

# CHƯƠNG 8: DUNG DỊCH LỎNG

## I. KHÁI NIỆM VỀ DUNG DỊCH

### 1. Khái niệm về hệ phân tán và dung dịch

#### - Hệ phân tán:

+ **Định nghĩa:** là hệ gồm hai hay nhiều chất trong đó một chất ở dạng các hạt rất nhỏ được phân bố vào trong chất kia. Chất được phân bố - *chất phân tán*, chất trong đó có chất phân tán - *môi trường phân tán*.

+ **Tính chất của hệ phân tán** phụ thuộc vào kích thước của chất phân tán. Chất phân tán có kích thước hạt càng lớn thì chúng càng dễ lắng xuống và hệ càng kém bền.

+ **Phân loại:** theo kích thước hạt  $d$  của chất phân tán :

- **Hệ phân tán thô (hệ lơ lửng):**  $d > 100\mu m$  (có thể nhìn thấy bằng mắt thường hay kính hiển vi thường). Hệ không bền. Chất phân tán - chất rắn: hệ lơ lửng được gọi là huyền phù.  
- chất lỏng - nhũ tương.
- **Hệ phân tán cao (hệ keo):**  $1\mu m < d < 100\mu m$  (chỉ có thể nhìn thấy dưới kính siêu hiển vi). Hệ này khá bền.
- **Hệ phân tán phân tử - ion (dung dịch thực):**  $d < 1\mu m$  (kích thước phân tử). Hệ này rất bền.

- **Dung dịch:** hệ đồng thể (khí, lỏng hay rắn) gồm hai hay nhiều chất mà thành phần của chúng biến đổi trong một phạm vi tương đối rộng. Trong đó chất phân bố - *chất tan*, môi trường phân tán - *dung môi*.

- Tùy thuộc vào trạng thái tập hợp, các dung dịch có thể là rắn, lỏng hay khí.

### 2. Khái niệm về độ tan S.

- **Độ tan** của một chất là nồng độ của chất đó tan nhiều nhất trong dung dịch bão hòa ở những điều kiện xác định.

- Độ tan thường được biểu diễn bằng số g (rắn) hoặc số ml (khí) chất tan trong 100g dung môi

$S > 10$  - chất dễ tan

$S < 1$  - chất khó tan

$S < 10^{-3}$  - chất không tan

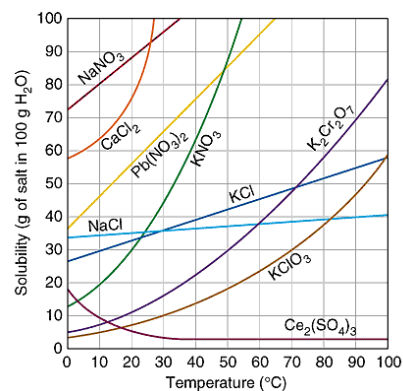
#### - Độ tan phụ thuộc vào:

+ **Bản chất của dung môi và chất tan:**

chất tan tương tự tan tốt trong dung môi tương tự.

+ **Nhiệt độ:**

- **Hòa tan chất khí trong chất lỏng:**  $\Delta H_{ht} < 0 \rightarrow T \uparrow \rightarrow S \downarrow$





**4. Dung dịch lý tưởng:** dung dịch có  $\Delta H_{ht} = 0$  và  $\Delta V_{ht} = 0$

**5. Nồng độ dung dịch**

**a. Nồng độ phần trăm C%:** số g chất tan trong 100g dung dịch:

$$C\% = \frac{m_i}{\sum m_i} \times 100\%$$

**b. Nồng độ phân tử gam (nồng độ mol)  $C_M$  (mol/l; M):** số mol chất tan trong 1 lit dung dịch:  $C_M = \frac{n_2}{V}$  (V tính bằng lit)

**c. Nồng độ molan  $C_m$  (m):** số mol chất tan trong 1000g dung môi nguyên chất:  $C_m = \frac{n_2 \times 1000}{m_1}$  ( $m_1$  tính bằng gam)

