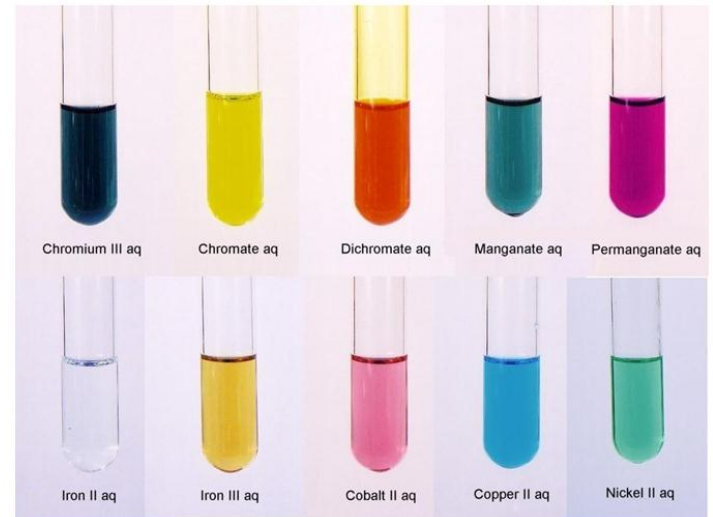
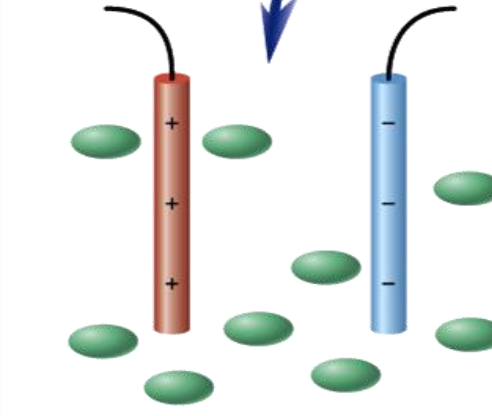
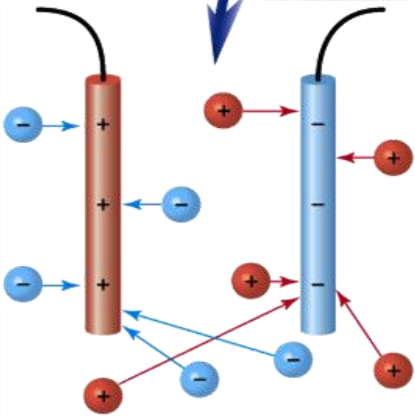
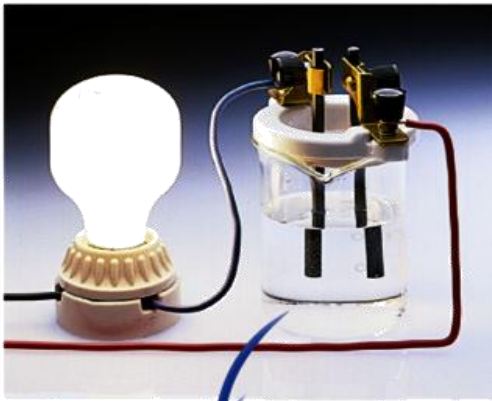


Chương VI- Dung dịch các chất điện ly



1. Tính chất bất thường của dung dịch axit, bazơ, muối.

2. Sự điện ly và thuyết điện ly.

3. Cân bằng trong dung dịch chất điện ly yếu.

4. Trạng thái của chất điện ly mạnh trong dung dịch.

5. Điện ly của nước, acid, base và muối – pH dung dịch

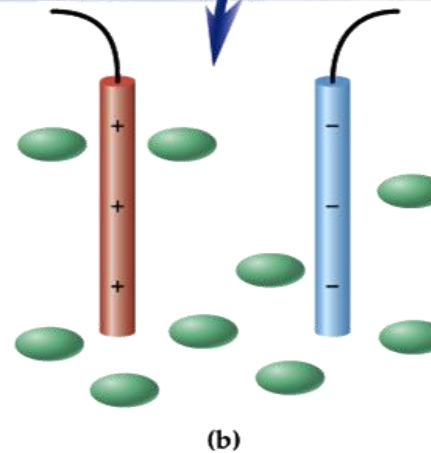
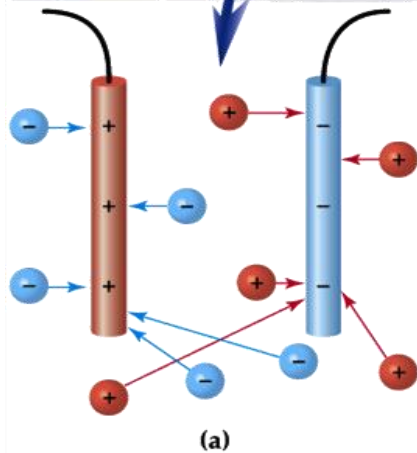
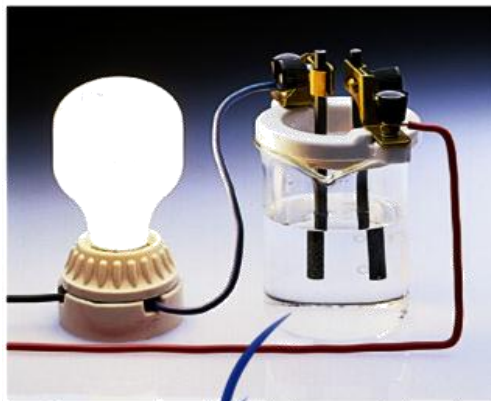
6. Hiện tượng thủy phân

7. Cân bằng trong dung dịch chất điện ly khó tan và tích số tan.



.....Hiện tượng điện ly

❖ Hiện tượng dẫn điện của dung dịch chất điện ly.



1. Tính chất bất thường của dung dịch axit, bazơ, muối so với dung dịch chất không điện ly ở cùng nồng độ

So với tính toán theo định luật Raoult và Vant'Hoff

❖ Tăng độ giảm áp suất hơi bão hoà

$$\Delta P' = i\Delta P = iP_0 X_{ct}$$

❖ Tăng độ tăng nhiệt độ sôi và độ giảm nhiệt độ đông đặc

$$\Delta T' = i\Delta T = ikC_m$$

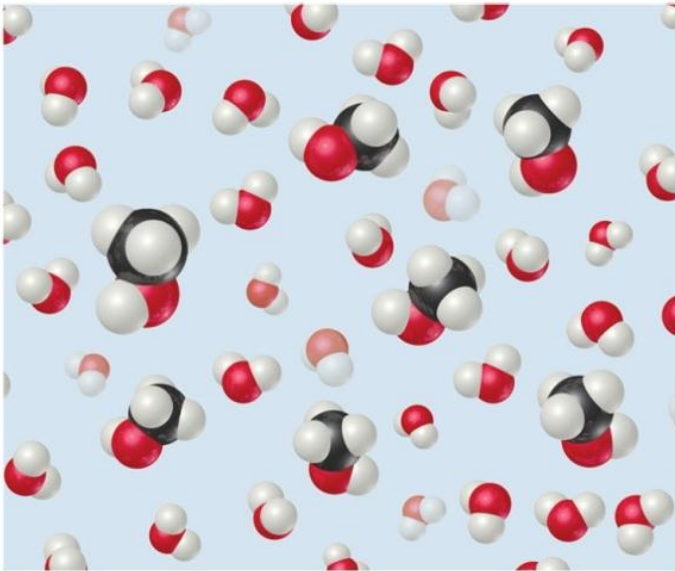
❖ Tăng áp suất thẩm thấu

$$\pi' = i\pi = iRTC_M$$

$$i = \frac{\Delta P'}{\Delta P} = \frac{\Delta T'}{\Delta T} = \frac{\pi'}{\pi}$$

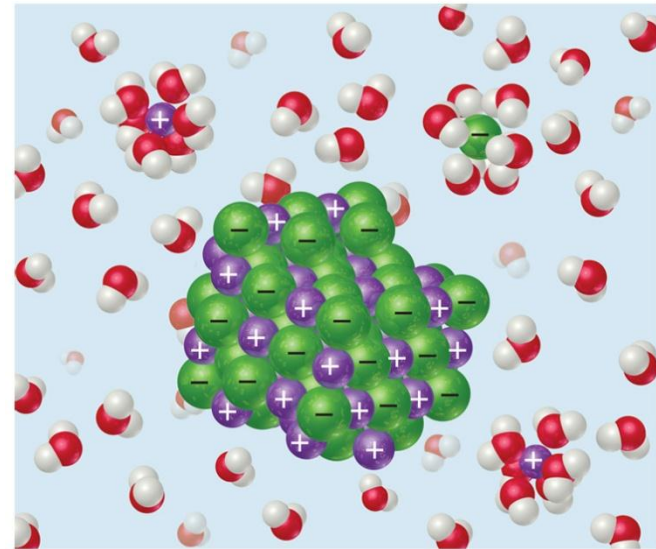
Chất điện ly và không điện ly

Chất không điện ly



Khi tan trong nước không phân ly mà ở dạng phân tử

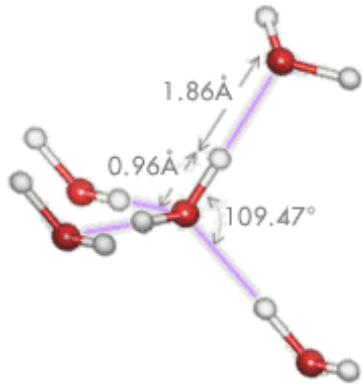
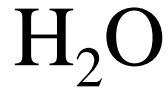
Chất điện ly



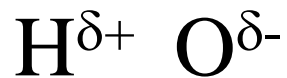
Khi tan trong nước phân ly tạo ra các ion

