

化學 基礎講義

酸鹼中和

信望愛文教基金會 · 化學種子教師團隊



信望愛文教基金會

4-8 酸鹼中和

一、 酸鹼中和：

- 定義：酸溶液和鹼溶液相遇所發生的反應
- 酸和鹼反應後產生鹽類、水、熱量
可用方程式表示：
酸 + 鹼 \rightarrow 鹽 + 水 + 熱量
例： $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{熱量}$
- 酸鹼中和的淨離子反應式： $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- 酸鹼中和為一放熱反應 $\Delta H < 0$ ，反應後系統溫度升高
- 中和後所產生的鹽類可能會發生水解，所以中和後的水溶液不一定是中性
- 中和後的溶液，因有鹽類的陰、陽離子存在，還是可以導電
- 反應消耗的 H^+ mole = 消耗的 OH^- mole
酸所放出來的氫離子莫耳數 = 鹼所放出的氫氧根離子莫耳數，反應會進行到其中一方消耗完畢才會停止

二、 計算原則：消耗的 H^+ mole = 消耗的 OH^- mole

- 酸所放出來的氫離子莫耳數 = 鹼所放出的氫氧根離子莫耳數
我們可以用兩個式子來表示 $\text{H}^+ \text{mole} = \text{OH}^- \text{mole}$

1. $n_{\text{酸}} \times a_{\text{酸}} = n_{\text{鹼}} \times a_{\text{鹼}}$

- n 酸：酸的莫耳數
- n 鹼：鹼的莫耳數
- a 酸：1 分子酸可釋放的 H⁺莫耳數
- a 鹼：1 分子鹼可釋放的 OH⁻莫耳數

此式是直接從 H⁺mole = OH⁻ mole 推導出來：

$$\begin{cases} \text{H}^+\text{mole} = \text{酸的莫耳數} \times 1 \text{ 分子酸可釋放的 H}^+\text{莫耳數} \\ \text{OH}^-\text{mole} = \text{鹼的莫耳數} \times 1 \text{ 分子鹼可釋放的 OH}^-\text{莫耳數} \end{cases}$$

$$2. C_{\text{酸}} \times V_{\text{酸}} \times a_{\text{酸}} = C_{\text{鹼}} \times V_{\text{鹼}} \times a_{\text{鹼}}$$

- C 酸：酸的莫耳濃度
- C 鹼：鹼的莫耳濃度
- V 酸：酸的溶液體積
- V 鹼：鹼的溶液體積

此式是由 1 式推導出來：

$$\text{其中的 莫耳數} = \text{濃度} \times \text{體積} \quad (n = c \times v)$$

- 總之在計算時把握一個原則：酸所放出來的**氫離子莫耳數** = 鹼所放出的**氫氧根離子莫耳數**，將所有出現的數據（質量、濃度等）全部轉換成氫離子莫耳數與氫氧根離子莫耳數就對了！

三、中和後溶液的酸鹼性

- 中和後的水溶液不一定呈中性：因有些鹽類會水解而使溶液成酸性或鹼性
 - 中性：強酸+強鹼
強酸+強鹼→中性鹽類(不能水解)
如：HCl + NaOH → NaCl
 - 酸性：較強酸+較弱鹼
強酸+弱鹼→弱酸性鹽類(可水解)
如：HCl + NH₃→ NH₄Cl

- 鹼性：較弱酸+較弱鹼
強鹼+弱酸→弱鹼性鹽類(可水解)
如： $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}$

- ✓ 註：鹽類的水解：當鹽類溶於水中時，會解離出陰陽離子，而這些離子可能會與水反應，生成氫離子或氫氧根離子，使水溶液呈酸性或鹼性的現象，我們稱這種現象為延類的水解