

## Chương 5 DUNG DỊCH

- Một số khái niệm về dung dịch
- Dung dịch phân tử
  - + Áp suất hơi nước bão hòa
  - + Độ tăng nhiệt độ sôi, độ giảm nhiệt độ đông đặc
  - + Áp suất thẩm thấu
- Dung dịch điện li
  - + Một số đại lượng đặc trưng của dung dịch chất điện li
  - + Khái niệm hoạt độ ion
  - + Sự điện li của nước, chỉ số hiđrô (pH) và chỉ số hiđroxyl (pOH)
  - + Cặp axit-bazơ liên hợp
  - + Sự thủy phân của muối
  - + Dung dịch đệm axit-bazơ
  - + Tính pH của một số dung dịch
  - + Chất điện li mạnh khó tan
  - + Khái niệm về phức chất

### I- MỘT SỐ KHÁI NIỆM

#### 1.1.HỆ PHÂN TÁN

Hệ phân tán là hệ trong đó những tiểu phân của chất này (chất bị phân tán) phân bố đều vào một chất khác (môi trường phân tán). Chất phân tán và môi trường phân tán có thể nằm ở các trạng thái tập hợp giống nhau hoặc khác nhau.

Dựa vào **kích thước hạt của pha phân tán** người ta chia ra làm 3 loại hệ phân tán:

**Hệ phân tán thô:** Đường kính của hạt phân tán  $> 10^{-4}$ cm.

-Nếu pha phân tán là chất rắn thì được gọi là hệ huyền phù, nếu pha phân tán là chất lỏng thì được gọi là hệ nhũ tương.

-Trong các hệ phân tán thô, do hạt của pha phân tán có kích thước lớn nên chuyển **động Braou** kém  $\Rightarrow$  chúng có khuynh hướng kết hợp nhau thành những hạt lớn hơn tách khỏi môi trường khuếch tán (lắng xuống hoặc nổi lên). Vì vậy chúng là những hệ kém bền.

**Hệ phân tán keo (dung dịch keo).** Đường kính của hạt phân tán trong khoảng  $10^{-7}$ - $10^{-4}$ cm.

**Dung dịch thật (còn gọi tắt là dung dịch).** Đường kính của hạt phân tán  $\leq 10^{-7}$ cm.

Trong chương này ta nghiên cứu 2 dung dịch: dung dịch phân tử và dung dịch điện ly

## 1.2 .NỒNG ĐỘ DUNG DỊCH

### a- Nồng độ phần trăm

Nồng độ % về khối lượng:

Nồng độ % về thể tích:

### b- Nồng độ mol/l ( gọi tắt là nồng độ mol) ( $C_M$ )

### c- Nồng độ đương lượng gam ( $C_N$ )

### d- Nồng độ phân số mol ( $N_i$ )

Là tỷ số giữa số mol chất tan so với tổng số mol chất tan và số mol dung môi.

Giả sử dung dịch chỉ có 1 loại chất tan;

Gọi  $n_1$  là số mol chất tan  $n_2$  là số mol dung môi.

Khi đó, nồng độ phân số mol chất tan được tính theo biểu thức:

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad (5.1)$$

Nồng độ phân số mol của dung môi.

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \quad (5.2)$$

Như vậy :  $N_1 + N_2 = 1$

*Trong trường hợp tổng quát* : dung dịch được tạo nên từ nhiều cấu tử:  $n_1, n_2, n_3 \dots n_k$

Thì nồng độ phân số mol của chất i là:

$$N_i = \frac{n_i}{\sum_j n_j} \quad (5.3)$$

### e- Nồng độ Molan ( $M/1000$ ):

được tính bằng số mol chất tan trong 1000 gam dung môi.  
 Thí dụ: Dung dịch  $\text{CH}_3\text{COOH}$  1 Molan có nghĩa là trong dung dịch đó có 1 mol  $\text{CH}_3\text{COOH}$  trong 1000 gam dung môi(nước).

## 1.3. SỰ HOÀ TAN CHẤT RẮN VÀO NƯỚC

Quá trình hòa tan một chất rắn vào một chất lỏng là quá trình phức tạp xảy ra 3 giai đoạn:

**Giai đoạn 1:** Các phân tử dung môi tương tác với các phân tử chất tan, Nếu lực tương tác mạnh hơn lực liên kết giữa các phân tử chất tan, phân tử chất tan sẽ tách khỏi bề mặt chất rắn  $\Rightarrow$  phá vỡ mạng lưới tinh thể chất rắn (Quá trình phá vỡ mạng lưới tinh thể chất rắn). Giai đoạn này tiêu tốn một năng lượng ( $\Delta H_1$ ).

**Giai đoạn 2:** Các phân tử chất tan tương tác với các phân tử dung môi (Quá trình solvat hoá. Nếu dung môi là nước gọi là quá trình Hidrat hoá). Quá trình này giải phóng ra một năng lượng ( $\Delta H_2$ ).

