



Politechnika
Wrocławska

Podstawy Chemii Nieorganicznej

Ćwiczenia laboratoryjne

CHC 012001I



ROZTWORY BUFOROWE

Opracowanie: Andrzej T. Kowal, Piotr Drożdżewski

1. CZĘŚĆ TEORETYCZNA

Mianem **roztworów buforowych** określa się roztwory, których *pH ulega jedynie nieznacznej zmianie pod wpływem dodatku mocnego kwasu lub mocnej zasady*. Jakkolwiek definicję taką trudno uznać za precyzyjną (jak interpretować “nieznaczną zmianę” pH ?), to stanowi ona pełną charakterystykę roztworów buforowych.

Najczęściej stosowane roztwory buforowe to roztwory:

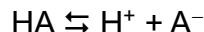
- słabego kwasu i jego soli z mocną zasadą,
- słabej zasady i jej soli z mocnym kwasem,
- dwóch soli kwasu wielozasadowego o różnej zawartości atomów wodoru zdolnych do dysocjacji.

Poznanie właściwości roztworów buforowych jest istotne zarówno z powodu roli jaką pełnią w organizmach żywych jak również zastosowań praktycznych w wielu dziedzinach chemii. Funkcjonowanie większości enzymów wymaga środowiska o ściśle kontrolowanej wartości pH, a odchylenia nawet rzędu 0,10 jednostki pH w stosunku do wartości optymalnej skutkują obniżeniem aktywności katalitycznej enzymu lub (w przypadku większych zmian pH) jego nieodwracalną denaturacją. Wartość pH osocza krwi, utrzymująca się w przedziale: 7,35 – 7,45 na skutek działania między innymi układu buforowego $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$, jest charakterystyczna dla organizmów zdrowych, zaś zmiana pH poza te granice (spowodowana zaburzeniem procesów metabolicznych lub oddechowych) prowadzi do stanów patologicznych określanymi mianem alkalozji lub acidozy (kwasicy). Biotechnologiczne zastosowania enzymów w celach preparatywnych i przemysłowych są możliwe dzięki wykorzystaniu odpowiednich roztworów buforowych, zapewniających optymalną aktywność katalityczną stosowanego enzymu. Znaczna część reakcji stosowanych w chemii analitycznej do oznaczenia zawartości analizowanego składnika próbki wymaga kontrolowanego pH (np. reakcje selektywnego wytrącania niektórych osadów lub tworzenia związków kompleksowych) i użycie odpowiedniego roztworu buforowego jest niezbędne dla poprawnego wykonania oznaczenia.

1.1 Mechanizm działania roztworów buforowych [1-3]

1.1.1 Roztwory buforowe zawierające słaby kwas jednozasadowy HA i jego sól MA

Rozważane roztwory buforowe mają odczyn kwaśny, w którym jony wodorowe H^+ pochodzą z dysocjacji słabego kwasu



a ich stężenie wynika ze stałej dysocjacji tegoż kwasu:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad [H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$$

W powyższych wyrażeniach należy uwzględnić stężenie anionów $[A^-]_a$ pochodzących z dysocjacji słabego kwasu HA oraz stężenie anionów $[A^-]_s$ pochodzących z dysocjacji soli MA:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]([A^-]_a + [A^-]_s)}{c_a - [H^+]} = \frac{[H^+]([H^+] + [A^-]_s)}{c_a - [H^+]}$$

gdzie c_a jest początkowym stężeniem słabego kwasu.

Jeżeli stężenie jonów wodorowych w roztworze buforowym jest znacznie mniejsze (w sensie co najmniej dwóch rzędów różnicy) od całkowitego stężenia każdego ze składników buforu

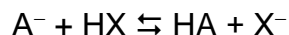
$$[H^+] \ll c_a \quad \text{i} \quad [H^+] \ll c_s$$

to wtedy:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]_s}{c_a} = \frac{[H^+]c_s}{c_a} \quad \text{a stąd} \quad [H^+] = K_a \frac{c_a}{c_s} = K_a \frac{n_a}{n_s}$$

gdzie c_a i c_s oznaczają stężenia, a n_a i n_s liczności słabego kwasu HA i jego soli MA.

