

Tổng hợp kiến thức: Sự điện li và các chất điện li

Tài liệu này hệ thống hóa toàn bộ kiến thức trọng tâm của chương "Sự điện li" trong chương trình Hóa học lớp 12, giúp học sinh dễ dàng ôn tập và củng cố kiến thức.

Phần I: Đại cương về sự điện li

1. Hiện tượng điện li

Khi hòa tan một số chất vào nước (ví dụ: axit, bazơ, muối), dung dịch thu được có khả năng dẫn điện. Hiện tượng này chứng tỏ trong dung dịch có các hạt mang điện tích chuyển động tự do, được gọi là các ion.

2. Sự điện li

Khái niệm: Sự điện li là quá trình phân li các chất trong nước (hoặc khi nóng chảy) ra thành các ion.

- **Ion dương** được gọi là cation.
- **Ion âm** được gọi là anion.

Phương trình điện li: Biểu diễn quá trình phân li của chất điện li ra ion.

- **Ví dụ 1:** Phân tử natri clorua (NaCl) phân li ra cation natri và anion clorua.



- **Ví dụ 2:** Phân tử axit sunfuric (H_2SO_4) phân li ra cation hiđro và anion sunfat.



3. Chất điện li và chất không điện li

Dựa vào khả năng phân li ra ion trong dung dịch, các chất được chia thành hai loại:

Tiêu chí	Chất điện li	Chất không điện li
Khái niệm	Là những chất khi tan trong nước phân li ra ion.	Là những chất khi tan trong nước không phân li ra ion.
Bản chất liên kết	Thường là liên kết ion hoặc liên kết cộng hóa trị phân cực mạnh.	Thường là liên kết cộng hóa trị không phân cực hoặc ít phân cực.
Khả năng dẫn điện	Dung dịch của chúng dẫn được điện.	Dung dịch của chúng không dẫn được điện.
Ví dụ	Axit (HCl, CH ₃ COOH), Bazơ (NaOH, Mg(OH) ₂), Muối (NaCl, CuSO ₄).	Đường saccarozơ (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁), rượu etylic (C ₂ H ₅ OH), glucosơ (C ₆ H ₁₂ O ₆).

Phần II: Phân loại các chất điện li

Độ mạnh yếu của chất điện li phụ thuộc vào mức độ phân li ra ion của chất đó.

1. Chất điện li mạnh

Khái niệm: 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 (→).

Các loại chất điện li mạnh bao gồm:

- **Axit mạnh:** HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄...
- **Bazơ mạnh:** Các hiđroxit của kim loại kiềm (LiOH, NaOH, KOH...) và một số kim loại kiềm thổ (Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂).
- **Hầu hết các muối:** NaCl, KNO₃, CuSO₄, (NH₄)₂SO₄... (trừ một số ít muối như HgCl₂, Hg(CN)₂).

Ví dụ phương trình điện li:

- $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
- $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

2. Chất điện li yếu

Khái niệm: 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. Đây là một quá trình thuận nghịch, được biểu diễn bằng mũi tên hai chiều ($\rightleftharpoons$).

Các loại chất điện li yếu bao gồm:

- **Axit yếu:** CH₃COOH (axit axetic), H₂S, HF, H₂CO₃, H₃PO₄, HClO...
- **Bazơ yếu:** Mg(OH)₂, Al(OH)₃, Fe(OH)₃, NH₃ (amoniac)...
- **Nước (H₂O)** là một chất điện li rất yếu.

Ví dụ phương trình điện li:

- $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$



3. Hằng số phân li axit (K_a) và bazơ (K_b)

Để đánh giá độ mạnh của một axit yếu hoặc bazơ yếu, người ta dùng hằng số phân li.



$$K_a = ([\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]) / [\text{HA}]$$



$$K_b = ([\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]) / [\text{B}]$$

Giá trị K_a hoặc K_b càng lớn, lực axit hoặc bazơ tương ứng càng mạnh (chất điện li càng mạnh).

Phần III: Axit - Bazơ - Muối theo thuyết A-rê-ni-ut

1. Axit

Khái niệm: Theo A-rê-ni-ut, axit là chất khi tan trong nước phân li ra cation H^+ .



Axit có nhiều nấc là các axit có thể phân li nhiều lần ra H^+ . Ví dụ: H_3PO_4 .

2. Bazơ

Khái niệm: Theo A-rê-ni-ut, bazơ là chất khi tan trong nước phân li ra anion OH^- .