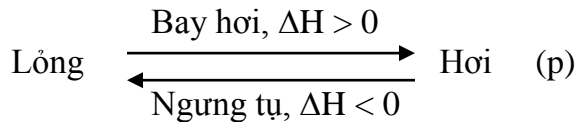
**d. Nồng độ phần mol N:** tỷ số giữa số mol chất tan và tổng số mol của chất tan và dung môi:  $N_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \rightarrow \sum N_i = 1$

**II. DUNG DỊCH RẤT LOÃNG CHẤT TAN KHÔNG ĐIỆN LY, KHÔNG BAY HƠI VÀ CÁC TÍNH CHẤT**

Khi tạo thành dung dịch rất loãng:  $\Delta H \approx 0$ ,  $\Delta V \approx 0$ . Trong dung dịch, các hạt chất tan ở cách xa nhau, tương tác giữa chúng không đáng kể và dung môi thực tế không biến đổi tính chất  $\rightarrow$  dung dịch rất loãng  $\approx$  dung dịch lý tưởng.

**1. Áp suất hơi bão hòa:**

Trong tự nhiên giữa pha lỏng và khí bao giờ cũng có quá trình thuận nghịch:



Khi quá trình đạt trạng thái cân bằng ( $\Delta G_{bh} = 0$ ), áp suất hơi – áp suất hơi bão hòa của chất lỏng  $\rightarrow$  đặc trưng cho sự bay hơi của chất lỏng.

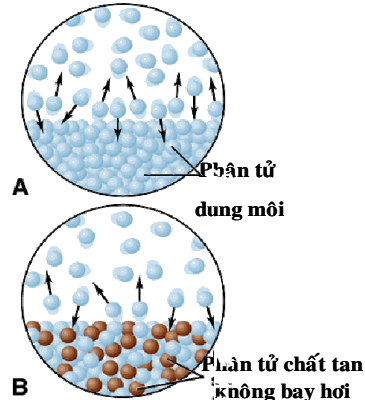
$$\left. \begin{array}{l} S \sim p \\ S \sim N \end{array} \right\} p \sim N$$

$$\begin{array}{l} p_1 \sim N_1 \\ p_1 = kN_1 \quad k - \text{hệ số tỷ lệ.} \end{array}$$

Trong dung môi nguyên chất:

$$\begin{array}{l} N_1 = N_0 = 1 \rightarrow k = p_0 \\ \rightarrow p_1 = p_0 N_1 \end{array}$$

Ảnh hưởng của nồng độ chất tan tới áp suất hơi dung dịch



**Định luật Raoult I** (F. Raoult, 1830 – 1901, giáo sư hóa học người Pháp, đưa ra năm 1886): *áp suất hơi bão hòa của dung dịch bằng áp suất hơi bão hòa của dung môi nguyên chất nhân với nồng độ phần mol của dung môi trong dung dịch*

$$\begin{aligned} \text{Thay:} \quad N_1 &= 1 - N_2 \\ \text{Ta được:} \quad p_1 &= p_0(1 - N_2) = p_0 - p_0N_2 \\ \rightarrow \quad N_2 &= \frac{(p_0 - p_1)}{p_0} = \frac{\Delta p}{p_0} \end{aligned}$$

Cách phát biểu khác của định luật Raoult I: *Độ giảm tương đối áp suất hơi bão hòa của dung dịch bằng nồng độ phần mol của chất tan trong dung dịch.*

## 2. Nhiệt độ sôi và nhiệt độ kết tinh

### a. Định luật Raoult II:

Vì độ giảm áp suất hơi bão hòa của dung dịch loăng tỷ lệ với nồng độ của chất tan trong dung dịch nên: “*độ tăng nhiệt độ sôi và độ giảm nhiệt độ đông đặc của dung dịch rất loăng tỷ lệ với nồng độ molan của dung dịch*”.

$$\Delta T_s = k_s C_m$$

$$\Delta T_{kt} = k_{kt} C_m$$

$\Delta T_s$  và  $\Delta T_{kt}$  – độ tăng nhiệt độ sôi và độ giảm nhiệt độ đông đặc

$k_s$  và  $k_{kt}$  – hằng số nghiệm sôi và hằng số nghiệm đông, chỉ phụ thuộc vào bản chất dung môi, không phụ thuộc bản chất chất tan.

