Ćwiczenie nr 38

ROZTWORY BUFOROWE

I. Cel ćwiczenia

Celem ćwiczenia jest zbadanie właściwości roztworu buforowego oraz wyznaczenie zależności pojemności buforowej od pH.

II. Zagadnienia wprowadzające

1. Definicje: ogniwa galwanicznego, półogniwa, SEM ogniwa, potencjału półogniwa, ogniwa elektrolitycznego.
2. Typy półogniw galwanicznych: schemat półogniwa, reakcje elektrodowe, potencjał.
3. Definicja pH oraz metody jego pomiaru.
4. Własności roztworów buforowych.

Literatura obowiązująca:

1. Praca zbiorowa, *Chemia fizyczna*, PWN, 2001.
2. K. Pigoń i Z. Ruziewicz, *Chemia fizyczna*, PWN, 1993.
3. B. Modrzejewski, *Pomiary pH*, WNT, 1971
4. P. W. Atkins, *Chemia fizyczna*, PWN, 2001.
5. W. Szczepaniak, *Metody instrumentalne w analizie chemicznej*, PWN, 2004.

III. Cześć teoretyczna

III.1. Iloczyn jonowy wody oraz pH

W bardzo czystej wodzie ($[H_3O^+] = [OH^-] \sim 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm^3) ustala się stan równowagi dynamicznej pomiędzy jonami hydroniowymi, hydroksylowymi i cząsteczkami wody, który można opisać stałą równowagi jonizacji K:

$$K = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2} \qquad \text{stąd} \qquad K_w = K \cdot [H_2O]^2 = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \qquad (1)$$

Stała równowagi K_w określa iloczyn jonowy wody, który w temperaturze 298,15 K wynosi :

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

Zmiana stężenia jonów w roztworze powoduje zmianę jego kwasowości. W celu uzyskania prostego sposobu charakteryzowania właściwości kwasowych roztworów wprowadzono pojęcie wykładnika jonów wodorowych zwanego pH (Sörensen, 1909 r.). Wyznaczanie pH roztworu jest równoznaczne z określeniem aktywności jonów wodorowych:

$$\mathrm{pH} = -\log a_{H^+} \qquad (2)$$

W zależności od wartości pH roztwory możemy podzielić na: silnie kwaśne (pH ≈ 0), słabo kwaśne (pH ≈ 3), obojętne (pH = 7), słabo zasadowe (pH ≈ 11) oraz silnie zasadowe (pH ≈ 14). W przypadku roztworów mocnych kwasów i zasad stężenia jonów hydroniowych i hydroksylowych w przybliżeniu równe są stężeniom kwasu lub zasady. W przypadku słabych i średniej mocy elektrolitów należy obliczając stężenia uwzględnić ich stopień dysocjacji.

W celu określenia przybliżonego pH roztworów, można zastosować papierki wskaźnikowe lub wskaźniki organiczne, które zmieniają swoja barwę w zależności od kwasowości środowiska. W tabeli 1 zestawiono zakresy zmiany barwy niektórych wskaźników alkacymetrycznych. W przypadku wskaźników kwasowo-zasadowych (HIn) zmiana barwy spowodowana jest modyfikacją struktury cząsteczki w wyniku przeniesienia protonu w reakcji z wodą w konsekwencji czego tworzy się układ sprzężony kwas-zasada:

$$HIn\ (aq) + H_2O\ (c) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + In^-\ (aq)$$

W celu szybkiego określenia kwasowości roztworów (w jednym pomiarze) wykorzystuje się wskaźniki uniwersalne mieszane zmieniające barwę w szerokim zakresie pH.

