

OBLICZENIA BIOCHEMICZNE **zestaw zadań z rozwiązaniami**

*materiały pomocnicze dla kandydatów na studia
i studentów biotechnologii*

opracował: dr Zdzisław Wróblewski

Wrocław • maj 2018

Skrypt zawiera niezbędne wiadomości dotyczące sporządzania roztworów oraz obliczania ich podstawowych parametrów tj. stężenia, gęstości, kwasowości, a także stałej i stopnia dysocjacji.

Opracowanie powstało z myślą o licealistach oraz studentach, zawiera bowiem przykłady zadań, których rozwiązanie (zdaniem autora z wieloletnim doświadczeniem dydaktycznym) sprawia największe trudności.

Omawiane zadania dotyczą głównie wodnych roztworów rzeczywistych, to znaczy takich, gdzie fazą rozpraszającą jest woda.

Reakcje chemiczne zachodzące w roztworach wodnych wiążą się ze zmianą stężeń poszczególnych reagentów, powstawaniem produktów reakcji, a czasami z wydzieleniem produktu w formie gazowej – dlatego zamieszczono również zadania dotyczące objętości molowej gazów oraz doboru współczynników reakcji.

W roztworach wodnych zachodzi ważny proces – dysocjacja elektrolityczna mocnych i słabych elektrolitów; związane z tym procesem przykładowe zadania dotyczą obliczania stałej i stopnia dysocjacji, stężeń powstałych po dysocjacji jonów oraz obliczania wartości pH roztworów.

Skrypt zawiera definicje oraz wzory niezbędne do rozwiązywania zadań.

Zestaw zadań z rozwiązaniami

Zawartość opracowania	str.
1. Stężenia roztworów	1-10
2. Gęstość i objętość molowa	11-16
3. Dysocjacja – słabe i mocne elektrolity	17-21
4. Obliczanie pH elektrolitów	22-27
5. Prawda czy fałsz ?	28-31
6. Zadania sprawdzające	32
7. Wzory	33-35

1. Stężenia roztworów

Wprowadzenie

Roztwór jest to mieszanina jednorodna (homogeniczna), składająca się z rozpuszczalnika (fazy rozpraszającej) oraz co najmniej jednej substancji rozpuszczonej (fazy rozproszonej).

Ze względu na stan skupienia roztwory dzielimy na stałe (np. stopy metali, szkło), ciekłe (np. ocet) i gazowe (np. powietrze). Najczęściej mamy do czynienia z roztworami w stanie ciekłym, wśród których większość roztworów stanowią roztwory wodne (woda jako rozpuszczalnik).

Ze względu na wielkość cząsteczek substancji rozpuszczonej roztwory dzielimy na roztwory rzeczywiste i koloidalne.

Roztwory rzeczywiste (właściwe) są to roztwory, w których średnica cząsteczek fazy rozproszonej (substancji rozpuszczonej) nie przekracza 10^{-9} m (1 nanometr).

Roztwory koloidalne są to roztwory, w których średnica cząsteczek fazy rozproszonej jest rzędu $10^{-9} \div 10^{-7}$ m ($1 \div 100$ nm), np. mgła (są to cząsteczki wody rozproszone w powietrzu – fazą rozpraszającą jest gaz, fazą rozproszoną jest ciecz), dym (cząsteczki stałych zanieczyszczeń rozproszone w powietrzu – fazą rozpraszającą jest gaz, fazą rozproszoną jest ciało stałe).

Zadania dotyczą głównie wodnych roztworów rzeczywistych, to znaczy takich, gdzie fazą rozpraszającą jest woda, a rozpuszczone w niej cząsteczki są mniejsze od 1 nanometra (10^{-9} metra).

Woda tworząc wokół rozpuszczanych cząsteczek otoczkę (płaszcz hydratacyjny), zapewnia ich równomierne rozproszenie w całej objętości, co pozwala na obliczanie stężeń oraz gęstości roztworu.

Stężenie molowe [mol/litr] lub [M] określa liczbę moli substancji, która została rozpuszczona w 1 litrze (dm^3) roztworu.

Z definicji wynika, że objętość końcowa roztworu o stężeniu 1 M wynosi 1 litr, niezależnie od tego, jaka substancja jest rozpuszczana w wodzie.

Czy można najpierw odmierzyć 1 litr wody, a następnie dodać substancję, która ma być rozpuszczona?

Nie można!

1. Stężenia roztworów

Należy postąpić w następujący sposób:

- 1) odważyć odpowiednią ilość substancji (ta masa substancji to **naważka**)
- 2) naważkę rozpuścić w niewielkiej ilości wody i dopiero po rozpuszczeniu dodać tyle wody, żeby objętość roztworu wyniosła 1 liter.

Przykłady:

substancja i jej masa molowa	pożądane stężenie oraz objętość roztworu		naważka	przygotowanie roztworu
	M	V		
sól kuchenna NaCl 58,5 g/mol	1M	1 liter	58,5 g	wsypać sól do zlewki, dodawać wodę porcjami, aż sól się rozpuści; przenieść roztwór do kolby miarowej na 1 liter i uzupełnić objętość roztworu wodą do znaczka na kolbie
zasada sodowa NaOH 40 g/mol	0,5M	1 liter	$40:2 = 20 \text{ g}$ (0,5 mola)	wsypać zasadę do zlewki, dodawać wodę porcjami, aż zasada się rozpuści; przenieść roztwór do kolby miarowej na 1 liter i uzupełnić objętość roztworu wodą do znaczka na kolbie
ałun $\text{K}_2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ 949 g/mol	0,2M	0,1 litra	na 1 l roztworu potrzeba $949 \cdot 0,2 = 189,8 \text{ g}$ więc na 0,1 litra: $189,8 \cdot 0,1 =$ $18,98 \text{ g}$	wsypać ałun do zlewki, dodawać wodę porcjami, aż ałun się rozpuści; przenieść roztwór do kolby miarowej na 100 ml i uzupełnić objętość roztworu wodą do znaczka na kolbie
białko albumina 67 kD	0,001 M	0,5 litra	$67 \text{ kD} = 67000 \text{ g/mol}$ na 1 liter roztworu potrzeba $67000 \cdot 0,001 = 67 \text{ g}$ więc na 0,5 litra: $67 \cdot 0,5 =$ $33,5 \text{ g}$	wsypać białko do zlewki, dodawać wodę porcjami, aż białko się rozpuści; przenieść roztwór do kolby miarowej na 500 ml i uzupełnić objętość roztworu wodą do znaczka na kolbie

Przygotowując roztwór o stężeniu 1M zawsze w ten sam sposób mamy pewność, że niezależnie od tego, jaką substancję rozpuszczaliśmy

- w 1 litrze roztworu jest 1 mol rozpuszczonej substancji
- zawsze w 1 litrze roztworu 1 molowego jest $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów / cząsteczek

Czym więc różnią się roztwory 1 molowe różnych substancji ?

Roztwory o tym samym stężeniu molowym różnych substancji różnią się gęstością, czyli stosunkiem masy do objętości.

1. Stężenia roztworów

Gęstość roztworu (d) to stosunek masy roztworu (w gramach) do jego objętości (w mililitrach)

$$d = \frac{\text{masa roztworu } (m)}{\text{objętość roztworu } (V)} \quad (\text{g/ml}) ; (\text{g/cm}^3)$$

Stężenie procentowe określa:

- ile części wagowych (masowych) danej substancji przypada na 100 części wagowych (masowych) roztworu
 ⇒ 1) procent masowo / masowy (%m/m lub w/w lub wag.)
- ile części wagowych (masowych) rozpuszczono w 100 ml roztworu
 ⇒ 2) procent masowo / objętościowy (%m/v lub w/o)
- ile objętości danej substancji przypada na całkowitą objętość roztworu
 ⇒ 3) procent objętościowo / objętościowy (%v/v)

$$1) \quad \%m/m = \frac{\text{masa substancji}}{\text{masa substancji} + \text{masa wody}} \cdot 100\%$$

$$2) \quad \%m/v = \frac{\text{masa substancji}}{\text{objętość roztworu}} \cdot 100\%$$

$$3) \quad \%v/v = \frac{\text{objętość substancji}}{\text{objętość roztworu}} \cdot 100\%$$

Przykładowe zadanie:

Rozpuszczono 17,5 g soli kuchennej w 33,5 ml wody.

Oblicz stężenia procentowe: %m/m oraz %m/v soli w tym roztworze oraz gęstość roztworu, jeżeli objętość roztworu wynosi 49 ml.

$$\%m/m = \frac{17,5}{17,5 + 33,5} \cdot 100\% = 34,31 \%$$

$$\%m/v = \frac{17,5}{49} \cdot 100\% = 35,71 \%$$

$$d = \frac{51 \text{ g}}{49 \text{ ml}} = 1,04 \text{ g/ml}$$

1. Stężenia roztworów

**Przy niskich stężeniach substancji rozpuszczonej
 (gęstość roztworu jest wtedy bliska wartości 1,0 g/ml)
 nie ma istotnej różnicy między procentem masowo / masowym
 a procentem masowo / objętościowym.
 Im wyższa jest gęstość roztworu – tym większa jest różnica pomiędzy
 wartościami stężenia %m/m i %m/v.**

Zadanie 1.1.

Herbata posłodzona 1 łyżeczką cukru (2,5 g sacharozy) na szklankę (250 ml) uchodzi za bardzo słodką i niektórzy uważają, że lepiej pić soki niskosłodzone. Producenci soków określają swoje produkty jako „niskocukrowe”, umieszczając na etykiecie informację : *węglowodany 1,2-1,5% w/o.*

Jeżeli wypijamy dziennie 1 litr soku lub 4 szklanki słodzonej herbaty, to ile węglowodanów wprowadzamy do naszego organizmu?

