Ćwiczenie 2.3.

Doświadczalne i teoretyczne wyznaczanie pojemności buforowej buforu fosforanowego

Dlaczego pH ma znaczenie?

Niewielka zmiana pH może wpływać na aktywność enzymów, strukturę białek oraz przebieg reakcji wykorzystywanych w analizie chemicznej i diagnostyce laboratoryjnej. Układy buforowe stabilizują środowisko chemiczne: w organizmach umożliwiają prawidłowy przebieg wielu procesów biochemicznych, a w metodach analitycznych pomagają utrzymać kontrolowane warunki pomiaru. Zrozumienie ich działania jest istotne zarówno dla interpretacji procesów biologicznych, jak i dla oceny wiarygodności danych analitycznych.

Najważniejsze zagadnienia

- pH i równowaga kwas–zasada;
- mechanizm działania roztworów buforowych;
- pojemność buforowa i jej zależność od pH;
- znaczenie stabilizacji pH w układach biologicznych i metodach analitycznych.

Cel ćwiczenia

Celem ćwiczenia jest ocena działania buforu fosforanowego podczas dodawania mocnego kwasu i mocnej zasady na podstawie pomiarów pH oraz wykazanie znaczenia stabilizacji pH dla przebiegu procesów biologicznych i wiarygodności oznaczeń laboratoryjnych. W ramach opracowania wyników zostanie określona zależność pojemności buforowej od pH, porównane zostaną wartości doświadczalne i teoretyczne oraz wskazany zakres największej skuteczności buforowania badanego układu.

1. Aparatura i wyposażenie

- mikrokomputerowy pH-metr CPC-505;
- zespolona elektroda pH oraz sonda temperaturowa;
- mieszadło magnetyczne i mieszadełko magnetyczne;
- pipeta automatyczna (nastawa 0,50 cm^3 = 500 µL) wraz z końcówkami;
- kolba miarowa o pojemności 100 cm^3;
- cylinder miarowy o pojemności 50 cm^3;
- zlewka o pojemności 50 cm^3;
- zlewki do buforów wzorcowych – 2 szt.;
- butelki o pojemności 100 cm^3 – 2 szt.;
- tryskawka z wodą destylowaną/dejonizowaną;
- plastikowy pojemnik pomocniczy do płukania elektrody;
- bibuła laboratoryjna.

2. Odczynniki

- roztwór HCl o stężeniu 1,00 mol/dm^3;
- roztwór KOH o stężeniu 1,00 mol/dm^3;
- roztwór Na_2HPO_4 o stężeniu 0,200 mol/dm^3;
- roztwór NaH_2PO_4 o stężeniu 0,200 mol/dm^3;
- bufory wzorcowe do kalibracji pH-metru: pH 4,00 i pH 7,00;
- woda destylowana lub dejonizowana.

3. Wykonanie

3.1. Kalibracja pH-metru

1. Podłączyć pH-metr PL 700 PVS do źródła zasilania i uruchomić urządzenie przyciskiem. Jeżeli podłączona jest sonda temperaturowa, sprawdzić, czy temperatura jest odczytywana prawidłowo.
2. Nad pojemnikiem pomocniczym dokładnie przepłukać elektrodę i sondę temperaturową wodą destylowaną/dejonizowaną z tryskawki. Nadmiar cieczy usunąć przez delikatne przyłożenie bibuły; nie pocierać membrany elektrody.
3. Uruchomić procedurę kalibracji przyciskiem CAL.
4. Umieścić elektrodę i sondę temperaturową w buforze wzorcowym o pH 4,00. Elementy pomiarowe nie powinny dotykać ścianek ani dna naczynia.
5. Odczekać do ustabilizowania wskazania. Gdy na wyświetlaczu pojawi się „SA", a następnie „End" kalibracja jest zakończona.
6. Wyjąć elektrodę i sondę, dokładnie przepłukać wodą destylowaną/dejonizowaną i delikatnie osuszyć bibułą. Następnie umieścić je w buforze wzorcowym o pH 7,00 i przeprowadzić drugi punkt kalibracji analogicznie.
7. Po zakończeniu kalibracji opuścić tryb kalibracji i przejść do trybu pomiarowego pH.
8. Przed pomiarem badanej próbki ponownie przepłukać elektrodę i sondę temperaturową wodą destylowaną/dejonizowaną oraz delikatnie usunąć nadmiar cieczy bibułą.