Tabela 1. Zakresy zmiany barwy wskaźników alkacymetrycznych.
[Praca zbiorowa, *Poradnik fizykochemiczny*, WNT, 1974]

Wskaźnik	Barwa formy kwasowej	Zmiana barwy w zakresie pH	Barwa formy zasadowej
Fiolet krystaliczny	żółta	0,0-1,8	niebieska
Zieleń malachitowa	żółta niebieska	0,1-1,8 11,3-13,0	niebiesko-zielona -
Błękit tymolowy	czerwona żółta	1,2-2,8 8,0-9,6	żółta niebieska
Oranż metylowy	czerwona	3,1-4,4	żółta
Czerwień Kongo	niebieska	3,0-5,2	pomarańczowo-żółta
Czerwień metylowa	czerwona	4,2-6,3	żółta
Lakmus	czerwona	5,0-8,0	niebieska
4-Nitrofenol	-	5,4-6,6	żółty
Czerwień fenolowa	żółta	6,6-8,4	czerwona
3-Nitrofenol	-	6,8-8,6	pomarańczowo-żółta
Fenoloftaleina	-	8,2-10,0	różowa
Alizaryna	czerwona	11,0-12,4	fioletowa
Żółcień tytanowa	żółta	12,0-13,0	czerwona

Doświadczalne wyznaczenie aktywności jonów jednego rodzaju nie jest możliwe, ale można stosując metody potencjometryczne w ustalonych typach ogniw wyznaczyć dokładne wartości odpowiadające konwencjonalnej skali pH.

Ogniwo elektrochemiczne składa się z dwu elektrod (przewodniki elektryczności) zanurzonych w elektrolicie (przewodnik elektrolityczny). Elektrolit z zanurzoną w nim elektrodą stanowi półogniwo. W czasie przepływu prądu w ogniwie galwanicznym na elektrodach zachodzą cząstkowe reakcje utleniania i redukcji. Siłę elektromotoryczną ogniwa możemy przedstawić za pomocą równania Nernsta:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(forma\ \ zredukowana)}{a(forma\ \ utleniona)} \tag{3}$$

gdzie: R – stała gazowa, T – temperatura w [K], F – stała Faradaya, a – aktywność jonów biorących udział w reakcji zachodzącej w ogniwie.

Siłę elektromotoryczną ogniwa możemy wyrazić poprzez różnicę potencjałów tworzących go półogniw:

$$E = E_K - E_A \tag{4}$$

gdzie: E_K, E_A – potencjały półogniwa prawego (katody) i lewego (anody).

Potencjał półogniwa jest mierzalną wielkością charakteryzującą dane półogniwo. Można go zdefiniować jako siłę elektromotoryczną ogniwa złożonego z badanego półogniwa i standardowego półogniwa wodorowego. Pomiary potencjometryczne pH wykonuje się w ogniwie zbudowanym z elektrody wskaźnikowej (której potencjał zależy od aktywności jonów wodorowych) oraz elektrody porównawczej (o stałym potencjale).

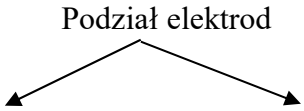
Potencjał półogniwa wodorowego jest wprost proporcjonalny do pH roztworu w półogniwie. Mierząc SEM ogniwa zbudowanego z półogniwa wodorowego i kalomelowego można więc wyznaczyć pH roztworu:

$$E = E^0 - \frac{RT \ln 10}{F} \mathrm{pH} \tag{5}$$

W praktyce w pomiarach pH roztworów stosuje się wygodniejsze półogniwa aniżeli wodorowe. Powinny to być półogniwa, których potencjał jest odwracalny względem jonów wodorowych, np. półogniwo chinhydronowe lub szklane.

III.2. Rodzaje elektrod

W zależności od przyjętego kryterium możemy wyróżnić kilka głównych typów półogniw galwanicznych:



mechanizm działania:

- elektrody pierwszego rodzaju;
- elektrody drugiego rodzaju;
- elektrody trzeciego rodzaju;
- utleniająco-redukujące;
- jonoselektywne

zastosowanie:

- elektrody wskaźnikowe;
- elektrody porównawcze

III.2.1. Półogniwa odwracalne względem kationu

– *Półogniwa z aktywną elektrodą metalową*

Półogniwo tego typu tworzy metal zanurzony w roztworze swoich jonów Me | Me^{n+}. Zachodzi w nim reakcja:

$$Me^{n+} + ne \rightarrow Me \tag{6}$$

a jego potencjał możemy wyrazić równaniem:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{Me}}{a_{Me^{n+}}} = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{Me^{n+}} \tag{7}$$

gdzie a_{Me}, $a_{Me^{n+}}$ – aktywności metalu i jego jonów, $a_{Me} = 1$.