Rozwiązanie:

- **herbata:** $4 \cdot 2,5 \text{ g} = 10 \text{ g}$ sacharozy (w 4 szklankach tj. w 1 litrze)
- **sok:** przyjmujemy dolną granicę stężenia węglowodanów tj. 1,2 g / 100 ml); jeżeli stężenie = 1,2 g /100 ml, to w 1 litrze soku jest **12 gramów węglowodanów**
 - ❖ w 1 litrze soku jest o 20% więcej węglowodanów niż w 1 litrze słodzonej herbaty !

Zadanie 1.2.

Jakie jest stężenie molowe białka (4400 g/mol), jeżeli w 1 ml roztworu znajduje się 150 mikrogramów tego białka?

Rozwiązanie:

- obliczamy ile gramów białka jest w 1 litrze (tj. 1000 ml) roztworu:
 $150 \cdot 1000 = 150000 \mu\text{g} = 0,15 \text{ g}$
- stężenie molowe określa liczbę moli rozpuszczonych w 1 litrze roztworu, znając masę molową białka wyliczamy ile moli jest w 0,15 g białka:
 $0,15 : 4400 = 0,000034 \text{ mol/litr} = 3,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
 - ❖ stężenie molowe białka w roztworze wynosi **$3,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$**

1. Stężenia roztworów

Zadanie 1.3.

Ile mikrogramów białka znajduje się w 1 ml roztworu o $c = 0,15\% \text{m/v}$?

Rozwiązanie:

- z definicji roztworu wynika, że w 100 ml roztworu znajduje się 0,15 g białka
 - ❖ w 1 ml roztworu jest $\frac{0,15}{100} = 0,0015 \text{ g} = 1500 \text{ mikrogramów białka}$

Zadanie 1.4.

Ocet jest sprzedawany jako 9 % m/v roztwór, natomiast do przetworów używamy octu rozcieńczonego – najczęściej o stężeniu 3 % m/v.

Jeżeli w kuchni jest 1 butelka octu o stężeniu 9 % m/v, to ile butelek wody należy dodać do niego, aby uzyskać ocet o stężeniu 3% m/v ?

Ile razy został rozcieńczony ocet?

Rozwiązanie:

- korzystamy ze wzoru $c_p \cdot V_p = c_k \cdot (V_p + V_{wody})$,
gdzie: $V_p = 1$ butelka
 $V_{wody} = x \cdot V_p = x$ butelek
 $c_p \cdot V_p = c_k \cdot (V_p + x \cdot V_p)$
 $c_p \cdot V_p = c_k \cdot V_p (1 + x)$
 $c_p = c_k \cdot (1 + x)$
- $x = \frac{c_p}{c_k} - 1 = \frac{9}{3} - 1 = 2$ czyli należy dodać 2 butelki wody
- $R = \frac{9\%}{3\%} = 3$ razy (3x)
 - ❖ roztwór został rozcieńczony 3 razy

Komentarz:

Rozcieńczenie jest liczbą niemianowaną, która wskazuje ile razy (x) zmniejszyło się stężenie roztworu po dodaniu wody.

$$R = \frac{\text{stężenie początkowe}}{\text{stężenie końcowe}}$$

Stężenie początkowe i końcowe musi być wyrażone w tych samych jednostkach!

1. Stężenia roztworów

Zadanie 1.5.

Trzeba przygotować 2 różniące się stężeniem roztwory NaCl (58,5 g/mol).

Ile gramów soli należy odważyć, aby sporządzić roztwory o takim stężeniu i takiej objętości :

a) 50 ml roztworu 0,9 % m/v;

b) 1 litr roztworu 0,015 M

Rozwiązanie:

a)

- z definicji tego roztworu wynika, że do sporządzenia 100 ml roztworu potrzeba 0,9 g soli (0,9% m/v), czyli na 50 ml roztworu potrzeba dwa razy mniej soli
 - ❖ $0,9 : 2 = 0,45 \text{ g}$

b)

- 1 mol soli to 58,5 g
 - ❖ 0,015 mola to $58,5 \cdot 0,015 = 0,877\text{g}$

Zadanie 1.6.

W 1 tonie wody morskiej jest 50 mikrogramów złota.

Ile atomów złota zawiera 1 kropla (0,05 ml) wody morskiej ?

Rozwiązanie:

- ile gramów złota zawiera kropla wody morskiej ?
1 tona wody (10^6 g) zawiera 50 mikrogramów ($50 \cdot 10^{-6} \text{ g}$) złota
1 kropla wody (0,05 g) zawiera x gramów złota

$$x = \frac{0,05 \cdot 50 \cdot 10^{-6}}{10^6} = 2,5 \cdot 10^{-12}$$

kropla wody morskiej zawiera $2,5 \cdot 10^{-12} \text{ g}$ złota

- ile atomów zawiera $2,5 \cdot 10^{-12} \text{ g}$ złota ?

1 mol złota waży 196,96 g i zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów Au,

a więc 1 g złota zawiera $\frac{6,02 \cdot 10^{23}}{196,96}$ atomów

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23}}{196,96} \cdot 2,5 \cdot 10^{-12} = \frac{6,02 \cdot 2,5 \cdot 10^{11}}{196,96} = \frac{6,02 \cdot 2,5}{1,9696} \cdot 10^9 = 7,6411 \cdot 10^9$$

- ❖ kropla wody morskiej zawiera $7,6411 \cdot 10^9$ (tj. 7,6 miliarda) atomów złota

1. Stężenia roztworów

Zadanie 1.7.

Zdrowy człowiek ma 1 miligram glukozy w 1 mililitrze krwi, a jedna kropla krwi to 0,05 ml. Ile mikrogramów glukozy jest w jednej kropli krwi?

Rozwiązanie:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ ml krwi} \quad \text{—————} \quad 1 \text{ mg} \\ 0,05 \text{ ml krwi} \quad \text{—————} \quad x \text{ mg} \end{array}$$

$$x = \frac{0,05 \text{ ml} \cdot 1 \text{ mg}}{1 \text{ ml}} = 0,05 \text{ mg} = \mathbf{50 \text{ mikrogramów (50 } \mu\text{g)}}$$

Komentarz:

Stężenie glukozy wyraża się czasem w mg%, co oznacza ilość miligramów glukozy w 100 ml krwi – zdrowy człowiek ma 100 mg% glukozy we krwi.

Zadanie 1.8.

Ile gramów soli (60 g/mol) należy odważyć, aby uzyskać 300 ml roztworu 3% m/v i jakie będzie stężenie molowe takiego roztworu soli ?

Rozwiązanie:

- z definicji stężenia procentowego wynika, że na 100 ml roztworu 3% m/v potrzeba 3 g soli

$$\begin{array}{l} 100 \text{ ml} \quad \text{—————} \quad 3 \text{ g soli} \\ 300 \text{ ml} \quad \text{—————} \quad x \text{ g soli} \end{array}$$

$$x = \frac{300 \cdot 3}{100} = \mathbf{9 \text{ g soli}} \quad (\text{naważka do rozpuszczenia w 300 ml wody})$$

- stężenie molowe określa liczbę moli substancji, która została rozpuszczona w 1 litrze (1000 ml) roztworu
- 9 gramów soli o masie molowej 60g/mol to: $9:60 = 0,15$ mola

$$\begin{array}{l} 0,15 \text{ mola} \quad \text{—————} \quad 300 \text{ ml roztworu} \\ x \text{ moli} \quad \text{—————} \quad 1000 \text{ ml roztworu} \end{array}$$

$$x = \frac{0,15 \cdot 1000}{300} = \mathbf{0,5}$$

- ❖ stężenie molowe roztworu wynosi **0,5 mol/litr**

1. Stężenia roztworów

Zadanie 1.9.

Zmieszano ze sobą 30% metanol, 60% aceton i 90% etanol w proporcjach 1:2:3. Oblicz końcowe stężenie metanolu, acetonu i etanolu w uzyskanym roztworze.

Rozwiązanie:

Korzystamy ze wzoru: $c_p \cdot V_p = c_k \cdot V_k$

- | | |
|---|---|
| ➤ metanol : $30\% \cdot 1V = c_k \cdot (1V + 2V + 3V)$ | $c_k = \frac{30\% \cdot 1V}{6V} = 5\%$ |
| ➤ aceton : $60\% \cdot 2V = c_k \cdot (1V + 2V + 3V)$ | $c_k = \frac{60\% \cdot 2V}{6V} = 20\%$ |
| ➤ etanol : $90\% \cdot 3V = c_k \cdot (1V + 2V + 3V)$ | $c_k = \frac{90\% \cdot 3V}{6V} = 45\%$ |

Zadanie 1.10.

Do 1 litra 0,5M kwasu siarkowego (H_2SO_4) wrzucono kawałek czystego cynku (65,38 g/mol) i zmierzono, że podczas reakcji wydzielilo się 3,36 litra wodoru. Oblicz masę cynku.

(zakładamy wydajność reakcji 100%)

Rozwiązanie:

- reakcja przebiega następująco:
 $H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$ (metal wypiera wodór z kwasu)
- z przebiegu reakcji wynika, że 1 mol cynku wypiera z kwasu 1 mol wodoru, czyli liczba moli cynku równa jest liczbie moli wodoru
- wyliczamy liczbę moli wodoru:

$$1 \text{ mol } H_2 \text{ ————— } 22,4 \text{ l}$$

$$x \text{ moli ————— } 3,36 \text{ l}$$

$$x = \frac{1 \cdot 3,36}{22,4} = 0,15$$

- liczba moli cynku jest równa liczbie moli wodoru, czyli wynosi 0,15

❖ masa cynku wynosi $0,15 \cdot 65,38 \text{ g/mol} = 9,8 \text{ g}$

1. Stężenia roztworów

Zadanie 1.11.