$C_m$  – nồng độ molan của dung dịch.

Hằng số nghiệm sôi và hằng số nghiệm đông của một số dung môi:

Dung môi	$k_s$	$k_{kt}$
Nước ( $H_2O$ )	0.516	1.86
Benzen ( $C_6H_6$ )	2.67	5.12
Axit axetic ( $CH_3COOH$ )	3.1	3.9
Nitro benzen ( $C_6H_5$ )	5.27	6.9

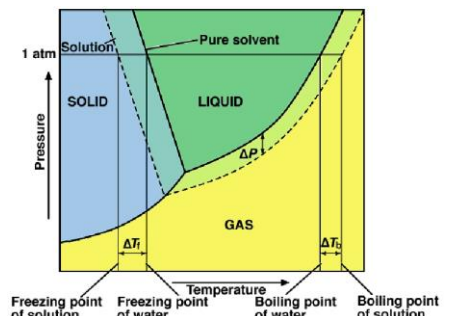
### b. Nhiệt độ sôi của dd:

- **Nhiệt độ sôi của chất lỏng** là nhiệt độ tại đó áp suất hơi bão hòa của nó bằng áp suất môi trường xung quanh.

$$\rightarrow T_{dd}^s > T_{dm}^s$$

- **Dung dịch có nồng độ chất tan càng cao sẽ sôi ở nhiệt độ càng cao.**

Nhiệt độ sôi của dung dịch là nhiệt độ bắt đầu sôi. Vì khi dung dịch sôi thì nồng độ chất tan trong dung dịch càng tăng, áp suất hơi bão hòa càng giảm



xuống nên nhiệt độ sôi của dung dịch càng tăng. Khi nồng độ chất tan đạt đến nồng độ bão hòa thì nhiệt độ sôi của dung dịch là hằng số.

**c. Nhiệt độ kết tinh của dd:**

- **Chất lỏng kết tinh ở nhiệt độ**, tại đó áp suất hơi của pha lỏng bằng áp suất hơi của pha rắn.

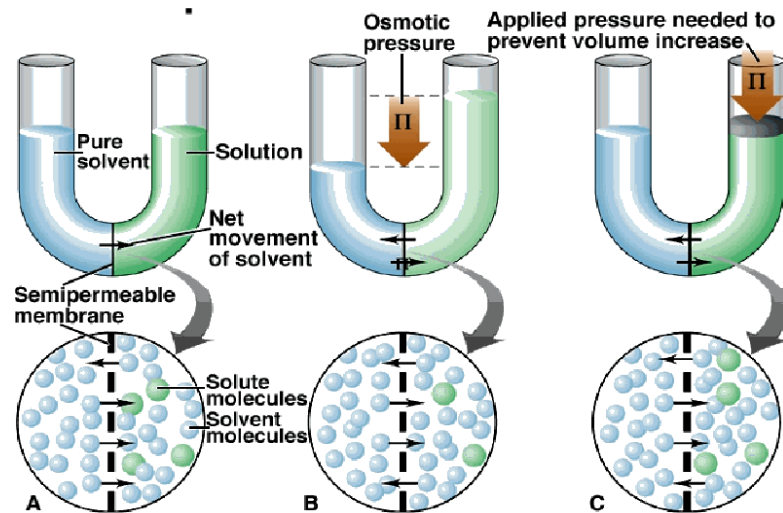
$$\rightarrow T_{dd}^{kt} < T_{dm}^{kt}$$

- **Dung dịch có nồng độ chất tan càng lớn sẽ kết tinh ở nhiệt độ càng thấp.**

- Nhiệt độ kết tinh của dung dịch là nhiệt độ bắt đầu kết tinh. Vì khi dung môi càng kết tinh thì nồng độ chất tan trong dung dịch càng tăng, áp suất hơi bão hòa càng giảm xuống nên nhiệt độ kết tinh của dung dịch càng thấp. Khi nồng độ chất tan đạt đến nồng độ bão hòa thì nhiệt độ đông đặc của dung dịch là hằng số.

