



# Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii

## Zakład Chemii

Laboratorium chemii technicznej

### Ćwiczenie laboratoryjne

### Mieszanki buforowe

Opracowali:

dr inż. Andrzej Kozłowski

dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

dr Magdalena Ślęczka-Wilk

dr inż. Konrad Ćwirko

mgr inż. Czesław Wiznerowicz

Grażyna Gorzycka

KIEROWNIK  
Zakładu Chemii  
*Kalbarczyk-Jedynak*  
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

Szczecin 2023

## KARTA ĆWICZENIA

1	<b>Powiązanie z przedmiotami:</b> ESO/25, 27 DiRMiUO/25, 27 EOUnIE/25, 27		
	<b>Specjalność/Przedmiot</b>	<b>Efekty kształcenia dla przedmiotu</b>	<b>Szczegółowe efekty kształcenia dla przedmiotu</b>
	ESO/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
	DiRMiUO/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
	EOUnIE/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
2	<b>Cel ćwiczenia:</b> opanowanie podstawowych pojęć chemicznych związanych z roztworami kwasów, zasad i soli oraz nabycie praktycznych umiejętności z zakresu: <ul style="list-style-type: none"> <li>– ustalania odczynu i pomiaru pH roztworów,</li> <li>– obliczania pH roztworów mocnych i słabych kwasów oraz zasad,</li> <li>– ustalania odczynu poszczególnych typów soli po hydrolizie na podstawie reakcji,</li> <li>– obliczanie pH konkretnych roztworów soli i mieszanin buforowych.</li> </ul>		
3	<b>Wymagania wstępne:</b> ogólna wiedza dotycząca pH, odczynu roztworu, hydrolizy wyniesiona ze szkoły średniej, znajomość kluczowych zagadnień dysocjacji jonowej opanowana na wcześniejszych ćwiczeniach, znajomość zasad pracy w laboratorium chemicznym		
4	<b>Opis stanowiska laboratoryjnego:</b> zestaw szkła laboratoryjnego, zestaw odczynników i indykatorów do badania pH i hydrolizy,		
5	<b>Ocena ryzyka:</b> prawdopodobieństwo oparzenia chemicznego wynikające z kontaktu z 0,2 M kwasem siarkowym jest bardzo małe, skutki – nikłe, <b>Końcowa ocena – ZAGROŻENIE BARDZO MAŁE</b> <b>Wymagane środki zabezpieczenia:</b> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Fartuchy, rękawice i okulary ochronne.</li> <li>2. Środki czystości BHP, ręczniki papierowe.</li> </ol>		
6	<b>Przebieg ćwiczenia:</b> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Zapoznanie się z instrukcją stanowiskową (załącznik 1).</li> <li>2. Przeprowadzenie doświadczeń przewidzianych w instrukcji.</li> </ol>		
7	<b>Sprawozdanie z ćwiczenia:</b> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Opracować ćwiczenie zgodnie z poleceniami zawartymi w instrukcji stanowiskowej.</li> <li>2. Rozwiązać polecane zadanie i/lub odpowiedzieć na pytania zamieszczone w zestawie zadań i pytań do samodzielnego wykonania przez studenta.</li> </ol>		
8	<b>Archiwizacja wyników badań:</b> sprawozdanie z ćwiczeń, opracowane zgodnie z obowiązującymi w pracowni zasadami, należy złożyć w formie pisemnej prowadzącemu zajęcia na następnych zajęciach.		