Dung dịch không điện ly

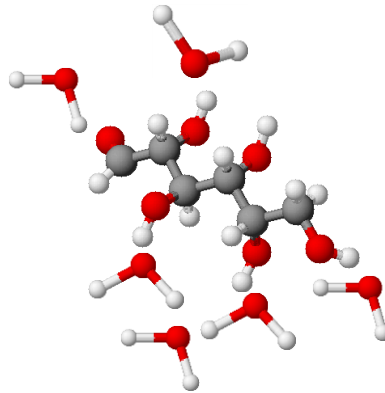
Dung môi



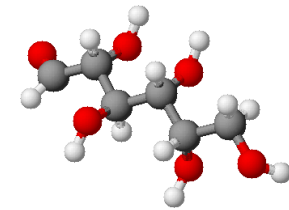
Liên kết H



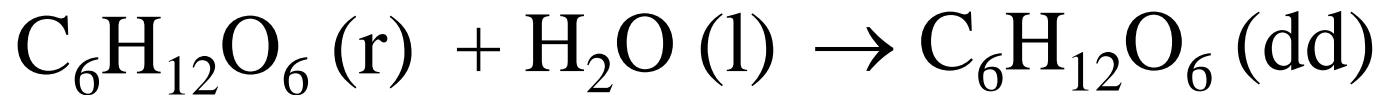
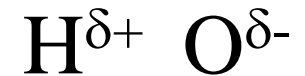
glucose



Chất tan

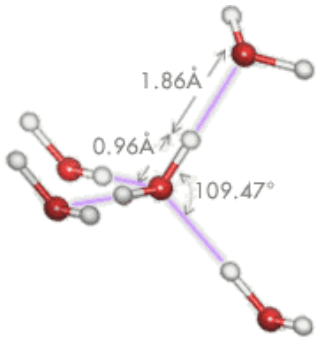
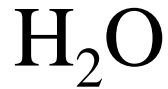


Liên kết H

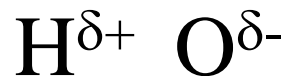


Dung dịch điện ly

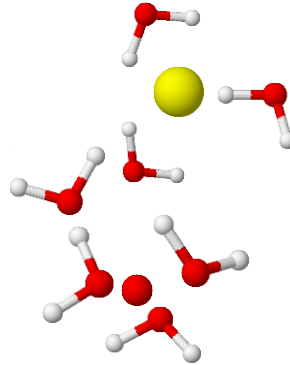
Dung môi



Liên kết H



Dung dịch nước



Ion-Lưỡng cực

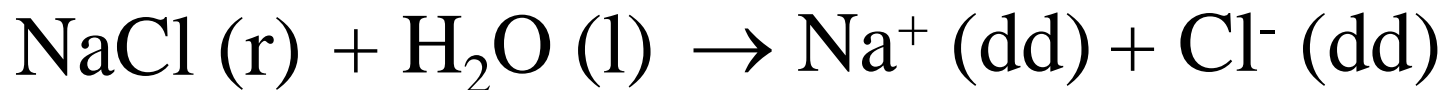
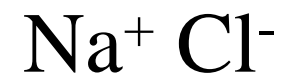


Quá trình hoà tan

Chất tan



Ion-ion



2. Sự điện ly và thuyết điện ly



Svante Arrhenius

Thuyết điện ly

Ngay sau khi hoà tan vào nước, các chất acid, base và muối phân li thành các ion dương (cation) và âm (anion)

Sự phân ly của các ion thành chất tan trong dung dịch (hay khi nóng chảy) gọi là sự điện ly

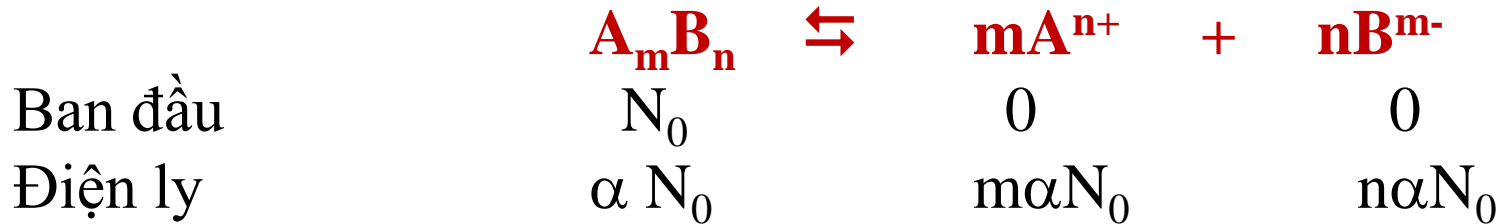
Chất phân ly thành ion trong dung dịch hay khi nóng chảy gọi là chất điện ly



Thiếu sót: Không tính đến sự tương tác giữa các tiểu phân trong dung dịch

Độ điện ly (α)

Là tỷ số giữa các phân tử đã phân ly thành ion (N_{pl}) trên tổng số phân tử đã hoà tan vào dung dịch (N_0)



$$\alpha = \frac{N_{pl}}{N_0}$$

$$0 \leq \alpha \leq 1$$

N_{pl} = Số phân tử phân ly

N_0 = Số phân tử hoà tan

$\alpha = 0$: dung dịch phân tử

$\alpha = 1$: sự phân ly xảy ra hoàn toàn.

Độ điện ly phụ thuộc:

- ✓ **Bản chất dung môi:** càng phân cực, độ điện ly càng lớn.
- ✓ **Nồng độ:** càng lớn độ điện ly càng nhỏ.
- ✓ **Nhiệt độ:** càng cao độ điện ly càng lớn.

Quy ước Trong dung dịch 0,1N:

- ❖ Chất điện ly mạnh: $\alpha > 0,3$
- ❖ Chất điện ly trung bình $0,03 < \alpha < 0,3$
- ❖ Chất điện ly yếu: $\alpha < 0,03$

| | | | | | |
|----------|-------------------|----------------------|---------------|---|---------------|
| | $A_m B_n$ | \rightleftharpoons | $m A^{n+}$ | + | $n B^{m-}$ |
| Ban đầu | N_0 | | 0 | | 0 |
| Điện ly | αN_0 | | $m\alpha N_0$ | | $n\alpha N_0$ |
| Cân bằng | $(1 - \alpha)N_0$ | | $m\alpha N_0$ | | $n\alpha N_0$ |

$$i = \frac{\pi'}{\pi} = \frac{\Delta t'}{\Delta t} = \frac{\Delta P'}{\Delta P} = \frac{N}{N_0}$$

i : hệ số đẳng trương hay hệ số Van't Hoff

N = Số phân tử dung dịch (chất đầu cịn lại + ion)

$$= (1 - \alpha) N_0 + (m + n)\alpha N_0$$

N_0 = Số phân tử chất tan đầu.

$$i = \frac{N}{N_0} = \frac{(1 - \alpha)N_0 + (m + n)\alpha N_0}{N_0} = 1 + \alpha(m + n - 1)$$



$$\alpha = \frac{i - 1}{m + n - 1}$$

| Công thức | α | $i = 1 + (m - 1) \alpha$ |
|--|----------|--------------------------|
| Chất không điện ly | | |
| CH ₃ OH | 0.00 | 1.00 |
| C ₂ H ₅ OH | 0.00 | 1.00 |
| C ₃ H ₅ (O ₃ H) | 0.00 | 1.00 |
| C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ | 0.00 | 1.00 |
| C ₆ H ₅ OH | 0.00 | 1.00 |
| Chất điện ly | | |
| NaOH | 0.88 | 1.88 |
| NH ₃ | 0.01 | 1.01 |
| HCl | 0.90 | 1.90 |
| H ₂ SO ₄ | 0.60 | 2.19 |
| CH ₃ COOH | 0.01 | 1.01 |
| KCl | 0.86 | 1.86 |
| Na ₂ CO ₃ | 0.61 | 2.22 |
| CuSO ₄ | 0.35 | 1.35 |

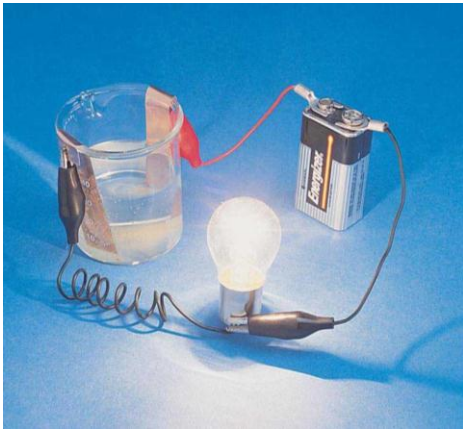
Các chất điện ly mạnh là...

➤ Acid mạnh

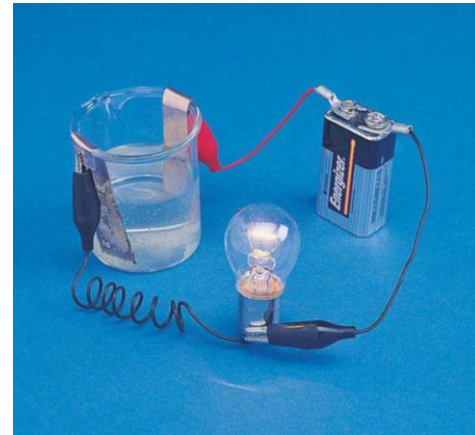
➤ Base mạnh

➤ Muối của các acid và base mạnh

HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CuSO_4 NaCl ...



Dung dịch chất điện ly mạnh



Dung dịch chất điện ly yếu

Các chất điện ly yếu là...

Axít vô cơ yếu, axít hữu cơ, base yếu, muối... Các chất này xem như chỉ điện ly một nấc: HF , CH_3COOH , NH_4 ...