**3. Áp suất thẩm thấu  $\pi$**

**a. Sự thẩm thấu và áp suất thẩm thấu**



**Hiện tượng thẩm thấu**- sự di chuyển dung môi vào dd qua màng bán thấm .

Lực tác dụng lên  $1cm^2$  màng bán thấm để ngăn không cho dung môi đi qua nó, nghĩa là ngăn không cho hiện tượng thẩm thấu xảy ra, được gọi là **áp suất thẩm thấu**.

**b. Định luật Van't Hoff:**

Van't Hoff: đối với dd rất loãng, áp suất thẩm thấu không phụ thuộc vào bản chất của chất tan mà chỉ tỷ lệ với nồng độ của dd và nhiệt độ.

$$\pi = C_M RT$$

trong đó:  $\pi$  - áp suất thẩm thấu

$C_M$  - nồng độ mol của dung dịch

Khi thay  $C_M = \frac{n}{V}$ ,  $n$  - số mol chất tan trong thể tích  $V$ , ta có:  $\pi V = nRT$

**Van't Hoff (1887):** *Áp suất thẩm thấu của dung dịch loãng bằng áp suất gây ra bởi chất tan nếu như ở trạng thái khí và ở cùng nhiệt độ nó chiếm cùng một thể tích như dung dịch.*

## VIII. DUNG DỊCH CHẤT ĐIỆN LY

### 1. Tính chất bất thường của các dung dịch axit, baz và muối.

#### a. Không tuân theo các định luật Raoult và Van't Hoff.

- Các đại lượng  $\pi$ ,  $\Delta p$ ,  $\Delta T_s$ ,  $\Delta T_{kt}$  của các dung dịch axit, baz và muối xác định bằng thực nghiệm luôn luôn lớn hơn so với tính toán lý thuyết.

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

- **Van't Hoff:** đối với các dung dịch axit, baz và muối: phải bổ xung thêm hệ số  $i$  vào công thức của định luật Raoult và Van't Hoff:

$$\Delta p' = i\Delta p = ip_0 N_2$$

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

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

$\Delta p$ ,  $\Delta T$ ,  $\pi$  - tính theo các định luật Raoult và Van't Hoff

$\Delta p'$ ,  $\Delta T'$ ,  $\pi'$  - đo được bằng thực nghiệm.

$i$  - hệ số đẳng trương hay hệ số Van't Hoff.

#### b. Dung dịch điện ly có tính dẫn điện.

Nước nguyên chất không dẫn điện.

Các dung dịch nước của các axit, baz và muối dẫn được điện.

### 2. Sự điện ly và thuyết điện ly.

#### a) Sự điện ly.

Các tính chất bất thường được Arrhenius giải thích:

- Sự tăng số hạt chất tan là do các phân tử chất tan đã phân ly thành hai hay nhiều hạt bé hơn.

- Tính dẫn điện của các dung dịch axit, baz và muối được giải thích là sự dịch chuyển đến điện cực của các hạt mang điện gọi là *ion*. Ion mang điện dương đi đến cực âm (catod) được gọi là *cation*, còn ion mang điện âm đi đến cực dương (anod) được gọi là *anion*.

#### b) Thuyết điện ly cổ điển của Arrhenius.

- Các axit, baz và muối khi tan trong nước phân ly thành ion.

- Các chất trong dung dịch phân ly thành các ion gọi là *chất điện ly*.

**Ưu điểm:** giải thích được các t/c bất thường của các dd điện ly.

**Nhược điểm:** không chú ý đến tương tác giữa chất tan và dung môi, thuyết điện ly của Arrhenius coi phân tử phân ly thành ion tự do.

**c) Thuyết điện ly hiện đại của Kablukov.**

- Trong dd nước không có ion tự do, chỉ có các ion bị hydrat hóa và sự hydrat hóa là nguyên nhân chính của sự phân ly phân tử thành ion.

