

# 緩衝溶液

- 國立臺灣大學化學系，大學普通化學實驗第 16 版，國立臺灣大學化學系：台北，民國 113 年。
- 版權所有，若需轉載請先徵得同意；疏漏之處，敬請指正。
- 臺大化學系普化教學組蘇喬勇助教（2007.04）、林哲仁助教（2011.07）、張馨云助教（2016.11）、余瑞琳講師（2024.09）。

一、目的：認識緩衝溶液，並探討影響其緩衝容量之原因。

二、實驗技能：學習酸鹼度測定計之使用及藥品配製等技能。

三、原理：

## （一）緩衝溶液

緩衝溶液是一種當加入少量酸或鹼或加水稀釋時，pH 值不會發生大幅度變化之溶液。緩衝溶液可為較高濃度之強酸或強鹼，或者是弱酸（鹼）與其共軛鹼（酸）之混合溶液。由弱酸（HA）與其共軛鹼（A<sup>-</sup>），或弱鹼（B）與其共軛酸（BH<sup>+</sup>）在溶液中形成一共同離子系統是常用的緩衝溶液。由於共軛酸鹼對在溶液中維持一動態平衡，如式 1、2，其中 K<sub>a</sub> 為酸解離常數：



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (2)$$

當加入少量酸於溶液中時，鹼性物質（A<sup>-</sup>）會與外加酸反應：



當加入少量鹼時，溶液中之酸性物質（HA）會與外加鹼反應：



又依據韓德森方程式（Henderson equation，式 7）：

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a [\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad (5)$$

$$\text{pH} = \log[\text{H}^+] = -\log K_a - \log\left(\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}\right) \quad (6)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right) \quad (7)$$

緩衝溶液之 pH 值由 K<sub>a</sub> 及共軛酸鹼對濃度之比值（[A<sup>-</sup>]/[HA]）決定，因此雖加入

入少量酸或鹼但  $\log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$  變化幅度不大，故可維持溶液的 pH 值。

緩衝溶液維持溶液之 pH 值微幅變化的能力，稱為緩衝容量 (buffer capacity)。在本實驗中定義為：使一公升緩衝溶液 pH 值變化一單位所需加入強酸或強鹼之當量數。緩衝溶液濃度愈高，緩衝容量愈大；或者共軛酸鹼對的濃度比值 ( $[A^-]/[HA]$ ) 愈接近 1，緩衝容量愈大，二者之比值不要超過 10。因此一個好的緩衝溶液 pH 值是在此弱酸的  $pK_a \pm 1$  之範圍。

本實驗學習以醋酸 ( $CH_3COOH$ ，簡記為 HOAc) 及醋酸钠 ( $CH_3COONa$ ，簡記為 NaOAc) 配製緩衝溶液；並加入定量之強酸或強鹼於溶液中，利用酸鹼度測定計量測 pH 值之變化，比較濃度效應對其緩衝容量的影響。

## (二) 酸鹼度測定計

酸鹼度測定計是一個用來測量溶液 pH 值的儀器。儀器由三部分組成，第一部分是測溫棒 (thermometer probe)，用以量測溶液的溫度；第二部分為複合式 pH 電極 (combination pH electrode)，內含參考電極 (reference electrode，通常為電位為定值之銀/氯化銀電極) 及指示電極 (indicator electrode，通常為電位會隨溶液  $H^+$  濃度而定之玻璃電極)；第三部分是電位測量計，用以量測兩電極間的電位差。當測溫棒與 pH 電極浸於待測溶液中，酸鹼度測定計會以所測得溶液溫度進行自動溫度補償校正，並將量測電位直接轉換為 pH 值。

**四、儀器與材料：**容量瓶 (250 mL)、刻度吸量管 (10 mL, 2 支)、安全吸球 (2 個)、刻度吸量管 (2 mL, 共用)、燒杯 (50 mL, 4 個；250 mL, 1 個)、量筒 (10、50 mL)、滴管 (2 支)、酸鹼度測定計、電磁攪拌器及磁攪拌子、洗瓶。

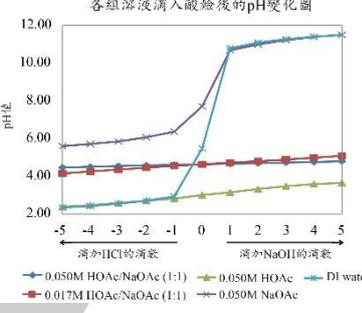
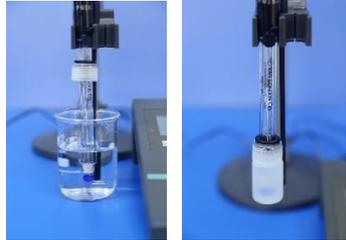
**五、藥品：**標準 pH 7.00 緩衝溶液、標準 pH 4.00 緩衝溶液、三水合醋酸钠 (sodium acetate,  $CH_3COONa \cdot 3H_2O$ )、濃醋酸 (acetic acid, 17 M  $CH_3COOH$ )、1.0 M 鹽酸 (hydrochloric acid, HCl)、1.0 M 氫氧化鈉 (sodium hydroxide, NaOH)。

## 六、實驗流程：

配製 0.050 M HOAc 及 NaOAc 溶液 → 計數滴管一滴平均體積 →  
校正 pH 計 → 準備(a)~(e)溶液各 2 杯 → 分別滴加酸/鹼 5 滴並記錄 pH 值