**Giai đoạn 3:** Các phân tử solvat hay hidrat phân tán vào dung dịch. Quá trình này thường tiêu tốn một năng lượng ( $\Delta H_3$ ).

Tổng năng lượng của quá trình hoà tan.  $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

Thông thường  $\Delta H_3 \ll \Delta H_1$ , do đó có thể coi :  $\Delta H = \Delta H_2 + \Delta H_1$

Tuỳ theo giá trị của  $\Delta H_2$  và  $\Delta H_1$  mà quá trình hoà tan là thu nhiệt hoặc phát nhiệt.

$\Delta H$  được gọi là hiệu ứng nhiệt hoà tan

*Nhiệt hoà tan: là lượng nhiệt toả ra hay thu vào khi hoà tan hoàn toàn 1 mol chất tan vào một lượng đủ lớn dung môi*

#### 1.4. ĐỘ TAN CỦA MỘT CHẤT

**Nồng độ của dung dịch bão hoà được gọi là độ tan (S) của một chất ở điều kiện nhiệt độ và áp suất đã cho.**

Độ tan của 1 chất phụ thuộc vào bản chất của chất tan, bản chất của dung môi và các điều kiện bên ngoài (nhiệt độ, áp suất).

- Các chất ion và chất phân cực thì dễ tan trong nước và trong các dung môi phân cực khác. Nó tan ít trong các dung môi không phân cực (Muối không tan trong mỡ, tan nhiều trong nước).
- Các chất không phân cực dễ tan trong các dung môi không phân cực. Chúng ít tan trong dung môi phân cực (Mỡ dễ tan trong xăng, nó không tan trong nước).

Các tác động về cơ học như: khuấy, lắc chỉ có tác dụng làm tăng tốc độ hoà tan chứ không làm ảnh hưởng đến độ tan của 1 chất.

##### a. Sự hòa tan chất khí vào chất lỏng

Sự hoà tan chất khí trong nước thường là quá trình phát nhiệt ( $\Delta H < 0$ ) do sự solvat hoá các phân tử khí và sự giảm entropi ( $\Delta S < 0$ )

Theo biểu thức biến thiên thế đẳng nhiệt đẳng áp  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Muốn cho quá trình tự diễn ra thì  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$  Nghĩa là phải duy trì ở nhiệt độ thấp

Nếu tiếp tục đun nóng thì  $\Delta G$  sẽ trở nên dương, chất khí sẽ thoát ra khỏi dung dịch

Thực tế người ta có thể đuổi toàn bộ không khí hoà tan trong nước bằng cách đun sôi dung dịch.

**Chú ý:** cũng có trường hợp độ tan của chất khí tăng lên khi tăng nhiệt độ (quá trình hoà tan thu nhiệt), thí dụ khi hoà tan khí trơ trong một số dung môi hữu cơ.

Khi hoà tan chất khí trong chất lỏng, thể tích của chất khí sẽ giảm ( $\Delta V < 0$ ), nên khi tăng áp suất khí thì độ tan của khí tăng lên.

Sự phụ thuộc độ tan của chất khí vào áp suất của nó được thể hiện bằng định luật Henry (W. Henry)

*“ Tại một nhiệt độ nhất định, độ tan của chất khí trong chất lỏng tỷ lệ thuận với áp suất riêng phần của nó trên chất lỏng.”*

$$S = k P_i \quad (5.4) \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Trong đó: } S_i \text{ là độ tan của chất khí } i; k \text{ là hằng số} \\ \text{hoà tan; } P_i \text{ là áp suất riêng phần của khí } i \text{ trên} \\ \text{chất lỏng.} \end{array} \right.$$

Khi  $P_i = 1 \text{ atm}$  thì  $S_i = k$ . Vậy  $k$  là độ tan của chất  $i$  khi áp suất riêng phần của nó bằng 1 atm. Đây chính là cách xác định hệ số  $k$  của 1 chất khí.

**Chú ý:** Định luật Henry chỉ đúng với các dung dịch tương đối loãng, ở áp suất không cao và khi không có tương tác hoá học xảy ra giữa các chất khí tan và dung môi.

**b. Sự hòa tan chất lỏng vào chất lỏng (tự đọc)**

Khi hoà tan chất lỏng vào chất lỏng có thể gặp các trường hợp sau:

- Tan hoàn toàn vào nhau theo tỉ lệ bất kì
- Tan hạn chế vào nhau
- Không tan vào nhau

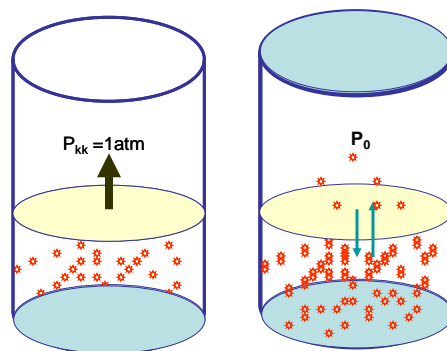
Ta thường gặp trường hợp hoà tan hạn chế vào nhau. Sự hoà tan hạn chế là quá trình thu nhiệt. Do đó, khi tăng nhiệt độ thì độ hoà tan tăng lên.