Khi bỏ một hợp chất ion vào nước, những ion trên bề mặt tinh thể làm cho những phân tử nước xoay hướng sao cho các đầu của lưỡng cực nước ở gần những ion trái dấu. Kết quả là có các phân tử nước bao quanh các ion. Do đó lực tương tác giữa các ion bị suy yếu đi đến mức năng lượng chuyển động phân tử ở trong dung dịch cũng đủ làm cho các ion tách rời nhau và đi vào dung dịch. Đó là **hiện tượng điện ly**.

- Khi chất tan là phân tử cộng hóa trị phân cực mạnh, ví dụ HCl, giai đoạn trước của sự phân ly là dưới tác dụng của phân tử nước, kiến trúc có cực được chuyển thành kiến trúc ion. Đó là **hiện tượng ion hóa**.

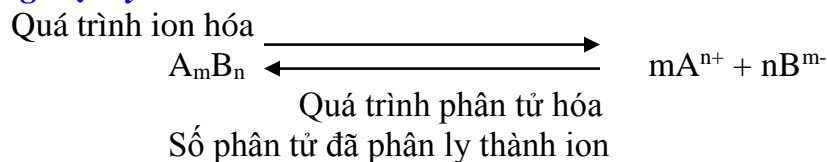
- Trong trường hợp trường hợp phân tử dung môi ít phân cực, sự xoay hướng của các lưỡng cực xung quanh ion xảy ra với mức độ kém hơn. Do đó lực tương tác giữa các ion không bị suy yếu nhiều nên năng lượng chuyển động của các phân tử trong dung dịch không đủ làm cho các ion tách rời nhau. Bởi vậy sự ion hóa không xảy ra. Trong các dung môi thường dùng, có tác dụng ion hóa lớn nhất là nước, kém nhất là benzen.

- Nếu trong phân tử chất tan có nhiều kiểu liên kết hóa học khác nhau thì sự phân ly sẽ xảy ra trước hết ở liên kết ion, rồi đến liên kết cộng hóa trị phân cực mạnh và không xảy ra ở liên kết cộng hóa trị phân cực yếu hoặc không phân cực.



**d) Độ điện ly  $\alpha$ :** đặc trưng cho khả năng phân ly của các chất điện ly trong dung dịch.

- **Cân bằng điện ly:**



$$\alpha = \frac{\text{Số phân tử đã phân ly thành ion}}{\text{Tổng số phân tử đã hòa tan trong dung dịch}}$$

$\alpha = 0$  khi sự phân ly hoàn toàn không xảy ra: dung dịch phân tử

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

- **Phân loại:**

+ Chất điện ly mạnh:  $\alpha = 1$  (HCl, HNO<sub>3</sub>, NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, KCl...)

+ Chất điện ly yếu:  $\alpha < 1$  (HCN, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH, NH<sub>4</sub>OH...)

- **Độ phân ly phụ thuộc vào:**

- + Bản chất chất tan và dung môi.
- + Nồng độ dung dịch
- + Nhiệt độ (ít)

- **Mối liên hệ giữa độ phân ly  $\alpha$  và hệ số Van't Hoff  $i$ :**  $\alpha = \frac{i-1}{q-1}$

Sự phân ly:	$A_mB_n \rightleftharpoons mA^{n+} + nB^{m-}$
Ban đầu	$n_0$
Phân ly	$n_0\alpha \quad mn_0\alpha \quad nn_0\alpha$
Cân bằng	$n_0(1-\alpha) \quad mn_0\alpha \quad nn_0\alpha$
$\Sigma$ số hạt có trong dd là:	$n_0(1-\alpha) + mn_0\alpha + nn_0\alpha = n_0(1-\alpha) + n_0\alpha(m+n)$
$q$ - số ion do một ptử đly ra	$= n_0(1-\alpha) + n_0\alpha q$ $= n_0(1-\alpha + n_0q)$

$$i = \frac{\pi'}{\pi} = \frac{RTC'_M}{RTC_M} = \frac{n'_0}{n_0} = \frac{n_0(1-\alpha + n_0q)}{n_0} = 1 - \alpha + n_0q$$

$$\alpha = \frac{i-1}{q-1} \quad \text{- độ điện ly biểu kiến}$$

- **Quy ước theo độ điện ly biểu kiến:** trong dung dịch **nước 0.1N, 25°C**

- + Chất điện ly mạnh: có  $\alpha > 30\%$
- + Chất điện ly yếu: có  $\alpha < 3\%$
- + Chất điện ly trung bình: có  $3\% < \alpha < 30\%$