– *Półogniwa gazowe*

Półogniwo gazowe tworzy metal (najczęściej szlachetny) zanurzony w roztworze nasycanym odpowiednim gazem i zawierającym jony potencjałotwórcze. Przykładem takiego półogniwa jest półogniwo wodorowe Me | H_2 | H^+, w którym zachodzi reakcja:

$$2H^+ + 2e \rightarrow H_{2(g)} \tag{8}$$

a jego potencjał możemy wyrazić równaniem:

$$E = -\frac{RT}{2F} ln \frac{a_{H_2}}{a_{H^+}^2} = -\frac{RT}{F} ln \frac{(a_{H_2})^{1/2}}{a_{H^+}} \tag{9}$$

III.2.2. Półogniwa odwracalne względem anionu

– *Półogniwa gazowe*

Przykładem takiego półogniwa jest półogniwo chlorowe Me | Cl_2 | Cl^- (elektroda platynowa omywana strumieniem gazowego chloru i zanurzona w roztworze chlorków), w którym zachodzi reakcja:

$$Cl_2 + 2e \rightarrow 2Cl^- \tag{10}$$

a jego potencjał możemy wyrazić równaniem:

$$E = E^0 - \frac{RT}{2F} ln \frac{a_{Cl^-}^2}{a_{Cl_2}} = E^0 - \frac{RT}{F} ln \frac{a_{CL^-}}{(a_{Cl_2})^{1/2}} \tag{11}$$

– *Półogniwa drugiego rodzaju*

Półogniwo drugiego rodzaju tworzy metalowa elektroda pokryta szczelną warstwą trudno rozpuszczalnej soli tego metalu i zanurzona w roztworze zawierającym aniony tej soli. Przykładem takiego półogniwa jest półogniwo chlorosrebrowe Ag | AgCl | Cl^-, w którym zachodzi reakcja:

$$AgCl + e \rightarrow Ag + Cl^- \tag{12}$$

a jego potencjał możemy wyrazić równaniem:

$$E = E^0 - \frac{RT}{F} \ln \frac{a_{Ag} \cdot a_{Cl^-}}{a_{AgCl}} = E^0 - \frac{RT}{F} \ln a_{Cl^-} \tag{13}$$

gdzie z definicji aktywność ciała stałego $a_{Ag} = 1$, $a_{AgCl} = 1$.

Innym półogniwem drugiego rodzaju o szerokim zastosowaniu jest półogniwo kalomelowe Hg | Hg_2Cl_2 | Cl^-, w którym zachodzi reakcja:

$$Hg_2Cl_2 + 2e \rightarrow 2Hg + 2Cl^- \tag{14}$$

a jego potencjał możemy wyrazić równaniem analogicznym do równ. (13).

III.2.3. Półogniwa redox

Półogniwa redoks są zbudowane z elektrody chemicznie obojętnej zanurzonej w roztworze zawierającym oba składniki pary redoks (formę utlenioną i zredukowaną jonu) Me | Me^{n_1+}, Me^{n_2+}. Elektrochemiczna reakcja utleniania-redukcji zachodząca w półogniwie tego rodzaju przebiega z udziałem elektronów dostarczanych przez elektrodę metaliczną nie biorącą bezpośredniego udziału w reakcji. Elektroda pełni tu rolę przenośnika ładunku elektrycznego. Potencjał takiego półogniwa możemy wyrazić równaniem:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{red}}{a_{utl}} \tag{16}$$

gdzie: a_{red}, a_{utl} – aktywności formy zredukowanej i utlenionej.

