

HỆ THỐNG KIẾN THỨC VỀ SỰ ĐIỆN LI

I. SỰ ĐIỆN LI VÀ CHẤT ĐIỆN LI

1. Sự điện li

Sự điện li là quá trình phân li các chất trong nước ra ion. Khi một chất tan vào nước, các phân tử nước có cực sẽ bao quanh các ion (nếu là hợp chất ion) hoặc các phân tử có cực (nếu là hợp chất cộng hóa trị có cực), làm yếu liên kết giữa chúng và tách chúng ra thành các ion tự do. Các ion này được "hiđrat hóa" bởi các phân tử nước.

2. Chất điện li

Chất điện li là những chất khi tan trong nước phân li ra ion, do đó dung dịch của chúng dẫn được điện.

- **Bao gồm:** Axit, bazơ và muối.

Ví dụ:

- Dung dịch muối ăn (NaCl) dẫn điện vì có các ion Na^+ và Cl^- .
- Dung dịch axit clohidric (HCl) dẫn điện vì có các ion H^+ và Cl^- .

3. Chất không điện li

Chất không điện li là những chất khi tan trong nước không phân li ra ion, dung dịch của chúng không dẫn điện.

- **Bao gồm:** Nhiều chất hữu cơ như đường saccarozơ ($C_{12}H_{22}O_{11}$), glucozơ ($C_6H_{12}O_6$), rượu etylic (C_2H_5OH),...

II. PHÂN LOẠI CÁC CHẤT ĐIỆN LI

1. Chất điện li mạnh

Là chất khi tan trong nước, các phân tử hòa tan đều phân li hoàn toàn ra ion. Trong phương trình điện li, ta dùng mũi tên một chiều ($\rightarrow$).

Bao gồm:

- **Axit mạnh:** HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$,...
- **Bazơ mạnh (bazơ tan):** $LiOH$, $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$,...
- **Hầu hết các muối** (trừ một số muối của Hg như $HgCl_2$, $Hg(CN)_2$).

Ví dụ phương trình điện li:

- Axit mạnh: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
- Bazơ mạnh: $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$
- Muối: $K_2SO_4 \rightarrow 2K^+ + SO_4^{2-}$

2. Chất điện li yếu

Là chất khi tan trong nước chỉ có một phần số phân tử hòa tan phân li ra ion, phần còn lại vẫn tồn tại ở dạng phân tử trong dung dịch. Sự điện li của chất điện li yếu là một quá trình thuận nghịch, được biểu diễn bằng mũi tên hai chiều ($\rightleftharpoons$).

Bao gồm:

- **Axit yếu:** CH_3COOH , H_2S , H_2CO_3 , H_3PO_4 , HF , HClO ,...
- **Bazơ yếu:** $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, NH_3 ,...
- **Nước (H_2O)** cũng là một chất điện li rất yếu.

Ví dụ phương trình điện li:

- Axit yếu: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$
- Bazơ yếu: $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- Amoniac: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

3. So sánh chất điện li mạnh và chất điện li yếu

Tiêu chí	Chất điện li mạnh	Chất điện li yếu
Mức độ điện li	Phân li hoàn toàn ($\alpha = 1$)	Phân li một phần ($0 < \alpha < 1$)
Phương trình	Dùng mũi tên 1 chiều ($\rightarrow$)	Dùng mũi tên 2 chiều ($\rightleftharpoons$)
Thành phần trong dung dịch	Chỉ có các ion	Gồm cả ion và phân tử chưa phân li
Ví dụ	HCl , NaOH , NaCl	CH_3COOH , NH_3 , H_2S

III. AXIT - BAZƠ - MUỐI (THEO THUYẾT A-RÊ-NI-ÚT)

1. Axit

Theo thuyết A-rê-ni-út, axit là chất khi tan trong nước phân li ra cation H^+ .

Ví dụ:

- $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ (Axit 1 nấc)
- $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ (Nấc 1, mạnh); $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (Nấc 2, yếu)
- $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ (Axit yếu)

2. Bazơ

Theo thuyết A-rê-ni-út, bazơ là chất khi tan trong nước phân li ra anion OH^- .

Ví dụ:

- $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (Bazơ mạnh)
- $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ (Bazơ mạnh)
- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ (Bazơ yếu)

3. Hidroxit lưỡng tính

Hidroxit lưỡng tính là hidroxit khi tan trong nước vừa có thể phân li như axit (phân li ra H^+), vừa có thể phân li như bazơ (phân li ra OH^-).

Các hidroxit lưỡng tính thường gặp: Zn(OH)_2 , Al(OH)_3 , Cr(OH)_3 , Pb(OH)_2 , Sn(OH)_2 .