Dodanie niewielkiej ilości mocnego kwasu HX do takiego roztworu buforowego ($n_{HX} < n_a$) powoduje protonowanie anionów A^- :



co powoduje, że w roztworze przybywa słabego kwasu HA i jednocześnie ubywa odpowiednia ilość jego soli (anionów A^-), co zmienia liczności obu składników roztworu buforowego:

$$n_a = n_a^0 + n_{HX} \quad \text{oraz} \quad n_s = n_s^0 - n_{HX}$$

gdzie n_a^0 i n_s^0 są początkowymi licznosciami składników roztworu buforowego.

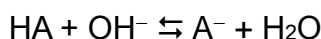
Uwzględnienie powyższych zmian daje następujące wyrażenie na stężenie jonów wodorowych:

$$[H^+] = K_a \frac{n_a^0 + n_{HX}}{n_s^0 - n_{HX}} \quad \text{lub} \quad [H^+] = K_a \frac{c_a^0 + c_{HX}}{c_s^0 - c_{HX}}$$

gdzie c_{HX} oznacza stężenie mocnego kwasu po jego dodaniu do roztworu buforowego

Stosowanie wzoru uproszczonego wymaga ostrożności w przypadku roztworów buforowych, w których słaby kwas ma stosunkowo dużą wartość stałej dysocjacji (K_a rzędu 10^{-3} i więcej) oraz bardzo rozcieńczonych roztworów buforowych, gdy stopień dysocjacji słabego kwasu $> 1,0\%$ i/lub stężenie całkowite soli nie spełnia warunku: $c_s \gg [H^+]$.

Dodanie niewielkiej ilości mocnej zasady MOH do roztworu buforowego HA/ A^- ($n_{MOH} < n_{HA}$) uruchamia reakcje:



co powoduje zmniejszenie liczności słabego kwasu HA i przyrost liczności jego soli, czyli anionów A^- w roztworze buforowym:

$$n_a = n_a^0 - n_{MOH} \quad ; \quad n_s = n_s^0 + n_{MOH}$$

Stężenie jonów wodorowych (gdy $c_a \gg [H^+]$ i $c_s \gg [H^+]$) będzie wtedy dane wyrażeniem:

$$[H^+] = K_a \frac{n_a^0 - n_{MOH}}{n_s^0 + n_{MOH}} \quad \text{lub} \quad [H^+] = K_a \frac{c_a^0 - c_{MOH}}{c_s^0 + c_{MOH}}$$

gdzie c_{MOH} oznacza stężenie mocnej zasady po jej dodaniu do roztworu buforowego

1.1.2 Roztwory buforowe zawierające słabą zasadę BOH i i jej sól BY

Omawiane roztwory buforowe mają odczyn zasadowy, w którym jony wodorotlenowe OH⁻ pochodzą z dysocjacji słabej zasady:



a ich stężenie wynika ze stałej dysocjacji tejże słabej zasady:

$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]} \quad [\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{BOH}]}{[\text{B}^+]}$$

W takim roztworze buforowym oprócz kationów B⁺ (o stężeniu [B⁺]_b) pochodzących z dysocjacji słabej zasady BOH występują również kationy B⁺ wytworzone w reakcji dysocjacji soli BY,
 $\text{BY} \rightarrow \text{B}^+ + \text{Y}^-$

których stężenie [B⁺]_s jest równe stężeniu soli c_s:

Uwzględnienie wszystkich kationów B⁺ daje następujące wyrażenie na stałą dysocjacji słabej zasady:

$$K_b = \frac{([\text{B}^+]_b + [\text{B}^+]_s)[\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]} = \frac{([\text{OH}^-] + c_s)[\text{OH}^-]}{c_b - [\text{OH}^-]}$$

gdzie c_b jest całkowitym stężeniem słabej zasady BOH a c_s stężeniem mocnej soli BY

Jeśli stężenie jonów wodorotlenowych w roztworze buforowym jest znacznie mniejsze od całkowitych stężeń każdego ze składników buforu (w sensie co najmniej dwóch rzędów różnicy);

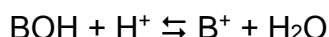
$$[\text{OH}^-] \ll c_b \quad \text{i} \quad [\text{OH}^-] \ll c_s$$

to wtedy:

$$K_b = \frac{[\text{B}^+]_s[\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]} = \frac{[\text{OH}^-]c_s}{c_b} \quad \text{a stąd} \quad [\text{OH}^-] = K_b \frac{c_b}{c_s} = K_b \frac{n_b}{n_s}$$

gdzie n_b i n_s oznaczają liczności odpowiednich składników roztworu buforowego.