9	<p><b>Metoda i kryteria oceny:</b></p> <p>a) EKP1, EKP2 – kontrola znajomości podstawowych pojęć chemicznych dotyczących pH i hydrolizy na zajęciach,</p> <p>b) SEKP4 – szczegółowy efekt kształcenia studenta oceniony zostanie na podstawie przedstawionych w sprawozdaniu obserwacji, wniosków oraz rozwiązań zadań i problemów poleconych do samodzielnego rozwiązania/ opracowania:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– ocena 2,0 – student ma ogólną wiedzę dotyczącą pH oraz hydrolizy soli, ale nie potrafi jej wykorzystać w praktyce do rozwiązania podstawowych problemów,</li> <li>– ocena 3,0 – posiada podstawową wiedzę chemiczną dotyczącą pH oraz hydrolizy soli i potrafi ją wykorzystać w małym zakresie do rozwiązywania potencjalnych problemów w swojej specjalności,</li> <li>– ocena 3,5 – 4,0 – posiada poszerzoną wiedzę chemiczną z zakresu pH, hydrolizy soli i potrafi ją wykorzystać w podstawowym stopniu do ustalania odczynu i obliczania pH różnych roztworów elektrolitów oraz rozwiązywaniu problemów na statku,</li> <li>– ocena 4,5 – 5,0 – posiada kompletną wiedzę chemiczną z zakresu pH i hydrolizy soli oraz potrafi stosować w praktyce złożoną wiedzę chemiczną do ustalania i obliczania pH poszczególnych roztworów kwasów, zasad, soli oraz roztworów buforowych oraz rozwiązywania złożonych problemów,</li> </ul>
10	<p><b>Literatura:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Kozłowski A., Instrukcja stanowiskowa do ćwiczeń laboratoryjnych: <i>pH roztworów. Reakcje soli z wodą</i>, AM Szczecin, 2013.</li> <li>2. Stundis H., Trześniowski W., Żmijewska S.: <i>Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej</i>. WSM, Szczecin 1995.</li> <li>3. Śliwa A., <i>Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań</i>. PWN Warszawa, 1994.</li> <li>4. Jones L., Atkins P., <i>Chemia ogólna. Cząsteczki, materia reakcje</i>, WN PWN, Warszawa, 2004.</li> <li>5. Bielański A., <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>, PWN, Warszawa, 1996.</li> <li>6. Kozłowski A., <i>Materiały dydaktyczne z chemii technicznej</i>, opracowane dla potrzeb zajęć audytoryjnych (nie publikowane).</li> </ol>
11	Uwagi

# ZAŁĄCZNIK 1 – INSTRUKCJA

## 1. ZAKRES ĆWICZENIA

### Zagadnienia i słowa kluczowe:

- mieszaniny buforowe (mechanizm działania buforów, rodzaje oraz przykłady mieszanin buforowych, zastosowanie buforów).

## 2. WPROWADZENIE TEORETYCZNE DO ĆWICZENIA

### 2.1. Mieszaniny buforowe

Mieszaniny buforowe są to mieszaniny słabych zasad lub kwasów z ich solami np.  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$  lub  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$  oraz mieszaniny soli słabych kwasów wieloprotonowych o różnych stopniach neutralizacji np.  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$  lub  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{Na}_3\text{PO}_4$ .

Mieszaniny buforowe mają określone pH, którego wartość zmienia się nieznacznie po wprowadzeniu do roztworu pewnego nadmiaru jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$  lub  $\text{OH}^-$ . Inaczej mówiąc, mieszaniny te wykazują „działanie buforujące” tzn. uniemożliwiają gwałtowną zmianę pH roztworu. Podobnie rozcieńczanie czy zwiększanie stężenia roztworów buforowych nie ma wpływu na wartość ich pH.

Dla buforu o charakterze kwaśnym np.  $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{CH}_3\text{COOH}$ , stężenie jonów hydroniowych  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  oblicza się ze wzoru

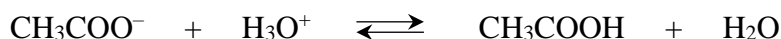
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_k \frac{C_k}{C_s}$$

gdzie:

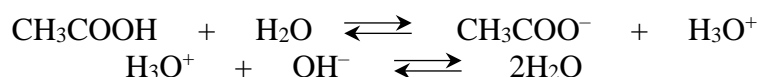
- $K_k$  – stała dysocjacji słabego kwasu,
- $C_k$  – stężenie kwasu,
- $C_s$  – stężenie soli.

Mechanizm działania roztworu buforującego jest taki: po dodaniu do mieszaniny buforowej kwasu – anion soli zawartej w buforze tworzy z jonem  $\text{H}_3\text{O}^+$  słabo zdysocjowany kwas, natomiast po dodaniu zasady – jon hydroniowy kwasu zawartego w mieszaninie tworzy z jonem  $\text{OH}^-$  słabo zdysocjowane cząsteczki wody. Wskutek powstania słabo zdysocjowanych cząstek kwasu i wody, pH roztworu zmienia się nieznacznie.

Po dodaniu do buforu octanowego  $\text{CH}_3\text{COOH}$  i  $\text{CH}_3\text{COONa}$  kwasu solnego anion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  z octanu sodu tworzy z jonami  $\text{H}_3\text{O}^+$  kwas octowy



Po dodaniu np. wodorotlenku sodowego  $\text{NaOH}$  następuje reakcja zobojętnienia między jonami hydroniowymi z kwasu octowego a jonami hydroksylowymi z zasady



Wprowadzenie kwasu do mieszaniny buforowej powoduje wzrost stężenia słabego kwasu, wprowadzenie zasady – wzrost stężenia odpowiedniej soli. Zmiany stężenia składników mieszaniny buforowej wpływają w nieznacznym stopniu na pH roztworu.