Przykładem tego typu półogniw jest półogniwo chinhydronowe, które tworzy niereaktywny metal zanurzony w roztworze nasyconym chinhydronem. W roztworze wodnym cząsteczki tego związku tworzą równocząsteczkową mieszaninę chinonu

(ch) i hydrochinonu (hch). Reakcję przebiegającą w półogniwie można wyrazić równaniem:

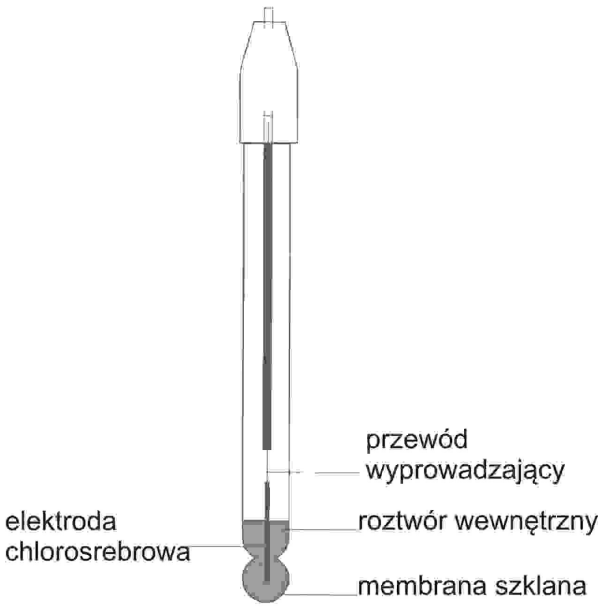
$$(\text{ch})\ \ C_6H_4O_2 + 2H^+ + 2e \rightarrow C_6H_4(OH)_2\ \ (\text{hch}) \tag{19}$$

a potencjał wynosi:

$$E = E^0 + \frac{RT}{F}\ln a_{H^+} + \frac{RT}{2F}\frac{a_{ch}}{a_{hch}} \tag{20}$$

III.2.4. Elektrody jonoselektywne

W pomiarach potencjometrycznych do określenia aktywności jonów wykorzystuje się najczęściej jonoselektywne elektrody membranowe. Zbudowane są one z aktywnej membrany (szklanej, ciekłej lub stałej), której potencjał na granicy membrana-roztwór zależy od reakcji wymiany jonowej pomiędzy jonami z roztworu a jonami z membrany.



Rys. 1. Budowa elektrody szklanej.

Najczęściej stosowanym półogniwem z tej grupy, jest tak zwana elektroda szklana, której potencjał jest wprost proporcjonalny do pH. Elektroda ta zbudowana jest z cienkiej bańki szklanej wypełnionej roztworem elektrolitu, w którym zanurzona jest elektroda chlorosrebrowa (rys. 1). Na powierzchni membrany zachodzi po obydwu stronach reakcja:

$$\equiv SiO{-}Na^+ + H^+ \rightleftarrows \equiv SiO{-}H^+ + Na^+ \tag{22}$$

Elektrodę szklaną łączy się w ogniwo z elektrodą kalomelową. Roztwór buforowy wewnątrz elektrody jest tak dobrany, aby jej potencjał był równy 0 w roztworze o pH = 7. Dokładną postać zależności potencjału elektrody szklanej od pH wyznacza się przez kalibrację w roztworach o znanych wartościach pH.

Potencjał elektrod membranowych zależy nie tylko od aktywności jonu pomiarowego, ale również od stężenia innych jonów w roztworze. Potencjał elektrody jonoselektywnej opisuje równanie Nikolskiego:

$$E_M = const - \frac{RT}{nF}\ln(a_{A^{Z+}} + k_{A/B} \cdot a_{B^{Z+}}) \tag{23}$$

gdzie: A^{Z+} - jon na który jest czuła elektroda, B^{Z+} - inny kation w roztworze, $k_{A/B}$ – współczynnik selektywności równy stałej równowagi reakcji wymiany jonowej $k_{A/B} = \frac{a_{A(r)} \cdot a_{B(sz)}}{a_{A(sz)} \cdot a_{B(r)}}$. Jeżeli $a_{A^{Z+}} > k_{A/B} \cdot a_{B^{Z+}}$ to elektroda jest selektywna względem jonu A.