Hằng số điện ly: Hay hằng số ion hoá của chất điện ly A_mB_n là nồng độ của ion (tính bằng ion gram/lit) và nồng độ chất điện ly lúc cân bằng



$$K = \frac{C_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n}{C_{A_mB_n}}$$

Hằng số điện ly: chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ

Mối quan hệ giữa K_C và α :

| | | | | |
|---------------------------|------------|-------------------------------------|---|----------------|
| Xét phương trình điện ly: | AB | \rightleftharpoons A ⁺ | + | B ⁻ |
| Ban đầu | C_0 | 0 | | 0 |
| Điện ly | aC_0 | aC_0 | | aC_0 |
| Cân bằng | $(1-a)C_0$ | aC_0 | | aC_0 |

Hằng số điện ly:

$$K_C = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

$$K_C = \frac{\alpha^2 C_0^2}{C_0(1-\alpha)} = C_0 \frac{\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$\text{Nếu } \alpha < 5\% \Rightarrow K_C = C_0 \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_C}{C_0}}$$



Каблуков

Иван Алексеевич

Thuyết điện ly của Kablukov

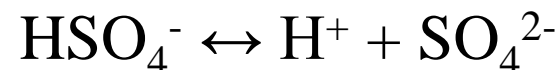
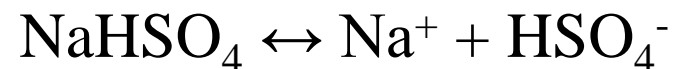
Sự điện ly là sự phân ly các chất tan dưới tác dụng của các tiểu phân dung môi thành các ion solvat hoá

- ✓ Trong dung dịch nước **các ion bị hydrat hóa**
- ✓ Chất tan là các ion - *hiện tượng điện ly*; nếu là hợp chất cộng hóa trị phân cực mạnh - *hiện tượng ion hóa*;
- ✓ Trong dung môi là chất ít phân cực: sự ion hóa không xảy ra.

Trong phân tử chất tan có nhiều kiểu liên kết:

- ❖ liên kết ion: điện ly đầu tiên
- ❖ liên kết cộng hóa trị phân cực mạnh: điện ly sau
- ❖ liên kết cộng hóa trị phân cực yếu hoặc không phân cực: không điện ly.

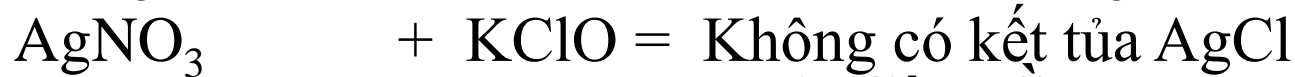
Ví dụ:



3. Cân bằng trong dung dịch chất điện ly yếu

PHẢN ỨNG TRAO ĐỔI TRONG DUNG DỊCH ĐIỆN LY

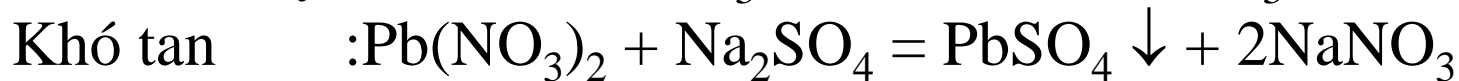
Xét một số phản ứng:



Tổng quát trong dung dịch có A^+ , B^+ , X^- , Y^- thì sẽ hình thành cân bằng

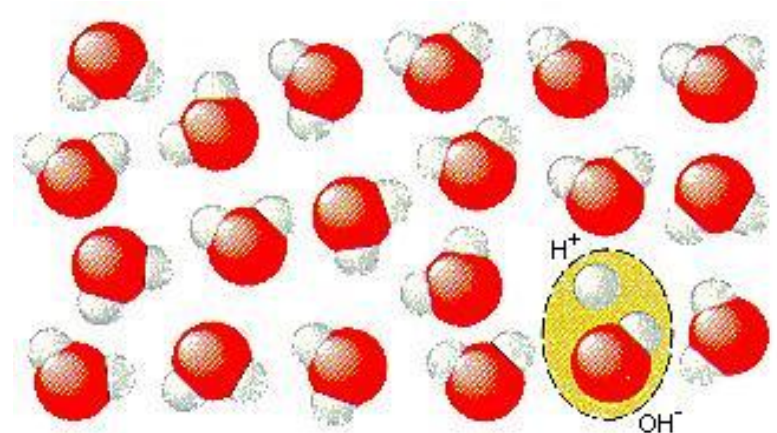


Cân bằng sẽ lệch về phía có các hợp chất có tính chất sau:



3.2. Phân ly của nước.

Độ dẫn điện của $\text{H}_2\text{O} = 5,54 \cdot 10^{-18} \Omega^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$



Tích số ion của nước.



Tại 25°C, tỷ khối của nước 0.9971 g/cm³.

Nồng độ nước là 55.35 mol/L

Độ dẫn điện của H₂O = 5,54.10⁻¹⁸Ω⁻¹.cm⁻¹

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2} = 1,8.10^{-16}$$

$$\rightarrow T_{H_2O} = K_{H_2O} = K [H_2O] = K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

Nếu nước nguyên chất ở 25°C

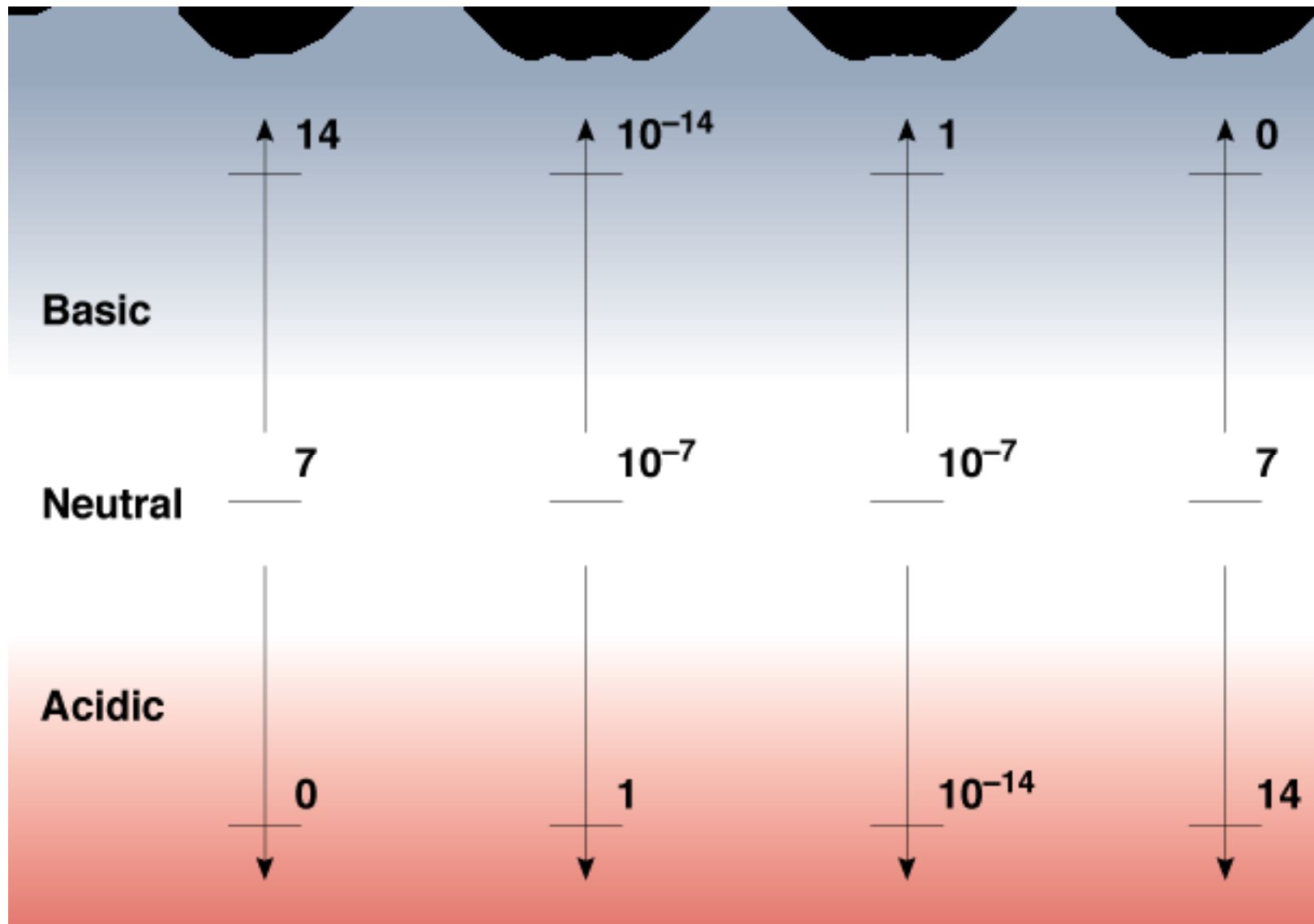
$$\Rightarrow T_{H_2O} = K_{H_2O} = 1.10^{-14} \Rightarrow [H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ ion gam/l}$$

Năm 1909, S. P. L. Sørensen đưa ra các khái niệm

Chỉ số hydro pH : pH = -lg[H⁺]

Chỉ số hydroxylpOH: pOH = -lg[OH⁻].

$$\frac{0,9971 \text{ gH}_2\text{O}}{1 \text{ ml}} \times \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ l}} \times \frac{1 \text{ molH}_2\text{O}}{18,015 \text{ gH}_2\text{O}} = 55,35 \text{ molH}_2\text{O} / \text{l}$$



pH

[H⁺]

