



酸、鹼、鹽



# 課程大綱

- ★ 酸、鹼的定義
  - ★ 酸、鹼的命名
  - ★ 酸、鹼的強度
  - ★ 水的解離
  - ★ pH值
  - ★ 酸、鹼指示劑
  - ★ 酸、鹼中和
  - ★ 酸、鹼滴定
  - ★ 鹽的種類與命名
  - ★ 鹽的酸鹼性
- 

# 電解質與非電解質

★電解質：水溶液中可以導電的化合物

❖強電解質：物質溶於水，幾乎完全解離成離子者。如HCl，NaOH，KI

❖弱電解質：物質溶於水，只有一部份解離成離子者。如HAc，H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>，NH<sub>3</sub>

★非電解質：在水溶液中不能導電的化合物。如蔗糖，丙酮

# 電解質的解離與導電


- ★ 電解質水溶液能產生電荷的離子。
- ★ 帶正電者稱為陽離子；帶負電者稱為陰離子。
- ★ 陰、陽離子數目不一定相等，但陰、陽離子電量必相等，所以溶液會保持電中性。
- ★ 當電流接通時，陽離子會向陰極移動，陰離子會向陽極移動。

# 酸、鹼的定義

- ★ 阿瑞尼士指出：『凡於水溶液中能夠解離出氫離子 ( $\text{H}^+$ ) 為酸，能夠解離出氫氧離子 ( $\text{OH}^-$ ) 為鹼』。
- ★ 勞瑞提出：『酸為質子的供給者，鹼為質子的接受者』。
- ★ 路易士認為：『酸是電子對的接受者，鹼是電子對的供給者』。



# 酸的通性

- ★ 水溶液具有導電性
  - ★ 與金屬作用可產生氫氣
  - ★ 具有酸味
  - ★ 可使石蕊試紙由藍色變成紅色
  - ★ 化合物中含有氫
  - ★ 與鹼中和生成鹽和水
- 

# 酸的分類 - 依酸的強弱區分

★ 強酸—解離度很大者，例如： $\text{HClO}_4$ 、 $\text{HNO}_3$ 。

★ 中強酸—部分解離者，例如： $\text{H}_3\text{PO}_4$ 、 $\text{H}_2\text{SO}_4$ 。

★ 弱酸—解離度很小者，例如： $\text{HF}$ 、 $\text{H}_2\text{S}$ 。



# 酸的分類 - 依組成區分

★有機酸—只含 C、H、O 三種元素的酸稱為有機酸，例如： $\text{HCOOH}$ 、 $\text{CH}_3\text{COOH}$ 。

★無機酸—酸中含有 C、H、O 以外的元素稱為無機酸，例如： $\text{HCl}$ 、 $\text{H}_2\text{SO}_4$ 。



# 酸的分類 - 依氫離子數目區分

- 單質子酸—酸的水溶液中，每分子可解離出一個氫離子者稱為單質子酸，例如： $\text{HCl}$ 、 $\text{HCOOH}$ 、 $\text{HNO}_3$ 等。
- 二質子酸—酸的水溶液中，每分子可解離出二個氫離子者稱為二質子酸，例如： $\text{H}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{H}_2\text{SO}_4$ 等。
- 三質子酸—酸的水溶液中，每分子可解離出三個氫離子者稱為三質子酸，例如： $\text{H}_3\text{BO}_3$ 、 $\text{H}_3\text{PO}_4$ 等。


# 常見的酸

★常見的強酸— $\text{HCl}$  (鹽酸)、 $\text{HNO}_3$  (硝酸)、 $\text{H}_2\text{SO}_4$  (硫酸)

★常見的弱酸— $\text{HCOOH}$  (甲酸、蟻酸)、 $\text{CH}_3\text{COOH}$  (乙酸、醋酸)、 $\text{H}_2\text{CO}_3$  (碳酸)



# 鹼的通性

- ★ 水溶液具有導電性
  - ★ 與酸作用可得到水及鹽類
  - ★ 具有苦澀味及滑膩感
  - ★ 可使石蕊試紙由紅色變成藍色
- 

# 鹼的分類

★ 單鹼 一鹼的水溶液中，每分子可解離出一個氫氣離子者稱為單鹼，例如：  
 $\text{NaOH}$ 、 $\text{KOH}$ 、 $\text{NH}_4\text{OH}$ 等。

★ 二鹼 一鹼的水溶液中，每分子可解離出二個氫氣離子者稱為二鹼，例如：  
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 等。

★ 三鹼 一鹼的水溶液中，每分子可解離出三個氫氣離子者稱為三鹼，例如：  
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 等。



