

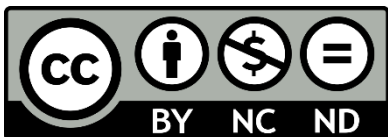


TRƯỜNG ĐẠI HỌC NGUYỄN TẤT THÀNH
KHOA RĂNG HÀM MẶT

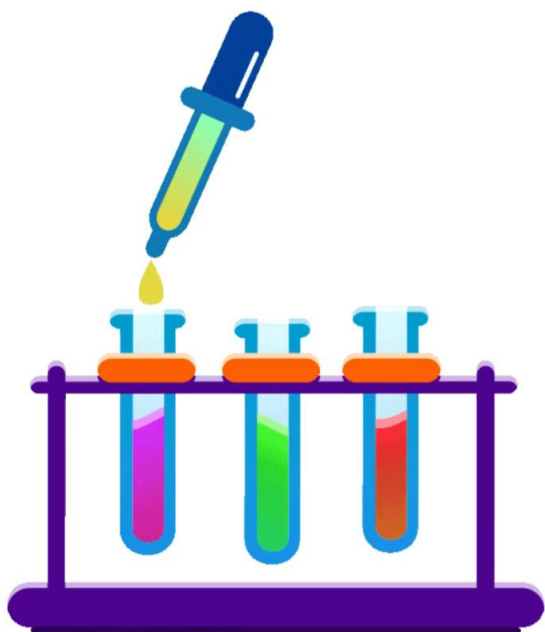
HÓA HỌC Y HỌC

CHƯƠNG IV: DUNG DỊCH TRONG Y HỌC

TS. Nguyễn Thị Kim Oanh



Dung dịch trong Y học © 2026 bởi Nguyễn Thị Kim Oanh được cấp phép
theo CC BY-NC-ND 4.0.



Nội dung

1. Dung dịch lỏng
2. Dung dịch loãng, chất không điện ly, không bay hơi và các tính chất
3. Dung dịch điện ly
4. Cân bằng ion của Acid-Base

MỤC TIÊU HỌC TẬP

- Trình bày được khái niệm, thành phần, phân loại của dung dịch, và khả năng điện ly của chất tan.
- Xác định được các khái niệm acid, base, cặp acid - base liên hợp, pH, pOH, hệ đệm, và các thành phần cơ bản của một hệ đệm.
- Giải thích được quá trình hình thành dung dịch, những yếu tố ảnh hưởng đến độ tan.
- Giải thích được cân bằng acid - base, cơ chế duy trì pH của hệ đệm và vai trò của các hệ đệm trong cơ thể, đặc biệt trong máu và môi trường miệng.
- Vận dụng được kiến thức về nồng độ dung dịch để tính toán, chuyển đổi đại lượng, pha chế, pha loãng của một số dung dịch thông dụng trong y học.
- Vận dụng được kiến thức về dung dịch acid - base, pH và hệ đệm để giải thích một số rối loạn cân bằng acid - base và sử dụng một số dung dịch đệm trong y học .

Dung dịch lỏng

□ Khái niệm

- ✓ Dung dịch là một hệ phân tán gồm 2 phần là dung môi (môi trường phân tán) và chất tan (chất phân tán).

STT	Hệ phân tán	Ví dụ
1	K/K (khí phân tán trong khí)	Không khí
2	L/K (lỏng phân tán trong khí)	Sương mù
3	R/K (rắn phân tán trong khí)	Hơi iod thăng hoa; bụi; khói trong không khí
4	K/L (khí phân tán trong lỏng)	Nước thiên nhiên hòa tan oxy; nước uống có gas (CO_2)
5	L/L (lỏng phân tán trong lỏng)	Cồn trong nước; nhũ tương
6	R/L (rắn phân tán trong lỏng)	Các muối; đường hòa tan trong nước; huyền phù; keo
7	K/R (khí phân tán trong rắn)	Hydro bị hấp phụ trong platin
8	L/R (lỏng phân tán trong rắn)	Hơi nước bị hấp phụ trong than hoạt tính, silica gel
9	R/R (rắn phân tán trong rắn)	Các hợp kim; khoáng chất; thủy tinh màu; men sứ; ceramic

Phân loại các dung dịch lỏng dựa trên kích thước tiểu phân chất tan.

Loại	Kích thước (nm)	Đặc tính dung dịch	Ví dụ
Dung dịch thật, gồm: - Dung dịch các chất không điện ly - Dung dịch các chất điện ly	<1	- Chất tan không nhìn thấy được bằng kính hiển vi điện tử. - Qua các màng siêu lọc và màng bán thấm. - Khuếch tán nhanh.	O ₂ , glucose, ion đơn giản, ...
Dung dịch keo	1 – 100	- Chất tan không nhìn thấy được bằng kính hiển vi thường, nhưng có thể phát hiện được bằng kính siêu hiển vi, thấy được bằng kính hiển vi điện tử. - Qua giấy lọc thường nhưng không qua được màng bán thấm. - Khuếch tán chậm.	Keo bạc clorid, polyme thiên nhiên hoặc tổng hợp
Hệ thô: - Nhũ tương - Huyền phù	>100	- Chất tan nhìn thấy được bằng các kính hiển vi. - Không qua được giấy lọc thường. - Không thấm tích qua màng bán thấm. - Không khuếch tán.	Phù sa, nhũ tương, huyền phù

- ✓ Dung dịch là hệ đồng thể gồm chất tan (chiếm phần nhỏ) và dung môi (chiếm phần lớn), thành phần của dung dịch có thể thay đổi trong giới hạn rộng
- ✓ Dung dịch có thể ở pha khí, lỏng hay rắn. Mỗi chất trong dung dịch được gọi là cấu tử. Dung môi là chất dùng để hòa tan chất tan

=>> Vậy dung dịch lỏng được tạo thành khi hòa tan các chất R, L, K vào dung môi lỏng.