**c. Sự hòa tan chất rắn vào chất lỏng (tự đọc)**

Sự hoà tan đa số chất rắn vào chất lỏng là quá trình thu nhiệt. Vì vậy, khi tăng nhiệt độ thì độ hoà tan tăng lên.

**II- DUNG DỊCH PHÂN TỬ** (Dung dịch loãng chứa chất tan không điện li, không bay hơi)**2.1. ÁP SUẤT HƠI BÃO HÒA. ĐỊNH LUẬT RAULT I (1886)****a- Áp suất hơi bão hòa của dung môi nguyên chất**

Ở mỗi nhiệt độ xác định luôn có một lượng chất lỏng bay hơi. Ví dụ, cho một lượng nước lỏng vào một bình kín, luôn luôn có một số phân tử nước bay hơi chiếm phần thể tích còn trống của bình, đó là quá trình bay hơi với vận tốc  $v_{bh}$ . Các phân tử nước ở thể hơi lại luôn luôn chuyển động hỗn loạn, một số phân tử nước ở thể hơi đó va chạm với bề mặt nước lỏng và có thể bị ngưng tụ trở lại, quá trình ngưng tụ lại với vận tốc  $v_{nt}$ . Lúc đầu chưa có nhiều phân tử nước ở thể hơi nên  $v_{bh} > v_{nt}$ . Dần dần lượng hơi nước tăng lên làm cho  $v_{nt}$  tăng lên. Đến khi  $v_{bh} = v_{nt}$  thì nồng độ hơi nước trong bình không đổi. Hệ đạt trạng thái cân bằng:



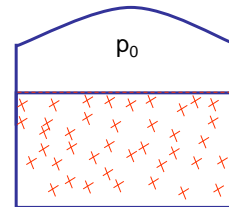
Nước lỏng  $\rightleftharpoons$  Hơi nước

Nước ở thể hơi nằm ở trạng thái cân bằng với nước ở thể lỏng được gọi là hơi nước bão hòa gây ra một áp suất gọi là áp suất hơi nước bão hòa ( $P_0$ ).

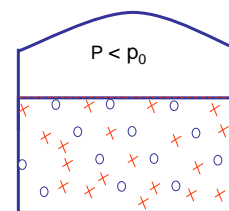
### b- Áp suất hơi bão hòa của dung dịch

Trong dung dịch chất tan không điện li, không bay hơi, chỉ có dung môi bay hơi. Hơi dung môi gây ra một áp suất hơi trên bề mặt dung dịch. Khi quá trình bay hơi đạt cân bằng, áp suất hơi đó là *áp suất hơi bão hòa của dung môi trên dung dịch*, gọi tắt là *áp suất hơi bão hòa của dung dịch (P)*.

Khi hoà tan vào dung môi, các phân tử chất tan thường bị solvát hoá  $\Rightarrow$  làm giảm khả năng hoạt động tự do của các phân tử dung môi  $\Rightarrow$  dung môi khó bay hơi hơn so với các phân tử dung môi trong dung môi nguyên chất. Mặt khác, một phần khá lớn bề mặt dung dịch bị chiếm bởi các phân tử solvát hoá không bay hơi  $\Rightarrow$  các phân tử dung môi bay hơi từ dung dịch trong cùng đơn vị thời gian và cùng đơn vị diện tích bề mặt nhỏ hơn nhiều so với từ dung môi nguyên chất. Kết quả là ở cùng nhiệt độ, lượng hơi trên bề mặt dung dịch nhỏ hơn trên bề mặt dung môi nguyên chất  $\Rightarrow$  áp suất hơi bão hòa trên dung dịch (P) luôn luôn nhỏ hơn áp suất hơi bão hòa của dung môi nguyên chất ( $P_0$ ) ở cùng nhiệt độ ( $P < P_0$ ).



Nước nguyên chất



Dung dịch phân tử

### c- Định luật Raoult I

Hiệu số:  $\Delta P = P_0 - P$  được gọi là *độ giảm tuyệt đối áp suất hơi bão hòa* của dung dịch so với dung môi nguyên chất.

Đại lượng  $\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{P_0 - P}{P_0}$  được gọi là *độ giảm tương đối áp suất hơi bão hòa* của dung dịch so với dung môi nguyên chất.

Với dung dịch có nồng độ chất tan càng cao thì áp suất hơi bão hòa (P) càng nhỏ  $\Rightarrow$   $\Delta P$  càng lớn và ngược lại.