# 常見的鹼

★ 常見的強鹼— $\text{NaOH}$ (氫氧化鈉)、 $\text{KOH}$ (氫氧化鉀)、 $\text{Ca(OH)}_2$ (氫氧化鈣)等

★ 常見的弱鹼— $\text{NH}_4\text{OH}$ (氫化銨)等

# 酸、鹼強度

在25°C時，水的解離常數  $K_w = ?$



$$K_c = \frac{[H^+][OH^-]}{H_2O} = 1.8 \times 10^{-16}$$

$$[H_2O] = \frac{1000}{18} = 55.6$$

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} = K_w$$

## 酸、鹼強度

★ 在25°C時 $K_w=1\times 10^{-14}$

故純水中

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{1\times 10^{-14}} = 1\times 10^{-7} M$$

★ 因 $[H^+][OH^-]$  的值固定，當 $[H^+]$ 增加時， $[OH^-]$ 值必減少。

★  $K_w$ 隨溫度升高而變大。

# 以 $[H^+]$ 、 $[OH^-]$ 判斷酸、鹼性

## ★ 中性溶液

❖ 水溶液中  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$

## ★ 酸性溶液

❖ 水溶液中  $[H^+] > [OH^-]$

即  $[H^+] > 10^{-7}$ ,  $[OH^-] < 10^{-7}$

## ★ 鹼性溶液

❖ 水溶液中  $[H^+] < [OH^-]$

即  $[H^+] < 10^{-7}$ ,  $[OH^-] > 10^{-7}$

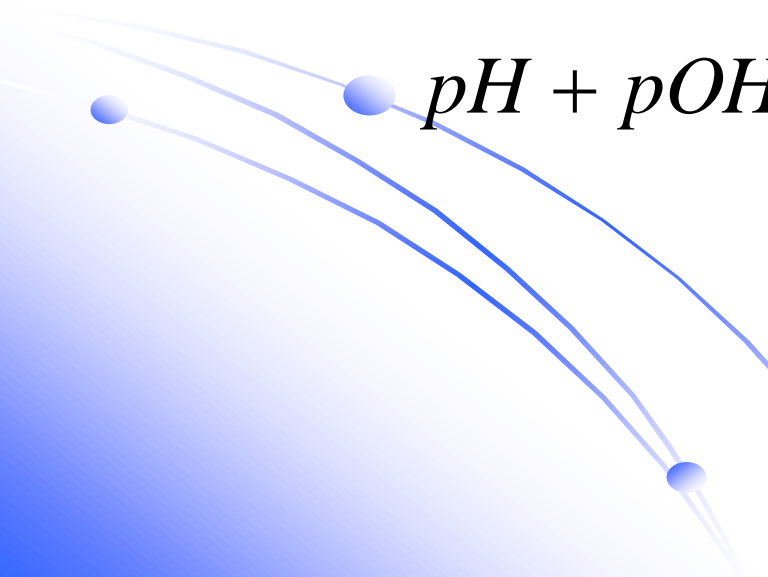




# pH與pOH值

$$pH \equiv \log\left(\frac{1}{[H^+]}\right) \equiv -\log[H^+]$$

$$pOH \equiv \log\left(\frac{1}{[OH^-]}\right) \equiv -\log[OH^-]$$


$$\begin{aligned} pH + pOH &= -\log([H^+] \times [OH^-]) \\ &= -\log(1 \times 10^{-14}) \\ &= 14 \end{aligned}$$

# 以 pH、pOH 判斷酸、鹼性

★ 中性溶液：

❖ 水溶液中  $\text{pH}=\text{pOH}=7$

★ 酸性溶液：

❖ 水溶液中  $\text{pH}<7$ ， $\text{pOH}>7$

★ 鹼性溶液：

❖ 水溶液中  $\text{pH}>7$ ， $\text{pOH}<7$



# 溫度與 pH、pOH 關係

★  $t > 25^{\circ}\text{C}$

$$[H^+] = [OH^-] > 10^{-7} M$$

$$pH = pOH < 7 (\text{中性})$$

★  $t = 25^{\circ}\text{C}$

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} M$$

$$pH = pOH = 7 (\text{中性})$$

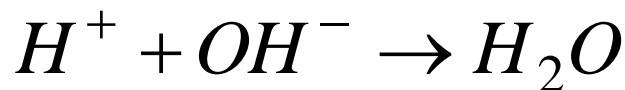
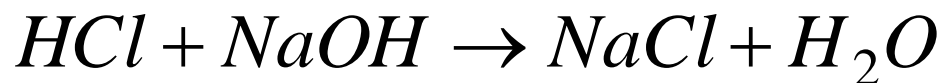
★  $t < 25^{\circ}\text{C}$