Jaka jest masa molowa kwasu, którego roztwór 0,15 molowy jest jednocześnie roztworem 0,9% m/v ?

Rozwiązanie:

- z definicji stężenia procentowego wynika, że na 100 ml roztworu 0,9 % m/v potrzeba 0,9 g kwasu

$$100 \text{ ml} \quad \text{—————} \quad 0,9 \text{ g kwasu}$$

$$1000 \text{ ml} \quad \text{—————} \quad x \text{ g kwasu}$$

$$x = \frac{1000 \cdot 0,9}{100} = \mathbf{9 \text{ g kwasu}}$$

- w 1 litrze (1000 ml) roztworu 0,15 molowego znajduje się 9 g kwasu, a masa molowa tj. masa 1 mola kwasu

$$0,15 \text{ mola} \quad \text{—————} \quad 9 \text{ g kwasu}$$

$$1 \text{ mol} \quad \text{—————} \quad x \text{ g kwasu}$$

$$x = \frac{1 \cdot 9}{0,15} = \mathbf{60 \text{ g}}$$

❖ masa molowa kwasu wynosi 60 g/mol

Zadanie 1.12.

Zmieszano 3 objętości 9% m/m NaCl z 7 objętościami wody.

Ile razy rozcieńczono roztwór NaCl?

Rozwiązanie:

- obliczamy c_k korzystając ze wzoru $c_p \cdot V_p = c_k \cdot (V_p + V_{wody})$

$$➤ c_k = \frac{c_p \cdot V_p}{V_p + V_{wody}} = \frac{9 \cdot 3}{3 + 7} = \frac{27}{10} = 2,7 \%$$

$$➤ R = \frac{c_p}{c_k} = \frac{9\%}{2,7\%} = 3,33$$

❖ roztwór został rozcieńczony 3,33 razy

1. Stężenia roztworów

Zadanie 1.13.

Do 230 ml wody dodano 80 g 15% wag. roztworu soli i po wymieszaniu dodano jeszcze 152 g 100% wag. tej samej soli o masie molowej 60 g/mol. Jakie jest stężenie procentowe (%m/m) oraz molowe powstałego roztworu soli o gęstości $d = 1,15$ g/ml ?

Rozwiązanie:

- obliczamy masę soli w roztworze:
 $(80 \cdot 0,15) + 152 = 12 + 152 = 164$
- obliczamy masę roztworu:
 $230 + 80 + 152 = 462$ g
- $\%m/m = \frac{164}{462} \cdot 100 = 35,5$ % wag.
 - ❖ stężenie procentowe roztworu wynosi 35,5% wag.
- gęstość roztworu $d = 1,15$ g/ml, więc masa 1 litra (1000 ml) wynosi 1150 g
- obliczamy masę soli w 1 litrze roztworu o stężeniu 35,5% wag. :
 $1150 \text{ g} \cdot 0,355 = 408,25$ g
- obliczamy ilość moli w 1 litrze roztworu:
 $408,25 \text{ g} : 60 \text{ g/mol} = 6,80$ moli
 - ❖ stężenie molowe roztworu wynosi 6,80 mol/litr

Zadanie 1.14.

Do 1 litra NaOH (40 g/mol; $d=1,4$ g/ml; 80% wag.) dodawano wodę, aż uzyskano roztwór NaOH o stężeniu 4 mol/litr. Ile razy rozcieńczono zasadę sodową ?

Rozwiązanie:

- obliczamy masę 1 litra roztworu:
 gęstość roztworu $d = 1,4$ g/ml, więc masa 1 litra (1000 ml) wynosi 1400 g
- obliczamy zawartość czystej zasady w roztworze 80% wag.:
 $1400 \text{ g} \cdot 0,8 = 1120$ g
- obliczamy ilość moli w 1 litrze roztworu:
 $1120 \text{ g} : 40 \text{ g/mol} = 28$ moli
- stężenie początkowe roztworu wynosiło 28 mol/litr, a po dodaniu wody 4 mol/litr
- obliczamy rozcieńczenie, czyli stosunek stężenia początkowego do końcowego
 $R = \frac{28}{4} = 7$
 - ❖ roztwór rozcieńczono 7 razy

2. Gęstość i objętość molowa

Zadanie 2.1.

Do 1 kg miodu o gęstości 1,5 g/ml dodano 10 razy więcej wody niż waży miód. Jaką gęstość ma rozcieńczony miód i czy jest ona większa od gęstości wody ?

Rozwiązanie:

- obliczamy objętość 1 kg (1000g) miodu, korzystając ze wzoru $d = \frac{m}{V}$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{1000}{1,5} = 666,66 \text{ ml} = 0,666 \text{ litra}$$

- obliczamy gęstość rozcieńczonego miodu:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{1 \text{ kg miodu} + 10 \text{ kg wody}}{0,666 \text{ litra miodu} + 10 \text{ litrów wody}} = \frac{11 \text{ kg}}{10,666 \text{ litra}} = 1,0313 \text{ kg/litr}$$

- ❖ **rozcieńczony miód ma gęstość 1,03 g/ml, czyli nieco większą od gęstości wody**

Zadanie 2.2.

Uwodniony siarczan miedzi ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) poddano prażeniu w wysokiej temperaturze i z 246 gramów uwodnionego siarczanu uzyskano 146 gramów siarczanu amonu (CuSO_4). Oblicz ile litrów wody w postaci pary wodnej wydzielilo się podczas reakcji wyprażania.

Rozwiązanie:

- obliczamy ile wody wydzielilo się podczas wyprażania:

$$246 \text{ g} - 146 \text{ g} = 100 \text{ g}$$

- wyliczamy objętość 100 g wody w postaci pary wodnej:

1 mol wody w postaci pary wodnej (gazu!) zajmuje objętość 22,4 litra;

masa molowa wody wynosi 18,02 g/mol

$$100 \text{ g} : 18,02 \text{ g/mol} = 5,55 \text{ mola wody}$$

$$22,4 \cdot 5,55 = 124,32 \text{ litra}$$

- ❖ **100 gramów wody, przeprowadzonej w postać gazową, zajmuje objętość 124,32 litra**

2. Gęstość i objętość molowa

Zadanie 2.3.

Ile litrów tlenu potrzeba do połowicznego spalania 100 kg węgla ?

(zakładamy czystość węgla 100%)

Rozwiązanie:

- reakcja połowicznego spalania węgla: $C + 0,5 O_2 \rightarrow CO \uparrow$
z przebiegu reakcji wynika, że z 1 mola węgla uzyskujemy 1 mol tlenku węgla, a do reakcji potrzeba tylko 0,5 mola tlenu czyli: $22,4 \cdot 0,5 = 11,2$ litra tlenu
- masa molowa węgla wynosi 12 g/mol, a więc do spalania 12 g węgla potrzeba 11,2 litra tlenu
- ile litrów tlenu potrzeba do połowicznego spalania 100 kg (tj. 100 000 g) węgla wyliczamy z proporcji:

$$\begin{array}{r}
 12 \text{ g} \text{ ————— } 11,2 \text{ litra} \\
 100 \text{ 000 g} \text{ ————— } x \text{ litrów} \\
 \hline
 x = \frac{100 \text{ 000} \cdot 11,2}{12} = 93 \text{ 333, 33 litrów}
 \end{array}$$

❖ do połowicznego spalania 100 kg węgla potrzeba 93 333, 33 litrów tlenu

Zadanie 2.4.

W przedstawionej reakcji powstaje tlenek węgla jako gaz i woda w postaci cieczy: $CO_2 + H_2 \rightarrow CO + H_2O$

Ile litrów tlenku węgla powstanie, jeżeli skroplona w tej reakcji woda waży 10 kg ?

Rozwiązanie:

- w wyniku reakcji powstaje 1 mol wody na 1 mol tlenku węgla
- obliczamy ilość moli w 10 kg (10 000 g) wody:
 $10 \text{ 000g} : 18,02 \text{ g/mol} = 555$ moli wody
- obliczamy objętość tlenku węgla:
liczba moli tlenku węgla musi być równa liczbie moli wody i wynosi 555
- objętość 1 mola gazu wynosi 22,4 litra

❖ objętość tlenku węgla wynosi $555 \cdot 22,4 = 12432$ litry

2. Gęstość i objętość molowa

Zadanie 2.5.

Po zapewnieniu odpowiednich warunków reakcja uwolnienia gazowego chloru z kwasu solnego przebiega według schematu: $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

Oblicz ile mililitrów 2M HCl zostanie zużyte w reakcji do wydzielenia 2 litrów chloru w postaci gazu.