Sự tạo thành dung dịch

Bao gồm hai giai đoạn:

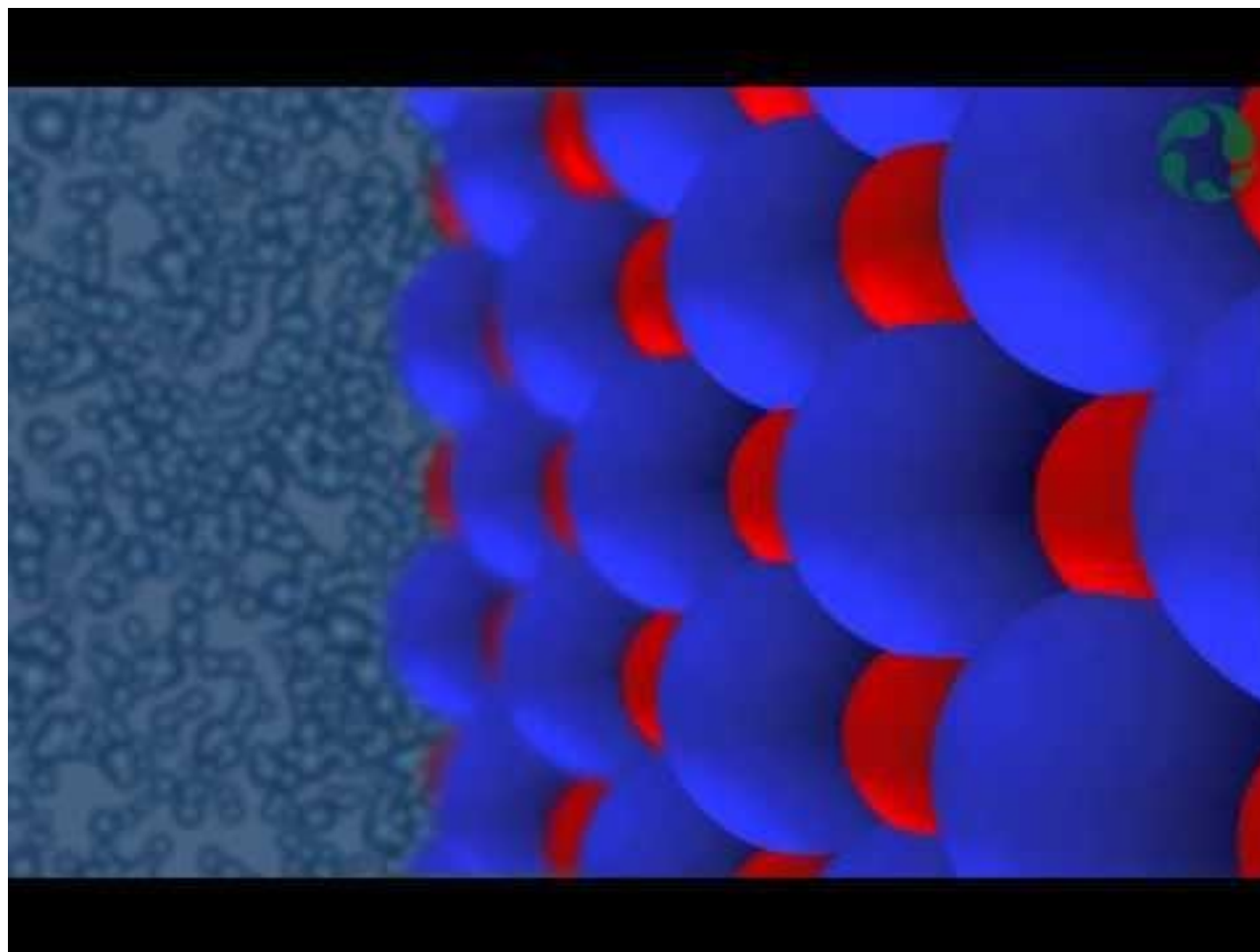
- ✓ **Giai đoạn chuyển pha:** Là quá trình phá vỡ mạng tinh thể chất tan để tạo thành các nguyên tử, phân tử hay ion. Là quá trình vật lý: thu nhiệt ($\Delta H_{\text{chuyển pha}} > 0$), độ tan tăng ($\Delta S_{\text{chuyển pha}} > 0$)
- ✓ **Giai đoạn solvat hóa:** Các tiểu phân chất tan bị các phân tử dung môi bao quanh tạo các tương tác tĩnh điện. Là quá trình hóa học, tỏa nhiệt ($\Delta H_{\text{solvat hóa}} < 0$); độ tan giảm ($\Delta S_{\text{solvat hóa}} < 0$).