Uwaga dotycząca elektrody

Membrany elektrody nie należy wycierać przez pocieranie. Bibułę należy jedynie delikatnie przyłożyć do powierzchni, aby usunąć krople wody. Pozostałości poprzedniego roztworu mogą zmieniać skład kolejnej próbki i wpływać na wynik pomiaru.

3.2. Przygotowanie buforu fosforanowego

Sporządzić 100,0 cm^3 buforu fosforanowego o pH wskazanym przez prowadzącego. Do kolby miarowej o pojemności 100 cm^3 odmierzyć objętości roztworów NaH_2PO_4 i Na_2HPO_4 podane w tabeli 1, a następnie uzupełnić wodą destylowaną/dejonizowaną do kreski i dokładnie wymieszać. Tak przygotowany bufor ma całkowite stężenie analityczne pary $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$ równe 0,100 mol/dm^3.

pH (20 °C)	0,200 mol/dm^3 NaH_2PO_4 [cm^3]	0,200 mol/dm^3 Na_2HPO_4 [cm^3]
6,14	80	20
6,25	75	25
6,61	60	40
6,84	50	50
6,98	40	60
7,09	25	75
7,41	20	80

Tabela 1. Objętości roztworów wyjściowych potrzebne do przygotowania 100,0 cm^3 buforu fosforanowego o stężeniu całkowitym 0,100 mol/dm^3. Wartości odpowiadają przygotowaniu buforu Sørensena w temperaturze około 25 °C; po przygotowaniu należy zmierzyć rzeczywiste pH roztworu.

9. Po przygotowaniu buforu przelać niewielką porcję do czystej zlewki pomiarowej.
10. Przepłukać elektrodę i sondę temperaturową wodą destylowaną/dejonizowaną, delikatnie osuszyć bibułą i zanurzyć w przygotowanym buforze.
11. Odczekać do ustabilizowania wskazania i zapisać rzeczywistą wartość pH oraz temperaturę roztworu. Jeżeli wartość różni się od tabelarycznej, w dalszych obliczeniach wykorzystywać wartość zmierzoną.

3.3. Miareczkowanie buforu

12. Do czystej zlewki pomiarowej odmierzyć cylindrem 50,0 cm^3 przygotowanego buforu. Umieścić w roztworze mieszadełko magnetyczne, elektrodę pH i sondę temperaturową. Ustawić mieszanie tak, aby roztwór był jednorodny, ale mieszadełko nie uderzało w elektrodę ani sondę.
13. Po ustabilizowaniu wskazania zapisać początkowe pH buforu (V_t = 0,00 cm^3).

14. Pobrać pipetą automatyczną 0,50 cm^3 roztworu HCl o stężeniu 1,00 mol/dm^3 i wprowadzić do buforu. Po każdym dodatku odczekać do ustabilizowania wskazania pH-metru i zapisać pH.
15. Kontynuować dodawanie HCl porcjami po 0,50 cm^3 do momentu wyraźnego wzrostu wrażliwości układu na kolejne porcje titranta (gwałtowniejszej zmiany pH). Po zaobserwowaniu takiej zmiany wykonać jeszcze trzy punkty pomiarowe, o ile zakres pracy elektrody i warunki bezpieczeństwa na to pozwalają.
16. Po zakończeniu miareczkowania wyjąć elektrodę i sondę temperaturową, dokładnie przepłukać je wodą destylowaną/dejonizowaną i delikatnie osuszyć bibułą. Zlewkę opróżnić, umyć i przepłukać wodą destylowaną/dejonizowaną.
17. Do przygotowanej zlewki odmierzyć drugą porcję 50,0 cm^3 tego samego buforu. Umieścić mieszadełko, elektrodę i sondę temperaturową, uruchomić mieszanie i zapisać początkowe pH.
18. Przeprowadzić miareczkowanie roztworem KOH o stężeniu 1,00 mol/dm^3, dodając kolejne porcje po 0,50 cm^3 i po każdym dodatku zapisując ustabilizowaną wartość pH. Zastosować te same kryteria zakończenia pomiaru jak podczas miareczkowania HCl.