Rozwiązanie:

- współczynniki tej reakcji wskazują, że z 4 moli kwasu solnego powstaną 2 mole chloru, czyli $2 \cdot 22,4 \text{ l} = 44,8$ litra chloru
- wyliczamy ile moli kwasu solnego potrzeba do wydzielenia 2 litrów chloru:

$$\begin{array}{r} 4 \text{ mole} \text{ ————— } 44,8 \text{ litra} \\ x \text{ moli} \text{ ————— } 2 \text{ litry} \\ \hline \end{array}$$

$$x = \frac{4 \cdot 2}{44,8} = 0,178 \text{ mola}$$

- dysponujemy kwasem solnym o stężeniu 2M, co oznacza, że w 1000 ml roztworu znajdują się 2 mole kwasu
- z proporcji wyliczamy objętość 0,178 mola kwasu solnego

$$\begin{array}{r} 2 \text{ mole} \text{ ———— } 1000 \text{ ml} \\ 0,178 \text{ mola} \text{ ———— } x \text{ ml} \\ \hline \end{array}$$

$$x = \frac{0,178 \cdot 1000}{2} = 89 \text{ ml}$$

❖ do wydzielenia 2 litrów chloru zostanie zużyte 89 ml 2M HCl

Zadanie 2.6.

Ile moli cząsteczek zawiera 20 dm^3 gazu w warunkach normalnych ?

Rozwiązanie:

- obliczamy korzystając ze wzoru: $n = \frac{V}{V_{mol}} = \frac{20 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}} = \mathbf{0,89 \text{ mola}}$

- obliczamy z zastosowaniem proporcji:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 22,4 \text{ dm}^3 \\ x \text{ ————— } 20 \text{ dm}^3 \\ \hline \end{array}$$

$$x = \frac{1 \cdot 20 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3} = \mathbf{0,89 \text{ mola}}$$

❖ 20 dm^3 gazu w warunkach normalnych zawiera **0,89 mola** cząsteczek

2. Gęstość i objętość molowa

Zadanie 2.7.

Oblicz objętości molowe:

a) tlenku miedzi CuO ($79,54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) o gęstości $d = 6,45 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

b) dwutlenku siarki SO₂ ($64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) o gęstości $d = 0,00293 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

Rozwiązanie:

➤ objętość molową obliczamy korzystając ze wzoru $V_{mol} = \frac{M}{d}$

$$\text{a)} \quad V_{mol} = \frac{M}{d} = \frac{79,54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{6,45 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}} = 12,33 \text{ cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{b)} \quad V_{mol} = \frac{M}{d} = \frac{64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,00293 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}} = 21843 \text{ cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

Zadanie 2.8.

Oblicz masę molową chloru, wiedząc, że jego gęstość w warunkach normalnych wynosi $3,17 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$.

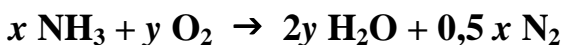
Rozwiązanie:

➤ obliczamy korzystając ze wzoru: $M = V_{mol} \cdot d$

$$\diamond M = 22,4 \text{ dm}^{-3} \cdot 3,17 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3} = 71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Zadanie 2.9.

Reakcja spalania amoniaku przebiega z wydzielaniem wody i azotu:



Oblicz wartości współczynnika x oraz y , jeżeli w reakcji powstało 108 g wody.

Rozwiązanie:

➤ obliczamy liczbę moli wody powstałej w reakcji:

$$108 \text{ g} : 18 \text{ g/mol} = 6, \text{ czyli } 2y = 6$$

➤ stąd wiemy, że w reakcji wzięło udział 12 atomów wodoru ($6 \cdot \text{H}_2$)

➤ początkowo wodór występował w amoniaku (NH₃), a jeżeli było w nim 12 atomów wodoru, to wartość współczynnika x wynosi 4 ($12 : 3 = 4$)

❖ wartość współczynnika $x = 4$

❖ wartość współczynnika $y = 3$

❖ przebieg reakcji jest następujący: $4 \text{ NH}_3 + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 6 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ N}_2$

2. Gęstość i objętość molowa

Zadanie 2.10.

W reakcji azotu z wodorem uzyskano 4,5 litra amoniaku (reagenty i produkt reakcji w postaci gazowej).

Oblicz ile miligramów wodoru zużyto w tej reakcji.

Rozwiązanie:

- przebieg reakcji jest następujący: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
- w reakcji biorą udział 3 mole wodoru ($3 \cdot 22,4 = 67,2$ litra) i powstają 2 mole amoniaku ($2 \cdot 22,4 = 44,8$ litra)
- obliczamy jaka objętość wodoru jest potrzebna do uzyskania 4,5 litra amoniaku:

$$\begin{array}{r} 67,2 \text{ ————— } 44,8 \\ x \text{ ————— } 4,5 \\ \hline \end{array}$$

$$x = \frac{67,2 \cdot 4,5}{44,8} = 6,75 \text{ l}$$

- obliczamy liczbę moli wodoru w objętości 6,75 litra:

$$\begin{array}{r} 22,4 \text{ litra ——— } 1 \text{ mol wodoru} \\ 6,75 \text{ litra ——— } x \text{ moli wodoru} \\ \hline \end{array}$$

$$x = \frac{6,75 \cdot 1}{22,4} = 0,3 \text{ mola}$$

- masa 1 mola H_2 wynosi 2g, stąd: masa 0,3 mola $H_2 = 2 \cdot 0,3 = 0,6 \text{ g} = 600 \text{ mg}$
 ❖ w reakcji zużyto 600 mg wodoru

Zadanie 2.11.

Litr gazu waży w warunkach normalnych 1,43 grama. Jaka jest masa molowa (g/mol) i gęstość molowa (g/ml) tego gazu ?

Rozwiązanie:

- obliczamy masę molową gazu, czyli masę 1 mola tj. 22,4 litra:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ litr ——— } 1,43 \text{ g} \\ 22,4 \text{ litra ——— } x \\ \hline \end{array}$$

$$x = \frac{22,4 \cdot 1,43}{1} = 32 \text{ g}$$

❖ masa molowa gazu wynosi 32 g/mol

❖ obliczamy gęstość molową:

$$d_{mol} = \frac{M}{V_{mol}} = \frac{32 \text{ g}}{22,4 \text{ l}} = 1,428 \text{ g/litr} = \mathbf{0,001428 \text{ g/ml}}$$

2. Gęstość i objętość molowa

Zadanie 2.12.

Przeprowadzono reakcję 90 litrów gazowego amoniaku z 67 litrami tlenu.

W wyniku reakcji uzyskano 108 g wody oraz 45 litrów gazu o gęstości 1,25 g/litr.

Napisz równanie chemiczne, dobierając współczynniki tej reakcji.

Udowodnij, że wydzielony gaz jest czystym azotem.

Rozwiązanie:

➤ wyliczamy liczbę moli:

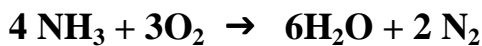
90 litrów : 22,4 litra = **4 mole amoniaku**

67 litrów : 22,4 litra = **3 mole tlenu**

108 g : 18g/mol = **6 moli wody**

45 litrów : 22,4litra = **2 mole powstałego gazu**

➤ układamy równanie chemiczne:



➤ z przebiegu reakcji wynika, że wydzielony gaz to azot – nie wiemy jednak, czy nie jest zanieczyszczony – można to sprawdzić porównując masę molową wydzielonego gazu z masą molową azotu (28 g/mol)

➤ znając gęstość gazu możemy wyliczyć jego masę:

$$M = d \cdot V = 1,25 \cdot 45 = 56,25 \text{ g}$$

➤ obliczamy masę molową gazu, czyli masę 1 mola tj. 22,4 litra:

$$\begin{array}{r} 45 \text{ litrów} \text{ ————— } 56,25 \text{ g} \\ 22,4 \text{ litra} \text{ ————— } x \\ \hline x = \frac{22,4 \cdot 56,25}{45} = 28 \text{ g} \end{array}$$

❖ masa molowa gazu wynosi 28 g/mol, czyli równa jest masie molowej azotu, co oznacza, że wydzielony azot nie jest zanieczyszczony innym gazem

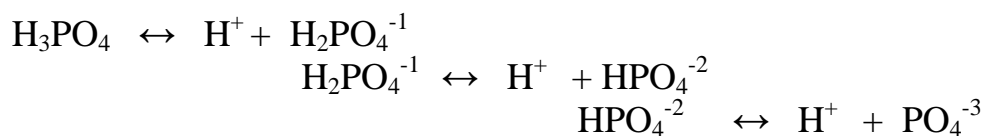
3. Dysocjacja – słabe i mocne elektrolity

Zadanie 3.1.

Kwas fosforowy (H_3PO_4) ma 3 stałe dysocjacji - napisz wzór anionu na ostatnim etapie dysocjacji.

Rozwiązanie:

- jeżeli nastąpi całkowita dysocjacja, to oznacza, że należy rozpisać dysocjację kwasu zgodnie z zasadami dysocjacji elektrolitycznej kwasów wieloprotonowych, pamiętając o tym, że produktem dysocjacji zawsze jest proton i reszta w postaci anionu, czyli:



❖ anionem na ostatnim etapie dysocjacji jest PO_4^{-3}

Zadanie 3.2.

Napisz reakcje dysocjacji pierwszego stopnia soli:

- NaHCO_3
- FeOHCl_2

Rozwiązanie:

- pierwsza sól jest pochodną słabego kwasu, a druga słabej zasady, dysocjują praktycznie jednostopniowo (stała dysocjacji II stopnia jest bardzo mała!) czyli:

- $\text{NaHCO}_3 \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^{-1}$
- $\text{FeOHCl}_2 \leftrightarrow \text{FeOH}^{+2} + 2\text{Cl}^{-1}$

Zadanie 3.3.

W roztworze chlorku żelazowego stwierdzono obecność jonów chlorkowych w stężeniu 0,6 mol/litr – oblicz jakie jest stężenie molowe FeCl_3 .