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

	$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$
Ban đầu	$C_0$
Điện ly	$C_0\alpha \quad C_0\alpha \quad C_0\alpha$
Cân bằng	$C_0(1-\alpha) \quad C_0\alpha \quad C_0\alpha$
Hằng số cân bằng điện ly:	$K = \frac{C_{A^+} \cdot C_{B^-}}{C_{AB}} = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha}$

$$\text{Khi } \alpha \ll 1 \text{ thì } (1-\alpha) \approx 1, \text{ do đó: } \alpha \approx \sqrt{\frac{K}{C_0}}$$

Khi pha loãng  $C_0$  giảm,  $\alpha$  tăng.

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

- **Suy luận: Chất điện ly mạnh là chất điện ly hoàn toàn. Chứng minh:**

+ Bằng các phương pháp nghiên cứu quang phổ và quang học hiện đại người ta khẳng định rằng trong dung dịch chất điện ly mạnh không có phân tử trung hòa điện.

Do đó đối với dung dịch các chất điện ly mạnh:

- +  $\alpha = 1$
- + hệ số Van't Hoff  $i$  là các số nguyên
- + khi pha loãng độ dẫn điện không thay đổi vì số ion trong dung dịch là không thay đổi.

- **Thực tế:**

- +  $\alpha < 1$
- + hệ số Van't Hoff  $i$  không phải là số nguyên
- + khi pha loãng độ dẫn điện tăng lên.

→ Các tính chất của dd chất đly mạnh giống như của dd chất đly yếu.

- **Lý thuyết chất điện ly mạnh:**

+ Trong dd các chất điện ly mạnh nồng độ các ion rất lớn → các ion ở gần nhau → xuất hiện *lực hút tương hỗ giữa các ion* → mỗi ion trong dd được bao quanh bởi các ion trái dấu (*bầu khí quyển ion*), còn xa hơn là các ion cùng dấu. Như vậy trong dd ion được phân bố gần giống trong tinh thể → ion chuyển động không hoàn toàn tự do. Khi pha loãng, khoảng cách giữa các ion tăng, lực hút tương hỗ giảm, độ dẫn điện tăng.

+ Trong dd chất điện ly mạnh có thể xảy ra *sự liên hiệp ion*, ví dụ  $NaCl_2^-$ ,  $Na_2Cl^+$  ..., khi pha loãng các liên hiệp ion này lại phân ly thành các ion đơn giản.

→ số ion trong dung dịch nhỏ hơn số tính theo sự điện ly hoàn toàn của chất tan và độ điện ly trên thực tế thể hiện được gọi là *độ điện ly biểu kiến*.

→ dùng khái niệm *hoạt độ a* thay cho khái niệm nồng độ:

$$a = fC$$

f - hệ số hoạt độ, đặc trưng cho sự khác biệt về tính chất của các dung dịch thực so với dung dịch lý tưởng.

Đối với ion i:  $a_i = f_i C_i$

Đối với chất điện ly  $A_m B_n$   $a_{A_m B_n} = f_{A_m B_n} C_{A_m B_n}$

$$f_{A_m B_n} = \sqrt[m+n]{f_{A^{n+}}^m f_{B^{m-}}^n} - \text{hệ số hoạt độ của chất } A_m B_n$$

