy”.

Wiele kwasów występujących w warunkach naturalnych ma nazwy zwyczajowe, które są powszechnie używane. Na przykład:



### 11.7.1. Zadania

11.18. Podaj nazwy związków



11.19. Narysuj wzory strukturalne związków:

a) propanal, propan-1-ol, propanon, kwas propanowy,

b) butanal, butan-2-ol, butanon, kwas butanowy.

11.20. Narysuj wzory strukturalne związków:

a) kwas etanowy,    b) propan-2-ol,    c) kwas 2,2-dimetylopropanowy,

d) 3-metylobenzenol,    e) propano-1,2,3-triol,    f) metanal,

g) 3-metylobutanon,    h) 3-metylobutanal,    i) pentanal,

j) heksan-2-on,    k) kwas 2-metylobutanowy,    l) kwas 3-metylobutanowy,

m) 5-metyloheksano-2,4-diol,    n) 2-etylbut-2-en-1-ol,    o) pentano-1,4-diol,

p) 3-fenylopropanal,    r) 3-fenyloprop-2-enal,    s) kwas 2-etylpentanowy,

t) kwas 3-metylobut-2-enowy, u) kwas 2-metylopropenowy, v) kwas propanodiowy.

### ZAŁĄCZNIKI

**Tabela 1**  
Masy atomowe wybranych pierwiastków

Nazwa	Symbol	Liczba atomowa	Masa atomowa [u]
antymon	Sb	51	121,757
arsen	As	33	74,92159
azot	N	7	14,00674
bar	Ba	56	137,327
beryl	Be	4	9,01218
bizmut	Bi	83	208,98037
bor	B	5	10,81
brom	Br	35	79,904
cez	Cs	55	132,9054
chlor	Cl	17	35,4527
chrom	Cr	24	51,9961
cyna	Sn	50	118,710
cynk	Zn	30	65,39
fluor	F	9	18,99840
fosfor	P	15	30,97376
glin	Al	13	26,98154
jod	I	53	126,90447
kadm	Cd	48	112,411
kobalt	Co	27	58,93320
krzem	Si	14	28,0855
lit	Li	3	6,941
magnez	Mg	12	24,3050
mangan	Mn	25	54,93805
miedź	Cu	29	63,546
molibden	Mo	42	95,94
nikiel	Ni	28	58,69
ołów	Pb	82	207,2
potas	K	19	39,0983
rtęć	Hg	80	200,59
rubid	Rb	37	85,4678
selen	Se	34	78,96
siarka	S	16	32,066

sód	Na	11	22,98977
srebro	Ag	47	107,8682
stront	Sr	38	87,62
tantal	Ta	73	180,9479
tlen	O	8	15,9994
tytan	Ti	22	47,88
uran	U	92	238,0289
wanad	V	23	50,9415
wapń	Ca	20	40,078
węgiel	C	6	12,011
wodór	H	1	1,00794
wolfram	W	74	183,84
złoto	Au	79	196,96654
żelazo	Fe	26	55,847

**Tabela 2**

Stale

stała Avogadra	$N_A$	$6,02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
atomowa jednostka masy	u	$1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
objętość 1 mola gazu doskonałego w temperaturze 0°C i pod ciśnieniem 101 325 Pa		$22,413 \text{ dm}^3 = 22,413 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$
objętość 1 mola gazu doskonałego w temperaturze 0°C i pod ciśnieniem 1 bar		$22,711 \text{ dm}^3 = 22,711 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$
stała gazowa	R	$8,31451 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
masa protomu	$m_p$	$1,67262 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
masa neutronu	$m_n$	$1,67493 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
masa elektronu	$m_e$	$9,10939 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
ładunek elektronu	e	$1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

### Uwaga

Ciśnienie:

- Jednostką ciśnienia w układzie SI jest Pa (paskala)  
 $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$ .
  - 1 bar jest równy  $10^5 \text{ Pa}$ .
  - Ciśnienie atmosferyczne na poziomie morza wynosi 101 325 Pa, czyli 1,01325 bar.
- Temperatura:
- $T \text{ (w kelwinach)} = t \text{ (w stopniach Celsjusza)} + 273,15$ .

Tabela 3  
Przedrostki SI

atto	a	$10^{-18}$
femto	f	$10^{-15}$
piko	p	$10^{-12}$
nano	n	$10^{-9}$
mikro	μ	$10^{-6}$
milii	m	$10^{-3}$
centy	c	$10^{-2}$
decy	d	$10^{-1}$
hekto	h	$10^2$
kilo	k	$10^3$
mega	M	$10^6$
giga	G	$10^9$
tera	T	$10^{12}$
peta	P	$10^{15}$
eksa	E	$10^{18}$

### Uwaga

- Rozmiary atomów są rzędu 0,1 nm, czyli  $10^{-10}$  m. Popularna dawniej jednostka 1 Å (angstrem) równa  $10^{-10}$  m nie należy do układu SI.
- Tona (1000 kg) ma oznaczenie 1 Mg.
- Objętość:

1 litr oznacza objętość 1 dm<sup>3</sup>.

$$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ dm}^3 = 10^6 \text{ cm}^3.$$

- Gęstość:  
podstawową jednostką jest kg/m<sup>3</sup>,  
zazwyczaj gęstość cieczy i ciał stałych podaje się w kg/dm<sup>3</sup> (=g/cm<sup>3</sup>), a gazów w kg/m<sup>3</sup>.

Tabela 4  
Skład powietrza przy powierzchni Ziemi

Nazwa składnika	Wzór	% objętościowy
azot	N <sub>2</sub> (diazot)	78,08% obj. ≈ 78% obj.
tlen	O <sub>2</sub> (ditlen)	20,95% obj. ≈ 21% obj.
argon	Ar	0,93% obj.

### Uwaga

Skład gazów w % objętościowych oznacza % liczby cząstek (cząsteczek N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, atomów Ar).

Skład w ułamkach molowych wynosi % obj. / 100 czyli:

$$x_{\text{N}_2} = 0,7808, \quad x_{\text{O}_2} = 0,2095.$$