Rozwiązanie:

- jeżeli cząsteczka FeCl_3 dysocjuje całkowicie, to 3 jony chlorkowe powstają z 1 cząsteczki chlorku żelazowego – stąd wniosek, że stężenie chlorku żelazowego jest 3 razy mniejsze od stężenia powstałego jonu chlorkowego
- ❖ $0,6 : 3 = 0,2 \text{ mol/litr}$

3. Dysocjacja – słabe i mocne elektrolity

Zadanie 3.4.

Słaba zasada o umownym wzorze YO_H ma stężenie 0,1 mol/litr i jest zdysocjowana w 1,33%. Oblicz stężenie jonów Y⁺ oraz wartość K dla tej zasady.

Rozwiązanie:

- stężenie jonów n (c_{jon}) oblicza się ze wzoru: $c_{jon} = c_{roztworu} \cdot n \cdot \alpha$
- gdzie: $c_{roztworu}$ – stężenie roztworu w molach/ litr
 n – liczba jonów powstałych podczas dysocjacji
 α – stopień dysocjacji (w postaci ułamka dziesiętnego)
- zasada YO_H dysocjuje na 1 jon Y⁺
 ❖ stężenie jonów $c_{Y^+} = 0,1 \cdot 1 \cdot 0,0133 = 0,00133$ mol/litr
- wartość K wyliczamy ze wzoru uproszczonego, ponieważ stężenie powstałych jonów jest bardzo małe i nie wpłynie znacząco na wynik
 ❖ $K = \alpha^2 \cdot c_{roztworu} = 0,00133^2 \cdot 0,1 = 1,76 \cdot 10^{-5}$

Zadanie 3.5.

Oblicz pH roztworu jeżeli w 10 litrach wody rozpuścimy 3,9 g metalicznego potasu (39 g/mol).

Rozwiązanie:

- przebieg reakcji jest następujący : $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2 \uparrow$
- powstała w wyniku reakcji zasada KOH jako mocny elektrolit dysocjuje całkowicie i wtedy $pH = 14 - pOH$
- rozpuszczając 3,9 g potasu (tj.0,1 mola) w 10 litrach wody uzyskujemy 10 litrów zasady KOH o stężeniu 0,01 mol/litr, a zatem stężenie jonów hydroksylowych też wynosi 0,01 mol/litr tj. 10^{-2} mol/litr
- $pOH = -\log [OH^-] = -\log 10^{-2} = 2$
 ❖ $pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12$

Zadanie 3.6.

Oblicz pH roztworu mocnego kwasu, w którym stężenie jonów wodorowych wynosi $5,3 \cdot 10^{-5}$ mol/litr.

Rozwiązanie:

- korzystamy ze wzoru: $pH = -\log [H^+]$
 ❖ $pH = -\log (5,3 \cdot 10^{-5}) = -(\log 5,3 + \log 10^{-5}) = -(0,72 - 5) = 4,28$

3. Dysocjacja – słabe i mocne elektrolity

Zadanie 3.7.

Słaby kwas HA o stężeniu 0,1 mol/litr jest zdysocjowany w 1,32%.

Oblicz stałą dysocjacji tego kwasu.

Rozwiązanie:

- w przypadku słabego kwasu można zastosować wzór uproszczony: $K = \alpha^2 \cdot c$
 ❖ stała dysocjacji $K = \alpha^2 \cdot c = 0,0132^2 \cdot 0,1 = 1,74 \cdot 10^{-5}$

Zadanie 3.8.

Bardzo słaby kwas HA o stężeniu 0,05 mol/litr i stałej dysocjacji $K = 7 \cdot 10^{-10}$ dysocjuje w wodzie – oblicz stopień dysocjacji α .

Rozwiązanie:

- dla bardzo słabych elektrolitów stosujemy wzór uproszczony:

$$K = \alpha^2 \cdot c \quad \text{czyli: } \alpha^2 = \frac{K}{c} = \frac{7 \cdot 10^{-10}}{0,05} = \frac{7}{5} \cdot 10^{-8}$$

$$\text{❖ stopień dysocjacji } \alpha = \sqrt{\frac{7}{5}} \cdot \sqrt{10^{-8}} = 1,18 \cdot 10^{-4}$$

Zadanie 3.9.

Oblicz stężenie jonów wodorowych w roztworze kwasu azotawego o stężeniu 0,1 mol/litr i stałej dysocjacji $K = 5 \cdot 10^{-4}$.

Rozwiązanie:

- stężenie jonów wodorowych wyliczamy ze wzoru na stałą dysocjacji:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

- kwas HNO_2 dysocjuje na jon H^+ oraz anion NO_2^-
 ich stężenia będą małe i sobie równe (oznaczymy je jako x) – wobec tego stężenie niezdisocjowanego kwasu HNO_2 będzie pomniejszone o tę wartość tak nieznacznie, że do obliczeń możemy zapisać wersję uproszczoną:

$$K \cdot [\text{HNO}_2] = [H^+] \cdot [\text{NO}_2^-]$$

- jeżeli $[H^+]$ oraz $[\text{NO}_2^-]$ oznaczymy jako x i podstawimy dane liczbowe to równanie przyjmie postać: $(5 \cdot 10^{-4}) \cdot 0,1 = x^2$

$$x = \sqrt{5 \cdot 10^{-5}} = 0,007$$

$$\text{❖ stężenie jonów wodorowych } [H^+] = 0,007 \text{ mol/litr.}$$

3. Dysocjacja – słabe i mocne elektrolity

Zadanie 3.10.

Oblicz stężenie jonów hydroksylowych w mocnej zasadzie o $\text{pH} = 10,8$.

Rozwiązanie:

- dla mocnej zasady, całkowicie zdysocjowanej $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,8 = 3,2$
- stężenie jonów hydroksylowych $[\text{OH}^-]$ obliczamy korzystając ze wzoru

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

$$-\log [\text{OH}^-] = 3,2$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3,2} = 6,3 \cdot 10^{-4}$$
- ❖ **stężenie jonów hydroksylowych $[\text{OH}^-] = 6,3 \cdot 10^{-4}$ mol/litr**

Zadanie 3.11.

Jakie będzie pH roztworu po zmieszaniu równych objętości HCl o $\text{pH}=3$ i NaOH o $\text{pH}=11$?

Rozwiązanie:

- jeżeli kwas solny łączy się z zasadą, to powstaje całkowicie zdysocjowana sól o $\text{pH} = 7$ i mało zdysocjowana woda, a zatem w tym zadaniu musimy sprawdzić, czy w tych warunkach zachodzi reakcja zobojętnienia, czy też któryś z reagentów po reakcji pozostaje niezobojętniony, a wtedy to jego nieprzereagowana część będzie decydowała o wartości pH
- obliczamy stężenie jonów wodorowych w kwasie o $\text{pH}=3$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} = 0,001 \text{ mol/litr}$$
 (tę samą wartość ma stężenie kwasu)
 - ❖ **stężenie kwasu wynosi 0,001 mol/litr**
- obliczamy stężenie jonów hydroksylowych w zasadzie o $\text{pH} = 11$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11 = 3$$

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

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3} = 0,001 \text{ mol/litr}$$
 (tę samą wartość ma stężenie zasady)
 - ❖ **stężenie zasady wynosi 0,001 mol/litr**
 - ❖ **przy jednakowych stężeniach kwasu i zasady oraz równych objętościach reagentów zachodzi reakcja zobojętnienia czyli pH roztworu jest obojętne i wynosi 7,0**

3. Dysocjacja – słabe i mocne elektrolity

Zadanie 3.12.

Oblicz pH dla: a) 0,001 M NaOH ($\alpha = 100\%$)
 b) 0,001 M NH_4OH ($K = 10^{-6}$)

Rozwiązanie:

a)

- stężenie jonów $[\text{OH}^-]$ jest równe stężeniu zasady czyli 10^{-3} mol/litr
 $\text{pOH} = -\log 10^{-3} = 3$
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
 ❖ **$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3 = 11$**

b)

- stężenie $[\text{OH}^-]$ w słabej zasadzie jest zależne od wartości stałej dysocjacji K :
 $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_z \cdot c_z} = \sqrt{10^{-6} \cdot 10^{-3}} = \sqrt{10^{-9}} = 0,0003$
 $\text{pOH} = -\log 0,0003 = 4,5$
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
 ❖ **$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,5 = 9,5$**

Zadanie 3.13.

Oblicz pH dla: a) 0,01 M HCl ($\alpha = 100\%$)
 b) 0,01 M CH_3COOH ($K = 10^{-5}$)

Rozwiązanie:

a)

- mocny kwas dysocjuje całkowicie, więc stężenie jonów $[\text{H}^+]$ jest równe stężeniu molowemu kwasu czyli 10^{-2} mol/litr
 ❖ **$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-2} = 2$**

b)

- słaby kwas ma ograniczoną dysocjację, więc stężenie $[\text{H}^+]$ jest zależne od K :
 $[\text{H}^+] = \sqrt{K \cdot c}$
 $[\text{H}^+] = \sqrt{10^{-5} \cdot 10^{-2}} = \sqrt{10^{-7}} = 0,0003$
 ❖ **$\text{pH} = -\log 0,0003 = 3,5$**
- można również skorzystać ze wzoru na pH słabego kwasu: $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK} - \log c)$,
 gdzie $\text{pK} = -\log K = 5$; $\log c = \log 10^{-2} = -2$
 ❖ **$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK} - \log c) = \frac{1}{2} (5 + 2) = 3,5$**

4. Obliczanie pH elektrolitów

Zadanie 4.1.

Kwas solny (36,5 g/mol ; 36% m/m ; $d = 1,5$ g/ml) rozcieńczono wodą 10-krotnie (1V kwasu + 9V wody).