Hoạt độ và hệ số hoạt độ của các chất điện ly có thể xác định thực nghiệm bằng các phương pháp nghiệm đông, nghiệm sôi, đo độ dẫn điện, sức điện động... nhưng cũng có thể tính gần đúng dựa trên các phương trình của Debye và Huckel biểu diễn sự phụ thuộc của hệ số hoạt độ vào lực ion của dung dịch chất điện ly mạnh:

$$\lg f_i = -\frac{Az_i^2 \sqrt{I}}{1 + \sqrt{I}}$$
$$\lg f_{A_m B_n} = -\frac{A |z_{A^{n+}} z_{B^{m-}}| \sqrt{I}}{1 + \sqrt{I}}$$

trong đó: A - hằng số, phụ thuộc vào bản chất dung môi và nhiệt độ

z - điện tích ion

I - lực ion của dung dịch:  $I = \frac{1}{2} \sum C_i z_i^2$

(tổng được lấy đối với tất cả các ion trong dung dịch)

Đối với dung dịch nước và ở 25°C: A = 0,5

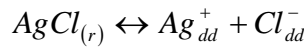
Khi  $I \leq 0,01$  phương trình trên có dạng đơn giản như sau:

$$\lg f_i = -0,5 z_i^2 \sqrt{I}$$

$$\lg f_{A_mB_n} = -0,5 \left| z_{A^{n+}} z_{B^{m-}} \right| \sqrt{I}$$

## 5. Cân bằng trong dd chất điện ly khó tan và tích số tan.

### a. Cân bằng dị thể của chất đly khó tan và tích số tan.



Hằng số cân bằng:  $K = C_{Ag^{+}} \cdot C_{Cl^{-}} = T_{AgCl}$  - tích số tan của AgCl

Tổng quát: với chất rắn ít tan  $A_mB_n$ :  $A_mB_{n(r)} \leftrightarrow mA_{(dd)}^{n+} + nB_{(dd)}^{m-}$

Tích số tan:  $T_{A_mB_n} = C_{A^{n+}}^m \cdot C_{B^{m-}}^n$

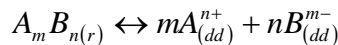
*Tích số tan của một hợp chất ít tan là tích số nồng độ của các ion trong dung dịch bão hòa và là hằng số ở nhiệt độ xác định.*

Tích số tan của một chất phụ thuộc vào bản chất của dung môi và T

Mối liên hệ giữa tích số tan và các đại lượng nhiệt động:

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

### b. Tích số tan và độ tan của chất điện ly khó tan.



Sự điện ly      S                      mS              nS

Tích số tan:  $T_{A_mB_n} = C_{A^{n+}}^m \cdot C_{B^{m-}}^n = (mS)^m (nS)^n = m^m n^n S^{(m+n)}$

$$S = {}^{(m+n)}\sqrt{\frac{T_{A_mB_n}}{m^m n^n}}$$

Nhận xét: Trong những điều kiện như nhau, chất có T càng nhỏ càng ít tan.

### c. Ảnh hưởng của các ion trong dd đến S của chất điện ly.

- *Ảnh hưởng của ion cùng loại:* Khi có mặt ion cùng loại với các ion của chất điện ly, cân bằng điện ly sẽ dịch chuyển theo chiều nghịch làm giảm độ tan của chất điện ly.

- *Ảnh hưởng của ion khác loại:* Vì chất điện ly khó tan là các chất điện ly mạnh (điện ly hoàn toàn) nên tích số tan phải được tính theo hoạt độ:

$$T_{A_mB_n} = a_{A^{n+}}^m a_{B^{m-}}^n = C_{A^{n+}}^m f_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n f_{B^{m-}}^n = (mS)^m (nS)^n f_{A_mB_n}^{(m+n)} = m^m n^n S^{(m+n)} f_{A_mB_n}^{(m+n)}$$

$$S = {}^{(m+n)}\sqrt{\frac{T_{A_mB_n}}{m^m n^n f_{A_mB_n}^{(m+n)}}}$$

Khi có mặt ion lạ, lực ion tăng, dẫn đến giảm hệ số hoạt độ và do đó sẽ làm tăng độ tan của chất điện ly khó tan.

### d. Điều kiện hoà tan và kết tủa của chất đly khó tan.

Chất điện ly sẽ kết tủa khi:  $C_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n > T_{A_mB_n}$

Chất điện ly sẽ tan hết khi:  $C_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n \leq T_{A_mB_n}$