Ví dụ:

Xét quá trình hòa tan NaCl vào nước:

- ✓ Liên kết hydro của nước bị phá vỡ.
- ✓ NaCl phân ly thành các ion: Na^+ và Cl^-
- ✓ Thiết lập lưỡng cực ion:





$$\Delta H_{\text{soln}} = 3.9 \text{ kJ/mol}$$

➤ Quá trình thu nhiệt

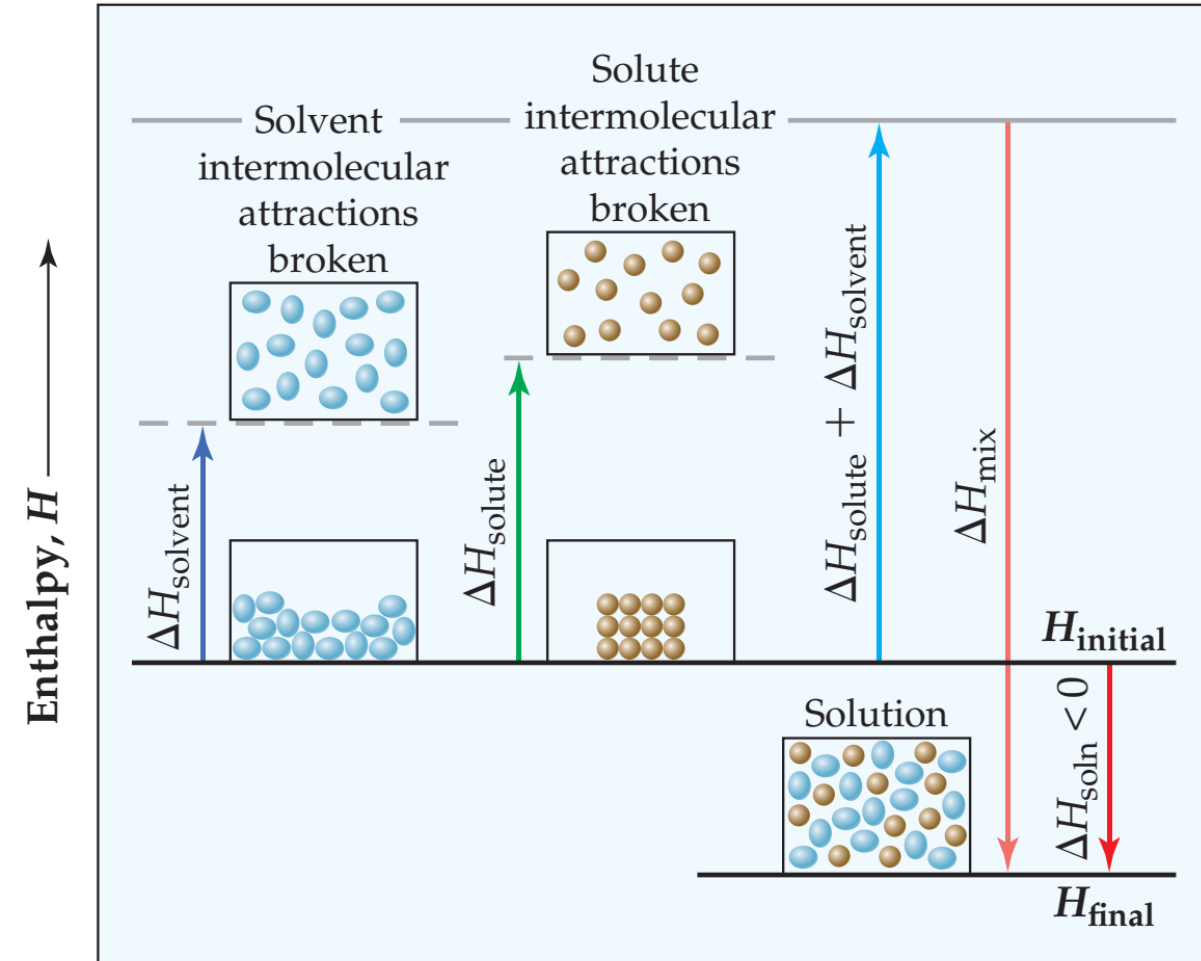
Sự thay đổi năng lượng khi tạo thành dung dịch



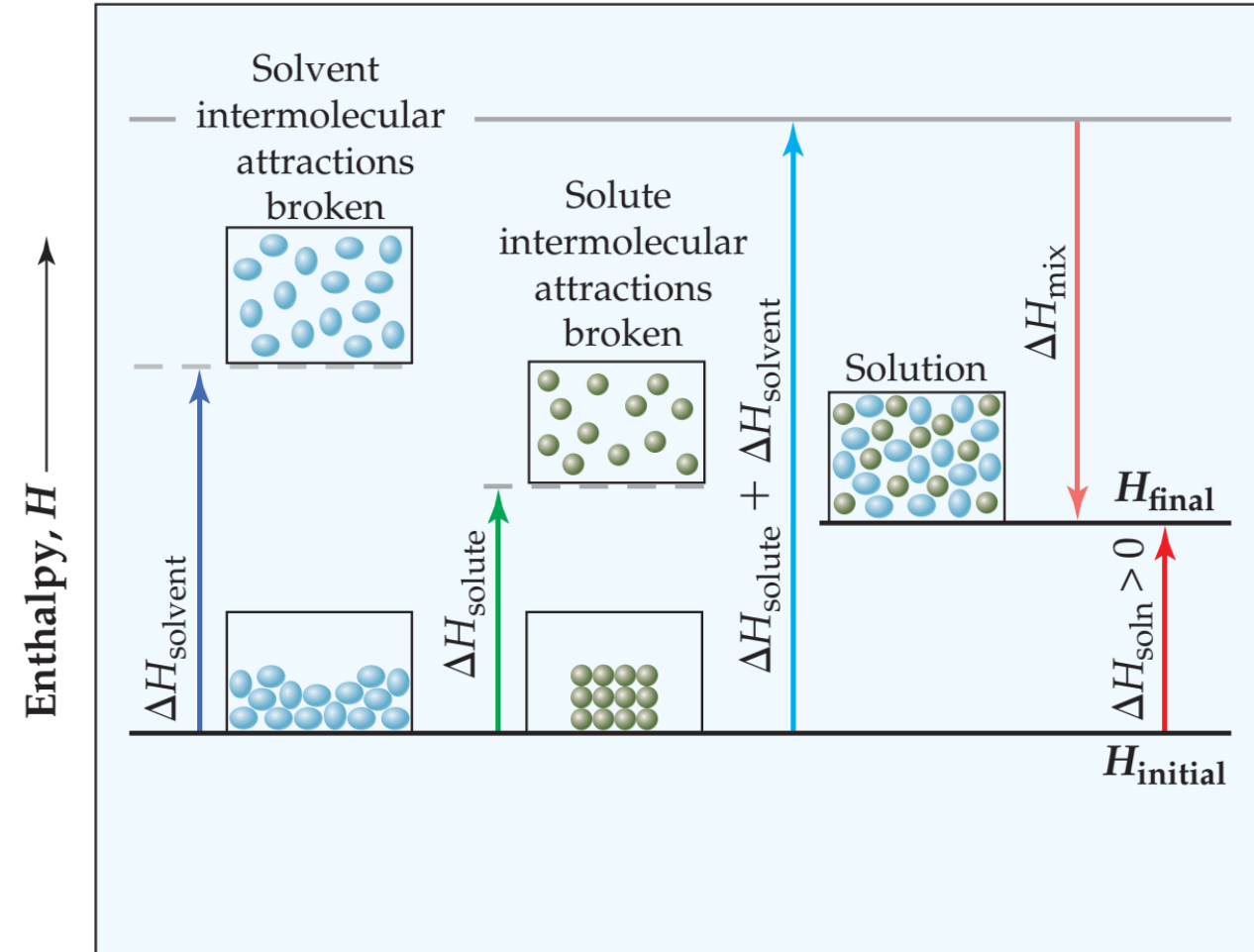
Tổng Enthalpy thay đổi, ΔH_{soln} :



