

A. LÝ THUYẾT TRỌNG TÂM

1. Nước là chất điện li rất yếu

Nước là một dung môi phân cực và có khả năng tự điện li (tự ion hóa) theo một cân bằng động.

Phương trình điện li: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Giải thích:

- Quá trình này là một cân bằng thuận nghịch, trong đó một phân tử nước nhường proton (H^+) cho một phân tử nước khác, tạo ra ion hydronium (H_3O^+) và ion hydroxide (OH^-).
- Để đơn giản, ion H_3O^+ thường được viết là H^+ .
- Vì cân bằng chuyển dịch mạnh về phía bên trái (phía không điện li) nên nước được coi là chất điện li rất yếu. Ở nhiệt độ thường (25°C), cứ khoảng 555 triệu phân tử H_2O mới có một phân tử phân li ra ion.

Ví dụ:

- Trong một cốc nước tinh khiết, luôn tồn tại một lượng rất nhỏ ion H^+ và OH^- do quá trình tự điện li của nước.

2. Tích số ion của nước (K_w)

Tích số ion của nước là tích nồng độ mol của ion H^+ và ion OH^- trong nước hoặc trong các dung dịch loãng của các chất khác.

Công thức: $K_w = [H^+][OH^-]$

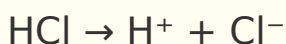
Giải thích:

- Ở 25°C, thực nghiệm xác định được nồng độ $[H^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$.
- Do đó, giá trị của K_w ở 25°C là một hằng số: **$K_w = (1,0 \times 10^{-7}) \times (1,0 \times 10^{-7}) = 1,0 \times 10^{-14}$** .
- Giá trị K_w chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ. Nếu nhiệt độ tăng, sự điện li của nước tăng, K_w tăng. Tuy nhiên, trong chương trình phổ thông, ta thường xét ở 25°C và sử dụng giá trị $K_w = 10^{-14}$.
- Công thức này đúng cho cả nước nguyên chất và dung dịch loãng của các chất tan.

Ví dụ minh họa:

1. **Ví dụ 1:** Tính nồng độ $[OH^-]$ trong dung dịch HCl 0,01 M. Coi HCl điện li hoàn toàn.

Giải:



$$[H^+] = [HCl] = 0,01 \text{ M} = 10^{-2} \text{ M}.$$

$$\text{Áp dụng công thức } K_w: [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = 10^{-14} / [H^+] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12} \text{ M}.$$

2. **Ví dụ 2:** Tính nồng độ $[H^+]$ trong dung dịch NaOH 0,001 M. Coi NaOH điện li hoàn toàn.

Giải:



$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,001 \text{ M} = 10^{-3} \text{ M}.$$

$$\text{Áp dụng công thức } K_w: [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11} \text{ M}.$$

3. Môi trường dung dịch

Dựa vào nồng độ ion H^+ và OH^- , ta có thể xác định tính chất của một môi trường dung dịch.

Loại môi trường	Quan hệ nồng độ ion (ở 25°C)	Ví dụ
Môi trường trung tính	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$	Nước cất, dung dịch NaCl, KNO_3
Môi trường acid	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ hay $[\text{H}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$	Dung dịch HCl, H_2SO_4 , CH_3COOH , nước chanh
Môi trường base (kiềm)	$[\text{H}^+] [\text{OH}^-]$ hay $[\text{H}^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$	Dung dịch NaOH, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NH_3 , nước xà phòng

4. Khái niệm về pH

Để biểu thị độ acid hoặc độ base của một dung dịch một cách thuận tiện hơn so với dùng nồng độ $[\text{H}^+]$ (thường là những số rất nhỏ), người ta dùng khái niệm pH.

Công thức tính pH: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ hoặc $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$

Giải thích:

- pH là chỉ số đo hoạt độ của các ion hydro (H^+) trong dung dịch.
- "p" là viết tắt của "potential" (thế) hoặc "power" (lũy thừa), "H" là ký hiệu của nguyên tố Hydrogen.
- Log là logarit cơ số 10.
- Nếu nồng độ $[H^+]$ giảm thì pH tăng và ngược lại.

Ví dụ minh họa:

1. **Ví dụ 1:** Tính pH của dung dịch có $[H^+] = 10^{-3} \text{ M}$.

Giải: $pH = -\log(10^{-3}) = -(-3) = 3$.