Dodatek nieznacznej ilości mocnego kwasu HX (n_{HX} < n_{BOH}) do roztworu buforowego spowoduje zobojętnienie odpowiedniej ilości słabej zasady BOH



w wyniku czego zmieniają się liczności substancji tworzących bufor:

$$n_b = n_b^0 - n_{\text{HX}} \quad n_s = n_s^0 + n_{\text{HX}}$$

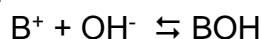
gdzie n_b⁰ i n_s⁰ są początkowymi licznosciami składników roztworu buforowego.

Stężenie jonów wodorotlenowych w roztworze buforowym po dodaniu HX wyniesie: ,

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{n_b^0 - n_{\text{HX}}}{n_s^0 + n_{\text{HX}}} \quad \text{lub} \quad [\text{OH}^-] = K_b \frac{c_b^0 - c_{\text{HX}}}{c_s^0 + c_{\text{HX}}}$$

gdzie c_{HX} oznacza stężenie mocnego kwasu po jego dodaniu do roztworu buforowego

Jeżeli do roztworu buforowego wprowadzić nieznaczną ilość mocnej zasady MOH (n_{MOH} < n_{BX}), to wtedy na skutek reakcji:



ulegną zmianie liczności obu składników roztworu buforowego:

$$n_b = n_b^0 + n_{\text{MOH}} \quad \text{oraz} \quad n_s = n_s^0 - n_{\text{MOH}}$$

Nowe stężenie jonów wodorotlenowych wyniesie:

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{n_b^0 + n_{\text{MOH}}}{n_s^0 - n_{\text{MOH}}} \quad \text{lub} \quad [\text{OH}^-] = K_b \frac{c_b^0 + c_{\text{MOH}}}{c_s^0 - c_{\text{MOH}}}$$

gdzie c_{MOH} oznacza stężenie mocnej zasady po jej dodaniu do roztworu buforowego

1.1.3 Roztwory buforowe zawierające dwie sole słabego kwasu wielozasadowego

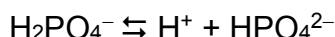
Ten rodzaj roztworów buforowych (np. $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$; $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$) cieszy się znaczną popularnością ze względów praktycznych [1,2,3].

Przykładowy "bufor fosforanowy" ($\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$) przygotowuje się poprzez rozpuszczenie dwóch soli: NaH_2PO_4 i Na_2HPO_4 .

Pierwsza z nich w wyniku dysocjacji



dostarcza jony H_2PO_4^- , które pełnią rolę słabego kwasu (odpowiednik HA). Ze względu na dużą różnicę wartości stałych dysocjacji K_2 i K_3 , praktyczne znaczenie ma tylko dysocjacja



a odpowiadająca jej równowaga

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

decyduje o kwasowości (pH) całego roztworu.

Druga sól, dysocjując zgodnie z równaniem



wprowadza do roztworu jony HPO_4^{2-} , które występują w przedstawionej wyżej równowadze i przesuwają ją w kierunku substratu, czyli pełnią taką samą rolę jak jony A^- w prostym roztworze buforowym.

Wykorzystując przedstawione wyżej podobieństwo "buforu fosforanowego" do prostego roztworu buforowego HA/A^- , działanie tego pierwszego można przedstawić podobnie jak w rozdziale 1.1.1. przyjmując, że:

$$c_a = [\text{NaH}_2\text{PO}_4] \quad \text{a} \quad c_s = [\text{Na}_2\text{HPO}_4]$$

W praktyce "bufor fosforanowy" wykorzystuje się często w badaniach biologicznych, gdzie zapewnia wyizolowanym cząsteczkom pH zbliżone do naturalnego. Mieszając w odpowiednich proporcjach składniki tego roztworu buforowego, można nastawić jego pH w zakresie od około 5,5 do 8,0.