Sự thay đổi Enthalpy theo quá trình tạo thành dung dịch



$\Delta H_{\text{soln}} < 0$, Quá trình tỏa nhiệt



$\Delta H_{\text{soln}} > 0$, Quá trình thu nhiệt

Tính chất enthalpy của dung dịch

Để xác định ΔH_{soln} dương hay âm, ta xem xét độ mạnh của liên kết phân tử chất tan-chất tan và chất tan-dung môi:

+ ΔH_{solute} và $\Delta H_{solvent}$ đều dương

+ ΔH_{mix} luôn âm

- Nếu $|\Delta H_{mix}| > |\Delta H_{solute} + \Delta H_{solvent}|$, $\Delta H_{soln} < 0$, thì quá trình tỏa nhiệt (ví dụ hòa tan NaOH vào nước có $\Delta H_{soln} = -44.48$ kJ/mol).

- Nếu $|\Delta H_{mix}| < |\Delta H_{solute} + \Delta H_{solvent}|$, $\Delta H_{soln} > 0$, thì quá trình thu nhiệt (ví dụ hòa tan NH_4NO_3 vào nước có $\Delta H_{soln} = + 26.4$ kJ/mol).

Quá trình hòa tan

Qui luật:

Chất phân cực hòa tan trong dung môi phân cực, chất không phân cực hòa tan trong dung môi không phân cực (độ phân cực càng gần độ tan càng lớn).

Nếu ΔH_{soln} quá dương thì không tạo thành dung dịch.

- NaCl trong xăng: lực ion-lưỡng cực yếu vì xăng là chất không phân cực. Do đó lực ion-lưỡng cực không đủ bù với lực phân ly ion.
- Nước trong octane: Nước có liên kết hydro mạnh. Không có lực hút giữa nước và octane để bù vào lực liên kết hydro.

Độ tan

Định nghĩa:

“ là nồng độ chất tan trong dung dịch bão hòa ở những điều kiện nhất định”

Thông thường độ tan được biểu diễn như sau:

“Độ tan là số gam chất tan tan tối đa trong 100g dung môi ở một nhiệt độ xác định.”

Ký hiệu: S

Ví dụ: Độ tan của NaCl trong 100 g H₂O ở 20 °C là 35.7 g.

Định luật Henry

Nếu S_k là độ tan của chất khí A, k là hằng số, P_k là áp suất riêng phần của A:

$$S_k = k P_k$$

– Hằng số Henry phụ thuộc bản chất quá trình, đơn vị là l.atm/mol, atm/(N_A) hoặc Pa.m³/mol.

Một số giá trị của k :

- Oxygen (O₂): 769.2 l.atm/mol
- Carbon dioxide (CO₂): 29.4 l.atm/mol
- Hydrogen (H₂): 1282.1 l.atm/mol



Ảnh hưởng của áp suất đến độ hòa tan chất khí

Các yếu tố ảnh hưởng đến độ tan

- ✓ Bản chất của chất tan và dung môi
- ✓ Nhiệt độ
- ✓ Áp suất

Bản chất của chất tan và dung môi

Các chất có tính chất tương tự nhau thì hòa tan tốt vào nhau:

✓ Chất phân cực hòa tan trong dung môi phân cực.

Ví dụ: (H_2O , rượu ethylic, acetic acid, diethyl ete, acetone...).

✓ Chất không phân cực hòa tan tốt trong dung môi không phân cực.

Ví dụ: (CS_2 , CCl_4 , benzene, n-heptane...).