[OH⁻]

pOH

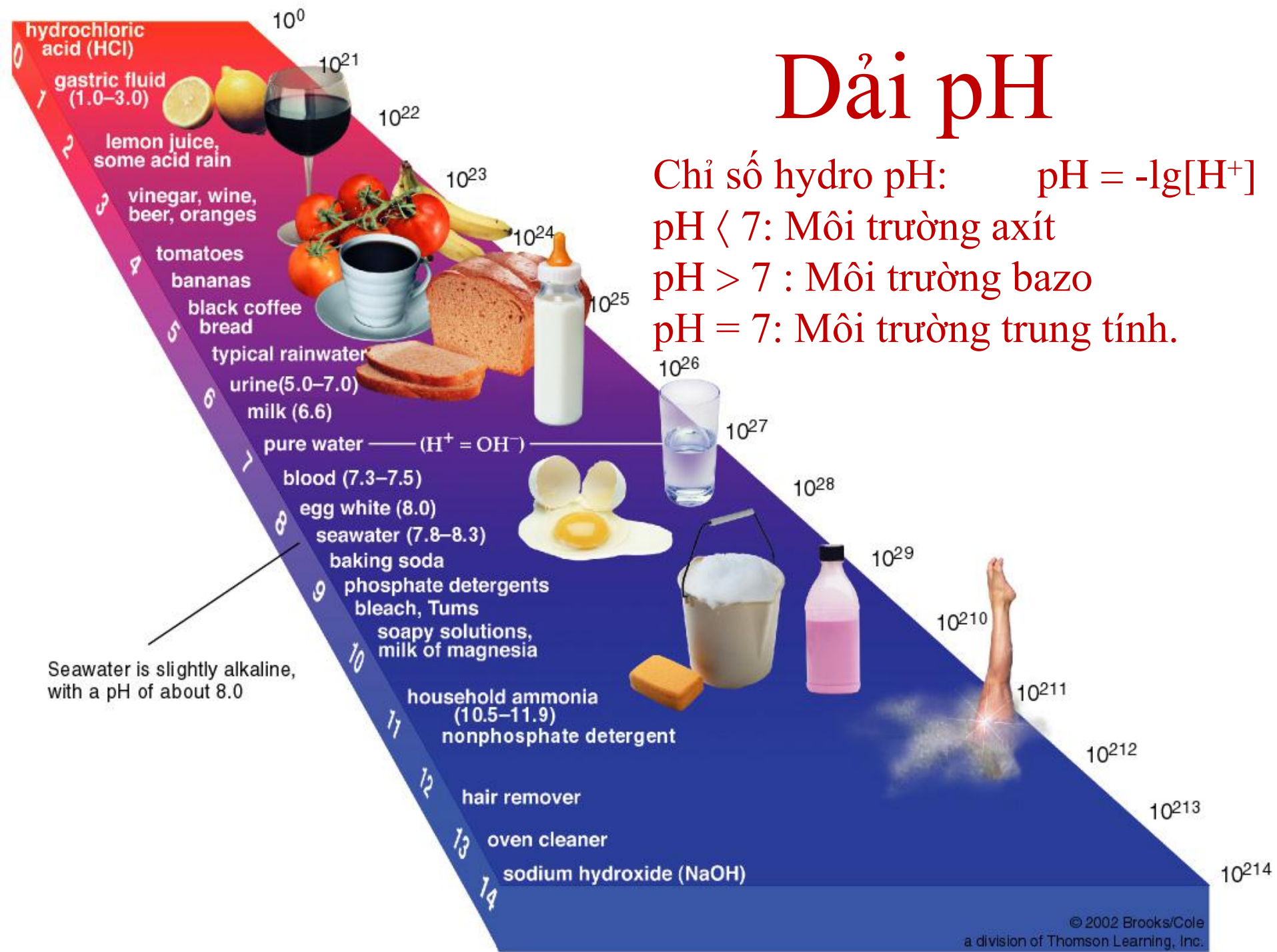
Dải pH

Chỉ số hydro pH: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$

$\text{pH} < 7$: Môi trường axit

$\text{pH} > 7$: Môi trường bazo

$\text{pH} = 7$: Môi trường trung tính.

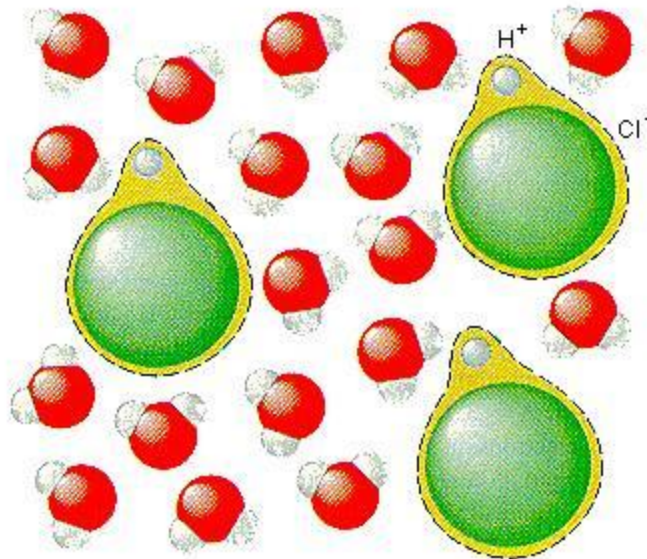
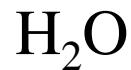


4. Thuyết axit-bazo

4.1. Thuyết Arrhenius

Axit: Chất chứa H^+ : phân ly ra H^+ trong dung dịch nước.

Base: Chất chứa OH^- và phân ly ra OH^- trong dung dịch nước.





Johannes Nicolaus Bronsted

4.2. Thuyết Bronsted:

Axit: Chất cho proton H^+

Bazo: Chất nhận proton H^+

Base + proton \leftrightarrow Axit

$A^- + H^+ \leftrightarrow HA$

HA/A^- : Cặp axit/baseliên hợp

➤ *Dự đoán*

✓ Tất cả các chất có chứa proton đều có thể là axit Bronsted

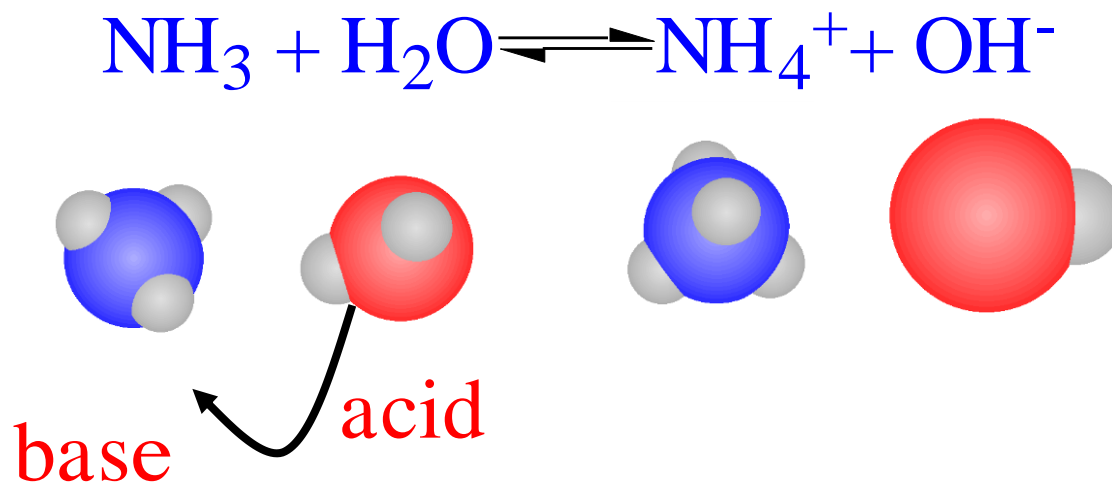
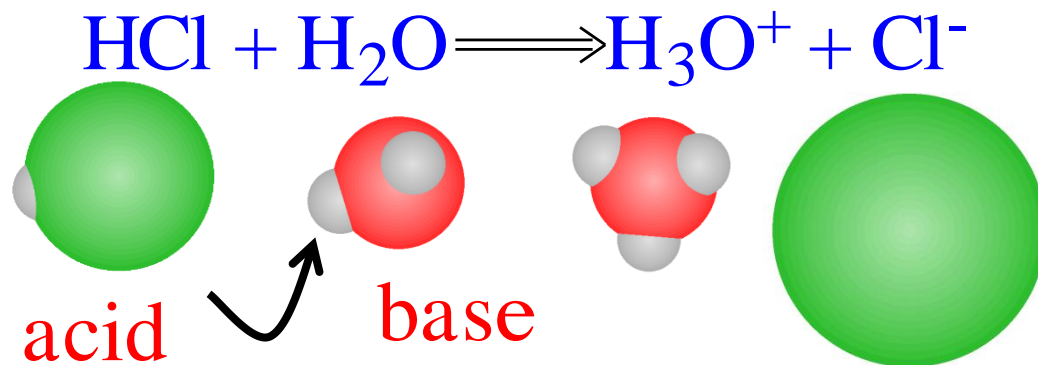
✓ Tất cả các chất có điện tích âm (anion) hay phân cực âm (phân tử phân cực) đều có thể là base Bronsted



Thomas Martin Lowry

Thuyết Bronsted:

Bronsted-Lowry



4.3. Thuyết electron của Lewis

Axit: Chất nhận cặp electron liên kết.

Baz: Chất cho cặp electron liên kết.