Oblicz pH roztworu po rozcieńczeniu.

Rozwiązanie:

- znając gęstość obliczamy masę 1 litra (tj. 1000 ml) kwasu:
 $1,5 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} = 1500 \text{ g}$
- obliczamy ile jest gramów czystego HCl:
 $1500 \text{ g} \cdot 0,36 = 540 \text{ g}$
- obliczamy stężenie molowe HCl :
 $540 \text{ g} : 36,5 \text{ g/mol} = 14,8 \text{ M}$
- roztwór rozcieńczono dziesięciokrotnie, a więc stężenie końcowe wynosi:
 $14,8 : 10 = 1,48 \text{ M}$

$$\diamond \text{ pH} = -\log 1,48 = -0,17$$

Komentarz:

Taki wynik (ujemna wartość pH) jest możliwy dla mocnych kwasów o stężeniu powyżej 1M.

Należy również pamiętać, że wartość pH wyliczona bezpośrednio ze stężenia kwasu (p_cH) jest niższa od wartości rzeczywistej (p_aH), wyliczonej z aktywności jonów.

Zadanie 4.2.

Oblicz stężenie amoniaku, stosując wzór pełny, jeżeli: $\alpha = 5\%$; $K = 1,84 \cdot 10^{-5}$.

Rozwiązanie:

- stosujemy wzór $K = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha}$

$$c = \frac{K \cdot (1 - \alpha)}{\alpha^2} = \frac{1,84 \cdot 10^{-5} \cdot (1 - 0,05)}{0,05^2} = \frac{1,84 \cdot 10^{-5} \cdot 0,95}{0,0025} = \frac{1,84 \cdot 0,95}{0,0025 \cdot 10^5} = \frac{1,748}{250} = 0,006992$$
 po zaokrągleniu: $c = 0,007$

$$\diamond c = 7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/litr}$$

4. Obliczanie pH elektrolitów

Zadanie 4.3.

Przygotowano roztwór mocnego kwasu HA o stężeniu 1 mol / liter.

Zmierzono PH-metrem jego kwasowość i okazało się, że roztwór posiada $p_aH=0,11$. Oblicz wartość p_cH dla tego roztworu oraz współczynnik aktywności f dla jonów H^+ w 1M mocnym kwasie HA.

Rozwiązanie:

- wartość pH uzyskaną w wyniku pomiaru PH-metrem należy traktować jako p_aH , ponieważ obrazuje ona rzeczywistą aktywność jonów H^+ w roztworze, w którym dokonujemy pomiaru
- wartość p_cH wyliczamy ze stężenia molowego kwasu zakładając, że stężenie jonów H^+ jest takie samo jak kwasu, stąd bierze się różnica między wartością teoretyczną (p_cH) a wartością rzeczywistą (pomiarową) jaką jest p_aH
- współczynnik aktywności jonów H^+ (f) obrazuje jaką część stężenia molowego kwasu stanowią aktywne jony

❖ **obliczamy p_cH :**

$p_cH = -\log 1 = 0$ (taką wartość powinien wskazać PH-metr !)

- obliczamy stężenie jonów aktywnych:
jeżeli $p_aH = 0,11$ to rzeczywiste stężenie jonów aktywnych H^+ wynosi $10^{-0,11}$ M
czyli 0,77 M

❖ **obliczamy współczynnik aktywności f**

$$f = \frac{a \text{ (aktywność mol/litr)}}{c \text{ (stężenie mol/litr)}} = \frac{0,77}{1} = 0,77$$

Komentarz:

W 1 molowym mocnym kwasie aktywne jony H^+ stanowią 77%, reszta (tj. 23%) jonów H^+ jest nieaktywna – dlatego pH tego roztworu ma wartość wyższą od wartości wyliczonej ze stężenia molowego tego mocnego kwasu HA.

4. Obliczanie pH elektrolitów

Zadanie 4.4.

Oblicz $[H^+]$ oraz stężenie molowe mocnego kwasu HA, którego $pH = 3,8$.

Rozwiązanie:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,8} = 1,58 \cdot 10^{-4} \text{ mol/litr}$$

Komentarz:

Jest to stężenie jonów wodorowych i jednocześnie takie samo stężenie kwasu !

Zadanie 4.5.

Oblicz pH roztworu powstałego ze zmieszania 2 litrów 0,01M HCl z 3 litrami 0,2% w/o NaOH.

Rozwiązanie:

- obliczamy ile moli kwasu jest w roztworze:
w 1 litrze 0,01 M HCl jest 0,01 mola, więc w 2 litrach jest **0,02 mola HCl**
- obliczamy ile moli zasady jest w roztworze:
w 100 ml roztworu NaOH o stężeniu 0,2 % w/o są 2 gramy NaOH
 $2 \text{ g} : 40 \text{ g/mol} = 0,05 \text{ mol/litr}$
 $0,05 \text{ mol/litr} \cdot 3 \text{ litry} = \mathbf{0,15 \text{ mola NaOH}}$

$$\left. \begin{array}{l} 0,02 \text{ mola HCl} \\ 0,15 \text{ mola NaOH} \end{array} \right\} \text{ nadmiar zasady !}$$

- nadmiar zasady wynosi $0,15 - 0,02 = 0,13$ mola NaOH (w 5 litrach roztworu), czyli końcowe stężenie zasady wynosi $0,13 : 5 = 0,026$ mola/litr
- $pOH = -\log 0,026 = 1,585$
❖ $pH = 14 - pOH = 14 - 1,585 = \mathbf{12,415}$
- można również wyliczyć pH bezpośrednio ze stężenia zasady
❖ $pH = 14 + \log c_{zasady} = 14 + \log 0,026 = 14 + (-1,585) = 14 - 1,585 = \mathbf{12,415}$

4. Obliczanie pH elektrolitów

Zadanie 4.6.

Oblicz stężenie jonów $[\text{OH}^-]$ i pH słabej zasady anilinowej ($c_z = 0,01\text{M}$; $\text{pK}_z = 9,4$).

Rozwiązanie:

- obliczamy stężenie jonów $[\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_z \cdot c_z} = \sqrt{10^{-9,4} \cdot 10^{-2}} = \sqrt{10^{-11,4}} = 10^{-5,7} = 2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/litr}$$

❖ $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/litr}$

- obliczamy pH:

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

$$\text{pOH} = -\log 2 \cdot 10^{-6} = 5,7$$

❖ $\text{pH} = 14 - 5,7 = 8,3$

Zadanie 4.7.

Oblicz K_k i pH słabego kwasu HA ($c_k = 0,1\text{M}$; $\alpha = 1,5\%$)

Rozwiązanie:

- K_k obliczamy korzystając ze wzoru: $K = \alpha^2 \cdot c$

$$K_k = 0,015^2 \cdot 0,1 = 2,25 \cdot 10^{-5}$$

❖ $K_k = 2,25 \cdot 10^{-5}$

- pH obliczamy korzystając ze wzoru: $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_k - \log c_k)$

$$\text{pK}_k = -\log K_k = -\log 2,25 \cdot 10^{-5} = 4,64$$

$$c_k = 0,1 = 10^{-1} \quad \text{więc} \quad \log c_k = -1$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (4,64 - \log c_k) = \frac{1}{2} (4,64 + 1) = 2,82$$

❖ $\text{pH} = 2,82$

Komentarz:

W zadaniu 4.6. oraz 4.7. mamy do czynienia ze słabymi elektrolitami – stąd konieczność podania (lub wyliczenia!) wartości stałej dysocjacji (K) lub wartości $\text{pK} = -\log K$. Wartość stopnia dysocjacji (α) musi być podana w postaci ułamka dziesiętnego (1,5% tj. 0,015).

4. Obliczanie pH elektrolitów

Zadanie 4.8.

Oblicz ile miligramów kwasu octowego (60 g/mol ; pK = 4,64) należy rozpuścić w 1 litrze wody, aby pH wynosiło 3,0.

Rozwiązanie:

- obliczamy stężenie molowe, korzystając ze wzoru na pH słabego kwasu:

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK} - \log c)$$

$$\log c = \text{pK} - 2 \cdot \text{pH} = 4,64 - 2 \cdot 3,0 = 4,64 - 6,0 = -1,36$$

$$c = 10^{-1,36} = 0,0436 \text{ mol/litr}$$

- znając stężenie molowe roztworu i masę molową kwasu octowego wyliczamy ile gramów kwasu należy rozpuścić w 1 litrze wody:

$$60 \text{ g/mol} \cdot 0,0436 \text{ mol/litr} = 2,616 \text{ g/litr} = 2616 \text{ mg/litr}$$

❖ należy rozpuścić 2616 miligramów kwasu octowego w 1 litrze wody

Zadanie 4.9.

Oblicz stężenie jonu H_3O^+ w 0,05 M kwasie octowym (CH_3COOH) oraz stałą dysocjacji K tego kwasu, jeżeli stopień dysocjacji $\alpha = 1,9\%$.