Nhiệt độ và áp suất

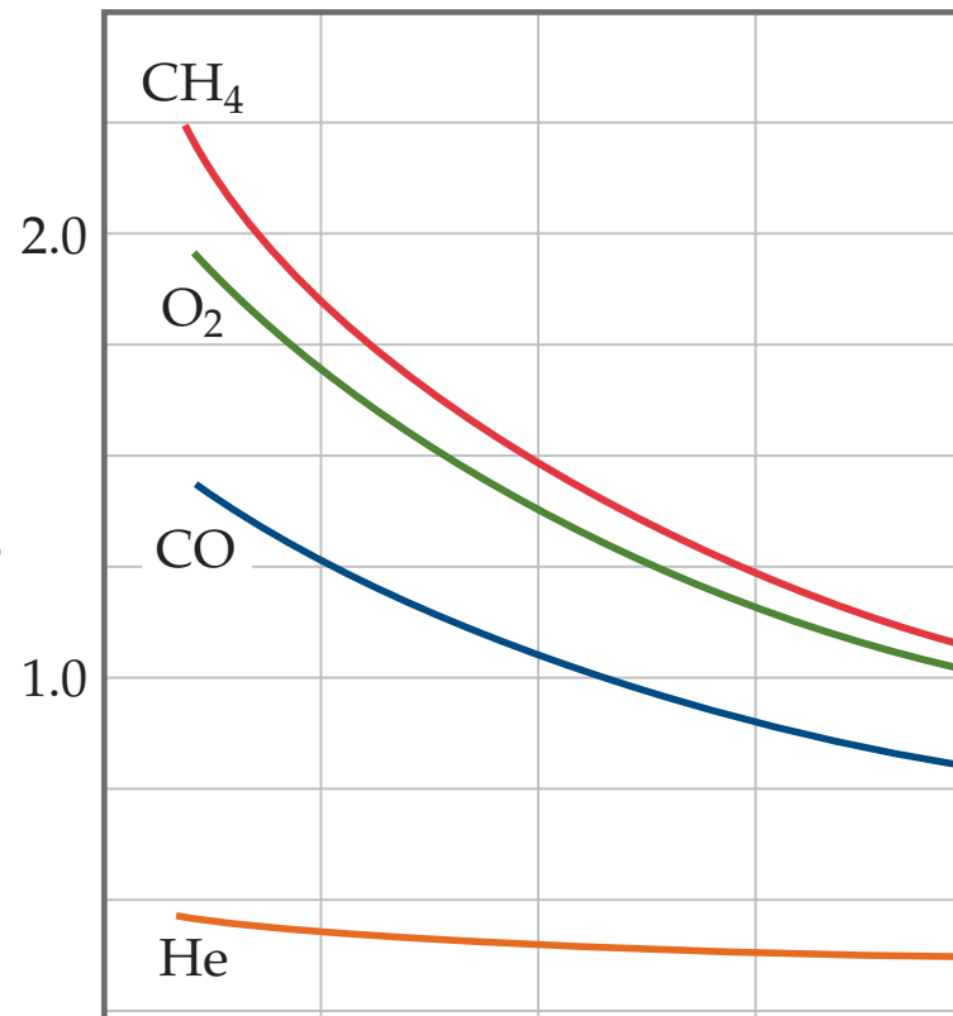
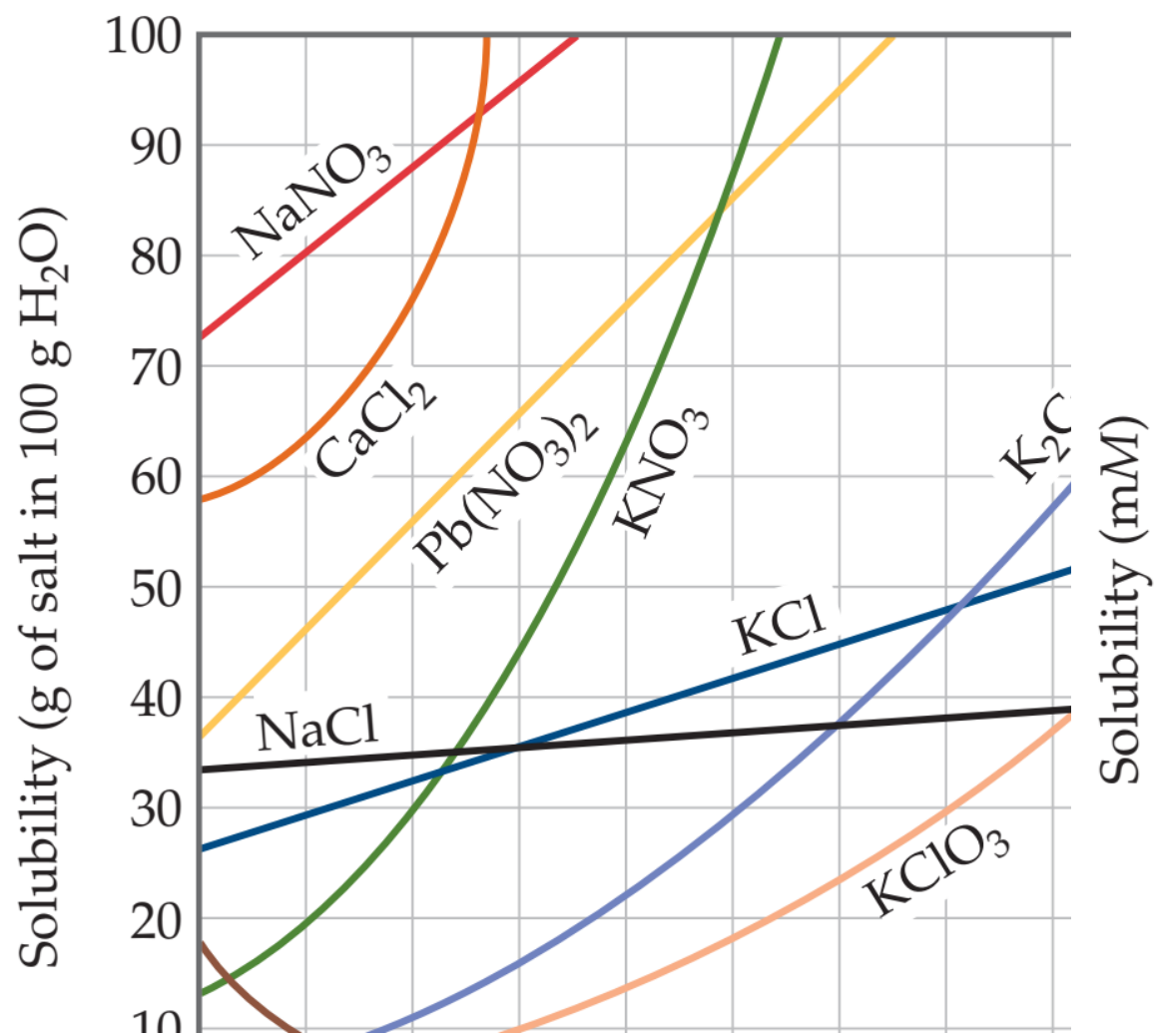
Hòa tan chất khí trong chất lỏng:



- ✓ Các quá trình này thường có $\Delta H_{\text{soln}} < 0$, nên t° tăng sẽ làm độ tan (S) giảm.
- ✓ Theo nguyên lý Le Chatelier, P tăng, độ tan (S) tăng.

Hòa tan chất lỏng trong chất lỏng:

- ✓ Tùy thuộc vào dấu của ΔH_{soln} , độ tan có thể tăng hoặc giảm theo nhiệt độ.
 - Nếu $\Delta H_{\text{soln}} > 0$ thì $T \uparrow \rightarrow$ độ tan (S) $\uparrow$
 - Nếu $\Delta H_{\text{soln}} < 0$ thì $T \uparrow \rightarrow$ độ tan (S) $\downarrow$
- ✓ P hầu như không ảnh hưởng đến độ tan (S) của chất rắn.



Ảnh hưởng của nhiệt độ đến độ hòa tan

Hòa tan chất rắn trong chất lỏng:

Có 3 trường hợp: Hòa tan vô hạn, hòa tan hữu hạn và không hòa tan.

- ✓ Ảnh hưởng của nhiệt độ: Vì quá trình hoà tan thường kèm theo hiệu ứng thu nhiệt nên khi tăng nhiệt độ, độ tan tương hỗ thường tăng.
- ✓ Ảnh hưởng của áp suất: Hầu như không chịu ảnh hưởng của áp suất.
- ✓ Ngoài ra, độ tan còn phụ thuộc trạng thái tập hợp của chất, sự có mặt của chất lạ...

Các loại nồng độ dung dịch

□ Nồng độ phần trăm

Số gam chất tan trong 100g dung dịch (%)

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

□ Nồng độ mol

Số mol chất tan trong 1 lít dung dịch (%)

$$C_M = \frac{n_{ct}}{V_{dd}} \quad (mol / l)$$

❑ Nồng độ molan

Số mol chất tan trong 1000 g dung môi nguyên chất ($m = \text{mol/kg}$)

$$C_m = \frac{n_{\text{ct}} \cdot 1000}{m_{\text{dm}}} \quad (\text{mol} / \text{kg})$$

❑ Nồng độ phần mol

$$N_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

❑ Nồng độ đương lượng

Số đương lượng gam chất tan trong 1 lít dung dịch ($N = \text{đlg/kg}$)

$$C_N = \frac{m_{\text{ct}}}{\text{Đ} \quad V} \quad ($$

Đương lượng và định luật đương lượng

❖ Đương lượng

Đương lượng của một nguyên tố hay một hợp chất là số phần khối lượng của nguyên tố hay hợp chất đó kết hợp hoặc thay thế vừa đủ với một đương lượng của một nguyên tố hay hợp chất khác.

❖ Cách tính đương lượng

$$Đ_A = M/n$$

A là một nguyên tố

M là khối lượng nguyên tử

n là hóa trị nguyên tố

Ví dụ:

$$\text{CO:} \quad \text{Đ}_C = 12/2 = 6$$

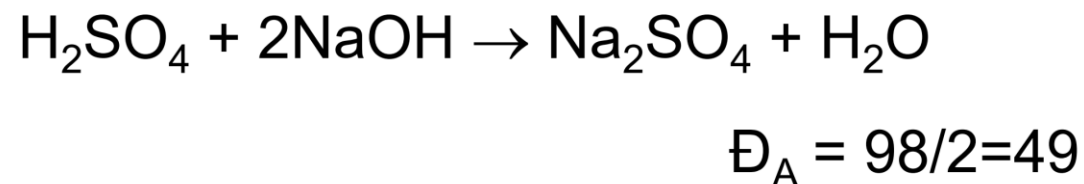
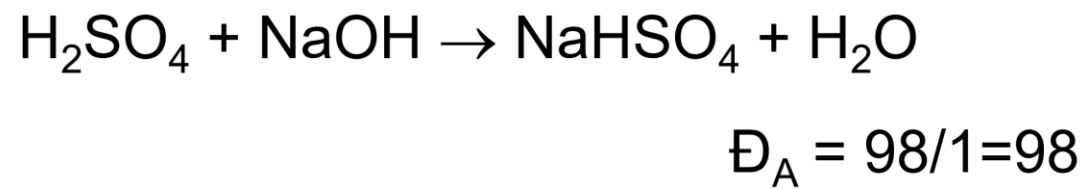
$$\text{CO}_2: \quad \text{Đ}_C = 12/4 = 3$$