W przypadku buforu zasadowego np.  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ , do obliczenia stężenia jonów hydroniowych  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  stosuje się równanie

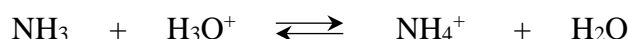
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14} \cdot C_s}{K_z \cdot C_z}$$

gdzie:

- $C_s$  – stężenie soli,
- $C_z$  – stężenie zasady,
- $K_z$  – stała dysocjacji słabej zasady danego buforu.

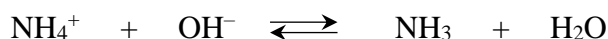
Mechanizm działania buforu zasadowego ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) jest następujący:

W roztworze nastąpiła dysocjacja i obecne są jony  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Cl}^-$  oraz cząsteczka  $\text{NH}_3$ . Wprowadzając niewielką ilość jonów hydroniowych z kwasu zajdzie reakcja



która potwierdza, że pH nie zmienia się.

Przy wprowadzeniu mocnej zasady do mieszaniny buforowej, jon amonowy przereaguje według równania



i w tym przypadku pH roztworu nie uległo zmianie.

Tabela 1

Przykładowe mieszaniny buforowe

Nazwa buforu	Skład buforu o stężeniu 1:1	pH
amonowy	wodorotlenek amonu $\text{NH}_4\text{OH}$ , chlorek amonu $\text{NH}_4\text{Cl}$	9,3
benzoesanowy	kwas benzoesowy $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ , benzoesan sodu $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$	4,2
fosforanowy	wodoroortofosforan sodu $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , diwodoroortofosforan sodu $\text{NaH}_2\text{PO}_4$	6,8
mrówczanowy	kwas mrówkowy $\text{HCOOH}$ , mrówczan sodu $\text{HCOONa}$	3,7
octanowy	kwas octowy $\text{CH}_3\text{COOH}$ , octan sodu $\text{CH}_3\text{COONa}$	4,7

### 3. WYKONANIE ĆWICZENIA

#### Doświadczenie 1 – Sporządzanie mieszanin buforowych chlorku amonu i wodorotlenku amonu

##### Materiały i odczynniki:

Zlewki o pojemności 50 cm<sup>3</sup>, cylinder miarowy, roztwory: chlorek amonu (0,1 M NH<sub>4</sub>Cl), wodorotlenek amonu (0,1 M NH<sub>4</sub>OH), chlorek amonu (0,2 M NH<sub>4</sub>Cl), wodorotlenek amonu (0,2 M NH<sub>4</sub>OH), roztwór wskaźnika uniwersalnego.

##### Wykonanie:

Stosując roztwory 0,1 M i 0,2 M, sporządzić mieszaniny buforowe mieszając je w następujących stosunkach objętościowych:

chlorek amonu	1	1	10
wodorotlenek amonu	10	1	1

Dodać po 5 kropli wskaźnika uniwersalnego do otrzymanych mieszanin buforowych i określić pH otrzymanych roztworów (na podstawie uzyskanych barw) korzystając ze zmiany barwy wskaźnika uniwersalnego według Yamady.

Zmiana barwy wskaźnika uniwersalnego według Yamady w zależności od wykładnika stężenia jonu hydroniowego (w zależności od pH)

pH	Barwa wskaźnika
4,0	czerwona
5,0	pomarańczowa
6,0	żółta
7,0	zielona
8,0	niebieska
9,0	ciemnoniebieska
10,0	fioletowa

##### Opracowanie wyników:

Otrzymane wyniki podać w zestawieniu.

Związek chemiczny	Stosunek objętościowy roztworów		
0,1 M chlorek amonu	1	1	10
0,1 M wodorotlenek amonu	10	1	1
wartość pH			
0,2 M chlorek amonu	1	1	10
0,2 M wodorotlenek amonu	10	1	1
wartość pH			

## Doświadczenie 2 – Sporządzanie mieszanin buforowych kwasu octowego i octanu sodu. Wpływ dodatku kwasu i wodorotlenku na sporządzoną mieszaninę buforową: kwas octowy: octan sodu (1:1)

### Materiały i odczynniki:

Zlewki o pojemności 50 cm<sup>3</sup>, statyw z probówkami, cylinder miarowy, roztwory: kwas octowy (0,1 M CH<sub>3</sub>COOH), octan sodu (0,1 M CH<sub>3</sub>COONa), roztwór kwasu chlorowodorowego (0,1M HCl), roztwór wodorotlenku sodu (0,1M NaOH), wskaźnik uniwersalny.

