

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

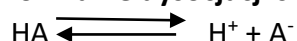
Wprowadzenie

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 :

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

pK_a kwasu zdefiniowano jako :

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

pK_a kwasu odpowiada takiemu pH, w którym połowa tego kwasu jest zdysocjowana, gdy [A⁻]=[HA]

Równanie Hendersona-Hasselbalcha:

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

za pomocą tego równania możemy obliczyć pH roztworu znając stosunek molowy [A⁻] do [HA] oraz pK_a dla [HA].

Roztwory buforowe

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

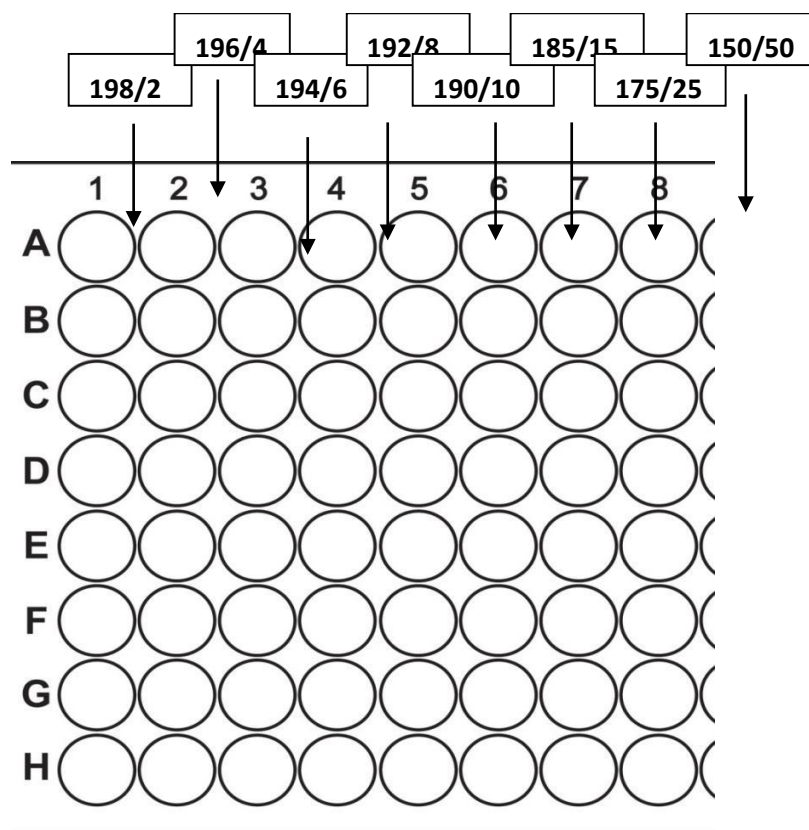
Pojemność buforowa

To zdolność przeciwstawiania się zmianom pH po wprowadzeniu kwasu lub zasady. Jej miarą jest stosunek liczby dodanych moli H⁺ lub OH⁻ do zmiany pH (ΔpH) 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 octan 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 octan sodu przygotuj roztwór buforowy zgodnie z danymi zamieszczonymi w tabeli:

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

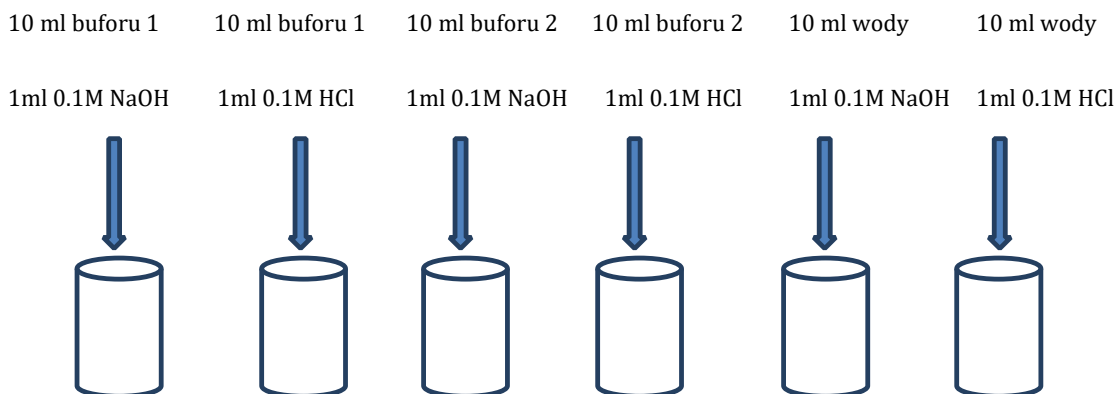
Zmierz pH otrzymanego buforu, wynik zanotuj w sprawozdaniu. Bufor zatrzymaj do kolejnego zadania [BUFOR-1].

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 6 próbek, sporządzić roztwory, zgodnie z poniższą instrukcją:



Zmierz pH roztworów we wszystkich próbkach. 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.

2.5 Porównanie wyników doświadczalnych i teoretycznych

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

Hasselbalcha: $pH = pK + \lg C_s/C_k$, $pK = 4,73$

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

Porównaj wartości obserwowane z oczekiwanymi.

Wyniki zanotuj w sprawozdaniu