W przypadku elektrod szklanych aktywne membrany wytwarzane są najczęściej z tlenków: metali alkalicznych (Na_2O, Li_2O, Cs_2O, Rb_2O), ziem rzadkich (La_2O_3), wapniowców (CaO, SrO, BaO), metali ciężkich (UO_2) oraz tlenków kwasowych (SiO_2, TiO_2). Membrany wykonane ze szkła Na_2O-CaO-SiO_2, wykazują wysoki błąd sodowy, w wyniku czego w roztworach silnie zasadowych stają się selektywne na jony sodowe. Efekt ten wzrasta w miarę wzrostu pH roztworów oraz stężenia jonów sodowych. W celu zminimalizowania tych błędów do produkcji elektrod zamiast tlenku sodu wykorzystuje się tlenek litu, który powoduje również wzrost odporności szklanej membrany.

III.3. Roztwory buforowe

W celu utrzymania pH roztworów na określonym i stałym poziomie stosuje się tzw. **roztwory buforowe**. Są to roztwory nie zmieniające swej kwasowości podczas rozcieńczania lub dodawania niewielkich ilości kwasów lub zasad. Roztwory buforowe sporządza się przez zmieszanie słabych kwasów (zasad) i ich soli z mocnymi zasadami (kwasami) lub soli wieloprotonowych, przy czym stężenie kwasu (zasady) jest porównywalne ze stężeniem soli. Przykładem może być roztwór wodny kwasu octowego i octanu sodowego lub kwasu cytrynowego i cytrynianu sodowego.

Wartość pH roztworu buforowego jest funkcją stężeń jego składników oraz stałej dysocjacji słabego kwasu lub słabej zasady wchodzącej w jego skład. Zależność tę można wyrazić uproszczonym równaniem Hendersona-Hasselbacha pozwalającym na obliczanie pH roztworu buforowego:

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_a + \log\frac{c_s}{c_a} \tag{24}$$

Zakładamy, że stężenie anionów jest praktycznie równe stężeniu soli c_s a stężenie niezdysocjowanego kwasu – całkowitemu stężeniu tego kwasu c_a.

Z równania (24) wynika, że rozcieńczanie buforu nie powinno zmieniać jego pH, gdyż stosunek stężeń c_s/c_a nie ulega wtedy zmianie. Jest to słuszne w przybliżeniu ze względu na zmiany współczynników aktywności, wzrost stopnia dysocjacji kwasu i stopnia hydrolizy soli wraz z rozcieńczaniem.

Wprowadzanie mocnego kwasu (zasady) do buforu powoduje wzrost c_a i równoczesne zmniejszenie c_s. Gdy stężenia c_s i c_a są wysokie, a ich stosunek bliski jedności, niewielki dodatek mocnego kwasu lub zasady powoduje jedynie nieznaczne zmiany pH.

Buforujące właściwości roztworów charakteryzuje wielkość zwana pojemnością buforową β. Definiuje się ją jako ilość mocnego kwasu lub zasady potrzebnej do zmiany wartości pH 1 dm^3 roztworu o jedność:

$$\beta = \frac{\Delta c_{zas}}{\Delta\mathrm{pH}} = -\frac{\Delta c_{kw}}{\Delta\mathrm{pH}} \tag{25}$$

Pojemność buforowa $\beta = 0{,}1$ gdy dodanie 0,1 mola mocnego kwasu lub zasady do 1dm^3 roztworu buforowego spowoduje zmianę pH o 0,1 jednostki.