### Wykonanie:

Stosując roztwory 0,1 M sporządzić mieszaniny buforowe mieszając je w następujących stosunkach objętościowych:

kwas octowy	1	1	10
octan sodu	10	1	1
wartość pH			

Dodać po 5 kropli wskaźnika uniwersalnego do otrzymanych mieszanin buforowych i określić pH otrzymanych roztworów (na podstawie uzyskanych barw) korzystając ze zmiany barwy wskaźnika uniwersalnego według Yamady.

Zmiana barwy wskaźnika uniwersalnego według Yamady w zależności od wykładnika stężenia jonu hydroniowego (w zależności od pH)

pH	Barwa wskaźnika
4,0	czerwona
5,0	pomarańczowa
6,0	żółta
7,0	zielona
8,0	niebieska
9,0	ciemnoniebieska
10,0	fioletowa

Następnie przygotowaną mieszaninę buforową (1:1) rozlać po równo do 4 probówek. Do pierwszych dwóch dodać odpowiednio 2 krople (1 probówka) i 4 krople (2 probówka) 0,1M roztworu kwasu chlorowodorowego (HCl), a następnie do kolejnych dwóch 2 krople (probówka 3) oraz 4 krople (probówka 4) 0,1M roztworu wodorotlenku sodu (NaOH). Określić pH.

### Opracowanie wyników:

1. Otrzymane wyniki podać w zestawieniu.

Probówka	1	2	3	4
Wartość pH				

2. O czym świadczy fakt, że po dodaniu niewielkich ilości mocnych kwasów i mocnych wodorotlenków do mieszaniny buforowej (1:1) barwa wskaźnika uniwersalnego nie ulega zmianie? Dlaczego pH mieszaniny nie zmienia się? Podać definicję pojemności buforowej.

### Doświadczenie 3 – Badanie pH roztworów buforowych

#### Materiały i odczynniki:

Zlewki, cylinder miarowy, roztwory: chlorek amonu (0,1M  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), wodorotlenek amonu (0,1M  $\text{NH}_4\text{OH}$ ), octan sodu (0,1M  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ), kwas octowy (0,1M  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), wskaźniki: papierek lakmusowy, papierki wskaźnikowe, wskaźnik uniwersalny.

#### Wykonanie:

Do zlewki pierwszej o pojemności  $50 \text{ cm}^3$  wlać  $4 \text{ cm}^3$  roztworu chlorku amonu (0,1M  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) i  $8 \text{ cm}^3$  roztworu wodorotlenku amonu (0,1M  $\text{NH}_4\text{OH}$ ). Do zlewki drugiej wlać  $4 \text{ cm}^3$  octanu sodu (0,1M  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) i  $8 \text{ cm}^3$  kwasu octowego (0,1M  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Następnie w obu zlewkach określić barwę oraz pH sporządzonych roztworów stosując kolejno wskaźniki podane w tabeli 5, a na końcu zmierzyć pH za pomocą pH-metru.

Zestawienie wyników dla doświadczenia 3

Lp.	Metoda	Zlewka 1		Zlewka 2	
		Roztwór buforowy		Roztwór buforowy	
		Barwa	pH/odczyn	Barwa	pH/odczyn
1.	Papierek lakmusowy				
2.	Papierki wskaźnikowe o wybranym zakresie, 0 – 6 oraz 7 – 14				
3.	Wskaźnik uniwersalny (roztwór alkoholowy)				
4.	Pomiar – pH-metrem				
5.	Obliczenie wartości pH				

#### Opracowanie wyników

1. Określić rodzaj roztworu buforowego w zlewkach 1 i 2.
2. Wpisać uzyskane barwy i wartości pH do tabeli 8.
3. Obliczyć pH badanych roztworów buforowych stosując następujące wzory na obliczenie stężenia jonów hydroniowych: bufor o charakterze kwaśnym (bufor octanowy)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_k \frac{C_k}{C_s}, \text{ bufor o charakterze zasadowym (bufor amonowy)} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14} \cdot C_s}{K_z \cdot C_z};$$

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

4. Porównać zastosowane metody wyznaczania pH roztworów buforowych.



#### **4. OPRACOWANIE ĆWICZENIA**

1. Opracować sprawozdanie zgodnie z wytycznymi zawartymi w części doświadczalnej.
2. Formatkę z tematem ćwiczenia i nazwiskami członków zespołu umieścić jako pierwszą stronę sprawozdania.
3. Po zwięzłym opracowaniu części teoretycznej w sprawozdaniu umieścić opracowanie poszczególnych doświadczeń oraz rozwiązane zadanie/zadania dodatkowe podane przez prowadzącego.