4. Opracowanie wyników

4.1. Zestawienie danych pomiarowych

Dla każdego miareczkowania zestawić objętość titranta, całkowitą objętość roztworu i zmierzone pH. Przyjąć: Vcałk = 50,0 cm^3 + Vtitranta. Następnie sporządzić dwa wykresy pH = f(Vtitranta): osobno dla HCl i KOH.

V(HCl) [cm^3]	Vcałk [cm^3]	pH	V(KOH) [cm^3]	Vcałk [cm^3]	pH
0,00			0,00		
0,50			0,50		
1,00			1,00		
…			…		

Tabela 2. Dane pomiarowe z miareczkowania buforu fosforanowego roztworami HCl i KOH.

4.2. Przeliczenie pH na stężenia jonów

W obliczeniach dydaktycznych przyjąć, że aktywność jonów można zastąpić ich stężeniem. Dla każdego punktu pomiarowego obliczyć przybliżone stężenie jonów hydroniowych:

$$[H_3O^+] \approx 10^{-pH}\ [mol \cdot dm^{-3}]$$

Dla miareczkowania KOH obliczyć również stężenie jonów wodorotlenkowych. Dla temperatury 25 °C można przyjąć $pK_v = 14{,}00$:

$$[OH^-] \approx 10^{-(14{,}00\ -\ pH)}\ [mol \cdot dm^{-3}]$$

Na podstawie wyników sporządzić wykresy pH = f([H_3O^+]) dla miareczkowania HCl oraz pH = f([OH^-]) dla miareczkowania KOH. Dla osi stężeń zastosować skalę logarytmiczną.

Ważne

Wartość pH jest zdefiniowana przez aktywność jonów H^+. Zależność $[H_3O^+] \approx 10^{-pH}$ jest w tym ćwiczeniu przybliżeniem dydaktycznym. Różnice między modelem a doświadczeniem mogą wynikać m.in. z nieidealności roztworu i wpływu siły jonowej.

4.3. Doświadczalna pojemność buforowa

Dla każdego przedziału pomiarowego obliczyć zmianę pH oraz ilość mocnego kwasu lub zasady dodaną do początkowej objętości buforu. Wartość doświadczalnej pojemności buforowej β wyznaczyć jako iloraz przyrostu stężenia formalnego dodanego titranta, odniesionego do początkowej objętości buforu, i bezwzględnej zmiany pH:

$$\Delta c_t = \frac{c_t \cdot \Delta V_t}{V_0}$$

$$\beta_{\text{dośw.}} \approx \frac{\Delta c_t}{|\Delta \text{pH}|}$$

gdzie:

- c_t – stężenie titranta [mol/dm^3];
- ΔV_t – objętość titranta dodana pomiędzy dwoma kolejnymi punktami [dm^3];
- V_0 – początkowa objętość buforu, w tym ćwiczeniu 0,0500 dm^3;
- $\Delta\text{pH} = \text{pH}_{i+1} - \text{pH}_i$;
- β – pojemność buforowa [mol·dm^{-3}·pH^{-1}].