Maksymalną pojemność buforową uzyska się dla buforów sporządzonych z równoważnych ilości słabego kwasu (zasady) i jego soli. Pojemność buforowa jest tym większa im większe jest całkowite stężenie słabego kwasu (zasady).

IV. Część doświadczalna

A. Aparatura i odczynniki

1. Aparatura:
   - mikrokomputerowy pH-metr CPC-505,
   - elektroda zespolona,
   - mieszadło magnetyczne,
   - biureta 25 cm^3
   - pipety miarowe 50 cm^3 – 2 szt.,
   - zleweczki do buforów wzorcowych – 3 szt.,
   - zlewka o poj. 250 cm^3,
   - tryskawka.
2. Odczynniki:
   - roztwór HCl o stężeniu 1 mol/ dm^3 (1 M HCl),
   - roztwór KOH o stężeniu 1 mol/ dm^3 (1 M KOH),
   - roztwór CH_3COONa o stężeniu 0,2 mol/ dm^3 (0,2 M CH_3COONa),
   - roztwór CH_3COOH o stężeniu 0,2 mol/ dm^3 (0,2 M CH_3COOH),
   - bufory wzorcowe do kalibracji.

B. Obsługa pH-metru CPC-505

1. Włączyć pH-metr CPC-505 do sieci i załączyć zasilanie przyrządu za pomocą klawisza **ON/OFF**. Przy podłączonym czujniku temperatury przyrząd sam przełącza się na automatyczną kompensację temperatury.
2. Wykonać kalibrację elektrody z użyciem roztworów buforowych. Kalibrację rozpoczyna się od wyboru rozdzielczości oraz metody kalibracji. W tym celu w trybie pomiaru pH nacisnąć klawisz MODE do momentu pojawienia się napisu rES (resolution – rozdzielczość). Klawiszami ↑ lub ↓ wybrać HI (high) wysoką rozdzielczość pomiaru. Następnie przyciskać przycisk MODE do momenty pojawienia się symbolu P. CAL (punkty kalibracji) i klawiszami ↑ lub ↓ wybrać w dolnym wierszu buFF (kalibracja w buforach). Po wykonaniu tych operacji nacisnąć klawisz pH.
3. Włożyć elektrodę i czujnik temperatury do bufora o pH=4 nie dotykając ścianek i dna naczynia, najlepiej stosować statyw.
4. Temperaturę buforów doprowadzić do wartości, dla której wprowadzono wartości tych buforów pH do pamięci przyrządu.
5. Nacisnąć i przytrzymać klawisz CAL do momentu pojawienia się na wyświetlaczu symbolu CAL. Dotychczasowe parametry kalibracji wybranej elektrody zostają w tym momencie skasowane, pod wartością pH pojawi się symbol P z numerem wykrytego buforu.

6. Odczekać do ustabilizowania wyniku. Po ustabilizowaniu wyniku nacisnąć krótko klawisz. Wynik zapulsuje, co poinformuje o zapamiętaniu wartości kalibracji, jednocześnie w górnym wierszu pojawi się skorygowana wartość pomiaru, równa wartości wprowadzonego buforu.
7. Po zakończeniu kalibracji w pierwszym buforze należy opłukać elektrodę oraz czujnik temperatury w wodzie destylowanej i przystąpić do kalibracji w buforze o pH=7, powtarzając czynności opisane w pkt 3 ÷ 6, a po zakończeniu wyjść z funkcji kalibracji naciskając klawisz pH.
8. Wykonać pomiar pH.

C. Przygotowanie buforu octanowego

Sporządzić 100 cm^3 buforu octanowego o odpowiednim pH (uzgodnić z prowadzącym ćwiczenia) wg załączonej tabeli (tabela 1).

Tabela 1. Bufor octanowy wg Walpole'a (pH = 3,6–5,6). Roztwory: 0,2 M CH_3COOH, 0,2 M CH_3COONa.