➤ *Dự đoán:*

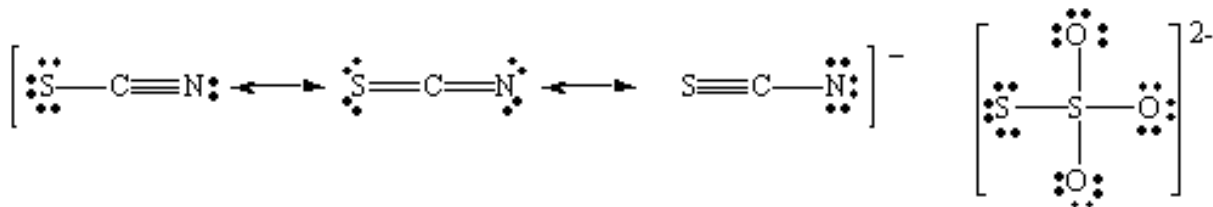
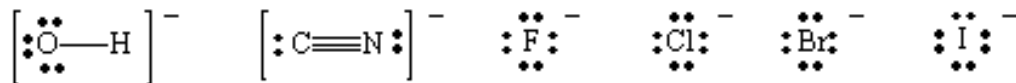
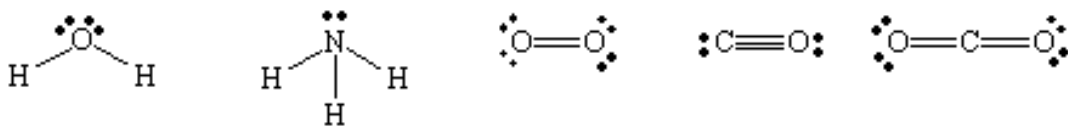
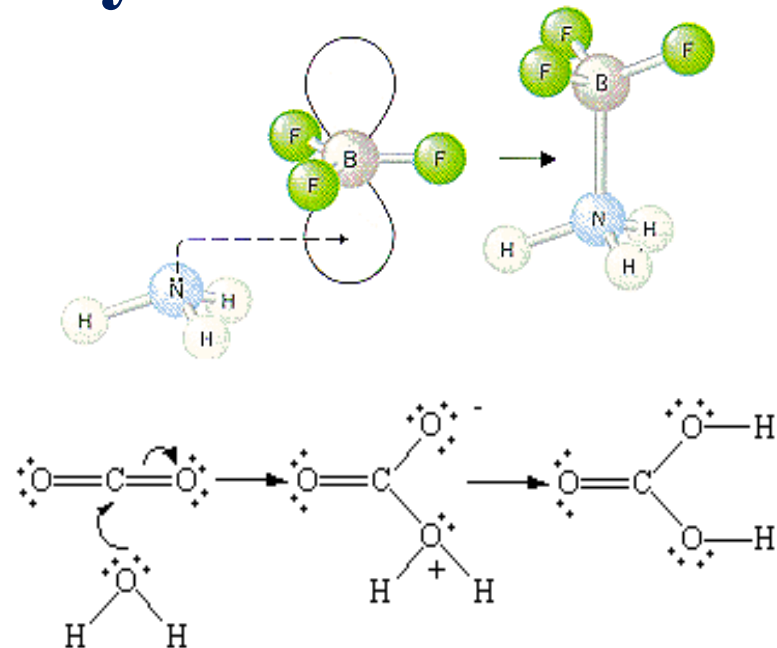
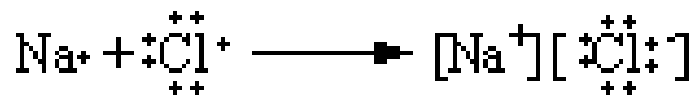
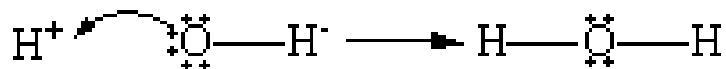
✓ *Axit Lewis*: + có dư mật độ điện tích dương,
+ có orbital trống

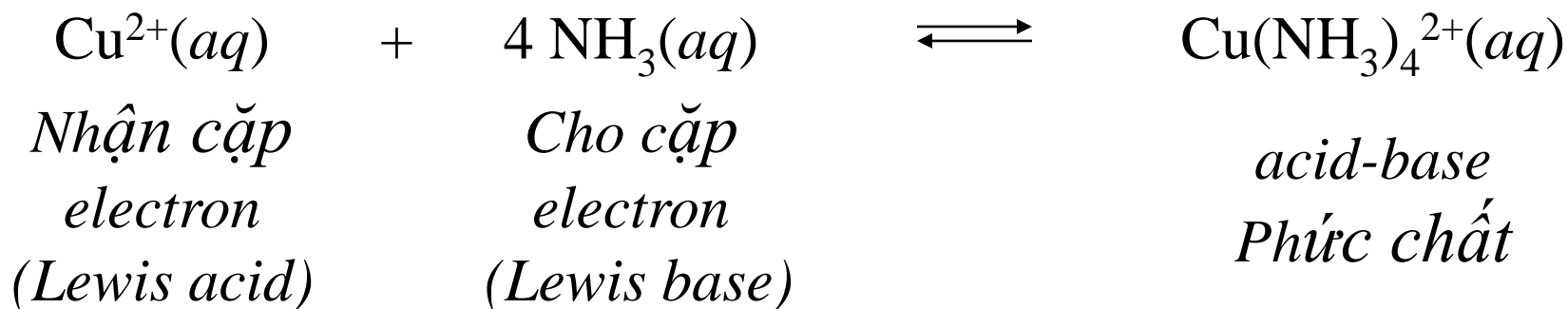
→ **Tất cả các cation kim loại đều là các axit Lewis.**

✓ *Bazo Lewis* + các anion (Cl^- , Br^- , F^- , $\text{OH}^- \dots$)
+ các ptử trung hòa hoặc ion có $\uparrow\downarrow$ tự do

➤ *Phạm vi sử dụng*: giải thích phức chất.

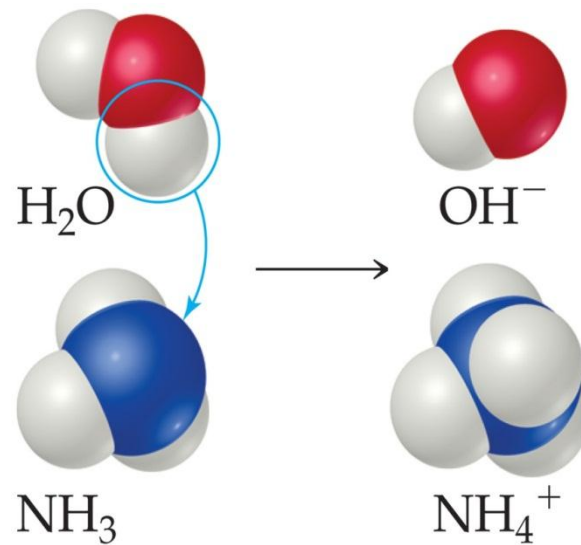
Một số axit - bazo theo thuyết Lewis





5. Phản ứng Acid-Base

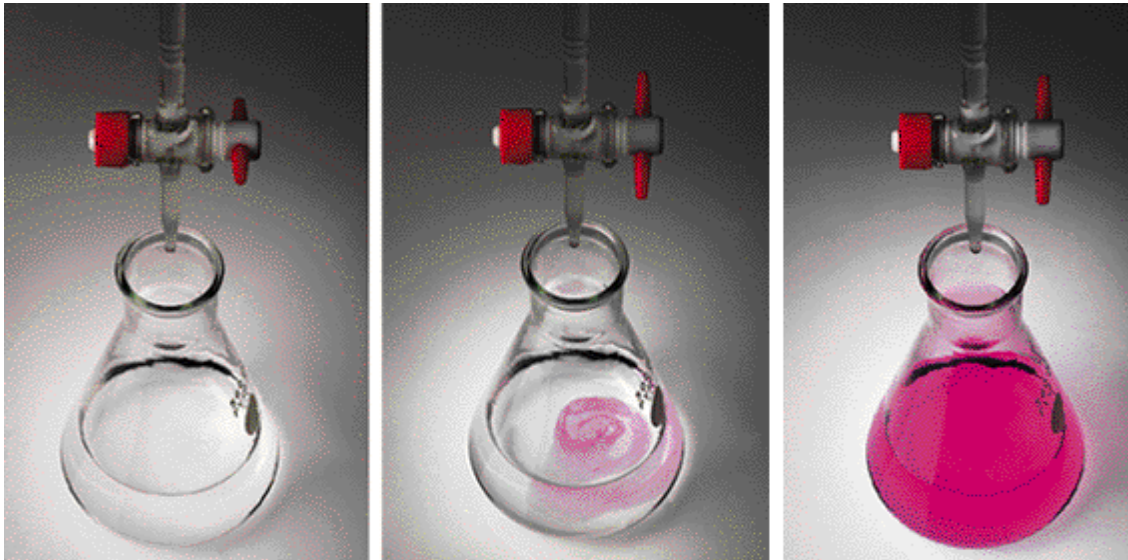
Trong phản ứng acid – base acid cho proton (H^+) cho base.













Chất chỉ thị màu

Màu thay đổi theo pH môi trường.

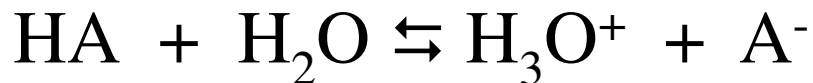
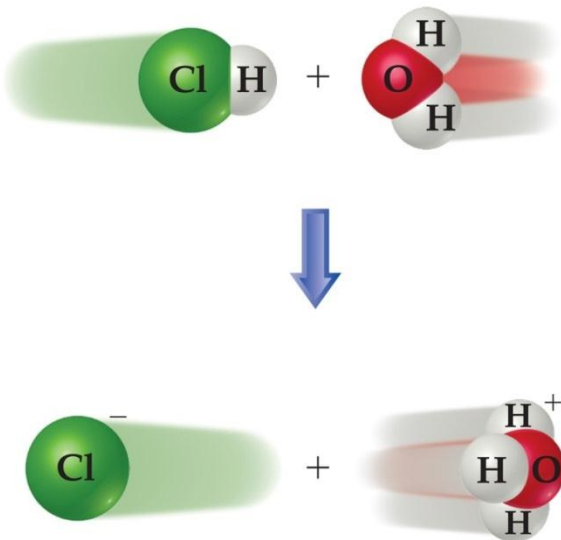
Khoảng pH màu chất chỉ thị biến đổi gọi là khoảng chuyển màu.



Chất chỉ thị màu

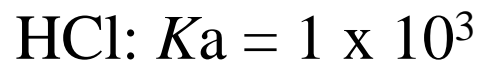
| Indicator name | pH range for color change |
|----------------------------|--|
| | 0 2 4 6 8 10 12 |
| Methyl violet | yellow  violet |
| Thymol blue (acidic range) | red  yellow |
| Bromphenol blue | yellow  blue |
| Methyl orange | red  yellow |
| Bromcresol green | yellow  blue |
| Methyl red | red  yellow |
| Bromthymol blue | yellow  blue |
| Thymol blue (basic range) | yellow  blue |
| Phenolphthalein | colorless  pink |
| Alizarin yellow R | yellow  red |

5.1. Hằng số điện ly của axit HA



$$K_{cb} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]} \Rightarrow K_a = K_{cb}[H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

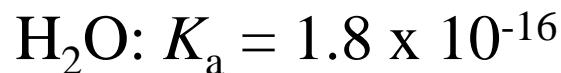
Khi K_a lớn ta có acid mạnh.



Khi $K_a \leq 10^{-5}$ ta có acid yếu.