1.2 Wpływ rozcieńczenia na pH roztworów buforowych [3]

Rozcieńczanie roztworów buforowych (przy zachowaniu stałej siły jonowej roztworu) nie ma wpływu na ich pH tak długo, jak długo można stosować uproszczone wzory:

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{c_a}{c_s} = K_a \frac{n_a}{n_s} \quad \text{lub} \quad [\text{OH}^-] = K_b \frac{c_b}{c_s} = K_b \frac{n_b}{n_s}$$

w których rozcieńczenie nie zmienia wartości występujących tam stosunków stężeń (liczności) całkowitych składników roztworu buforowego (stężenia lub liczności obu składników zmniejszają się w tym samym stopniu). Warunki te są spełnione, gdy:

- stopień dysocjacji słabego kwasu lub zasady jest na tyle mały, że zamiast jego stężenia równowagowego można użyć stężenia początkowego ($[\text{H}^+] \ll c_a$ lub $[\text{OH}^-] \ll c_b$),
- stężenie soli jest na tyle duże, że można pominąć stężenie równowagowe anionu lub kationu pochodzącego z dysocjacji słabego elektrolitu ($[\text{H}^+] \ll c_s$ lub $[\text{OH}^-] \ll c_s$).

Szczególnie istotny jest warunek pierwszy, gdyż zgodnie z "prawem rozcieńczeń Ostwalda" stopień dysocjacji słabego elektrolitu można zwiększyć przez jego rozcieńczenie.

1.3 Pojemność roztworów buforowych [1-5]

Pojemność roztworu buforowego β definiuje się jako licznosc mocnego kwasu lub mocnej zasady, która dodana do 1,00 dm³ roztworu buforowego powoduje zmianę jego pH o 1,00.

Pojemność β można obliczyć dzieląc licznosc dodanego kwasu (HX) lub zasady (MOH) przez wywołaną przez ten dodatek zmianę pH (wartość bezwzględna) i objętość roztworu buforowego:

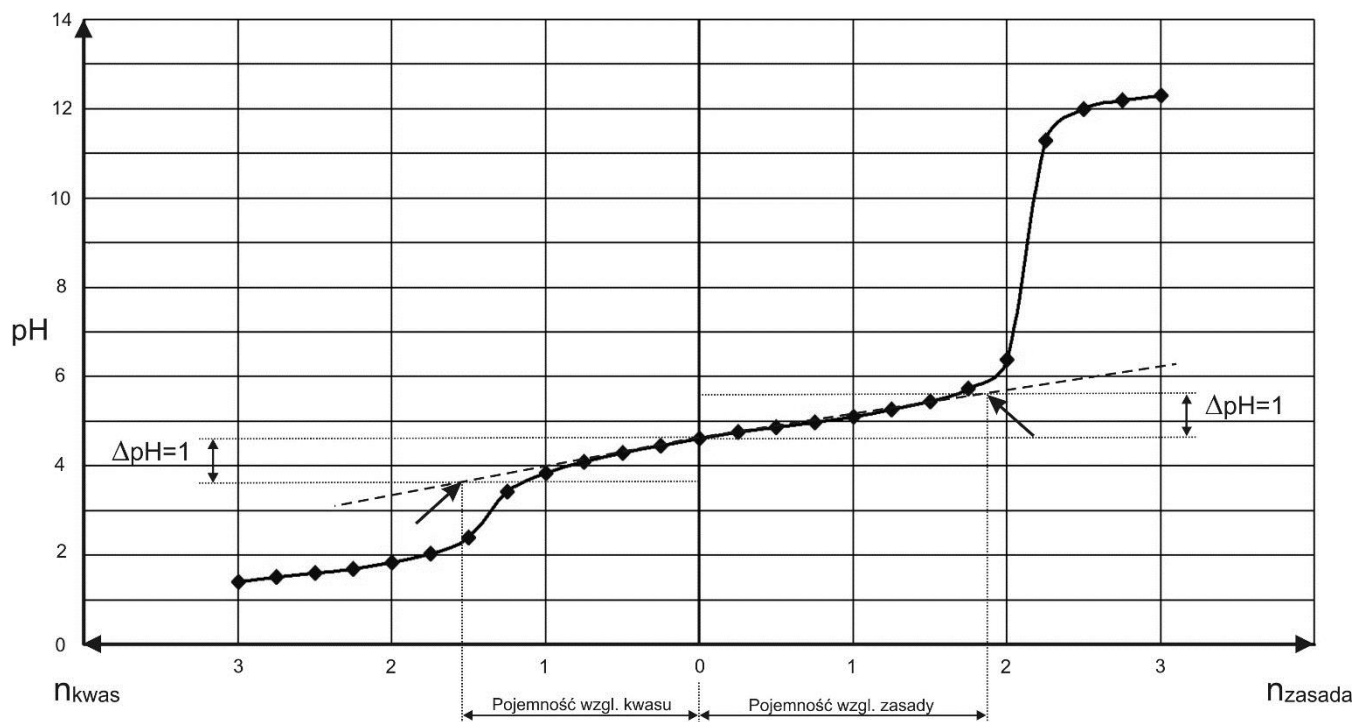
$$\beta = \frac{\Delta n_{\text{HX}}}{\Delta \text{pH} \cdot V} \quad \text{lub} \quad \beta = \frac{\Delta n_{\text{MOH}}}{\Delta \text{pH} \cdot V} \quad [\text{mol/dm}^3]$$