Nhà vật lý Raoult đã thiết lập được công thức liên quan giữa độ giảm áp suất hơi bão hòa của dung dịch với nồng độ.

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{P_0 - P}{P_0} = 1 - N_0 = N \quad (5.5)$$

$P_0$  là áp suất hơi bão hòa của dung môi nguyên chất  
 $P$  là áp suất hơi bão hòa của dung dịch,  
 $N_0$  là nồng độ phần mol của dung môi trong dung dịch,  
 $N$  là phần số mol của chất tan

Từ biểu thức (5.5) ta phát biểu định luật Raoult I

*“Độ giảm áp suất hơi bão hòa tương đối của dung dịch chất tan không bay hơi, không điện ly so với dung môi nguyên chất bằng giá trị nồng độ phần số mol của chất tan trong dung dịch”.*

## 2.2. NHIỆT ĐỘ SÔI VÀ NHIỆT ĐỘ ĐÔNG ĐẶC CỦA DUNG DỊCH

### a- Nhiệt độ sôi của dung dịch chất tan không điện li, không bay hơi

Nhiệt độ sôi của dung dịch phân tử không bay hơi, không điện li có quan hệ trực tiếp với áp suất hơi bão hoà của nó.

Khi nhiệt độ dung dịch tăng thì áp suất hơi bão hoà của dung dịch cũng tăng lên. Đến một nhiệt độ nhất định nào đó, khi áp suất hơi bão hoà của dung dịch bằng áp suất bên ngoài ( $P = P_{kk}$ ), thì ngoài sự bay hơi trên bề mặt dung dịch còn có sự bay hơi ngay trong lòng chất lỏng: Sự sôi bắt đầu. Nhiệt độ lúc đó được gọi là nhiệt độ sôi ( $t_s^0$ ).

Như vậy: *Nhiệt độ sôi của chất lỏng là nhiệt độ mà tại đó chất lỏng có áp suất hơi bão hoà bằng áp suất bên ngoài.*

Khi chất lỏng là nước nguyên chất thì  $P_0 = P_{kk} = 1$  atm lúc đó  $t_s^0 = 100^\circ\text{C}$ . Khi  $P_{kk}$  giảm thì  $t_s^0$  cũng giảm vì  $P_0$  giảm và ngược lại.

Với dung dịch thì  $P < P_0$  (ở cùng  $t_0$ ). Do đó khi dung môi sôi ở nhiệt độ  $t_0$  thì dung dịch chưa sôi được. Muốn dung dịch sôi được thì phải cung cấp thêm nhiệt đến nhiệt độ  $t$ . Rõ ràng  $t > t_0$ .

Như vậy: *nhiệt độ sôi của dung dịch chất tan không bay hơi không điện li luôn luôn lớn hơn nhiệt độ sôi của dung môi nguyên chất.* Hiện tượng đó gọi là *sự tăng nhiệt độ sôi của dung dịch chất tan không bay hơi không điện li so với dung môi nguyên chất.*

$$\Delta t_s = t_s - t_{0s}$$

Với dung dịch chất tan không điện li, không bay hơi có nồng độ càng lớn thì áp suất hơi bão hoà ( $P$ ) càng nhỏ, sự bay hơi càng kém. Nghĩa là  $t_{0s}$  càng lớn, nên  $\Delta t_s$  cũng càng lớn. Như vậy  $\Delta t_s$  tỷ lệ thuận với nồng độ dung dịch.

### b- Nhiệt độ đông đặc của dung dịch chất tan không điện li, không bay hơi

*Nhiệt độ đông đặc của một chất lỏng là nhiệt độ tại đó áp suất hơi bão hoà trên pha lỏng bằng áp suất hơi bão hoà trên pha rắn ở trạng thái cân bằng rắn-lỏng-hơi.*

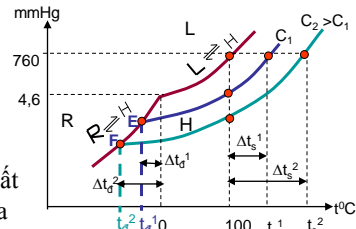
Xét quá trình làm lạnh cốc nước nguyên chất:

Lượng hơi nằm trên bề mặt pha lỏng gây nên áp suất hơi bão hoà ( $P_0$ ). Khi nhiệt độ giảm thì chuyển động của các phân tử trong hệ giảm xuống, khả năng bay hơi giảm. áp suất hơi bão hoà ( $P_0$ ) giảm. Đến  $0^\circ\text{C}$  xuất hiện tinh thể nước đá  $\Rightarrow$  xuất hiện pha rắn. Sự đông đặc bắt đầu và cân bằng rắn  $\Leftrightarrow$  lỏng  $\Leftrightarrow$  hơi được thiết lập.

Trong quá trình đông đặc nhiệt độ không đổi.