Każdą wartość β przypisać do średniej wartości pH dla danego przedziału:

$$\text{pH}_{\text{śr.}} = \frac{\text{pH}_i + \text{pH}_{i+1}}{2}$$

V(HCl)	pH	$[H_3O^+]$	Δc_t	ΔpH	pHśr.	β	V(KOH)	pH	$[OH^-]$	ΔpH	β
0,00			–	–	–	–	0,00			–	–

Tabela 3. Dane do wyznaczania doświadczalnej pojemności buforowej. W razie potrzeby tabelę należy rozszerzyć o kolejne wiersze.

Na podstawie uzyskanych wartości sporządzić wykres βdośw. = f(pH), nanosząc na jeden układ współrzędnych wyniki uzyskane podczas dodawania HCl i KOH.

4.4. Teoretyczna pojemność buforowa

W badanym zakresie pH właściwości buforujące układu fosforanowego są związane przede wszystkim z równowagą:

$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$$

Dla obliczeń przyjąć w temperaturze 25 °C: $K_{a2} = 6{,}2 \times 10^{-8}$ ($pK_{a2} \approx 7{,}21$). Całkowite stężenie analityczne pary buforowej oznaczyć jako:

$$C^T = [H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}]$$

Dla buforu przygotowanego zgodnie z tabelą 1 początkowo $C^T = 0{,}100$ mol/dm^3. W podstawowym opracowaniu przyjąć tę wartość jako stałą i obliczyć teoretyczną pojemność buforową z zależności:

$$\beta_{\text{teor.}} = \frac{2{,}303 \cdot C^T \cdot K_{a2} \cdot [H_3O^+]}{(K_{a2} + [H_3O^+])^2}$$

W powyższej postaci pominięto wkład autodysocjacji wody, który w badanym zakresie pH i przy stężeniu buforu 0,100 mol/dm^3 jest bardzo mały w porównaniu z wkładem pary $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$. Jeżeli łączna objętość dodanego titranta jest znaczna, wpływ rozcieńczenia należy omówić jako jedno ze źródeł rozbieżności między krzywą teoretyczną i wynikami doświadczalnymi.

pHśr.	$[H_3O^+]$ [mol/dm^3]	βdośw. [mol·dm^{-3}·pH^{-1}]	βteor. [mol·dm^{-3}·pH^{-1}]

Tabela 4. Porównanie doświadczalnej i teoretycznej pojemności buforowej.

Na jednym wykresie przedstawić β = f(pH): punkty doświadczalne oraz teoretyczną krzywą pojemności buforowej. Odczytać położenie maksimum krzywej doświadczalnej i porównać je z pK_{a2} układu fosforanowego.

5. Przykładowe obliczenia – bufor octanowy

Dlaczego przykład dotyczy innego buforu?

Poniższe dane służą wyłącznie do pokazania sposobu obliczeń. Dotyczą buforu octanowego, a nie buforu fosforanowego badanego podczas ćwiczenia. W sprawozdaniu należy wykonać analogiczne obliczenia na podstawie własnych wyników.

5.1. Dane do przykładu

- objętość początkowa buforu $V_0 = 50{,}0\ cm^3 = 0{,}0500\ dm^3$;
- stężenie HCl i KOH: $c_t = 1{,}00\ mol/dm^3$;
- pojedyncza porcja titranta: $\Delta V_t = 0{,}50\ cm^3 = 0{,}00050\ dm^3$;
- początkowe pH buforu octanowego: 4,76;
- całkowite stężenie analityczne buforu: $C^T = 0{,}100\ mol/dm^3$;
- $K_a(CH_3COOH) = 1{,}75 \times 10^{-5}$; $pK_a \approx 4{,}76$.

V(HCl) [cm³]	pH po HCl	V(KOH) [cm³]	pH po KOH
0,00	4,76	0,00	4,76
0,50	4,58	0,50	4,94
1,00	4,39	1,00	5,13
1,50	4,16	1,50	5,37
2,00	3,81	2,00	5,72

Tabela 5. Przykładowe dane do obliczeń dla buforu octanowego.