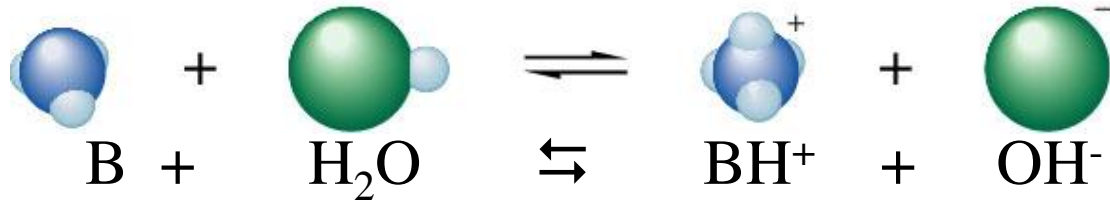


Khi K_a rất nhỏ ta có acid rất yếu.



| | |
|----------------------|------------------------|
| HCl | pK _a = -3 |
| CH ₃ COOH | pK _a = 4.7 |
| H ₂ O | pK _a = 15.7 |

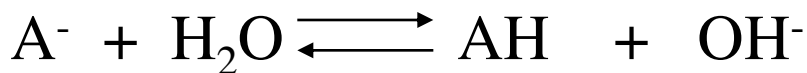
5.2. Hằng số điện ly của base B

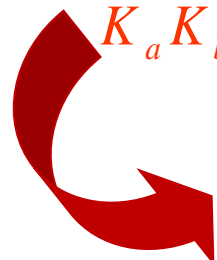


$$K_{C'} = \frac{[BH^+][OH^-]}{[H_2O][B]}$$

$$K_b = K_{C'}[H_2O] = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Xét với một base LIÊN HỢP

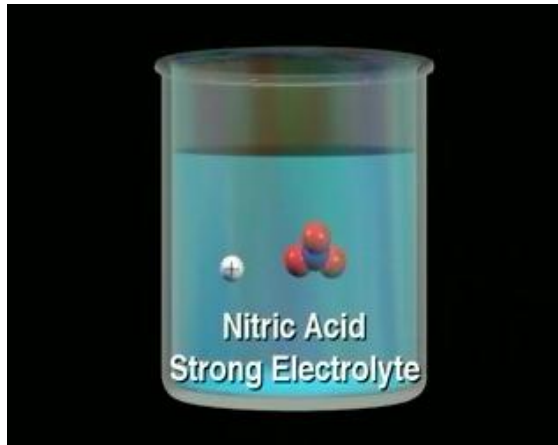



$$K_a K_b = \frac{[H_3O^+][A^-][HA][OH^-]}{[HA][A^-]} = [H_3O^+][OH^-] = T_{H_2O} = 10^{-14}$$

$$pK_N = pK_a + pK_b$$

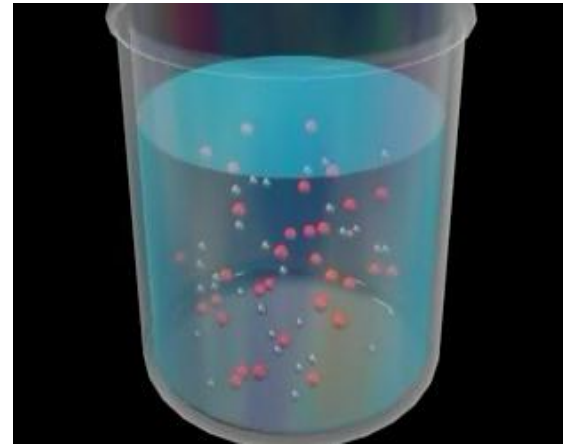
| <i>Acid</i> | K_a | pK_a | <i>Base liên hợp</i> | K_b | pK_b |
|-----------------------------------|-----------------------|--------|--|-----------------------|--------|
| HI | 3×10^9 | -9.5 | I ⁻ | 3×10^{-24} | 23.5 |
| HCl | 1×10^6 | -6 | Cl ⁻ | 1×10^{-20} | 20 |
| H ₂ SO ₄ | 1×10^3 | -3 | HSO ₄ ⁻ | 1×10^{-17} | 17 |
| H ₃ O ⁺ | 55 | -1.7 | H ₂ O | 1.8×10^{-16} | 15.7 |
| HNO ₃ | 28 | -1.4 | NO ₃ ⁻ | 3.6×10^{-16} | 15.4 |
| H ₃ PO ₄ | 7.1×10^{-3} | 2.1 | H ₂ PO ₄ ⁻ | 1.4×10^{-12} | 11.9 |
| CH ₃ CO ₂ H | 1.8×10^{-5} | 4.7 | CH ₃ CO ₂ ⁻ | 5.6×10^{-10} | 9.3 |
| H ₂ S | 1.0×10^{-7} | 7.0 | HS ⁻ | 1×10^{-7} | 7.0 |
| H ₂ O | 1.8×10^{-16} | 15.7 | OH ⁻ | 55 | -1.7 |
| CH ₃ OH | 1×10^{-18} | 18 | CH ₃ O ⁻ | 1×10^4 | -4 |
| HCCH | 1×10^{-25} | 25 | HCC ⁻ | 1×10^{11} | -11 |
| NH ₃ | 1×10^{-33} | 33 | NH ₂ ⁻ | 1×10^{19} | -19 |
| H ₂ | 1×10^{-35} | 35 | H ⁻ | 1×10^{21} | -21 |
| CH ₂ =CH ₂ | 1×10^{-44} | 44 | CH ₂ =CH ⁻ | 1×10^{30} | -30 |
| CH ₄ | 1×10^{-49} | 49 | CH ₃ ⁻ | 1×10^{35} | -35 |

Axit mạnh



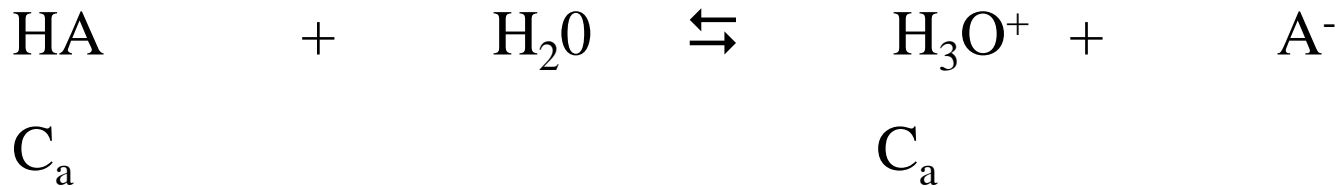
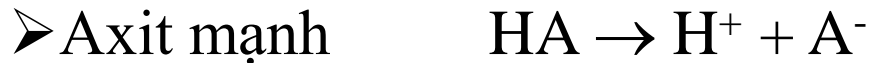
- Hydrochloric (HCl)
- Hydrobromic (HBr)
- Hydroiodic (HI)
- Nitric (HNO₃)
- Sulfuric (H₂SO₄)
- Chloric (HClO₃)
- Perchloric (HClO₄)

Base

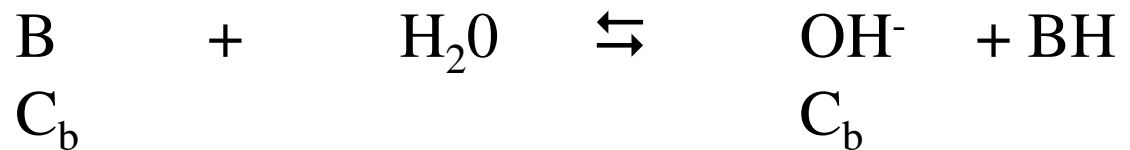


- Kim loại kiềm
- Calcium
- Strontium
- Barium

5.3. pH của dd axit và base mạnh.



$$pH = -\lg C_{H^+} = -\lg C_a$$



$$pOH = -\lg C_{OH^-} = -\lg C_b \rightarrow pH = 14 - pOH = 14 + \lg C_b$$

5.4. pH của dd axit yếu



Ban đầu C_a

Điện ly $C_a\alpha$ $C_a\alpha$ $C_a\alpha$

Cân bằng $C_a(1-\alpha)$ $C_a\alpha$ $C_a\alpha$

$$C_{H_3O^+} = C_a\alpha = C_a\sqrt{\frac{K_a}{C_a}} = \sqrt{K_a C_a}$$

$$pH = -\lg C_{H_3O^+} = \frac{1}{2}(-\lg K_a - \lg C_a) = \frac{1}{2}(pK_a - \lg C_a)$$

5.5. pH của dd base yếu.

| | | | |
|------------|---------------------------------|--------------|--------------|
| ➤ Base yếu | $A^- + H_2O \rightleftharpoons$ | $OH^- +$ | HA^- |
| Ban đầu | C_B | | |
| Điện ly | $C_B \alpha$ | $C_B \alpha$ | $C_B \alpha$ |
| Cân bằng | $C_B(1 - \alpha)$ | $C_B \alpha$ | $C_B \alpha$ |

