

Odczynniki chemiczne i sprzęt laboratoryjny:

- Odczynniki:
 - 0,1 M CH_3COOH
 - 0,1 M CH_3COONa
 - 0,2 M NH_4Cl
 - 0,2 M $\text{NH}_3(\text{aq})$
 - 0,1 M HCl
 - 0,1 M H_3PO_4
 - 0,1 M NaOH
- Szkło laboratoryjne: - jak do tej pory
 - Zlewka 50 ml x16
 - Zlewka 100 ml x2
 - Pipeta wielomiarowa 25 ml x4
- Sprzęt laboratoryjny
 - Pehametr bufor octanowy ?
 - Pehametr bufor amonowy ?

Wykonanie ćwiczenia:

1. W zlewkach 50 ml przygotować serię buforów octanowych wg następującej tabeli

Lp.	CH_3COOH [ml]	CH_3COONa [ml]	$V_{\text{CH}_3\text{COONa}}/V_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ [-]	Oczekiwane pH [-]	Zmierzona wartość pH [-]
1	22,5	2,5	0,111	3,81	
2	20	5	0,250	4,16	
3	15	10	0,667	4,58	
4	10	15	1,500	4,94	
5	5	20	4	5,36	
6	2,5	22,5	9	5,71	

2. W zlewkach 50 ml przygotować serię buforów amonowych wg następującej tabeli

Lp.	NH_4Cl [ml]	$\text{NH}_3(\text{aq})$ [ml]	$V_{\text{NH}_3}/V_{\text{NH}_4\text{Cl}}$ [-]	Oczekiwane pH [-]	Zmierzona wartość pH [-]
1	22,5	2,5	0,111	8,30	
2	20	5	0,250	8,65	

3	15	10	0,667	9,07	
4	10	15	1,500	9,43	
5	5	20	4	9,85	
6	2,5	22,5	9	10,20	

3. Wyznacz pH wszystkich sporządzonych roztworów buforowych.
4. Oblicz oczekiwaną wartość pH wszystkich sporządzonych roztworów buforowych
5. Pomiar pojemności buforowej, buforów:
 - a. octanowych: zmiareczkować 25 ml wszystkich roztworów 0,1 M NaOH (w porcjach co 0,5 ml) do punktu, w którym pH jest różne o jednostkę od wartości początkowej. Zanotować całkowitą objętość zużytego titranta.
 - b. amonowych: zmiareczkować 25 ml wszystkich roztworów 0,1 M HCl (w porcjach co 0,5 ml) do punktu, w którym pH jest różne o jednostkę od wartości początkowej. Zanotować całkowitą objętość zużytego titranta.
6. Rozcieńczyć 1 i 6 bufor octanowy oraz 1 i 6 bufor amonowy 10-krotnie. Zmierzyć pH i podać wynikający stąd wnioski dotyczące zmian pH oraz pojemności buforowej.
7. Miareczkowanie za pomocą titratora:
 - a. Rozcieńczyć 5 ml 0,1 M HCl wodą destylowaną do objętości około 40 ml i miareczkować potencjometrycznie 0,1 M NaOH (po każdej dodanej porcji NaOH odczytujemy potencjał elektrody szklanej kombinowanej).
 - b. Rozcieńczyć 5 ml 0,1 M H₃PO₄ wodą destylowaną do objętości około 40 ml i miareczkować jak wyżej.

Opracowanie wyników:

1. Obliczyć teoretyczne wartości pH roztworów buforowych i porównać je z wynikami pomiarów.
2. Przeanalizować wpływ rozcieńczania i dodatku HCl na pH roztworów buforowych.
3. Obliczyć pojemność buforową sporządzonych buforów octanowych i oraz z ilości moli NaOH i HCl potrzebnych do zmiany pH 25 ml roztworów buforowych o jednostkę (przeliczyć liczbę moli na ilość potrzebną do zmiareczkowania 1000 ml roztworów buforowych).

4. Z wartości pH 0,1 i 0,001 molowych roztworów NaOH i HCl obliczyć aktywności jonów wodorotlenowych i wodorowych () a następnie współczynniki aktywności ($f = a/c$ gdzie: $c=0,1$ lub $0,001$ mol/dm³). Uzyskane wyniki porównać z wartościami tablicowymi i wyciągnąć wnioski.
5. Wykreślić zależności $E_{sz} = f(V_{\text{titranta}})$ oraz $\Delta E_{sz}/\Delta V_{\text{titranta}} = f(V_{\text{titranta}})$, oraz wyznaczyć punkty końcowe miareczkowania i obliczyć dokładne stężenia miareczkowanych kwasów.

Dyskusja wyników:

1. Wyprowadzić równanie na pH buforu octanowego i amonowego oraz przedstawić mechanizm ich działania po dodaniu do niego niewielkiej ilości kwasu i zasady.
2. Omówić wpływ rozcieńczenia na pH roztworów buforowych i amonowych oraz pojemność buforową.
3. Wytlumaczyć zmiany współczynników aktywności ze zmianą stężenia roztworu i przyczyny odstępstw wartości doświadczalnych od wartości teoretycznych.
4. W oparciu o równanie Nernsta opisać przebieg krzywej miareczkowania potencjometrycznego uwzględniając zmiany aktywności jonów wodorowych. Wytlumaczyć dlaczego podczas miareczkowania kwasu fosforowego(V) występują tylko dwa skoki potencjału.
5. Podać znane sposoby wyznaczania punktu końcowego miareczkowania.