Tại cùng một nhiệt độ, áp suất hơi bão hoà của dung dịch luôn nhỏ hơn áp suất hơi bão hoà của dung môi, nên tại  $0^\circ\text{C}$ , dung dịch có nồng độ  $C_1$  có áp suất hơi bão hoà trên pha lỏng còn lớn hơn áp suất hơi bão hoà trên pha rắn (hình vẽ). Muốn cho 2 áp suất ấy bằng nhau ta phải kéo dài đường  $C_1$  đến điểm E. lúc đó nhiệt độ  $t_d$  thấp hơn  $0^\circ\text{C}$ . Với dung dịch có nồng độ càng cao ( $C_2$  chẳng hạn) thì nhiệt độ đông đặc càng thấp hơn  $0^\circ\text{C}$  ( $t_d' < t_d < 0^\circ\text{C}$ ).

$\Delta t_d = t_d^0 - t_d$  là độ giảm nhiệt độ đông đặc của dung dịch so với dung môi nguyên chất,



Độ tăng nhiệt độ sôi, độ giảm nhiệt độ đông đặc của dung dịch

### c- Định luật Raoult II (1886 – Pháp)

Độ tăng nhiệt độ sôi, độ giảm nhiệt độ đông đặc của dung dịch tỉ lệ thuận với nồng độ molan của dung dịch

$$\begin{cases} \Delta T_s = k_s \cdot C_m \\ \Delta T_d = k_d \cdot C_m \end{cases} \quad (5.6) \quad \left\{ \begin{array}{l} k_s, k_d \text{ gọi là hằng số nghiệm sôi và hằng số nghiệm} \\ \text{đông của dung môi. Nó là đại lượng đặc trưng đối} \\ \text{với dung môi nhất định} \end{array} \right.$$

Nhiệt độ sôi, nhiệt độ đông đặc, hằng số nghiệm sôi, hằng số nghiệm đông của một dung môi

Dung môi	$T_s^{\circ}\text{C}$	$k_s$	$T_d^{\circ}\text{C}$	$k_d$
H <sub>2</sub> O	100	0,52	0	1,86
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	80	2,57	5,5	5,12
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	79	1,19		
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH		3,04	40	7,27
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub>	81	2,79	6,5	2,02
CHCl <sub>3</sub>	61,1	3,6	-63,2	4,9
CCl <sub>4</sub>	76,5	5,0	-24,7	29,8
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	182	3,22		

Dựa vào định luật Raoult và bằng thực nghiệm xác định độ tăng nhiệt độ sôi hay độ giảm nhiệt độ đông đặc của dung dịch người ta có thể tìm được khối lượng mol của một chất tan nhất định

Thí dụ trang 94

### 2.3. HIỆN TƯỢNG THẨM THẤU

Hiện tượng chuyển một cách tự nhiên một lượng dung môi từ dung môi nguyên chất vào dung dịch (hoặc chuyển dung môi từ dung dịch loãng vào dung dịch đặc) qua màng bán thấm gọi là hiện tượng thẩm thấu.

Xét thí nghiệm như hình bên:

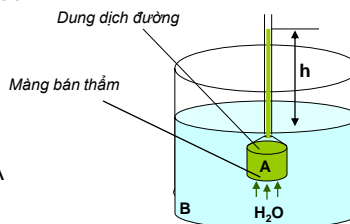
Một bình thủy tinh A có gắn mao quản đựng dung dịch đường. Miệng bình bịt bằng một màng bán thấm. Nhúng bình A vào chậu nước nguyên chất B,

Đề lâu ta thấy nước ở chậu B vào trong bình A qua màng bán thấm và xuất hiện áp suất tác dụng theo hướng từ nước vào phía dung dịch đường trong bình A. Đó là áp suất thẩm thấu  $\pi$ .

Dung môi chuyển vào bình A làm cho mức chất lỏng trong ống mao quản dâng cao lên, cột chất lỏng trong ống mao quản sẽ gây ra một áp suất thủy tĩnh tác dụng ngược chiều với áp suất thẩm thấu  $\pi$ . Đến độ cao h thì áp suất thủy tĩnh cân bằng với áp suất thẩm thấu  $\pi$  thì hiện tượng thẩm thấu dừng lại

Cột dung dịch có độ cao h gây nên một áp suất nén lên màng bán thấm. Áp suất đó gọi là áp suất thẩm thấu.

Vậy áp suất thẩm thấu của dung dịch là áp suất thủy tĩnh nén lên màng bán thấm có tác dụng làm “ngừng” quá trình thẩm thấu giữa dung môi nguyên chất và dung dịch.



Sơ đồ thí nghiệm nghiên cứu hiện tượng thẩm thấu

## Định luật Vant' Hoff (Van Hốp – 1887 Hà Lan)

**Áp suất thẩm thấu của một dung dịch tỉ lệ thuận với nồng độ và nhiệt độ của dung dịch**

$$\pi = R.C.T \quad (5.7)$$

R - Hằng số khí lí tưởng

C - Nồng độ mol/l của dung dịch

T - Nhiệt độ tuyệt đối của dung dịch

Hiện tượng thẩm thấu có ý nghĩa sinh học rất quan trọng vì màng của các tế bào là các màng thẩm thấu.

