

# **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

---

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

## 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 ( $\text{dm}^3$ ) 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	<b>58,5 g</b>	wsypać sól do zlewki, dodawać wodę porcjami, aż sól się rozpuści; przenieść roztwór do kolby miarowej na <b>1 liter</b> 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 <b>1 liter</b> i uzupełnić objętość roztworu wodą do znaczka na kolbie
ałun $K_2Al_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$ 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: $189,8 \cdot 0,1 =$ <b><math>18,98 \text{ g}</math></b>	wsypać ałun do zlewki, dodawać wodę porcjami, aż ałun się rozpuści; przenieść roztwór do kolby miarowej na <b>100 ml</b> 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: $67 \cdot 0,5 =$ <b><math>33,5 \text{ g}</math></b>	wsypać białko do zlewki, dodawać wodę porcjami, aż białko się rozpuści; przenieść roztwór do kolby miarowej na <b>500 ml</b> 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  $58,5 \cdot 0,015 = 0,8775 \text{ g}$

### 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 ( $10^6 \text{ g}$ ) 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:  $c_p \cdot V_p = c_k \cdot V_k$

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

### 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

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

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


---

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

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

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

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


---

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

❖ 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 ( $\text{CuSO}_4$ ). 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  $20 \text{ dm}^3$  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:

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

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

❖  $20 \text{ dm}^3$  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 SO<sub>2</sub> ( $64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) 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:

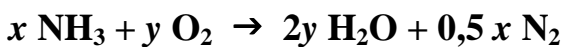
---

➤ 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 (NH<sub>3</sub>), 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:

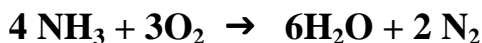
90 litrów : 22,4 litra = **4 mole amoniaku**

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

---

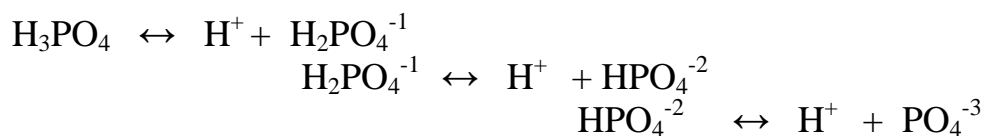
#### Zadanie 3.1.

Kwas fosforowy ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) 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  $\text{PO}_4^{-3}$

#### Zadanie 3.2.

Napisz reakcje dysocjacji pierwszego stopnia soli:

- $\text{NaHCO}_3$
- $\text{FeOHCl}_2$

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  $\text{FeCl}_3$ .

Rozwiązanie:

---

- jeżeli cząsteczka  $\text{FeCl}_3$  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
- ❖  $0,6 : 3 = 0,2$  mol/litr

### 3. Dysocjacja – słabe i mocne elektrolity

---

#### Zadanie 3.4.

Słaba zasada o umownym wzorze YOH ma stężenie 0,1 mol/litr i jest zdysocjowana w 1,33%. Oblicz stężenie jonów Y<sup>+</sup> 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  
 $\alpha$  – stopień dysocjacji (w postaci ułamka dziesiętnego)
- zasada YOH dysocjuje na 1 jon Y<sup>+</sup>  
 ❖ 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  $\alpha$ .

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  $\text{HNO}_2$  dysocjuje na jon  $\text{H}^+$  oraz anion  $\text{NO}_2^-$  ich stężenia będą małe i sobie równe (oznaczmy je jako  $x$ ) – wobec tego stężenie niezdisocjowanego kwasu  $\text{HNO}_2$  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  $[\text{NO}_2^-]$  oznaczmy 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 pH = 10,8.

Rozwiązanie:

---

- dla mocnej zasady, całkowicie zdysocjowanej  $pOH = 14 - pH = 14 - 10,8 = 3,2$
- stężenie jonów hydroksylowych  $[OH^-]$  obliczamy korzystając ze wzoru  
 $pOH = -\log [OH^-]$   
 $-\log [OH^-] = 3,2$   
 $[OH^-] = 10^{-3,2} = 6,3 \cdot 10^{-4}$
- ❖ **stężenie jonów hydroksylowych  $[OH^-] = 6,3 \cdot 10^{-4}$  mol/litr**

#### Zadanie 3.11.

Jakie będzie pH roztworu po zmieszaniu równych objętości HCl o pH=3 i NaOH o pH=11?