5.2. Przeliczenie pH na stężenie jonów

Dla pH = 4,58:

$$[H_3O^+] \approx 10^{-4{,}58} = 2{,}63 \times 10^{-5}\ mol{\cdot}dm^{-3}$$

Dla pH = 5,13 (przykład po dodaniu KOH):

$$pOH = 14{,}00 - 5{,}13 = 8{,}87$$

$$[OH^-] \approx 10^{-8{,}87} = 1{,}35 \times 10^{-9}\ mol{\cdot}dm^{-3}$$

5.3. Obliczenie doświadczalnej pojemności buforowej

Dla każdej porcji titranta przyrost stężenia formalnego, odniesiony do początkowej objętości buforu, wynosi:

$$\Delta c_t = \frac{1{,}00\ mol{\cdot}dm^{-3} \cdot 0{,}00050\ dm^3}{0{,}0500\ dm^3} = 0{,}0100\ mol{\cdot}dm^{-3}$$

Dla przedziału pH 4,58 → 4,39:

$$\Delta pH = 4{,}39 - 4{,}58 = -0{,}19$$

$$\beta_{dośw.} \approx \frac{0{,}0100}{0{,}19} = 0{,}0526\ mol{\cdot}dm^{-3}{\cdot}pH^{-1}$$

$$pH_{śr.} = \frac{4{,}58 + 4{,}39}{2} = 4{,}485$$

Punkt nanoszony na wykres β = f(pH) ma więc współrzędne: (4,485; 0,0526).

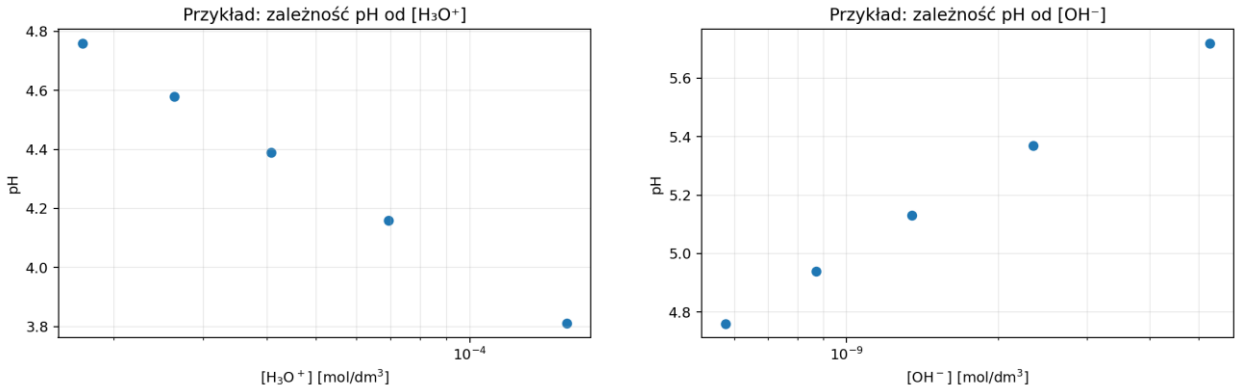
V(HCl) [cm³]	pH	$[H_3O^+]$ [mol/dm³]	Δc_t	ΔpH	pHśr.	βdośw.	βteor.
0,00	4,76	$1{,}74 \times 10^{-5}$	–	–	–	–	–
0,50	4,58	$2{,}63 \times 10^{-5}$	0,0100	-0,18	4,670	0,0556	0,0570
1,00	4,39	$4{,}07 \times 10^{-5}$	0,0100	-0,19	4,485	0,0526	0,0523
1,50	4,16	$6{,}92 \times 10^{-5}$	0,0100	-0,23	4,275	0,0435	0,0429
2,00	3,81	$1{,}55 \times 10^{-4}$	0,0100	-0,35	3,985	0,0286	0,0285

Tabela 6. Przykładowe obliczenia podczas dodawania HCl do buforu octanowego.

