

Ćwiczenie nr 1 - Sporządzanie roztworów i buforów. Oznaczanie pH

- I. Przygotowywanie seryjnych rozcieńczeń
- II. Przygotowywanie roztworów buforowych

Celem ćwiczenia jest:

- doskonalenie umiejętności pipetowania małych objętości
- przygotowanie buforów, analiza pojemności buforowej

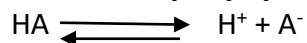
Wprowadzenie

Definicja pH i pK

pH oznacza ujemny logarytm dziesiętny z molowego stężenia jonów wodorowych

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

Równanie dysocjacji słabego kwasu:



Pozorna stała dysocjacji tego kwasu wynosi :

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

pKa kwasu zdefiniowano jako :

$$\text{p}K_a = -\log K_a = \log (1/K_a)$$

pKa kwasu odpowiada takiemu pH, w którym połowa tego kwasu jest zdysocjowana, gdy $[\text{A}^-] = [\text{HA}]$

Równanie Hendersona-Hasselbalcha:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right)$$

za pomocą tego równania możemy obliczyć pH roztworu znając stosunek molowy $[\text{A}^-]$ do $[\text{HA}]$ oraz pKa dla $[\text{HA}]$.

Roztwory buforowe

Buforami są mieszaniny słabego kwasu i jego soli z mocną zasadą lub słabej zasady i jej soli z mocnym kwasem.

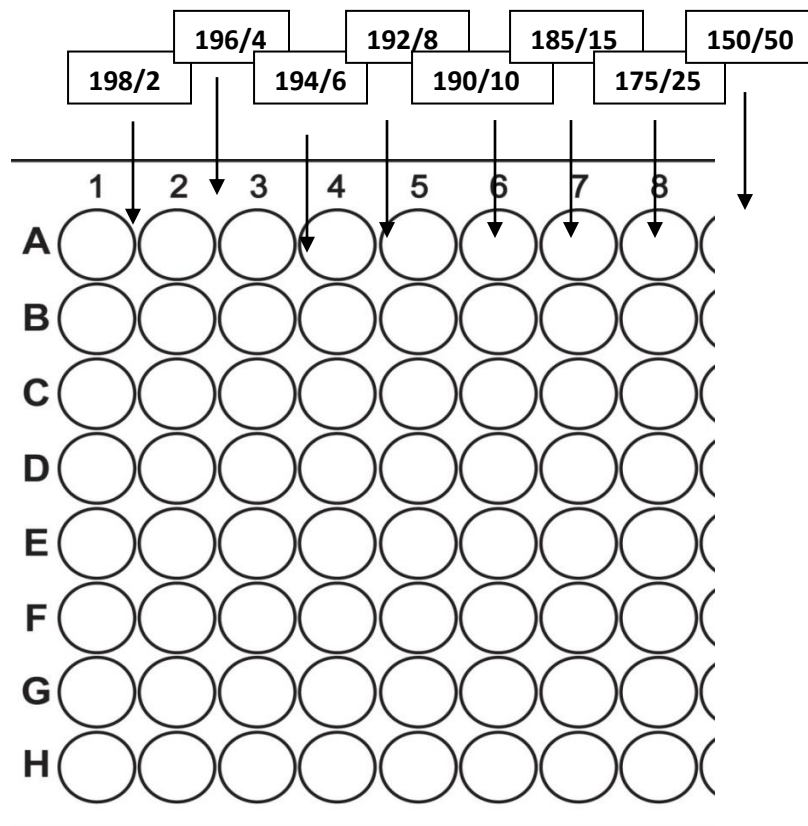
Pojemność buforowa

To zdolność przeciwstawiania się zmianom pH po wprowadzeniu kwasu lub zasady. Jej miarą jest stosunek liczby dodanych moli H⁺ lub OH⁻ do zmiany pH (Δ pH) w przeliczeniu na litr roztworu buforowego.

Część doświadczalna

I. Przygotowywanie seryjnych rozcieńczeń

Procedura



Do zaznaczonych dołków wprowadź zadane objętości, odpowiednio:

A1 = 198 μ l wody oraz 2 μ l barwnika

A2 = 196 μ l wody oraz 4 μ l barwnika

analogicznie postępuj w kolejnych dołkach 1-8.