Rozwiązanie:

- reakcja dysocjacji przebiega następująco:
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- stężenie jonu H_3O^+ jest równe stężeniu jonu CH_3COO^- i wynosi:

$$\text{❖ } c_{\text{H}_3\text{O}^+} = c_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \alpha \cdot c = 0,019 \cdot 0,05 = 0,00095 \text{ mol/litr}$$

- stałą dysocjacji obliczamy ze wzoru $K = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha}$

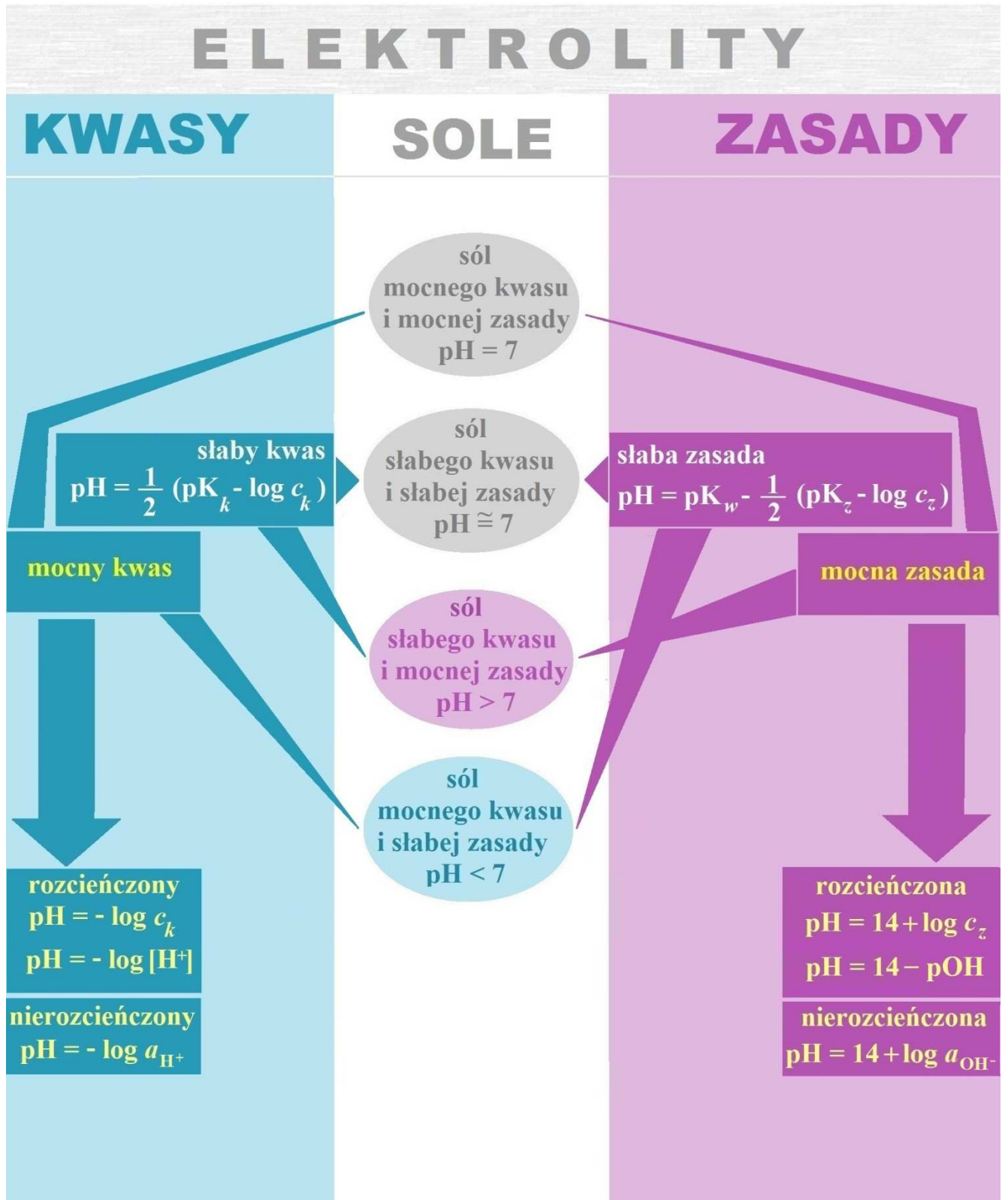
$$\text{❖ } K = \frac{0,019^2 \cdot 0,05}{1 - 0,019} = \frac{0,00036 \cdot 0,05}{0,981} = \frac{0,000018}{0,981} = 1,83 \cdot 10^{-5}$$

Komentarz:

Można również obliczyć K ze wzoru uproszczonego – różnica będzie minimalna:

$$K = \alpha^2 \cdot c = 0,00036 \cdot 0,05 = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

4. Obliczanie pH elektrolitów



5. Prawda czy fałsz

Należy zweryfikować podane informacje – czy są prawdziwe, czy fałszywe ?

Prawidłowe odpowiedzi wraz z uzasadnieniem znajdują się na str. 29 – 31

- 5.1.** W butli zawierającej 1 kg skroplonego metanu znajduje się tyle samo cząsteczek metanu, co w butli zawierającej 1400 litrów gazowego metanu.
- 5.2.** Mosiężny dzwon zawiera 66% miedzi i 33% cynku, lecz liczba atomów obu metali jest taka sama.
- 5.3.** Pierścionek zawiera 50% srebra i 50% złota, ale atomów złota jest w nim około 2 razy więcej niż atomów srebra.
- 5.4.** To czyste złoto* – stwierdził znalazca żółtej, metalowej kulki o średnicy 2cm i masie 80,8 grama. **czyste złoto ma gęstość $d=19,3\text{g/cm}^3$*
- 5.5.** Sprzedawca zmieszał 1 litr miodu o gęstości 1,4 g/ml z 1 litrem miodu o gęstości 1,2g/ml i twierdzi, że po zmieszaniu miód waży 3kg.
- 5.6.** Roztwór wodny o $\text{pOH} = 6,66$ jest roztworem słabego kwasu.
- 5.7.** Roztwór mocnego kwasu HA o stopniu dysocjacji 100% i $\text{pH}=3,33$ jest jednocześnie roztworem o stężeniu 0,0333 mol/litr.
- 5.8.** Po reakcji jednakowych objętości HCl (o $\text{pH}=3,0$) oraz NaOH (o $\text{pH}=11$) powstanie chlorek sodu o stężeniu $5 \cdot 10^{-4}$ mol/litr.
- 5.9.** Do 10 litrów KOH o $\text{pH}=8,0$ wiano 5 litrów HCl o $\text{pH}=4,0$ i uzyskano roztwór obojętny.
- 5.10.** Do 1 litra wody dodano 2 krople (0,1ml) HCl o stężeniu 10 mol/litr i uzyskano roztwór o $\text{pH}=3,0$.
- 5.11.** Wodne roztwory chlorku potasu oraz octanu amonu mają odczyn obojętny.
- 5.12.** Stężenie jonów hydroksylowych w roztworze HCl o $\text{pH}=4,00$ wynosi 10^{-10} mol/litr.
- 5.13.** Kwas mrówkowy ($\text{pK}=4$) i kwas octowy ($\text{pK}=5$) mają jednakowe pH ($\text{pH}=3,5$), więc stężenia molowe obu kwasów są również jednakowe.

5. Prawda czy fałsz

Prawidłowe odpowiedzi z uzasadnieniem

5.1. ► Prawda

- masa molowa metanu = 16 g/mol
- objętość molowa metanu = 22,4 litr/mol
 - zawartość pierwszej butli: 1 kg = 1000 g
1000 g : 16 g/mol = **62,5 mola**
 - zawartość drugiej butli: 1400 litrów
1400 litrów : 22,4 litr/mol = **62,5 mola**
 - **obie butle zawierają tę samą liczbę cząsteczek metanu**

5.2. ► Fałsz

- masa molowa miedzi = 63,5 g/mol
- masa molowa cynku = 65,3 g/mol
 - masy molowe obu pierwiastków są bardzo zbliżone, więc jeżeli masa miedzi jest w tym stopie dwa razy większa od masy cynku, to **liczba atomów miedzi jest większa od ilości atomów cynku prawie dwukrotnie**

5.3. ► Fałsz

- liczba atomów jest wprost proporcjonalna do liczby moli
- liczba moli to stosunek masy substancji do masy molowej
- w przypadku jednakowej masy srebra i złota – liczba moli, a tym samym liczba atomów jest odwrotnie proporcjonalna do masy molowej
 - masa molowa srebra = 107,86 g/mol
 - masa molowa złota = 196,96 g/mol
- liczba atomów złota jest mniejsza 1,8 razy (196,96 : 107,86) od liczby atomów srebra
- **w pierścionku jest około 2 razy mniej atomów złota niż atomów srebra**

5.4. ► Prawda

- objętość kulki o średnicy 2 cm wynosi $\frac{4}{3}\pi \cdot r^3 = \frac{4 \cdot 3,14 \cdot 1^3}{3} = 4,186 \text{ cm}^3$
- **gęstość metalu: $d = \frac{m}{V} = \frac{80,8}{4,186} = 19,3 \text{ g/cm}^3$ (równa jest gęstości złota)**

5.5. ► Fałsz

- 1 litr miodu o gęstości 1,4 g/ml waży 1,4 kg
- 1 litr miodu o gęstości 1,2 g/ml waży 1,2 kg
- **po zmieszaniu miód waży 1,4 + 1,2 = 2,6 kg**

5. Prawda czy fałsz

Prawidłowe odpowiedzi z uzasadnieniem

5.6. ► Fałsz

- jeżeli pOH wynosi 6,66 to $\text{pH} = 14 - 6,66 = 7,34$
- **roztwór o $\text{pH} > 7,0$ jest roztworem zasadowym**

5.7. ► Fałsz

- stężenie molowe roztworu mocnego kwasu równe jest stężeniu molowemu jonów $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$
- **stężenie roztworu wynosi $10^{-3,33} = 0,00046$ mol/litr**