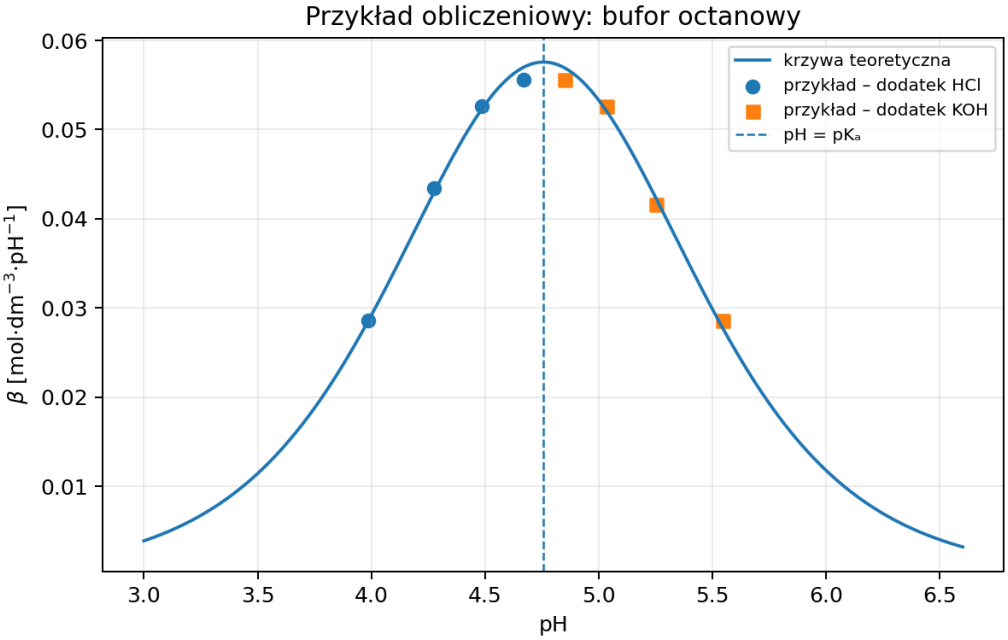
V(KOH) [cm³]	pH	[OH⁻] [mol/dm³]	Δc_t	ΔpH	pHśr.	βdośw.	βteor.
0,00	4,76	$5{,}75 \times 10^{-10}$	–	–	–	–	–
0,50	4,94	$8{,}71 \times 10^{-10}$	0,0100	+0,18	4,850	0,0556	0,0569
1,00	5,13	$1{,}35 \times 10^{-9}$	0,0100	+0,19	5,035	0,0526	0,0521
1,50	5,37	$2{,}34 \times 10^{-9}$	0,0100	+0,24	5,250	0,0417	0,0424
2,00	5,72	$5{,}25 \times 10^{-9}$	0,0100	+0,35	5,545	0,0286	0,0277

Tabela 7. Przykładowe obliczenia podczas dodawania KOH do buforu octanowego.

5.4. Przykładowe wykresy



Rysunek 1. Przykładowe zależności pH od stężenia jonów obliczone dla danych z tabeli 5.



Rysunek 2. Przykład porównania doświadczalnej i teoretycznej pojemności buforowej dla buforu octanowego. Przykład służy wyłącznie objaśnieniu sposobu opracowania wyników.

5.5. Interpretacja maksimum pojemności buforowej

Dla prostego układu słaby kwas/zasada sprzężona teoretyczna pojemność buforowa osiąga maksimum w pobliżu pH = pK_a, gdy stężenia obu form są porównywalne. Dla przykładowego buforu octanowego $pK_a \approx 4{,}76$, dlatego maksimum krzywej teoretycznej występuje w pobliżu pH 4,76. W badanym podczas ćwiczenia układzie fosforanowym analogiczne porównanie należy wykonać względem $pK_{a2} \approx 7{,}21$.