Po zakończonej procedurze dokonaj pomiaru absorbancji z wykorzystaniem wielodetekcyjnego czytnika płytek przy dł. fali 570 nm.

Uzyskane rezultaty (wartości absorbancji) zapisz w sprawozdaniu.

II. Przygotowanie roztworów buforowych

Procedura

2.1. Przygotowanie roztworów buforu octanowego o różnych pH

Stosując następujące roztwory: 0,2 mol/l kwas octowy i 0,2 mol/l octanu sodu przygotuj roztwory buforowe zgodnie z danymi zamieszczonymi w tabeli:

Nr	ml kwasu octowego	ml octanu sodu
1.	9,5	0,5
2.	9,0	1,0
3.	7,0	3,0
4.	5,0	5,0
5.	3,0	7,0
6.	1,0	9,0

2.2. Przygotowanie buforu octanowego

Stosując następujące roztwory: 0,2 mol/l kwas octowy i 0,2 mol/l octanu sodu przygotuj roztwór buforowy zgodnie z danymi zamieszczonymi w tabeli:

roztwory	0,2 mol/l kwas octowy	0,2 mol/l octanu sodu
objętość	6 ml	24 ml

Zmierz pH otrzymanego buforu, wynik zanotuj w sprawozdaniu. Bufor zatrzymaj do kolejnego zadania **[BUFOR-1]**.

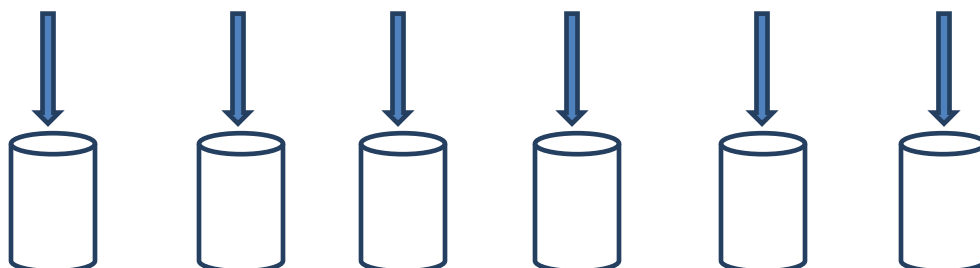
2.3. Badanie wpływu rozcieńczenia roztworu buforowego na jego pH

Odmierz 10 ml roztworu buforowego **[BUFOR-1]** (z poprzedniego zadania) i rozcieńcz go wodą destylowaną w stosunku 1:1 (10 ml buforu, 10 ml wody). Zmierz pH otrzymanego roztworu i porównaj z wartością przed rozcieńczeniem **[BUFOR-2]**.

2.4. Badanie wpływu stężonych kwasów i zasad na pH roztworu buforowego

Przygotować 7 probówek, sporządzić roztwory, zgodnie z poniższą instrukcją:

10 ml buforu 1	10 ml buforu 1	10 ml buforu 2	10 ml buforu 2	10 ml wody	10 ml wody
1ml 0.1M NaOH	1ml 0.1M HCl	1ml 0.1M NaOH	1ml 0.1M NaOH	1ml 0.1M NaOH	1ml 0.1M HCl



Zmierz pH roztworów we wszystkich probówkach. Uzyskane wyniki doświadczalne zamieść w tabeli pomiarów i obliczeń (sprawozdanie) . Porównaj jak zmienia się pH wody oraz roztworów buforowych po dodaniu NaOH i HCl, obliczając wartości ΔpH na podstawie uzyskanych pomiarów.

2.3 Porównanie wyników doświadczalnych i teoretycznych

Oblicz oczekiwane wartości pH przygotowanych buforów [1 i 2] wg wzoru Hendersona-Hasselbalcha:

$$\text{pH} = \text{pK} + \lg \frac{C_s}{C_k}$$

$$\text{pK} = 4,73$$

Oblicz wyniki teoretyczne pH buforów po dodaniu NaOH i HCl z poprzedniego ćwiczenia.

Porównaj wartości obserwowane z oczekiwanymi.

Wyniki zanotuj w sprawozdaniu