A là acid

M là phân tử lượng của acid

n là số H^+ tham gia phản ứng

Ví dụ:

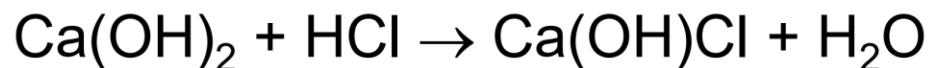


A là base

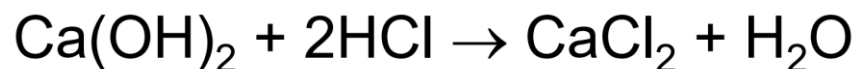
M là phân tử lượng của base

n là số -OH tham gia phản ứng

Ví dụ:



$$\bar{D}_A = M[\text{Ca(OH)}_2]/1$$



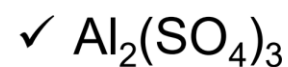
$$\bar{D}_A = M[\text{Ca(OH)}_2]/2$$

A là muối

M là phân tử lượng của muối

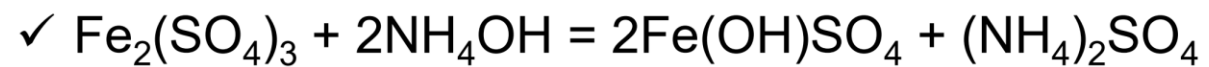
n là số điện tích (anion hay cation) đã thay thế

Ví dụ:



$$\bar{D}(\text{Al}^{+3}) = M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]/(2 \times 3)$$

$$\bar{D}(\text{SO}_4^{-2}) = M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]/(3 \times 2)$$



$$\bar{D}(\text{NH}_4\text{OH}) = M[\text{NH}_4\text{OH}] \text{ (1 nhóm OH}^- \text{)}$$

$$\bar{D}(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = M[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3]/(1 \times 2)$$

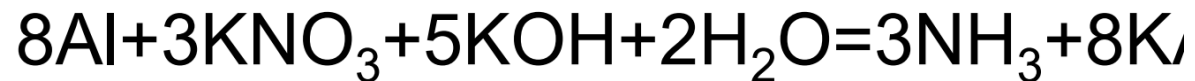
(vì trong $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ có 1 nhóm SO_4^{-2} đã bị thay thế)

A là chất oxy hóa – khử

M là khối lượng phân tử chất

n là số e trao đổi trong phản ứng

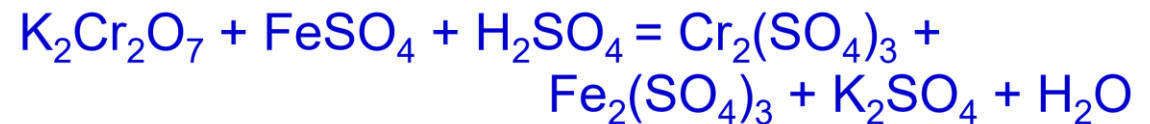
Ví dụ:



$$\text{Đ}[\text{Al}] = 27/3 \text{ (Số e trao đổi từ } \text{Al}^0 \text{)}$$

$$\text{Đ}[\text{KOH}] = \text{M}[\text{KOH}]$$

$$\text{Đ}[\text{KNO}_3] = \text{M}[\text{KNO}_3] / 8$$

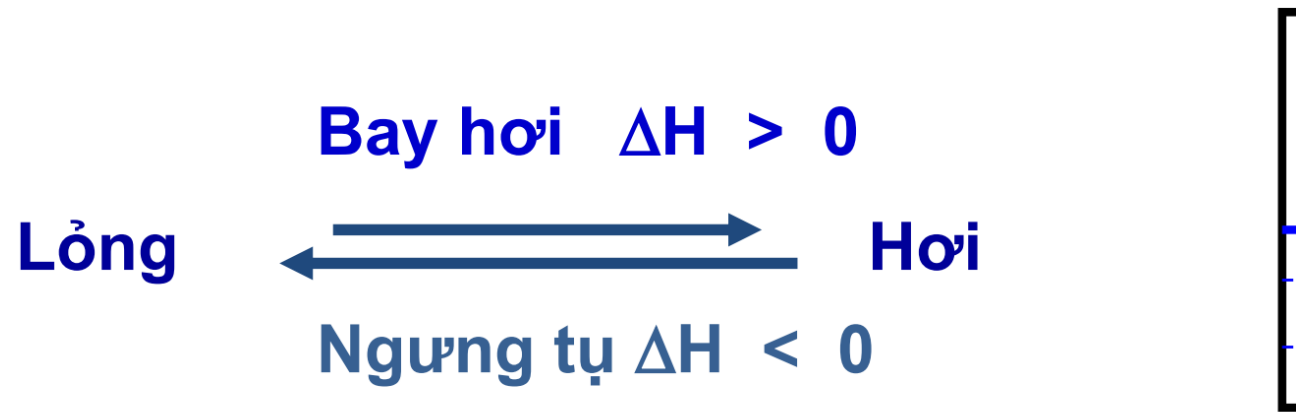


Dung dịch lỏng, chất không điện ly, không bay hơi và các tính chất

- Áp suất hơi bão hòa
- Nhiệt độ sôi và nhiệt độ kết tinh
- Áp suất thẩm thấu π

Áp suất hơi bão hòa

Trên mặt thoáng của một chất lỏng có cân bằng lỏng hơi



- ✓ Áp suất hơi bão hòa của dung dịch là hơi cân bằng với dung dịch lỏng.
- ✓ Áp suất hơi bão hòa của chất lỏng là hằng số ở nhiệt độ xác định và tăng theo nhiệt độ.