- Nhờ có hiện tượng thẩm thấu nước được vận chuyển từ rễ cây lên ngọn
- Dịch trong hồng cầu có áp suất thẩm thấu 7,4 – 7,5 atm. Vì vậy để tránh hiện tượng vỡ hoặc teo hồng cầu người ta thường sử dụng những dung dịch đẳng trương ( có áp suất thẩm thấu bằng áp suất thẩm thấu của máu) để đưa vào cơ thể.
- Dựa vào định luật Vant' Hoff người ta có thể xác định được khối lượng mol phân tử của một chất bằng cách đo áp suất thẩm thấu.

Thí dụ trang 92

## III- DUNG DỊCH ĐIỆN LI

### 1 – ĐẶC ĐIỂM VÀ MỘT SỐ ĐẠI LƯỢNG VỀ DUNG DỊCH CHẤT ĐIỆN LI

#### 1.1 – Đặc điểm của dung dịch điện li

- Khi hòa tan chất điện li vào nước có sự phân li phân tử thành 2 hay nhiều ion trái dấu. Điều này làm tăng số cấu tử trong dung dịch, nên khi áp dụng các công thức của Raoult, Van't Hoff ở dung dịch phân tử vào dung dịch điện li thấy không còn chính xác nữa.
- Để áp dụng được các công thức của dung dịch phân tử, Van't Hoff đã đưa vào hệ số hiệu chỉnh  $i$  gọi là *hệ số đẳng trương*. Nghĩa là:

$$\Delta T = i.k.C_m$$

$$\pi = i.R.C.T$$

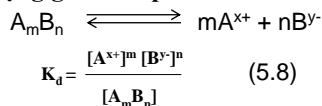
Đối với dung dịch rất loãng thì  $i$  có giá trị bằng số cấu tử có trong dung dịch

Đối với dung dịch thông thường thì  $i$  có giá trị nhỏ hơn số cấu tử có trong dung dịch. Ví dụ: dd KCl có  $i = 1,81$  ; dd  $MgCl_2$  có  $i = 2,79$ ....



## 1.2 – Hằng số điện li

Sự phân li của chất điện li yếu là thuận nghịch, nghĩa là trong dung dịch có cân bằng động giữa các phân tử và ion phân li ra



Khi  $m=n=1$  ta có chất điện ly 1:1.

$K_d$  chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ, bản chất của chất điện li và vào bản chất của dung môi mà **không phụ thuộc vào nồng độ chất điện li**.

## 1.3 – Độ điện li ( $\alpha$ )

Để đánh giá khả năng điện li mạnh hay yếu của các chất điện li người ta dùng khái niệm độ điện li ( $\alpha$ ).

$$\alpha = \frac{\text{Số phân tử chất tan đã điện li}}{\text{Tổng số phân tử chất tan}}$$

Độ điện li ( $\alpha$ ) phụ thuộc vào nhiệt độ, bản chất của chất điện li, bản chất của dung môi và **phụ thuộc vào nồng độ chất điện li**

Hay 
$$\alpha\% = \frac{C}{C_0} \cdot 100\% \quad (5.9)$$

$C_0$  là nồng độ ban đầu của chất điện li

$C$  là nồng độ chất điện li đã bị phân li

Như vậy, giá trị của độ điện li  $0 \leq \alpha \leq 1$ . Thực tế không có  $\alpha = 1$  (nó chỉ có được khi dung dịch được pha loãng đến vô cùng)

## Sự liên hệ giữa hằng số điện li và độ điện li $\alpha$

Giả sử có cân bằng trong loại chất điện li 1:1. Gọi nồng độ ban đầu của AB là  $C_0$

Các nồng độ ở cân bằng:  $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$   
 $C_0(1-\alpha) \quad C_0\alpha \quad C_0\alpha$

Hằng số cân bằng:

$$K_d = \frac{\alpha \cdot C_0 \cdot C_0 \alpha}{C_0(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 C_0}{1-\alpha} \quad (5.10)$$

Đối với chất điện ly rất yếu ( $\alpha \ll 1$ ). Khi đó phương trình (5.10) có thể viết

$$\alpha \cong \sqrt{\frac{K_{dl}}{C_0}} \quad (5.11)$$

Biểu thức (5.11) là biểu thức của định luật pha loãng Ostwald (Ôt-oan)

Từ biểu thức ta thấy:

- Khi nồng độ giảm (pha loãng) thì độ điện li  $\alpha$  của dung dịch tăng lên
- Các biểu thức trên cho phép tính hằng số K khi biết độ điện li  $\alpha$  ở một nồng độ xác định và ngược lại.