$$C_{OH^-} = C_B \alpha = C_B \sqrt{\frac{K_B}{C_B}} = \sqrt{K_B C_B}$$

$$pOH = -\lg[OH^-] = \frac{1}{2}(pK_b - \lg C_b)$$

$$pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_b - \lg C_b)$$

5.6. Dung dịch đệm

➤ Định nghĩa: Dung dịch đệm là dd có $pH \approx const.$

➤ Cấu tạo

✓ đệm axit: axit yếu + muối của nó

✓ đệm baz: base yếu + muối của nó

➤ Cơ chế tác dụng của dung dịch đệm

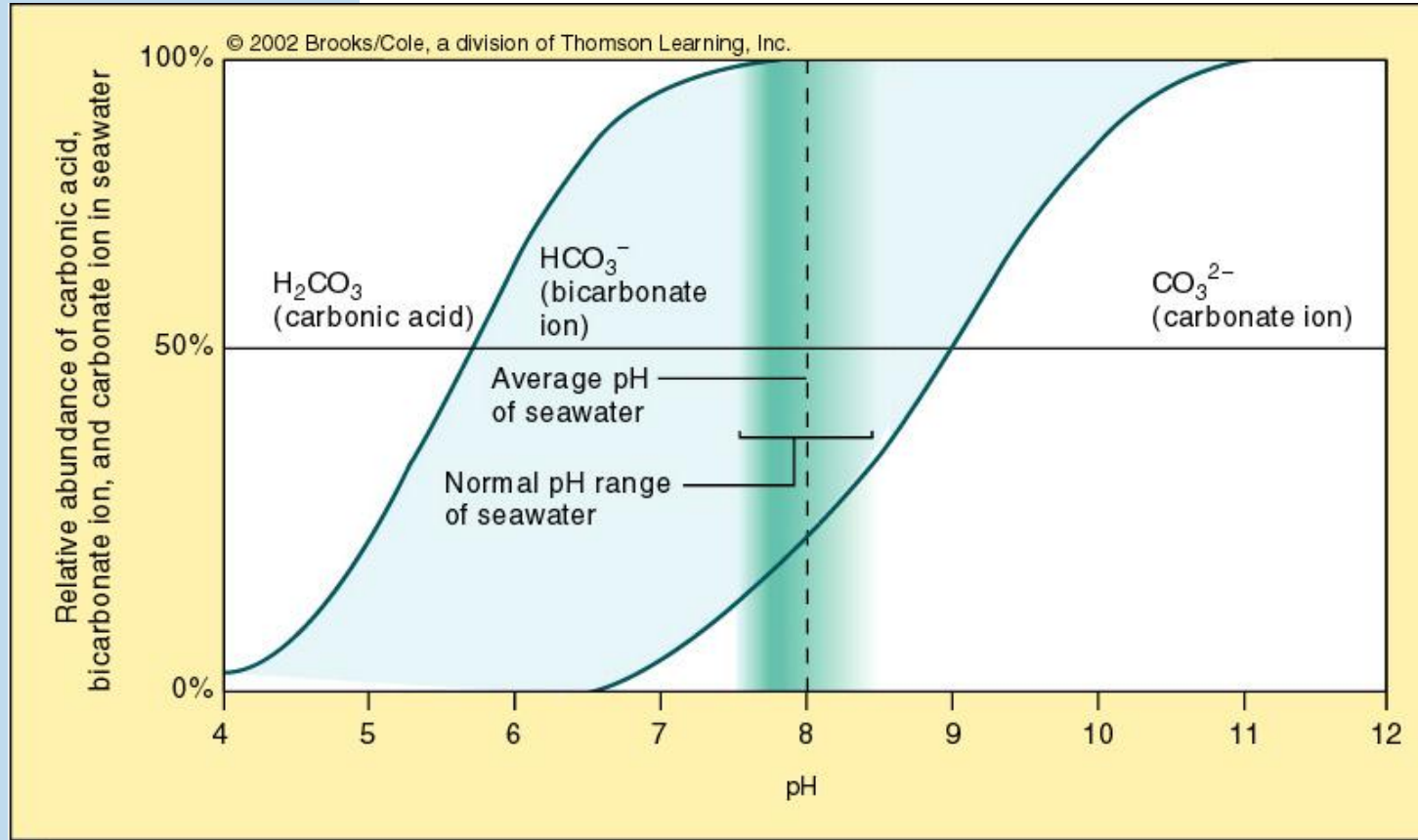
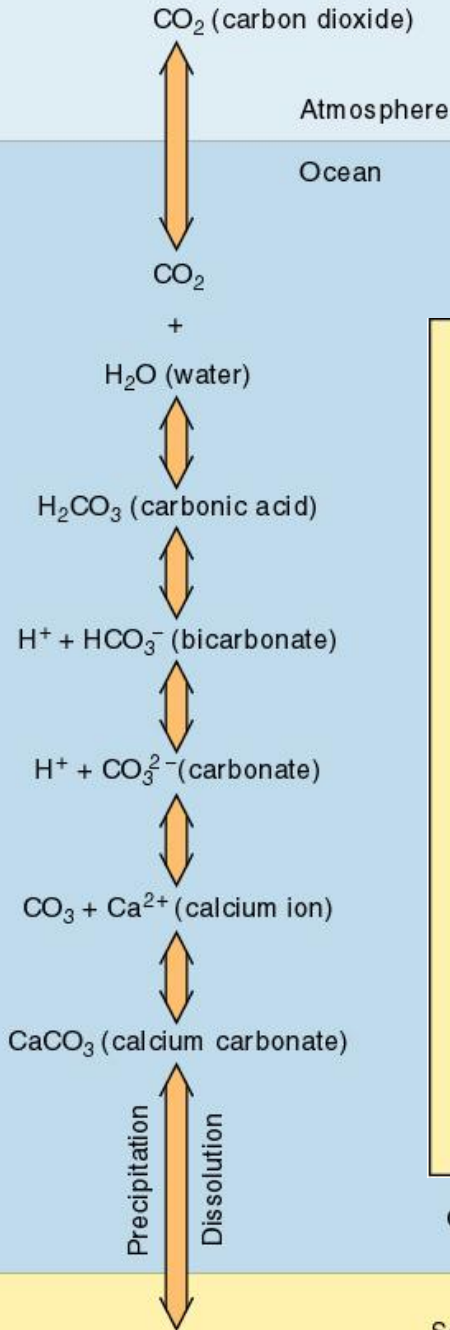


✓ Thêm axit mạnh: cb (1) ←

✓ Thêm base mạnh: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$: lượng H^+ ↓ → cb (1) →

✓ Pha loãng dd, độ điện ly CH_3COOH ↑

Sự tạo thành dung dịch đệm của nước biển



Ocean

Sediment

5.6.1. pH của dung dịch đệm acid



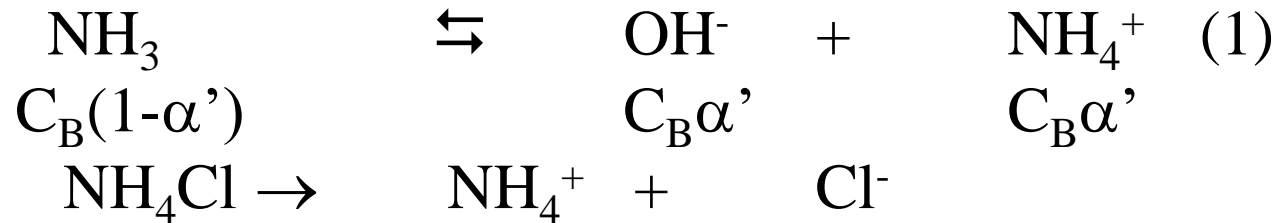
$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]}$$

$$[H^+] = K_a \frac{[HAc]}{[Ac^-]} = K_a \frac{C_a(1-\alpha')}{C_m + C_a\alpha'} \approx K_a \frac{C_a}{C_m}$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg K_a - \lg \frac{C_a}{C_m} = pK_a - \lg \frac{C_a}{C_m}$$

5.6.2. pH của dung dịch đệm Base

Đệm bazo: dung dịch của base yếu và muối của nó với axit mạnh: dung dịch NH_3 và NH_4Cl .



$$K_B = \frac{C_m \left[\text{NH}_4^+ \right] \left[\text{OH}^- \right]}{\left[\text{NH}_3 \right]}$$

$$\left[\text{OH}^- \right] = K_B \frac{\left[\text{NH}_3 \right]}{\left[\text{NH}_4^+ \right]} = K_B \frac{C_B(1-\alpha')}{C_m + C_B\alpha'} \approx K_B \frac{C_B}{C_m}$$

$$pOH = pK_b + \lg \frac{C_m}{C_b} \Rightarrow pH = 14 - pK_b - \lg \frac{C_m}{C_b}$$

Dung dịch muối

- Muối tạo thành từ axit mạnh và base mạnh
- Muối tạo thành từ axit yếu và base mạnh
- Muối tạo thành từ axit mạnh và base yếu
- Muối tạo thành từ axit yếu và base yếu

6. Phản ứng thủy phân và cân bằng thủy phân

- ✓ Các phản ứng có sự trao đổi giữa các phần thành phần của dung môi và chất tan tạo thành những hợp chất mới gọi là phản ứng dung môi phân;
- ✓ Phản ứng dung môi phân với dung môi là nước gọi là phản ứng thủy phân;
- ✓ **Sự thủy phân muối là phản ứng trao đổi giữa các ion của muối với các ion của nước**



Nhận xét:

- ❖ Phản ứng thủy phân muối là phản ứng nghịch của phản ứng trung hòa acid – bazo;
- ❖ Acid hay bazo tạo ra phải có một trong 3 tính chất: dễ bay hơi, khó tan hay kém điện ly;
- ❖ Phản ứng thủy phân chỉ có thể xảy ra trong dung dịch loãng

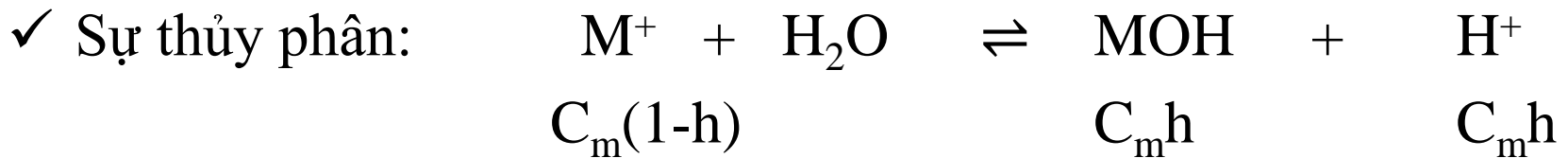
độ thủy phân và hằng số thủy phân

Độ thủy phân h là tỷ số giữa số phân tử muối bị thủy phân n trên tổng số phân tử đã hoà tan n_0 trong dung dịch



Hằng số thủy phân K_t là đại lượng rút ra từ việc áp dụng định luật tác dụng khối lượng vào cân bằng thủy phân