## 七、實驗步驟：

步驟	圖例
<p>校正酸鹼度測定計：</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>(1) 接好主機電源，壓按"POWER"鍵打開電源，熱機 10 分鐘。</li> <li>(2) 壓按"MODE"鍵至螢幕右下顯示「°C」確認溶液溫度並記錄數值；再壓按"MODE"鍵至螢幕右上顯示「pH」功能，進行儀器校正。</li> <li>(3) 壓按"HOLD"鍵鎖住螢幕數值，以洗瓶之去離子水沖洗電極與測溫棒並以面紙沾拭乾後，放入 pH 7.00 緩衝溶液中，再次壓按"HOLD"鍵解除鎖定。</li> <li>(4) 調整"CALIB."鈕至螢幕顯示測量值為「7.00」。</li> <li>(5) 清洗電極並改為置放於 pH 4.00 緩衝溶液，調整"SLOPE"鈕至螢幕顯示測量值為「4.00」，完成儀器校正。</li> <li>(6) 沖洗電極與測溫棒後，浸泡於乾淨去離子水中備用。</li> </ol> <p><b>注意：pH 電極易破損且價格昂貴應小心操作。</b></p>	
<ol style="list-style-type: none"> <li>2. 以 17 M 濃醋酸及三水合醋酸鈉分別配製 0.050 M HOAc 及 0.050 M NaOAc 溶液各 250 mL，倒入 400 mL 燒杯中備用。</li> </ol> <p><b>註：於預習報告寫下配製方法。</b></p>	
<ol style="list-style-type: none"> <li>3. 以洗淨烘乾的試管各取約 5 mL 之 1.0 M NaOH 及 HCl 溶液待用。利用 10 mL 量筒測量 30 滴滴管溶液之體積，以計算一滴 NaOH 及 HCl 溶液之平均體積。</li> </ol> <p><b>註：滴加 NaOH 及 HCl 溶液之滴管必須完好無破損，以免不同滴管滴出溶液體積差異太大。或者使用專用之塑膠滴管。</b></p>	

4.	<p>依照表 1，以 10 mL 刻度吸量管量取 0.050 M HOAc 及 NaOAc 各 15 mL 於 50 mL 燒杯中，配製待測溶液(a)。</p>	
5.	<p>參照圖 1 架設裝置，測定待測溶液初始 pH 值。</p> <p>註：確認電極前端之鹽橋浸入於溶液中；調整磁攪拌子位置勿撞擊到玻璃電極，以攪拌器低速攪拌溶液。</p>	
6.	<p>以滴管吸取 1.0 M HCl，加一滴於步驟 4 之溶液(a)中，混合均勻後讀、記 pH 值。重複滴加 5 次，記錄每次滴加酸後之 pH 值。</p> <p>註：滴加溶液時應保持滴管於垂直狀態，以使每滴之體積相同。</p>	
7.	<p>重新量取溶液(a)置於 50 mL 燒杯中，重複步驟 5、6 之操作，但改為滴加 1.0 M NaOH，記錄每次滴加鹼後之 pH 值。</p>	
8.	<p>重複步驟 4~7，但改用表 1 中 (b)、(c)、(d)、(e) 四種不同配方之溶液。</p> <p>註 1：以 50 mL 量筒量取去離子水。</p> <p>註 2：去離子水之 pH 值受微量酸鹼影響很大，建議最後一個測定。</p>	<p>各組溶液滴入酸鹼後的 pH 變化圖</p> 
9.	<p>(1) 廢液為鹽類水溶液，中和後直接倒入水槽。</p> <p>(2) 實驗結束後，清洗電極並浸泡在乾淨的去離子水中，或套入含有 3 M KCl 之電極套。</p> <p>(3) 關閉酸鹼度測定計電源。</p> <p>(4) 交還攪拌子。</p>	

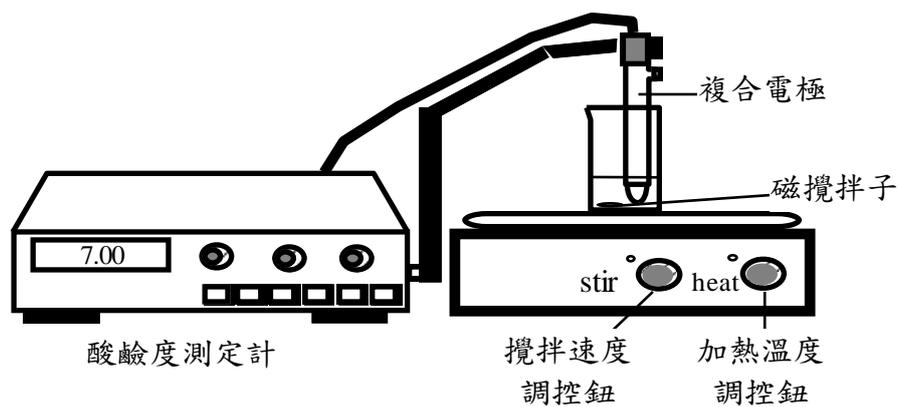


圖 1 酸鹼度測定計測量溶液 pH 值裝置示意圖

表 1 待測溶液體積取量

溶液編號	0.050 M HOAc (mL)	0.050 M NaOAc (mL)	去離子水 (mL)	總體積 (mL)
(a)	15	15	0	30
(b)	5	5	20	
(c)	30	0	0	
(d)	0	30	0	
(e)	0	0	30	