Rozwiązanie:

---

- jeżeli kwas solny łączy się z zasadą, to powstaje całkowicie zdysocjowana sól o 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 pH=3  
 $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} = 0,001$  mol/litr (tę samą wartość ma stężenie kwasu)
- ❖ **stężenie kwasu wynosi 0,001 mol/litr**
- obliczamy stężenie jonów hydroksylowych w zasadzie o pH = 11  
 $pOH = 14 - pH = 14 - 11 = 3$   
 $pOH = -\log [OH^-]$   
 $[OH^-] = 10^{-3} = 0,001$  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  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $K = 10^{-6}$ )

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  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K = 10^{-5}$ )

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<sub>c</sub>H) jest niższa od wartości rzeczywistej (p<sub>a</sub>H), 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 ( $\alpha$ ) 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

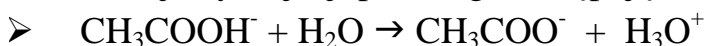
### Zadanie 4.9.

Oblicz stężenie jonu  $\text{H}_3\text{O}^+$  w 0,05 M kwasie octowym ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) oraz stałą dysocjacji  $K$  tego kwasu, jeżeli stopień dysocjacji  $\alpha = 1,9\%$ .

Rozwiązanie:

---

- reakcja dysocjacji przebiega następująco:



- stężenie jonu  $\text{H}_3\text{O}^+$  jest równe stężeniu jonu  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  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  $K = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha}$

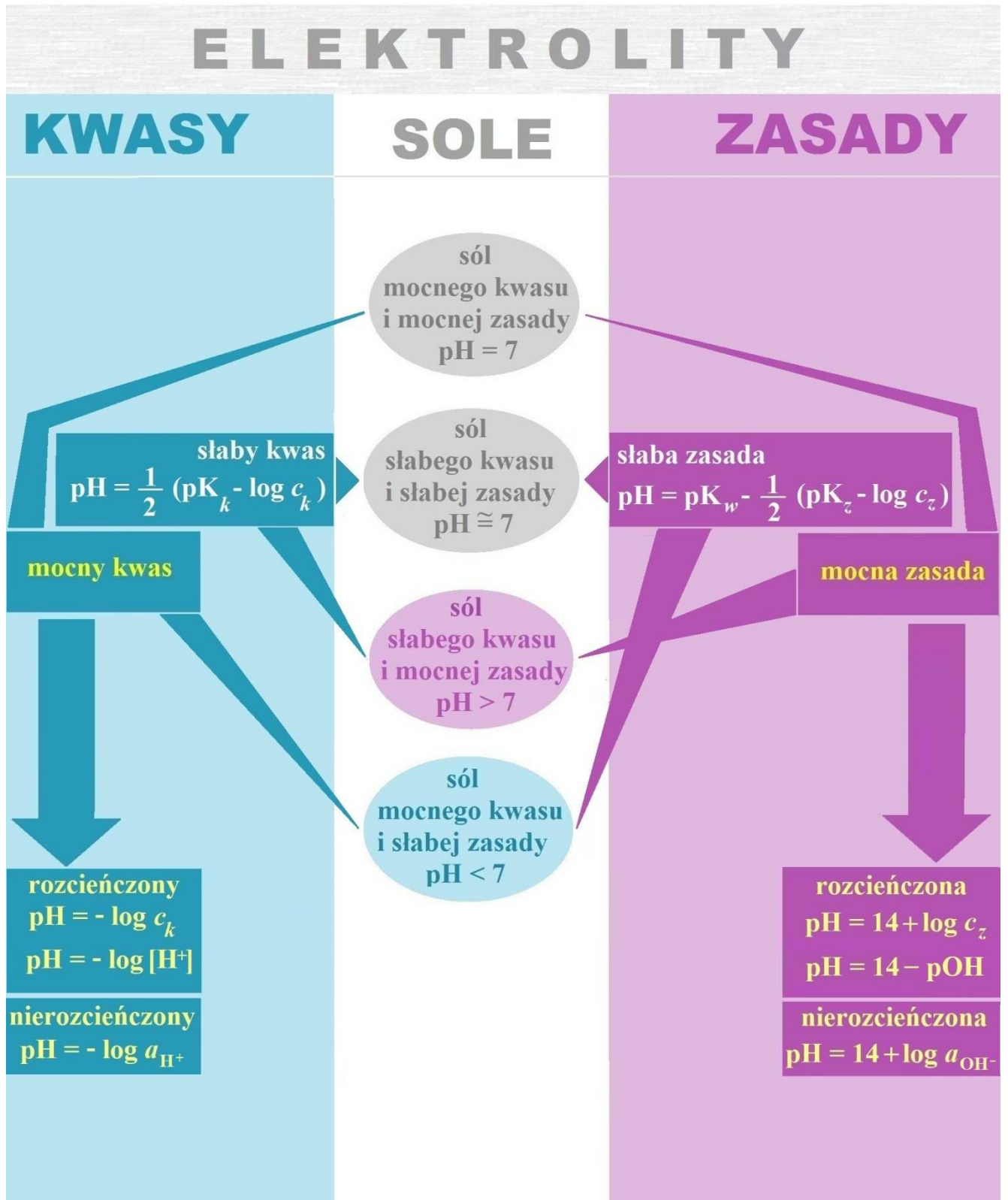
$$\text{❖ } K = \frac{0,019^2 \cdot 0,05}{1 - 0,019} = \frac{0,00036 \cdot 0,05}{0,981} = \frac{0,000018}{0,981} = 1,83 \cdot 10^{-5}$$