Muối tạo thành bởi acid mạnh và bazo yếu

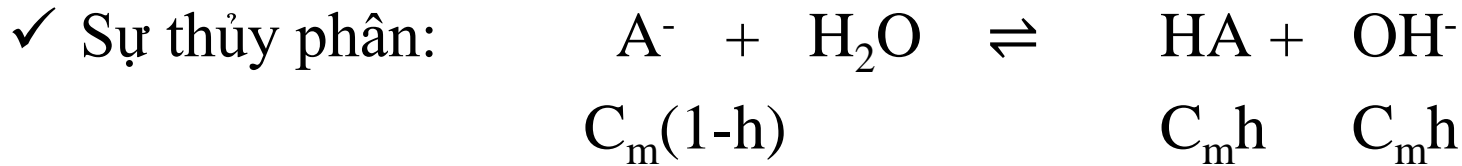


✓ Tính pH:

$$[H^+] = C_m h = C_m \sqrt{\frac{K_n}{K_b C_m}} = \sqrt{\frac{K_n C_m}{K_b}}$$

$$pH = \frac{1}{2} (pK_n - pK_b - \lg C_m) = 7 - \frac{1}{2} (pK_b + \lg C_m)$$

Muối tạo thành bởi acid yếu và bazo mạnh



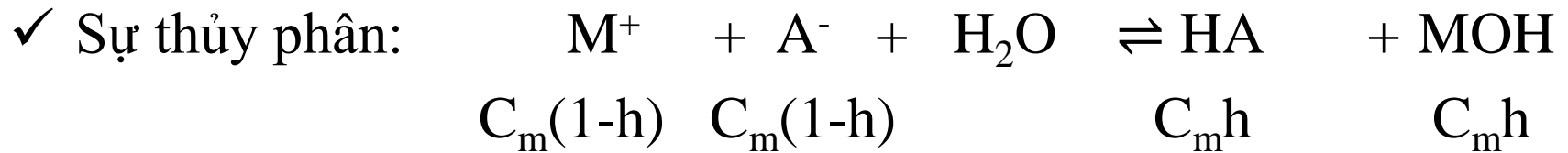
✓ Tính pH:

$$[OH^-] = C_m h = C_m \sqrt{\frac{K_n}{K_a C_m}} = \sqrt{\frac{K_n C_m}{K_a}}$$

$$[H^+] = \frac{K_n}{[OH^-]} = \sqrt{\frac{K_n K_a}{C_m}}$$

$$pH = \frac{1}{2} (pK_n + pK_a + \lg C_m) = 7 + \frac{1}{2} (pK_a + \lg C_m)$$

Muối tạo thành bởi acid YẾU và bazo yếu



✓ Tính pH:

$$[H^+] = K_a \times \frac{[HA]}{[A^-]} = K_a \times \frac{C_m h}{C_m(1-h)} = K_a \times \frac{h}{1-h} \approx K_a h = K_a \sqrt{\frac{K_n}{K_a K_b}} = \sqrt{\frac{K_n K_a}{K_b}}$$

$$pH = \frac{1}{2}(pK_n + pK_a - pK_b) = 7 + \frac{1}{2}(pK_a - pK_b)$$

Cách tính pH của các dung dịch.

a. pH của dd axit mạnh và basemạnh.

$$pH = -\lg C_a \qquad pH = 14 + \lg C_b$$

b. pH của dd axit yếu và baseyếu.

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \lg C_a) \qquad pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_b - \lg C_b)$$

c. pH của dung dịch đệm.

$$pH = pK_a - \lg \frac{C_a}{C_m} \qquad pH = 14 - \left(pK_b - \lg \frac{C_b}{C_m} \right)$$

d. pH của dung dịch muối

$$pH = 7 - \frac{1}{2}(pK_b + \lg C_m) \qquad pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a + \lg C_m)$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a - pK_b)$$

pH của một số dung dịch 0,1M

| <i>Chất</i> | <i>pH</i> |
|--|-----------|
| NaCl (sodium chloride) | 6.4 |
| NaCH ₃ CO ₂ (sodium acetate) | 8.4 |
| NaHCO ₃ (sodium bicarbonate) | 8.4 |
| Na ₂ HPO ₄ (sodium hydrogen phosphate) | 9.3 |
| Na ₂ SO ₃ (sodium sulfite) | 9.8 |
| NaCN (sodium cyanide) | 11.0 |
| NH ₃ (aqueous ammonia) | 11.1 |
| Na ₂ CO ₃ (sodium carbonate) | 11.6 |
| Na ₃ PO ₄ (sodium phosphate) | 12.0 |
| NaOH (sodium hydroxide, lye) | 13.0 |

| <i>Chất</i> | <i>pH</i> |
|--|--------------------------|
| HCl (hydrochloric acid) | 1.1 |
| H ₂ SO ₄ (sulfuric acid) | 1.2 |
| NaHSO ₄ (sodium hydrogen sulfate) | 1.4 |
| H ₂ SO ₃ (sulfurous acid) | 1.5 |
| H ₃ PO ₄ (phosphoric acid) | 1.5 |
| HF (hydrofluoric acid) | 2.1 |
| CH ₃ CO ₂ H (acetic acid) | 2.9 |
| H ₂ CO ₃ (carbonic acid) | 3.8 (saturated solution) |
| H ₂ S (hydrogen sulfide) | 4.1 |
| NaH ₂ PO ₄ (sodium dihydrogen phosphate) | 4.4 |
| NH ₄ Cl (ammonium chloride) | 4.6 |
| HCN (hydrocyanic acid) | 5.1 |
| Na ₂ SO ₄ (sodium sulfate) | 6.1 |

7. Chất điện ly ít tan

Đường saccharose có thể hoà tan trong nước nhưng không phải theo mọi tỷ lệ bất kỳ. Một lít nước chỉ có thể hoà tan được tối đa 1800gram saccharose ở điều kiện thường. Phần còn lại của đường sẽ không tan và kết tụ ở đáy cốc. Lượng đường hoà tan tối đa trong 100gram nước được gọi là độ tan của đường trong nước.

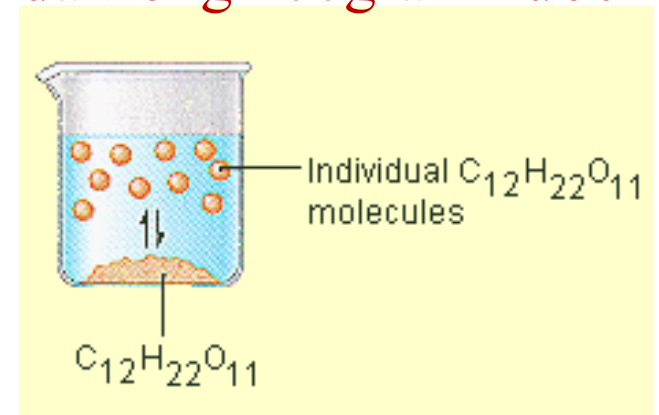
Độ tan: Nồng độ chất tan trong dung dịch bão hoà ở những điều kiện nhất định gọi là độ tan của chất đó.

Độ tan phụ thuộc:

Bản chất của dung môi và chất tan

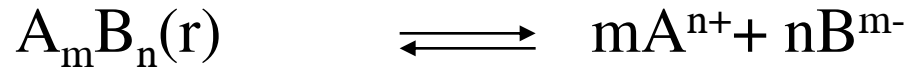
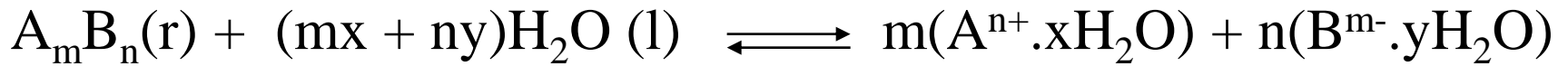
Nhiệt độ

Áp suất



Tích số tan (T)

Trong dung dịch chất điện ly khó tan ta có cân bằng sau



Vì $A_m B_n$ là chất rắn nên:

$$K_C = T_{A_m B_n} = C_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n = \text{const}$$

T được gọi là tích số tan của chất điện ly khó tan.

Tích số tan chỉ phụ thuộc vào bản chất dung môi-chất tan và nhiệt độ của hệ

$$\Delta G^0 = -RT \ln T_{A_m B_n} = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

TABLE 19.1 K_{sp} Values for Some Insoluble Salts

| Compound | K_{sp} at 25 °C |
|---------------------------|-----------------------|
| CaCO_3 | 3.8×10^{-9} |
| SrCO_3 | 9.4×10^{-10} |
| BaCO_3 | 8.1×10^{-9} |
| BaSO_4 | 1.1×10^{-10} |
| CaF_2 | 3.9×10^{-11} |
| CdS | 3.6×10^{-29} |
| PbS | 8.4×10^{-28} |
| CuS | 8.7×10^{-36} |
| HgS | 3.0×10^{-53} |
| AgCl | 1.8×10^{-10} |
| AgBr | 3.3×10^{-13} |
| AgI | 1.5×10^{-16} |
| Ag_2CrO_4 | 9.0×10^{-12} |
| PbCl_2 | 1.7×10^{-5} |
| PbCrO_4 | 1.8×10^{-14} |
| Hg_2Cl_2 | 1.1×10^{-18} |

Tích số tan và độ tan của chất điện ly khó tan

- ✓ Tích số tan là đại lượng đặc trưng cho tính tan của chất điện ly khó tan
- ✓ Tại nhiệt độ nhất định, chất có tích số tan càng bé thì càng kém tan
- ✓ Giữa tích số tan và độ tan có mối quan hệ sau

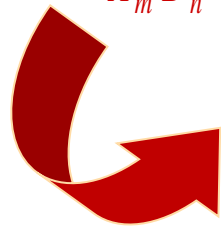


Khi cân bằng

S

mS

nS

$$T_{A_m B_n} = C_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n = (mS)^m (nS)^n = n^n m^m S^{(m+n)}$$

$$S_{A_m B_n} = \sqrt[(m+n)]{\frac{T_{A_m B_n}}{n^n m^m}}$$

Điều kiện hoà tan và kết tủa chất điện ly khó tan

➤ Chất điện ly khó tan sẽ kết tủa khi nồng độ các ion của nó trong dung dịch lớn hơn tích số tan của nó ở cùng nhiệt độ

$$C_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n < T_{A_mB_n}$$

❖ Dung dịch chưa bão hòa, các kết tủa sẽ tiếp tục hoà tan;

$$C_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n = T_{A_mB_n}$$

❖ Dung dịch bão hòa, tồn tại cân bằng hoà tan – kết tủa.

$$C_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n > T_{A_mB_n}$$

❖ Dung dịch quá bão hòa, xảy ra hiện tượng kết tủa các chất từ dung dịch