2. **Ví dụ 2:** Tính pH của dung dịch HCl 0,001 M.

Giải: HCl là acid mạnh, điện li hoàn toàn: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$.

$[H^+] = [HCl] = 0,001 \text{ M} = 10^{-3} \text{ M}$.

$pH = -\log(10^{-3}) = 3$.

3. **Ví dụ 3:** Một dung dịch có pH = 5. Tính nồng độ $[H^+]$.

Giải: $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-5} \text{ M}$.

5. Mối quan hệ giữa pH và pOH

Tương tự pH, pOH được định nghĩa để đo độ base của dung dịch.

Công thức tính pOH: $pOH = -\log[OH^-]$ hoặc $[OH^-] = 10^{-pOH}$

Từ công thức tích số ion của nước: $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ (ở 25°C).

Lấy logarit cơ số 10 hai vế: $\log([H^+][OH^-]) = \log(10^{-14})$

$\Rightarrow \log[H^+] + \log[OH^-] = -14$

Nhân hai vế với -1: $(-\log[H^+]) + (-\log[OH^-]) = 14$

Ta có công thức quan trọng:

Công thức liên hệ: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (ở 25°C)

Giải thích:

- Công thức này giúp chuyển đổi dễ dàng giữa pH và pOH. Nếu biết một trong hai giá trị, ta có thể tính được giá trị còn lại.
- Điều này rất hữu ích khi tính pH của dung dịch base hoặc pOH của dung dịch acid.

Ví dụ minh họa:

1. **Ví dụ 1:** Tính pH của dung dịch NaOH 0,01 M.

Giải: NaOH là base mạnh, điện li hoàn toàn: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$.

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,01 \text{ M} = 10^{-2} \text{ M}.$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(10^{-2}) = 2.$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12.$$

2. **Ví dụ 2:** Dung dịch A có pH = 9. Tính nồng độ $[\text{OH}^-]$ của dung dịch.

Giải:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9 = 5.$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-5} \text{ M}.$$

6. Thang pH và Môi trường

Dựa trên giá trị pH, ta có thể xác định môi trường của dung dịch một cách nhanh chóng (xét ở 25°C).

Giá trị pH	Môi trường	Quan hệ nồng độ ion
pH < 7	Môi trường acid	$[H^+] > 10^{-7} \text{ M}$
pH = 7	Môi trường trung tính	$[H^+] = 10^{-7} \text{ M}$
pH > 7	Môi trường base (kiềm)	$[H^+] < 10^{-7} \text{ M}$

Lưu ý: Độ acid càng mạnh thì nồng độ H^+ càng lớn và pH càng nhỏ. Độ base càng mạnh thì nồng độ OH^- càng lớn, nồng độ H^+ càng nhỏ và pH càng lớn.

7. Chất chỉ thị acid-base

Chất chỉ thị acid-base là những chất hữu cơ có màu sắc thay đổi phụ thuộc vào giá trị pH của dung dịch.

Giải thích:

- Chúng được sử dụng để xác định gần đúng pH của dung dịch hoặc điểm tương đương trong các phép chuẩn độ acid-base.
- Mỗi chất chỉ thị có một khoảng pH chuyển màu xác định.

Một số chất chỉ thị thông dụng:

Chất chỉ thị	Màu trong môi trường acid	Khoảng pH đổi màu	Màu trong môi trường base
Quỳ tím	Đỏ	6.0 – 8.0	Xanh
Phenolphthalein (PP)	Không màu	8.2 – 10.0	Hồng
Methyl da cam	Đỏ	3.1 – 4.4	Vàng

Ví dụ minh họa:

- 1. **Ví dụ 1:** Nhỏ một giọt quỳ tím vào dung dịch HCl (pH ≈ 1-2). Dung dịch sẽ chuyển sang màu đỏ.
- 2. **Ví dụ 2:** Nhỏ vài giọt phenolphthalein vào dung dịch NaOH (pH ≈ 12-13). Dung dịch sẽ chuyển sang màu hồng đậm.
- 3. **Ví dụ 3:** Nhỏ một giọt quỳ tím vào nước cất (pH = 7). Quỳ tím không đổi màu (vẫn màu tím).

Ngoài ra, để đo pH chính xác hơn, người ta dùng máy đo pH điện tử.