gdzie: n_{HX} i n_{MOH} są licznosciami mocnego kwasu i mocnej zasady dodawanymi do roztworu buforowego, a V oznacza objętość tego roztworu.

Pojemność roztworu buforowego jest tym większa im większe są stężenia (licznosci) jego składników. Roztwór buforowy, w którym licznosci obu składników są jednakowe ma taką samą pojemność buforową w stosunku do mocnego kwasu i mocnej zasady.

Doświadczalne wyznaczenie pojemności buforowej zilustrowano na poniższym rysunku. Przedstawiono na nim graficznie zależność pH buforu od licznosci dodanego silnego kwasu lub zasady.

Przyjmuje się, że bufor działa poprawnie do momentu, kiedy wartości pH zależą liniowo od licznosci dodanego silnego kwasu lub silnej zasady. Ta zależność może być wykorzystana do wyznaczenia pojemności buforowej. Praktycznie, z wykreślonych linii prostych, przechodzących przez początkowe, liniowo ułożone punkty pomiarowe, odczytuje się licznosci dodawanego kwasu i zasady dla wartości pH różnej o jedną jednostkę od wartości początkowej (na wykresie punkty te zaznaczono strzałkami). Licznosci te są pojemnosciami dla ilości (objętości) buforu wziętych do pomiarów. Po przeliczeniu tak wyznaczonych licznosci na 1,0 dm³ początkowego buforu otrzymuje się końcowe pojemności buforowe β .



Zależność pH roztworu buforowego od licznosci dodanego mocnego kwasu lub mocnej zasady.

2. LITERATURA

1. J. Minczewski, Z. Marczenko, „Chemia analityczna. I. Podstawy teoretyczne i analiza jakościowa”, Wydanie 7, PWN, Warszawa, 1998.
2. T. Lipiec, Z. Szmal, „Chemia analityczna z podstawami analizy instrumentalnej”, PZWL, 1980 i późniejsze.
3. A. Jabłoński, T. Palewski, L. Pawlak, W. Walkowiak, B. Wróbel, B. Ziółek i W. Żyrnicki, „Obliczenia w chemii nieorganicznej”, Oficyna Wydawnicza Politechniki Wrocławskiej, Wrocław 1997, 1998, 2002.