Thí dụ trang 98

### 1.4- Hoạt độ ion – lực ion

Đặc điểm của dung dịch chất điện li mạnh là có nồng độ ion rất lớn. Vì thế khoảng cách giữa các ion nhỏ. Lực tương tác giữa các ion lớn, làm cho “độ hoạt động” của các ion giảm xuống.

Kết quả là với một dung dịch chất điện li mạnh có nồng độ  $C$ , nhưng mức độ hoạt động của các ion chỉ tương đương với nồng độ  $a$  ( $a < C$ ).

$a$  được gọi là **nồng độ hoạt động** hay **hoạt độ** của chất điện li

Hoạt độ và nồng độ có liên quan với nhau qua biểu thức:

$$a = f \cdot C \quad (5.12) \quad \left\{ \begin{array}{l} C - \text{Nồng độ vốn có của ion dung dịch} \\ f - \text{Hệ số hoạt độ} \end{array} \right.$$

Hệ số hoạt độ  $f$  có thể nhận giá trị  $0 < f \leq 1$ . Đối với dung dịch điện li mạnh có nồng độ thấp, sự tương tác giữa các ion trong dung dịch không đáng kể thì  $f \cong 1$ , khi đó  $a \cong C$

Hệ số hoạt độ  $f$  liên hệ với lực ion  $I$  bằng biểu thức của Debye và Huckel

$$\lg f = -AZ^2 \sqrt{I} \quad (5.13) \quad \left\{ \begin{array}{l} Z - \text{Điện tích của ion} \\ I - \text{Lực ion trong dung dịch} \\ A - \text{là hằng số, phụ thuộc vào bản chất của dung môi và nhiệt độ. Đối với nước ở } 20^\circ\text{C } A = 0,505 \end{array} \right.$$

*Phương trình này được áp dụng cho dung dịch ở nồng độ thấp*

Lực ion  $I$  là đại lượng phản ánh ảnh hưởng của nồng độ và điện tích của các ion khác có mặt trong dung dịch, nó được tính bằng biểu thức:

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i \cdot Z_i^2 \quad (5.14) \quad \left\{ \begin{array}{l} C_i - \text{Nồng độ mỗi loại ion trong dung dịch} \\ Z_i - \text{Điện tích ion} \end{array} \right.$$

Thí dụ trang 99

### 1.5 – Sự điện li của nước – Tích số ion của nước - pH

Nước nguyên chất điện li rất yếu.  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

Hằng số điện li của  $\text{H}_2\text{O}$  ở  $25^\circ\text{C}$ :  $K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$

$$[\text{H}_2\text{O}] \cong 55,5 \text{ mol/l} \rightarrow K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 55,5 \cdot 1,8 \cdot 10^{-16} = 10^{-14} = K_n \quad (5.15)$$

$K_n$  gọi là tích số ion của nước

Từ phương trình điện li, cho thấy: nước điện li theo kiểu 1:1

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/l ( ở } 25^\circ\text{C)}$$

Trong dung dịch bất kì, nồng độ ion  $\text{H}^+$  hay  $\text{OH}^-$  có thể thay đổi nhưng tích số nồng độ của chúng luôn bằng  $10^{-14}$  ở  $25^\circ\text{C}$ . Do đó:

Nếu  $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$  là môi trường trung tính.

Nếu  $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$  là môi trường axit.

Nếu  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  là môi trường bazơ.

Đặc trưng cho độ axit, bazơ hay trung tính của một dung dịch người ta sử dụng một đại lượng gọi là pH

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \quad (5.16) \quad \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{-Nước nguyên chất pH} = 7 \\ \text{-Dung dịch axit pH} < 7 \\ \text{-Dung dịch bazơ pH} > 7 \end{array} \right.$$

### 1.6 – Chất chỉ thị acid - base

Chất chỉ thị acid – base là chất có màu sắc thay đổi phụ thuộc vào pH của môi trường. Chúng thường là acid hay base hữu cơ yếu mà dạng phân tử và dạng ion có màu khác nhau

*Cụ thể đọc sách trang 100*

## 2 – ACID VÀ BAZƠ

### 2.1 – Thuyết proton về acid – base của Bronsted (1923-Đan Mạch)

*Acid là chất có khả năng nhường proton, base là chất có khả năng nhận proton*

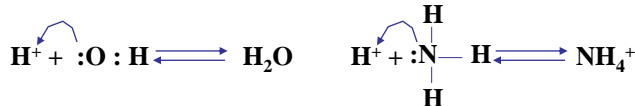


Như vậy, acid HA khi phân li cho ra proton và một base A<sup>-</sup>

*Cặp HA/A<sup>-</sup> gọi là một cặp acid – base liên hợp*

### 2.2 – Thuyết electron về acid – base của Lewis

*Acid là chất có khả năng nhận cặp electron, còn base là chất có khả năng cho cặp electron*