6. Dyskusja i wnioski

Wnioski nie powinny być powtórzeniem tabel ani listą wykonanych czynności. Na podstawie danych należy:

- ocenić, w jakim zakresie badany bufor ogranicza zmiany pH podczas dodawania mocnego kwasu i mocnej zasady;
- wskazać zakres pH, w którym pojemność buforowa jest największa, i odnieść położenie maksimum do pK_{a2} układu fosforanowego;
- porównać przebieg zależności βdośw. = f(pH) z krzywą teoretyczną i wskazać, czy obserwowany trend jest zgodny z modelem;
- wskazać możliwe źródła różnic między wartościami doświadczalnymi i teoretycznymi (m.in. dokładność dozowania titranta, stabilizacja wskazania pH, temperatura, rozcieńczenie, aktywności jonów);
- krótko wyjaśnić, dlaczego stabilizacja pH ma znaczenie w układach biologicznych i w metodach analitycznych stosowanych w diagnostyce laboratoryjnej.

Pytanie problemowe

Podaj jeden przykład oznaczenia laboratoryjnego lub procesu biologicznego, którego przebieg zależy od pH. Na podstawie wiarygodnego źródła wyjaśnij w 3–5 zdaniach, dlaczego kontrola pH jest w tym przypadku istotna. Podaj wykorzystane źródło.

7. Schemat opracowania wyników

Krok	Co zrobić	Wynik / zależność
1	Zestaw dane surowe	V titranta, Vcałk, pH.
2	Przelicz pH na stężenie jonów	$[H_3O^+] \approx 10^{-pH}$; $[OH^-] \approx 10^{-(14-pH)}$
3	Oblicz zmianę pH	$\Delta pH = pH_{i+1} - pH_i$
4	Oblicz przyrost stężenia formalnego titranta	$\Delta c_t = \frac{c_t \cdot \Delta V_t}{V_0}$
5	Wyznacz βdośw.	$\beta_{dośw.} \approx \frac{\Delta c_t}{\lvert\Delta pH\rvert}$
6	Przypisz wynik do pHśr.	$pH_{śr.} = \frac{pH_i + pH_{i+1}}{2}$
7	Oblicz βteor.	Użyj C^T, K_{a2} oraz $[H_3O^+]$ odpowiadającego pHśr.
8	Sporządź wykres	Na jednym wykresie przedstaw βdośw. i βteor. w funkcji pH.
9	Zinterpretuj	Porównaj maksimum β z pK_{a2} i omów różnice między doświadczeniem a modelem.

8. Literatura

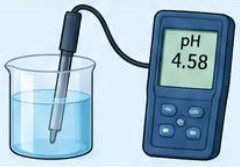
- Atkins P., Jones L., Laverman L., Chemia ogólna, PWN, Warszawa 2020 – temat 6F i 6G (pH, roztwory buforowe, pojemność buforowa).
- Jones L., Atkins P., Chemia ogólna. Cząsteczki, materia, reakcje, PWN, Warszawa 2004 – rozdz. 15 i 16, szczególnie 16.8–16.10.
- Gomori G., Preparation of Buffers for Use in Enzyme Studies, Methods in Enzymology, 1955, 1, 138–146. DOI: 10.1016/0076-6879(55)01020-3.
- ELMETRON, CPC-505 – instrukcja obsługi / dokumentacja producenta.

Schemat obliczeniowy – wyznaczenie pojemności buforowej β

1 Wynik pomiaru

Odczytaj wartość pH po kolejnym dodaniu porcji titranta.

V titranta [cm³]	pH
0,0	4,76
0,5	4,58
1,0	4,39
...	...



2 Obliczenie stężenia jonów hydroniowych (lub wodorotlenowych)

Z wartości pH oblicz stężenie jonów obecnych w roztworze.