5.8. ► Prawda

- HCl o $\text{pH}=3$ ma stężenie 0,001M
- NaOH o $\text{pH}=11$ ma $\text{pOH}=14 - 11=3$, czyli stężenie również 0,001M
- zmieszanie jednakowych objętości kwasu i zasady o jednakowych stężeniach prowadzi do zobojętnienia i powstania roztworu soli (NaCl)
- stężenie soli jest dwa razy mniejsze od stężenia reagentów, ponieważ objętość roztworu soli jest dwukrotnie większa (zawiera 1 objętość kwasu + 1 objętość zasady)
- **stężenie chlorku sodu wynosi $0,001:2 = 0,0005 = 5 \cdot 10^{-4}$ mol/litr**

5.9. ► Fałsz

- roztwór obojętny powstaje tylko wtedy, gdy w reakcji bierze udział jednakowa liczba moli kwasu i zasady
- wyliczamy liczbę moli KOH w 10 l roztworu:
 $\text{pH}=8$, więc $\text{pOH}=14-8=6$, czyli stężenie wynosi 10^{-6} mol/litr
 $10 \text{ litrów} \cdot 10^{-6} \text{ mol/litr} = 10^{-5}$ moli KOH
- wyliczamy liczbę moli HCl w 5 litrach:
 $\text{pH}=4$, czyli stężenie wynosi 10^{-4} mol/litr
 $5 \text{ litrów} \cdot 10^{-4} \text{ mol/litr} = 5 \cdot 10^{-4}$ moli HCl
- **liczba moli kwasu jest większa od liczby moli zasady – oznacza to, że roztwór ma odczyn kwaśny**

5.10. ► Prawda

- stężenie 10 mol/litr oznacza, że w 1 litrze (1000 ml) kwasu znajduje się 10 moli, czyli w 2 kroplach (0,1ml) znajduje się 0,001 mola HCl

$$\begin{array}{l} 10 \text{ moli} \quad \text{-----} \quad 1000 \text{ ml} \\ x \text{ moli} \quad \text{-----} \quad 0,1 \text{ ml} \\ \text{-----} \end{array} \quad x = \frac{10 \cdot 0,1}{1000} = 0,001 \text{ mola HCl}$$

- 0,001 mola HCl w 1 litrze roztworu daje stężenie 10^{-3} mol/litr $[\text{H}^+]$
- **$\text{pH} = -\log 10^{-3} = 3$**

5. Prawda czy fałsz

Prawidłowe odpowiedzi z uzasadnieniem

5.11. ► Prawda

- chlorek potasu jest solą mocnego kwasu (HCl) i mocnej zasady (KOH)
- octan amonu jest solą słabego kwasu (CH_3COOH) i słabej zasady (NH_4OH)
- **wodne roztwory soli mocnych kwasów i mocnych zasad mają odczyn obojętny, tak samo jak roztwory słabych kwasów i słabych zasad**

5.12. ► Prawda

- $\text{pH}=4$ więc $\text{pOH} = 14 - 4 = 10$
- **stężenie jonów $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-10}$**

5.13. ► Fałsz

- stężenie molowe słabego kwasu można wyliczyć ze wzoru:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK} - \log c)$$
 stąd: $\log c = \text{pK} - 2 \cdot \text{pH}$
- wyliczamy stężenie molowe kwasu mrówkowego:

$$\log c_k = 4 - 2 \cdot 3,5 = -3$$

$$c_k = 10^{-3}$$
stężenie molowe kwasu mrówkowego wynosi 10^{-3} mol/litr
- wyliczamy stężenie molowe kwasu octowego:

$$\log c_k = 5 - 2 \cdot 3,5 = -2$$

$$c_k = 10^{-2}$$
stężenie molowe kwasu octowego wynosi 10^{-2} mol/litr
- ❖ **stężenie molowe kwasu mrówkowego jest dziesięciokrotnie mniejsze od stężenia molowego kwasu octowego**

6. Zadania sprawdzające

Zadanie	Odpowiedź
6.1. Oblicz ile gramów platyny (Pt 195,08 g/mol), złota (Au 196,96 g/mol) oraz srebra (Ag 107,86 g/mol) należy odważyć, aby uzyskać stop, w którym liczba atomów poszczególnych metali będzie jednakowa, a masa tego stopu wyniesie 33 gramy.	Pt – 12,88 g Au – 13,00 g Ag – 7,12 g
6.2. Ile gramów soli (66g/mol) należy odważyć aby uzyskać 0,6 litra roztworu o stężeniu 0,066 mol/litr ?	2,6 g
6.3. Ile mililitrów wody należy dodać do 100 ml miodu o gęstości 1,33g/ml , aby po wymieszaniu rozcieńczony miód miał gęstość 1,13g/ml ?	153,8 ml
6.4. Dwie objętości glicerolu ($c = 0,1M$) zmieszano z jedną objętością etanolu ($c = 96\%m/v$) i trzema objętościami wody. Oblicz stężenie molowe glicerolu oraz stężenie procentowe (m/v) etanolu po wymieszaniu roztworów.	glicerol: 0,033 M etanol: 16% m/v
6.5. Ile cm^3 wodoru wydzielili się z 1 litra roztworu 0,1 M kwasu siarkowego (H_2SO_4), jeżeli wrzucimy do niego 0,5 grama cynku (65,38g/mol) ? (zakładamy wydajność reakcji 100%)	171 cm^3
6.6. Oblicz stężenie molowe amoniaku ($K=1,85 \cdot 10^{-5}$ mol/litr) w roztworze, jeżeli stopień dysocjacji $\alpha = 5\%$.	0,07 mol/litr
6.7. Kwas octowy o stężeniu 0,02 mol/litr posiada $pH=3,22$. Oblicz stopień dysocjacji ($\alpha\%$) kwasu w tym roztworze.	3%
6.8. Oblicz stężenie jonów hydroksylowych (OH^-) w roztworze zasady sodowej o $pH=10,8$.	$6 \cdot 10^{-4}$ mol/litr
6.9. Do zlewki zawierającej 18,65 gramów zasady sodowej (40g/mol) wlewo 50 ml wody; zasadę rozpuszczono, a następnie wlewo do niej 100 ml kwasu siarkowego (H_2SO_4 ; 98g/mol; $c = 20\%m/m$; $d=1,143$ g/ml). Oblicz pH roztworu po reakcji.	7,0
6.10. Oblicz pH roztworu mocnego kwasu HA , jeżeli stężenie jonów hydroksylowych wynosi 10^{-10} mol/litr.	4,0

7. Wzory

Stopień dysocjacji

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

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

$$\alpha = \frac{c_{jon}}{c_{roztworu}} \cdot 100\%$$

α stopień dysocjacji
 n liczba cząsteczek zdysocjowanych
 N całkowita (początkowa) liczba cząsteczek
 c_{jon} stężenie jonów [mol/litr]
 $c_{roztworu}$ stężenie roztworu [mol/litr]

Stała dysocjacji słabego kwasu HA

$$K_k = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Stała dysocjacji słabej zasady BOH

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

Prawo rozcieńczeń Ostwalda

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha}$$

K stała dysocjacji
 α stopień dysocjacji (w postaci ułamka $\frac{n}{N}$)
 c stężenie początkowe [mol/litr]

wzór uproszczony
dla elektrolitów słabych, niezbyt rozcieńczonych:

$$K = \alpha^2 \cdot c$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}$$

Stężenie jonów w roztworze elektrolitu

$$c_{jon} = c \cdot n \cdot \alpha$$

c_{jon} stężenie jonów w elektrolicie [mol/litr]
 c stężenie elektrolitu [mol/litr]
 n liczba danych jonów, które powstały wskutek dysocjacji
 α stopień dysocjacji

7. Wzory

Zależność między aktywnością a stężeniem jonów

$$a = f \cdot c$$

$$f = \frac{a}{c}$$

a aktywność jonu ($a < c$)
 f współczynnik aktywności jonów ($f < 1$)
 c stężenie elektrolitu [mol/litr]

Stała dysocjacji wody

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad [\text{mol/litr}] \quad \text{w temp. } 22 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Iloczyn jonowy wody

$$K_{wody} = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad [\text{mol}^2/\text{litr}^2]$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \quad [\text{mol/litr}]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad [\text{mol/litr}]$$

$$\text{pK} = -\log K$$

$$\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pK}_k + \text{pK}_z = \text{pK}_w = 14$$

K_k stała dysocjacji kwasu [mol/litr]
 K_z stała dysocjacji zasady [mol/litr]
 K_w iloczyn jonowy wody [mol²/litr²]

Obliczanie pH i pOH elektrolitu na podstawie stężenia jonów

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

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

Obliczanie pH i pOH elektrolitu na podstawie aktywności jonów

$$\text{pH} = -\log a_{\text{H}^+}$$

$$\text{pOH} = -\log a_{\text{OH}^-}$$

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

7. Wzory

Obliczanie pH roztworu słabego kwasu ($\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$)

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_k \cdot c_k}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_k - \log c_k)$$

Obliczanie pH roztworu rozcieńczonego mocnego kwasu

$$\text{pH} = -\log c_k$$

Obliczanie pH roztworu nierozcieńczonego mocnego kwasu

$$\text{pH} = -\log a_k$$

Obliczanie pH roztworu słabej zasady ($\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BH}^+ + \text{OH}^-$)

$$K_z = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{\sqrt{K_z \cdot c_z}}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_z \cdot c_z}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_w - \frac{1}{2} (\text{p}K_z - \log c_z)$$

Obliczanie pH roztworu rozcieńczonej mocnej zasady

$$\text{pH} = 14 + \log c_z$$

Obliczanie pH roztworu nierozcieńczonej mocnej zasady

$$\text{pH} = 14 + \log a_z$$