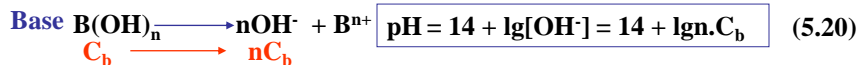
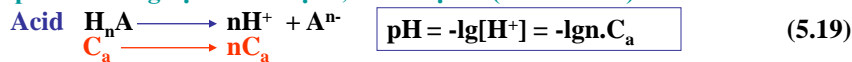
### 2.3. Sự điện li của acid – base trong nước . Cặp axit – bazơ liên hợp (SGK T 101)

$$\boxed{\text{pK}_a = -\lg K_a; \text{pK}_b = -\lg K_b} \quad (5.17)$$

$$\boxed{\text{pK}_a + \text{pK}_b = 14} \quad (5.18)$$

*Hằng số điện li (K<sub>a</sub>, K<sub>b</sub>) và chỉ số pK<sub>a</sub>, pK<sub>b</sub> của một số acid yếu và base yếu được đưa ra ở trang 102, 103 SGK*

### 2.4 – pH của dung dịch acid mạnh, base mạnh (SGK T 103)



### 2.5 – pH của dung dịch acid yếu, base yếu (SGK T 104)

$$\text{Acid yếu} \quad \boxed{\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_a - \lg \text{C}_a)} \quad (5.21)$$

$$\text{Base yếu} \quad \left\{ \begin{array}{l} \boxed{\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_b - \lg \text{C}_b)} \\ \longrightarrow \boxed{\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \frac{1}{2}(\text{pK}_b - \lg \text{C}_b)} \end{array} \right. \quad (5.22)$$

### 2.6 – pH của dung dịch acid yếu nhiều nấc, base yếu nhiều nấc (SGK T 105)

## 3 – SỰ ĐIỆN LI CỦA CÁC AMIN ACID (SGK T 106)

### 4 – pH CỦA DUNG DỊCH MUỐI (SGK T 107)

#### 4.1– Sự thủy phân của muối (SGK T 107)

*Các muối tạo bởi acid mạnh và base mạnh (NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,...) khi tan vào nước thường cho pH ≈ 7*

*Các muối còn lại khi hòa tan vào nước thường cho pH < 7 (muối tạo bởi acid mạnh và base yếu) hoặc pH > 7 (muối tạo bởi acid yếu và base mạnh).*

Việc làm cho giá trị pH < 7 hay pH > 7 của dung dịch muối là do khi hòa tan các muối này trong nước, chúng phân li hoàn toàn thành các ion, sau đó ion của muối sinh ra (các ion gốc acid yếu hoặc của base yếu) sẽ tham gia phản ứng thủy phân tạo ra ion H<sup>+</sup> (tạo pH < 7) hoặc ion OH<sup>-</sup> (tạo pH > 7)

**Hòa tan muối tạo bởi acid mạnh và base yếu sẽ cho môi trường có pH < 7**

Thí dụ: hòa tan muối NH<sub>4</sub>Cl vào nước

Đầu tiên xảy ra quá trình phân li:  $\text{NH}_4\text{Cl} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

Sau đó xảy ra phản ứng thủy phân của ion NH<sub>4</sub><sup>+</sup>:  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

↓  
pH < 7

**Hòa tan muối tạo bởi acid yếu và base mạnh sẽ cho môi trường có pH > 7**

Muối tạo bởi acid yếu và base yếu ((NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S...), tùy theo pK của acid và base tạo muối đó mà pH < 7 hay pH > 7. Nhưng pH thường rất gần 7

#### 4.2- pH của dung dịch muối (SGK T 107)

##### a- Muối tạo bởi acid mạnh và base yếu

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2}(\text{p}K_b + \lg C_m) \quad (5.22)$$

$K_b$ - hằng số bazơ  
 $C_m$ - nồng độ của muối

##### b- Muối tạo bởi acid yếu và base mạnh

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{p}K_a + \lg C_m) \quad (5.23)$$

$K_a$ - hằng số acid  
 $C_m$ - nồng độ của muối

##### c- Muối tạo bởi acid yếu và base yếu (xem thí dụ trang 107)

#### 5 – DUNG DỊCH ĐỆM ACID-BASE (SGK T 108)

##### 5.1– Khái niệm về dung dịch đệm acid - base

##### 5.2– pH của dung dịch đệm acid - base

#### 6 – DUNG DỊCH CHẤT ĐIỆN LI MẠNH ÍT TAN (SGK T 110)

##### 6.1– Khái niệm về chất điện li mạnh ít tan

##### 6.2– Tích số ion – Tích số tan

#### 7 – SỰ ĐIỆN LI CỦA PHỨC CHẤT (SGK T 112)

##### 7.1– Khái niệm về phức chất

##### 7.2– Sự điện li của phức chất – Hằng số không bền của phức chất