#### **5. FORMA I WARUNKI ZALICZENIA ĆWICZENIA LABORATORYJNEGO**

1. Zaliczenie tzw. „wejściówki” przed przystąpieniem do wykonania ćwiczenia.
2. Złożenie poprawnego sprawozdania pisemnego z wykonanego ćwiczenia (zgodnie z wytycznymi do opracowania sprawozdania wg. <https://www.am.szczecin.pl/pl/jednostki/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia-techniczna/chemia-tech-lab/>) na następnych zajęciach.

## I. Przykładowe zadania z rozwiązaniem

### Przykład 1

Jakie jest pH roztworu otrzymanego przez zmieszanie 100 cm<sup>3</sup> 0,1 mol/dm<sup>3</sup> roztworu kwasu octowego ze 100 cm<sup>3</sup> 0,05 mol/dm<sup>3</sup> roztworu octanu sodu; pK<sub>a</sub> = 4,75.

W pierwszym etapie należy obliczyć „nowe” stężenie molowe kwasu (CH<sub>3</sub>COOH) i soli (CH<sub>3</sub>COONa) w otrzymanym roztworze:

$$\begin{aligned}C_{\text{CH}_3\text{COOH}} &= 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 / 0,2 \text{ dm}^3 = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \\C_{\text{CH}_3\text{COONa}} &= 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 / 0,2 \text{ dm}^3 = 0,025 \text{ mol/dm}^3\end{aligned}$$

Po podstawieniu do wzoru na [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] dla buforu o charakterze kwaśnym otrzymujemy:

$$\begin{aligned}[\text{H}_3\text{O}^+] &= K_k \cdot C_k / C_s = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,05 \text{ mol/dm}^3 / 0,025 \text{ mol/dm}^3 = 0,000036 \text{ mol/dm}^3 \\ \text{stąd pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \mathbf{4,44}.\end{aligned}$$

### Przykład 2

Zmieszano 1 cm<sup>3</sup> roztworu chlorku amonu (NH<sub>4</sub>Cl) i 9 cm<sup>3</sup> roztworu NH<sub>3</sub> o stężeniach równych 0,2 mol/dm<sup>3</sup> każdy. Obliczyć pH otrzymanego buforu.

W pierwszym etapie należy obliczyć stężenia molowe soli i zasady w otrzymanym roztworze:

$$\begin{aligned}C_s &= 0,2 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,001 \text{ dm}^3 / 0,01 \text{ dm}^3 = 0,02 \text{ mol/dm}^3 \\ C_z &= 0,2 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,009 \text{ dm}^3 / 0,01 \text{ dm}^3 = 0,18 \text{ mol/dm}^3\end{aligned}$$

Po podstawieniu do wzoru dla buforu o charakterze zasadowym otrzymujemy:

$$\begin{aligned}[\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-14} \cdot C_s / K_z \cdot C_z = 6,17 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3 \\ \text{stąd pH} &= \mathbf{10,21}.\end{aligned}$$

## II. Zadania i pytania do samodzielnego wykonania przez studenta

1. Obliczyć pH roztworu buforowego zawierającego octan sodu o stężeniu  $0,04 \text{ mol/dm}^3$  i kwas octowy o stężeniu  $0,08 \text{ mol/dm}^3$  w temperaturze  $25^\circ\text{C}$ . Odpowiedź: 4,44.
2. Obliczyć pH roztworu buforowego zawierającego chlorek amonu o stężeniu  $0,04 \text{ mol/dm}^3$  i  $\text{NH}_3$  o stężeniu  $0,03 \text{ mol/dm}^3$ . Odpowiedź: 9,13.
3. Obliczyć pH roztworu buforowego otrzymanego przez zmieszanie  $80 \text{ cm}^3$  kwasu octowego z  $20 \text{ cm}^3$  octanu sodu o stężeniach  $0,2 \text{ mol/dm}^3$ ;  $K$  (kwasu octowego) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$ . Odpowiedź: 4,16.
4. Ile  $\text{cm}^3$  roztworu octanu sodu o stężeniu  $0,2 \text{ mol/dm}^3$  należy dodać do  $10 \text{ cm}^3$  roztworu kwasu octowego o stężeniu  $0,1 \text{ mol/dm}^3$ , aby pH wynosiło 5. Odpowiedź:  $8,95 \text{ cm}^3$ .
5. Podać definicję buforu.
6. Gdzie roztwory buforowe znajdują zastosowanie?