3. PYTANIA I ZADANIA KONTROLNE

1. Jaka jest definicja roztworu buforowego?
2. Jakie są podstawowe składniki roztworu buforowego?
3. Obliczyć pH roztworu buforowego w którym stężenie kwasu octowego wynosi $0,10 \text{ mol/dm}^3$ a stężenie octanu sodu jest równe $0,080 \text{ mol/dm}^3$. ($pK_a = 4,79$; $pK_w = 14,00$)
4. Obliczyć pH roztworu buforowego złożonego z kwasu chlorooctowego i jego soli sodowej, w którym stężenie soli jest dwa razy większe od stężenia kwasu. Stała dysocjacji ClCH_2COOH ma wartość $1,38 \cdot 10^{-3}$
5. Obliczyć pH roztworu buforowego zawierającego $5,00 \text{ mmol}$ kwasu octowego i $3,00 \text{ mmol}$ octanu sodu w $25,0 \text{ cm}^3$ roztworu. ($pK_a = 4,79$; $pK_w = 14,00$)
6. Obliczyć pH roztworu buforowego zawierającego $5,00 \text{ mmol}$ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i $5,00 \text{ mmol}$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ w $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu. ($pK_b = 4,75$; $pK_w = 14,00$)
7. Jakie jest pH roztworu przygotowanego poprzez zmieszanie 100 cm^3 $0,0700 \text{ mol/dm}^3$ HCl z 400 cm^3 $0,0350 \text{ mol/dm}^3$ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$? ($pK_b = 4,75$; $pK_w = 14,00$)
8. Zmieszano równe objętości roztworu kwasu octowego o stężeniu $0,50 \text{ mol/dm}^3$ i roztworu wodorotlenku potasu o stężeniu $0,20 \text{ mol/dm}^3$. Jak będzie pH końcowego roztworu?
9. Jakie jest stężenie NaNO_2 w roztworze buforowym o $\text{pH}=3,50$ w którym stężenie HNO_2 wynosi $0,050 \text{ mol/dm}^3$? ($pK_a = 3,148$; $pK_w = 14,00$)
10. Co to jest pojemność buforowa?
11. Przygotowano $100,0 \text{ cm}^3$ buforu "octanowego" zawierającego $0,20 \text{ mola}$ CH_3COOH i $0,30 \text{ mola}$ CH_3COONa . O ile zmieni się pH tego buforu po dodaniu do niego $0,05 \text{ mola}$ HCl ?
12. Jaka jest pojemność buforu "amonowego" jeżeli po dodaniu $0,010 \text{ mola}$ NaOH do 200 cm^3 tego buforu jego pH zmieniło się o $0,4$?
13. Do roztworu zawierającego $5,00 \text{ mmol}$ CH_3COOH i $4,00 \text{ mmol}$ CH_3COONa w $25,0 \text{ cm}^3$ roztworu wprowadzono $1,00 \text{ mmol}$ stałego NaOH . Jak zmieni się pH roztworu buforowego? Jaka jest pojemność tego roztworu buforowego w stosunku do NaOH ? ($pK_a = 4,79$; $pK_w = 14,00$)
14. Do roztworu zawierającego $5,00 \text{ mmol}$ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i $4,00 \text{ mmol}$ NH_4Cl w $25,0 \text{ cm}^3$ roztworu wprowadzono $1,00 \text{ mmol}$ gazowego HCl . Jak zmieni się pH roztworu buforowego? Jaka jest pojemność tego roztworu buforowego w stosunku do HCl ? ($pK_b = 4,75$; $pK_w = 14,00$)

4. WYKONANIE DOŚWIADCZEŃ

Wyznaczanie pojemności buforowej roztworu buforowego

Odczynniki: 0,20 M kwas octowy (CH_3COOH); 0,20 M octan sodu (CH_3COONa); 0,25 M kwas solny (HCl); 0,25 M wodorotlenek sodu (NaOH)

Sprzęt: pehametr z elektrodą zintegrowaną; zlewka 50 cm^3 (2 sztuki); pipeta jednomiarowa 1,00 cm^3 (2 sztuki); pipeta wielomiarowa 10,0 cm^3 (2 sztuki)

UWAGA! Przed przystąpieniem do wykonania doświadczenia należy zapoznać się z instrukcją obsługi pehametru.

1. W dwóch zlewkach o pojemności 50 cm^3 przygotować po 20 cm^3 roztworu buforowego $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$, odmierzając pipetą wielomiarową 10,0 cm^3 0,20 M CH_3COOH i 10,0 cm^3 0,20 M CH_3COONa do każdej ze zlewek.

2. Elektrode zintegrowaną pehametru opłukać wodą destylowaną z tryskawki, delikatnie osuszyć skrawkiem papierowego ręcznika (nie dotykając szklanej bańki we wnętrzu obudowy elektrody), a następnie zanurzyć w roztworze buforowym przygotowanym w jednej ze zlewek i ostrożnie wymieszać elektrodą roztwór. Dokonać odczytu pH po ustabilizowaniu się wskazań pehametru (około 30 sekund).