### 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  $\text{pH}$  ( $\text{pH}=3,5$ ), 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<sub>3</sub>COOH) i słabej zasady (NH<sub>4</sub>OH)
- **wodne roztwory soli mocnych kwasów i mocnych zasad mają odczyn obojętny, tak samo jak roztwory słabych kwasów i słabych zasad**

#### 5.12. ► Prawda

- pH=4 więc pOH = 14 - 4 = 10
- **stężenie jonów [OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-pOH</sup> = 10<sup>-10</sup>**

#### 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<sup>-3</sup> 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<sup>-2</sup> mol/litr**
- ❖ **stężenie molowe kwasu mrówkowego jest dziesięciokrotnie mniejsze od stężenia molowego kwasu octowego**

## 6. Zadania sprawdzające

Zadanie	Odpowiedź
<b>6.1.</b> 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
<b>6.2.</b> Ile gramów soli (66g/mol) należy odważyć aby uzyskać 0,6 litra roztworu o stężeniu 0,066 mol/litr ?	2,6 g
<b>6.3.</b> 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
<b>6.4.</b> 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
<b>6.5.</b> 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 $cm^3$
<b>6.6.</b> Oblicz stężenie molowe amoniaku ( $K=1,85 \cdot 10^{-5}$ mol/litr) w roztworze, jeżeli stopień dysocjacji $\alpha = 5\%$ .	0,07 mol/litr
<b>6.7.</b> Kwas octowy o stężeniu 0,02 mol/litr posiada $pH=3,22$ . Oblicz stopień dysocjacji ( $\alpha\%$ ) kwasu w tym roztworze.	3%
<b>6.8.</b> Oblicz stężenie jonów hydroksylowych ( $OH^-$ ) w roztworze zasady sodowej o $pH=10,8$ .	$6 \cdot 10^{-4}$ mol/litr
<b>6.9.</b> Do zlewki zawierającej 18,65 gramów zasady sodowej (40g/mol) wlało 50 ml wody; zasadę rozpuszczono, a następnie wlało 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
<b>6.10.</b> Oblicz pH roztworu mocnego kwasu HA , jeżeli stężenie jonów hydroksylowych wynosi $10^{-10}$ mol/litr.	4,0

## 7. Wzory

## Stopień dysocjacji

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

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

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

$\alpha$  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  
 $\alpha$  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  
 $\alpha$  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 [mol<sup>2</sup>/litr<sup>2</sup>]

## 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

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