Ví dụ: Zn(OH)_2

- Phân li kiểu bazơ: $\text{Zn(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- Phân li kiểu axit (viết dưới dạng H_2ZnO_2): $\text{Zn(OH)}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$

4. Muối

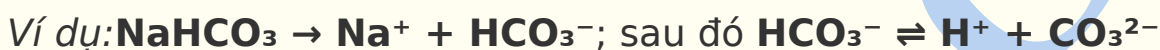
Muối là hợp chất khi tan trong nước phân li ra cation kim loại (hoặc cation amoni NH_4^+) và anion gốc axit.

Phân loại và sự điện li:

1. **Muối trung hòa:** Là muối mà anion gốc axit không còn hiđro có khả năng phân li ra H^+ . Đa số muối là muối trung hòa.



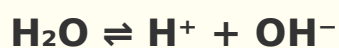
2. **Muối axit:** Là muối mà anion gốc axit vẫn còn hiđro có khả năng phân li ra H^+ .



IV. SỰ ĐIỆN LI CỦA NƯỚC - pH - CHẤT CHỈ THỊ AXIT-BAZƠ

1. Sự điện li của nước và tích số ion của nước

Nước là chất điện li rất yếu. Phương trình điện li của nước:



Ở 25°C , thực nghiệm cho thấy nồng độ $[\text{H}^+]$ và $[\text{OH}^-]$ trong nước nguyên chất rất nhỏ:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Tích số ion của nước, ký hiệu là K_w , là một hằng số ở nhiệt độ xác định:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1,0 \cdot 10^{-7}) \cdot (1,0 \cdot 10^{-7}) = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ (ở } 25^\circ\text{C)}$$

Giá trị này không đổi trong các dung dịch loãng của các chất khác nhau.

2. Khái niệm về pH và môi trường dung dịch

Để đánh giá độ axit và độ bazơ của dung dịch, người ta dùng pH.

Công thức: $pH = -\log[H^+]$

Từ đó suy ra: $[H^+] = 10^{-pH}$

Phân loại môi trường (ở 25°C):

- **Môi trường axit:** $[H^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M} \Leftrightarrow pH < 7$
- **Môi trường trung tính:** $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M} \Leftrightarrow pH = 7$
- **Môi trường bazơ (kiềm):** $[H^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M} \Leftrightarrow pH > 7$

3. Chất chỉ thị axit-bazơ

Là chất có màu sắc biến đổi phụ thuộc vào giá trị pH của dung dịch.

Chất chỉ thị	Màu trong môi trường axit (pH < 7)	Màu trong môi trường bazơ (pH > 7)
Quỳ tím	Đỏ	Xanh
Phenolphthalein	Không màu	Hồng
Giấy pH (vạn năng)	Màu thay đổi theo thang màu (đỏ, cam, vàng)	Màu thay đổi theo thang màu (lục, lam, tím)

V. PHẢN ỨNG TRAO ĐỔI ION TRONG DUNG DỊCH CHẤT ĐIỆN LI

1. Điều kiện xảy ra phản ứng trao đổi ion

Phản ứng trao đổi ion trong dung dịch các chất điện li chỉ xảy ra khi các ion kết hợp được với nhau tạo thành ít nhất một trong các chất sau:

1. **Chất kết tủa (không tan).**
2. **Chất điện li yếu (ví dụ: H_2O , CH_3COOH ...).**
3. **Chất khí.**

2. Phương trình ion rút gọn

Phương trình ion rút gọn cho biết bản chất của phản ứng trong dung dịch các chất điện li. Trong phương trình này, các ion không tham gia phản ứng (ion spectator) được lược bỏ.

Các bước viết phương trình ion rút gọn:

1. Viết phương trình hóa học dưới dạng phân tử.
2. Viết phương trình ion đầy đủ: Chuyển tất cả các chất điện li mạnh và tan thành ion. Giữ nguyên dạng phân tử đối với các chất kết tủa, chất khí, chất điện li yếu.
3. Lược bỏ các ion giống nhau ở cả hai vế để được phương trình ion rút gọn.

Ví dụ minh họa:

- **Trường hợp tạo chất kết tủa:**

Phản ứng giữa BaCl_2 và Na_2SO_4 .

PT phân tử: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$

PT ion đầy đủ: $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$

PT ion rút gọn: **$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$**

- **Trường hợp tạo chất điện li yếu (nước):**

Phản ứng giữa HCl và NaOH .

PT phân tử: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

PT ion đầy đủ: $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

PT ion rút gọn: **$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$**

- **Trường hợp tạo chất khí:**

Phản ứng giữa Na_2CO_3 và HCl .

PT phân tử: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

PT ion đầy đủ: $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

PT ion rút gọn: **$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$**