$$[H^+] = [OH^-] < 10^{-7} M$$

$$pH = pOH > 7 (\text{中性})$$

# 酸鹼中和

★中和：酸和鹼起反應生成水和鹽。即酸的氫離子與鹼的氫氧離子結合成水的反應。



★中和熱：酸和鹼反應產生一莫耳所放出的熱量。





# 酸、鹼中和反應的共同點

★ 放熱反應

★ 反應迅速

★ 可以得到水及鹽。



# 當量濃度

當量濃度( $N$ )

$$= \frac{\text{溶質當量莫耳數}}{\text{溶液體積(公升)}} = \frac{\text{溶質莫耳數} \times \text{當量數}}{\text{溶液體積(公升)}}$$

$$= \frac{\text{溶質重量} / \text{當量}}{\text{溶液體積(公升)}}$$

$$= \text{溶質體積莫耳濃度}(M) \times \text{當量數}$$



# 酸鹼滴定的意義

★用滴定管將已知濃度的酸(或鹼)逐漸滴加於未知濃度的鹼(或酸)，並以指示劑觀察變色的情形，即可得鹼(或酸)的濃度。

# 酸鹼滴定的原理

★ 當反應達終點時，酸中的氫離子之減少當量數必等於鹼中氫氧離子的減少當量數。

酸的克當量數 = 鹼的克當量數

$$N_1 V_1 = N_2 V_2 = \frac{W}{E}$$



# 當量點與滴定終點

- ★ 當中和反應氫離子與氫氧離子的數量相等時，稱為當量點。
- ★ 酸鹼滴定時溶液成中性的點，稱中和點。
- ★ 酸、鹼溶液中，當指示劑變色時便達到滴定終點。
- ★ 滴定終點與當量點不一定相同，但非常接近，因此於滴定中常以滴定終點為當量點。

# 中和點

- ★ 強酸 + 強鹼：當量點 = 中和點
- ★ 強酸 + 弱鹼：達當量點時溶液呈酸性
- ★ 弱酸 + 強鹼：達當量點時溶液呈鹼性
- ★ 弱酸 + 弱鹼：達當量點時，溶液的酸鹼性由弱酸、弱鹼的K值決定。



# 酸、鹼指示劑

★ 依據勒沙特列原理  $HIn \rightleftharpoons H^+ + In^-$

★ 當指示劑於**酸性**溶液時，因氫離子濃度較高，平衡向左移，使溶液呈現分子(HIn)的顏色

★ 當指示劑於**鹼性**溶液時，溶液中氫氧離子中和氫離子，使氫離子濃度降低，平衡向右進行，溶液呈現離子( $In^-$ )顏色



# 指示劑的選擇

- ★ 強酸強鹼滴定：以酚太、甲基紅、甲基橙、溴瑞香草藍為指示劑。
- ★ 強酸弱鹼滴定：以甲基紅、甲基橙為指示劑。
- ★ 弱酸強鹼滴定：以酚太為指示劑
- ★ 弱酸弱鹼滴定：無適當指示劑

# 鹽的性質

- ★ 鹽在固體不導電，熔融態或溶於水會解離出正負離子會導電，且為強電解質。
- ★ 水解：鹽與水起複分解，使水溶液成酸或鹼性的作用。
  - ❖ 強酸強鹼所成的鹽，不起水解，溶液為中性。
  - ❖ 強酸弱鹼所成的鹽，起水解，溶液為酸性。
  - ❖ 弱酸強鹼所成的鹽，起水解，溶液為鹼性。
  - ❖ 弱酸弱鹼所成的鹽，起水解，溶液酸鹼性視酸鹼相對強度而定。

# 鹽的種類

- ★ 正鹽：酸中的H被金屬元素或鹼中的OH被酸根取代而成的鹽。如 $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ， $\text{CaCO}_3$
- ★ 酸式鹽：鹽中含有可游離的氫，不一定為酸性。如 $\text{NaHSO}_4$ ， $\text{Na}_2\text{HPO}_4$
- ★ 鹼式鹽：鹽中含有可游離的氫氧離子，不一定為鹼性。如 $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$ ， $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$
- ★ 複鹽：兩種以上的鹽結合而成，溶於水仍能游離各原鹽的離子者。如明礬 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
- ★ 錯鹽：由錯離子與金屬離子或酸根所形成的鹽。如 $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}$