- **Ví dụ 1 (Bazơ mạnh):** $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- **Ví dụ 2 (Bazơ yếu):** $\text{Mg(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$

3. Hidroxit lưỡng tính

Khái niệm: Là hidroxit vừa có khả năng phân li như axit, vừa có khả năng phân li như bazơ. Chúng tác dụng được với cả dung dịch axit mạnh và dung dịch bazơ mạnh.

Ví dụ: Zn(OH)_2 , Al(OH)_3 , Cr(OH)_3 , Pb(OH)_2 ...

- Phân li kiểu bazơ: $\text{Al(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$ (khi tác dụng với axit)
- Phân li kiểu axit: $\text{Al(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ (khi tác dụng với bazơ)

Phương trình với dung dịch kiềm: $\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na[Al(OH)}_4\text{]}$ (natri tetrahydroxoaluminat)

4. Muối

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

Sự điện li của muối: Hầu hết các muối đều là chất điện li mạnh.

- **Ví dụ 1 (Muối trung hòa):** $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
- **Ví dụ 2 (Muối axit):** $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$. Gốc HCO_3^- là ion lưỡng tính, điện li yếu: $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$.
- **Ví dụ 3 (Muối kép):** $\text{KAl(SO}_4\text{)}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$

Phần IV: Tích số ion của nước và pH

1. Sự điện li của nước

Nước là chất điện li rất yếu. Phương trình điện li của nước: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

2. Tích số ion của nước

Ở 25°C, tích số nồng độ ion $[\text{H}^+]$ và $[\text{OH}^-]$ trong nước và các dung dịch loãng là một hằng số, gọi là tích số ion của nước (K_w).

Công thức: $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

- **Môi trường trung tính:** $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$
- **Môi trường axit:** $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ M}$
- **Môi trường bazơ (kiềm):** $[\text{H}^+] [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ M}$

3. Khái niệm về pH

Định nghĩa: pH là chỉ số dùng để đánh giá độ axit hay bazơ của một dung dịch. Nó được định nghĩa qua nồng độ ion H^+ .

Công thức tính:

- **$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$**
- Từ đó suy ra: **$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$**
- Tương tự, **$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$**
- Mối liên hệ: **$\text{pH} + \text{pOH} = 14$** (ở 25°C)

Thang pH và môi trường:

- **pH 7:** Môi trường axit
- **pH = 7:** Môi trường trung tính
- **pH > 7:** Môi trường bazơ (kiềm)

Phần V: Phản ứng trao đổi ion trong dung dịch

1. Điều kiện xảy ra phản ứng

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

1. **Chất kết tủa (chất không tan):** Ví dụ BaSO_4 , AgCl , $\text{Cu}(\text{OH})_2$...
2. **Chất khí:** Ví dụ CO_2 , SO_2 , H_2S , NH_3 ...
3. **Chất điện li yếu:** Ví dụ H_2O , CH_3COOH ...

2. Phương trình ion rút gọn

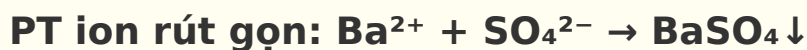
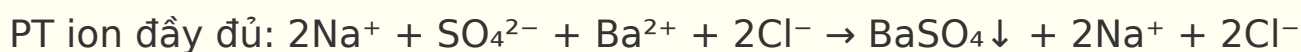
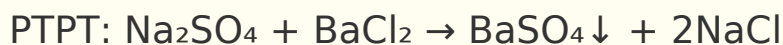
Bản chất: Phương trình ion rút gọn cho biết bản chất của phản ứng trong dung dịch các chất điện li. Nó chỉ bao gồm những ion thực sự tham gia phản ứng.

Các bước viết phương trình ion rút gọn:

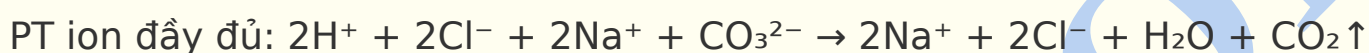
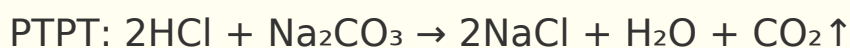
1. Viết phương trình hóa học ở dạng phân tử, cân bằng hệ số.
2. Viết phương trình ion đầy đủ: Chuyển tất cả các chất điện li mạnh và tan thành ion. Giữ nguyên dạng phân tử đối với chất kết tủa, chất khí, chất điện li yếu.
3. Lược bỏ những ion không tham gia phản ứng (ion có mặt ở cả hai vế).
4. Viết phương trình ion rút gọn với các ion và phân tử còn lại.

Ví dụ minh họa:

• Ví dụ 1: Tạo kết tủa



• Ví dụ 2: Tạo chất khí



• Ví dụ 3: Tạo chất điện li yếu (nước)