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$
(miareczkowanie kwasem)

$$[OH^-] = 10^{-(14-pH)}$$
(miareczkowanie zasadą)

Przykład (pH = 4,58):

$$[H_3O^+] = 10^{-4,58} = 2,63 \times 10^{-5}\ \text{mol/dm}^3$$

3 Uwzględnienie rozcieńczenia

Po każdym dodatku titranta zmienia się całkowita objętość roztworu. Oblicz stężenie dodanych jonów (H^+ lub OH^-) z uwzględnieniem nowej objętości.

$$c = \frac{c_{tit} \cdot V_{dod}}{V_{calk}}$$

Przykład:

$c_{tit} = 1,00\ \text{mol/dm}^3$
$V_{dod} = 0,50\ \text{cm}^3 = 0,00050\ \text{dm}^3$
$V_{calk} = 50,5\ \text{cm}^3 = 0,0505\ \text{dm}^3$

$$c = \frac{1,00 \cdot 0,00050}{0,0505} = 0,00990\ \text{mol/dm}^3$$

4 Obliczenie zmiany stężenia jonów w kolejnych punktach

Wyznacz różnicę stężeń wynikającą z dodania kolejnej porcji titranta.

$$\Delta c = c_{i+1} - c_i$$

Przykład:

$c_1 = 0,00990\ \text{mol/dm}^3$
$c_2 = 0,01961\ \text{mol/dm}^3$
$\Delta c = 0,01961 - 0,00990 = 0,00971\ \text{mol/dm}^3$

5 Obliczenie zmiany pH

Wyznacz różnicę wartości pH w kolejnych punktach pomiarowych.

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_{i+1} - \text{pH}_i$$

Przykład:

$\text{pH}_1 = 4,58$
$\text{pH}_2 = 4,39$
$\Delta\text{pH} = 4,39 - 4,58 = -0,19$

6 Obliczenie pojemności buforowej

Dla każdego przedziału oblicz wartość pojemności buforowej β.

$$\beta = \frac{\Delta c}{|\Delta\text{pH}|}\ [\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}\cdot\text{pH}^{-1}]$$

Przykład:

$$\beta = \frac{0,00971}{0,19} = 0,0511\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}\cdot\text{pH}^{-1}$$

7 Przypisanie β do średniego pH

Wartość β przypisz do średniej wartości pH dla danego przedziału.

$$\text{pH}_{śr} = \frac{\text{pH}_{i+1} + \text{pH}_i}{2}$$

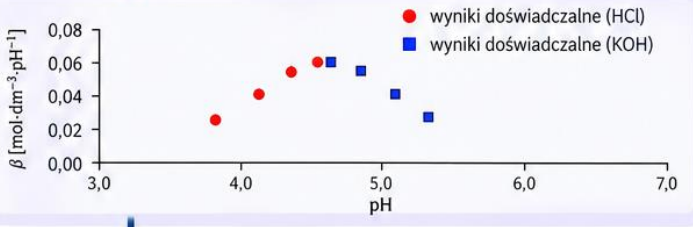
Przykład:

$$\text{pH}_{śr} = \frac{4,58 + 4,39}{2} = 4,485$$

Punkt na wykresie: (4,485; 0,0511)

8 Wykres $\beta = f(\text{pH})$

Dla wszystkich przedziałów nanieś punkty doświadczalne i sporządź wykres zależności pojemności buforowej od pH.



9 Porównanie z wartością teoretyczną i wyznaczenie pH_{max}

Oblicz teoretyczną pojemność buforową i porównaj z wynikami doświadczalnymi. Z wykresu odczytaj pH_{max} i na jego podstawie wyznacz pK_a.

$$\beta_{teor} = 2,303 \cdot c_0 \frac{K_a[H^+]}{(K_a + [H^+])^2}$$

Maksimum pojemności buforowej:

$$\text{pH}_{max} \approx \text{pK}_a$$

Dla kwasu octowego:

$$\text{p}K_a \approx 4,76$$