Kwas octowy [ml]	Octan sodu [ml]	pH
18,5	1,5	3,6
17,6	2,4	3,8
16,4	3,6	4,0
14,7	5,3	4,2
12,6	7,4	4,4
10,2	9,8	4,6
8,0	12,0	4,8
5,9	14,1	5,0
4,2	15,8	5,2
2,9	17,1	5,4
1,9	18,1	5,6

D. Miareczkowanie buforu

Skalibrować pH-metr na roztwory wzorcowe w zakresie pH od 4 do 9. Do naczyńka pomiarowego odpipetować 50 cm^3 sporządzonego buforu, zanurzyć ogniwo pomiarowe i ustawić obroty mieszadła tak, aby nie uszkodzić ogniwa. Zmiareczkować bufor za pomocą 1 M HCl, dodając w porcjach po 0,5 cm^3. Po dodaniu każdej porcji zaczekać chwilę i odczytać wartość pH na pH-metrze. Miareczkowanie prowadzić do wyraźnej zmiany pH. Po zakończeniu miareczkowania opłukać

i delikatnie osuszyć bibułą ogniwo, umyć i osuszyć naczyńko. Napełnić naczyńko pozostałymi 50 cm^3 buforu octanowego i zmiareczkować za pomocą 1 M KOH.

E. Przedstawienie wyników

Wyniki pomiarów przedstawić w tabeli 2.

Tabela 2. Miareczkowanie buforu.

Objętość HCl V [cm^3]	pH	Objętość KOH V [cm^3]	pH
0		0	
0,5		0,5	
1,0		1,0	
(…)		(…)	

F. Opracowanie wyników

Wyznaczenie zależności pojemności buforowej od pH.

F.1. Obliczenie stężenia jonów hydroniowych i wodorotlenowych

Obliczyć stężenie jonów hydroniowych obecnych w roztworze po dodaniu kolejnej porcji kwasu, uwzględniając poprawkę spowodowaną rozcieńczaniem. Sporządzić wykres zależności pH od stężenia jonów hydroniowych pH=f([H^+]). Podobnie obliczyć stężenie jonów wodorotlenowych wprowadzanych do roztworu podczas miareczkowania zasadą i sporządzić wykres pH=f([OH^-]).

F.2. Obliczenie pojemności buforowej

Policzyć zmianę stężenia jonów H^+ i OH^- spowodowaną dodaniem kolejnej porcji titranta (Δc_{kw}, Δc_{zas}) oraz odpowiadającą temu zmianę pH (ΔpH). Następnie obliczyć wartości pojemności buforowej β z równania (4).
Wyniki obliczeń przedstawić w tabeli 3.

Tabela 3. Doświadczalnie wyznaczona pojemność buforowa.

[H^+]	pH	Δc_{kw}	ΔpH	β	[OH^-]	pH	Δc_{zas}	ΔpH	β

Sporządzić wykres przedstawiający zależność pojemności buforowej β od pH. Poszczególne wartości β (policzone dla określonego przedziału wartości pH) przyporządkować uśrednionym wartościom pH dla każdego przedziału.

F.3. Obliczenie teoretycznej pojemności buforowej

Obliczyć teoretyczne wartości pojemności buforowej dla każdej wartości pH z doświadczalnie badanego zakresu wykorzystując równanie:

$$\beta = 2{,}303 \cdot c_0 \frac{K_a[\mathrm{H}^+]}{\left(K_a + [\mathrm{H}^+]\right)^2} \tag{26}$$

c_o – stężenie początkowe słabego kwasu w buforze
K_a – stała równowagi reakcji dysocjacji słabego kwasu ($K_{CH_3COOH} = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$)

Wyniki obliczeń przedstawić w tabeli 4.

Tabela 4. Teoretycznie obliczona pojemność buforowa.

pH	$[H^+]$	β

Na wykresie porównać teoretyczną zależność pojemności buforowej od pH z zależnością doświadczalną. Odczytać z wykresu wartość pH_{max}, tj. pH, dla którego β przyjmuje wartość maksymalną. Następnie obliczyć pK_{CH_3COOH} i porównać z pH_{max}.