3. Do roztworu buforowego w zlewce z elektrodą dodawać 10 razy po 1,0 cm^3 0,25 M HCl pipetą jednomiarową o pojemności 1,0 cm^3 , (unikać dodawania roztworu HCl na powierzchnię obudowy elektrody zintegrowanej), i mierzyć pH po dodaniu każdej kolejnej porcji roztworu kwasu (roztwór należy dokładnie wymieszać elektrodą przed odczytem pH). Elektroda zintegrowana powinna pozostawać w roztworze buforowym przez cały czas wykonywania pomiarów. Całkowite objętości oraz licznosci dodanego kwasu HCl i odczytane wartości pH wpisać do tabeli w sprawozdaniu.

4. Po zakończeniu pierwszej serii pomiarów wyjąć elektrodę zintegrowaną z roztworu, przemyć wodą destylowaną z tryskawki i osuszyć skrawkiem papierowego ręcznika.

5. Przemytą elektrodę zanurzyć w drugiej zlewce z roztworze buforowym, wymieszać roztwór i odczytać pH. Do roztworu buforowego dodawać 10 razy po 1,0 cm^3 0,25 M NaOH (unikać dodawania roztworu NaOH na powierzchnię obudowy elektrody zintegrowanej), i mierzyć pH po dodaniu każdej kolejnej porcji roztworu zasady (roztwór należy dokładnie wymieszać przed odczytem pH). Elektroda zintegrowana powinna pozostawać w roztworze buforowym przez cały czas wykonywania pomiarów. Całkowite objętości oraz licznosci dodanej zasady NaOH i odczytane wartości pH wpisać do tabeli w sprawozdaniu.

6. Sprawozdanie przedłożyć prowadzącemu zajęcia w celu uzyskania podpisu zatwierdzającego wykonanie pomiarów.

7. Napisać w sprawozdaniu (punkty II.1 i II.3) reakcje zachodzące w roztworze buforowym po dodaniu silnego kwasu HCl i silnej zasady NaOH .

8. Na podstawie wyżej wymienionych reakcji wyliczyć liczności składników buforu ($n_k = n_{\text{CH}_3\text{COOH}}$; $n_s = n_{\text{CH}_3\text{COONa}}$) po każdym pomiarze i wpisać do odpowiednich tabel w sprawozdaniu.

9. Wypełnić w sprawozdaniu punkty II.2 i II.4, a następnie w analogiczny sposób obliczyć wartości pH roztworu buforowego po dodaniu kolejnych porcji 0,25 M HCl i 0,25 M NaOH ($pK_a = 4,75$; $pK_w = 14,00$) tylko dla punktów, w których badany roztwór jest jeszcze roztworem buforowym. Wyniki obliczeń umieścić w tabelach.

Roztwór przestaje być roztworem buforowym względem kwasu lub zasady po wyczerpaniu jednego ze składników buforu, co następuje po dodaniu stechiometrycznej względem odpowiedniego składnika buforu, liczności mocnego kwasu HX lub mocnej zasady MOH.

10. Zmierzone wartości pH roztworu buforowego w funkcji liczności dodanego mocnego kwasu HCl oraz mocnej zasady M NaOH nanieść na wykres w punkcie II.5 sprawozdania. Punkty połączyć linią ciągłą (nie łamaną) tak, aby przechodziła ona możliwie najbliżej wszystkich punktów pomiarowych.

11. Narysować linię prostą przechodzącą przez możliwie największą liczbę początkowych punktów odpowiadających wartościom pH podczas dodawania mocnego kwasu HCl. Analogiczną linię narysować dla punktów związanych z dodawaniem mocnej zasady NaOH.

12. Wypełnić punkt II.6 sprawozdania. Na obydwu liniach (lub ich przedłużeniach) zaznaczyć punkty odpowiadające zmianie wartości pH o 1,0 w stosunku do wartości początkowej buforu. Dla wyznaczonych punktów odczytać z wykresu liczności dodanego mocnego kwasu HCl i mocnej zasady NaOH. Otrzymane liczności przeliczyć na 1,0 dm³ początkowego buforu (wykorzystać V_{buf} z punktu I.2 sprawozdania), otrzymując w ten sposób **pojemności buforowe β** .