- ✓ Ở cùng một nhiệt độ, áp suất hơi bão hoà của dung dịch luôn nhỏ hơn áp suất hơi bão hoà của dung môi nguyên chất.
- ✓ Áp suất hơi bão hoà của dung dịch bằng tổng áp suất hơi bão hoà của tất cả các cấu tử có trong hệ.

$$P_{\text{solution}} = \sum P_i$$

- ✓ Áp suất hơi bão hoà của dung dịch lỏng, loãng chứa chất tan không điện ly, không bay hơi là áp suất hơi bão hoà của dung môi trong dung dịch.

Định luật Raoult I

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

$$P_1 = N_1 P_0$$

Trong đó:

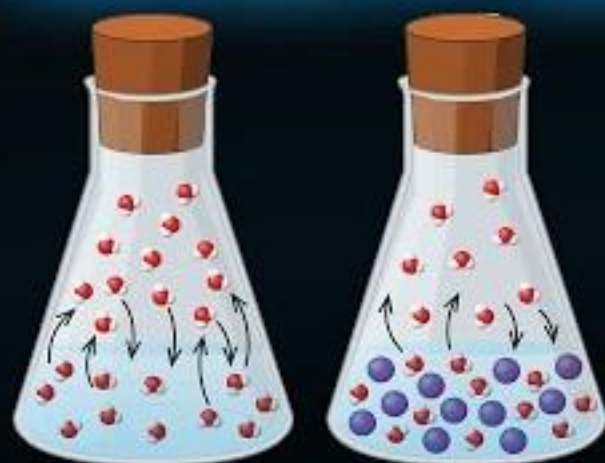
P_0 : Áp suất hơi bão hòa dung môi nguyên chất.

N_1 : Nồng độ phần mol của dung môi trong dung dịch.

$$P_1 < P_0$$

P_0 và P_1 ở cùng nhiệt độ T

Raoult's Law



Hindi

Độ tăng nhiệt độ sôi

Tại điểm sôi của chất lỏng tinh khiết, áp suất hơi của dung dịch sẽ $< 1 \text{ atm}$. Do đó, cần nhiệt độ cao hơn để đạt áp suất hơi 1 atm cho dung dịch (ΔT_s). Ta có:

$$\Delta T_s = K_s C_m$$

- ✓ K_s là hằng số nghiệm sôi, phụ thuộc bản chất dung môi.
- ✓ C_m là nồng độ molan

Độ hạ nhiệt độ đông đặc

Độ hạ nhiệt độ đông đặc được định nghĩa:

$$\Delta T_{\text{đ}} = K_{\text{đ}} C_m$$

✓ $K_{\text{đ}}$ là hằng số nghiệm đông của dung môi.

Bảng $K_{\text{đ}}$ và K_s cho dưới đây của một số dung môi.

Solvent	Boiling Point (°C)	K_b (°C/(mol kg ⁻¹))	Freezing Point (°C)	K_f (°C/(mol kg ⁻¹))
Aniline	184.3	3.69	−5.96	−5.87
Acetic Acid	118.1	3.07	16.6	−3.90
Benzene	80.1	2.65	5.5	−4.90
Carbon Disulfide	46.2	2.34	−111.5	−3.83
Carbon Tetrachloride	76.8	4.88	−22.8	−29.8
Chloroform	61.2	3.88	−63.5	−4.90
Cyclohexane	80.74	2.79	6.55	−20.2
Diethyl Ether	34.5	2.16	−116.2	−1.79
Ethanol	78.4	1.19	−114.6	−1.99
Formic acid	101.0	2.4	8.0	−2.77
Nitrobenzene	210.8	5.24	5.7	−7.00
Phenol	181.75	3.60	43.0	−7.27
Water	100.00 (exact)	0.52	0.0	−1.86

Định luật Raoult II

Độ tăng nhiệt độ sôi và độ giảm nhiệt độ đông đặc của dung dịch so với dung môi nguyên chất thì:

- ✓ Không phụ thuộc bản chất chất tan.
- ✓ Phụ thuộc bản chất dung môi.
- ✓ Tỷ lệ thuận với nồng độ molan của chất tan.

$$\Delta T_s = K_s \times C_m$$

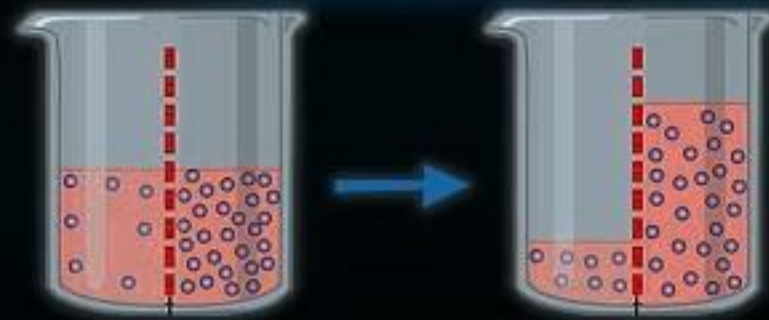
$$\Delta T_d = K$$

Sự thẩm thấu

Là sự di chuyển của dung môi từ dung dịch có nồng độ thấp đến dung dịch có nồng độ cao hơn thông qua màng bán thấm.

- Màng bán thấm: Chỉ cho một số cấu tử của dung dịch đi qua. Ví dụ màng tế bào.
- Màng bán thấm có thể cho cấu tử chuyển qua theo 2 hướng.
- Khi dung môi chuyển động qua màng, mức dung dịch mất cân bằng.

Osmosis And Osmotic Pressure



Hindi

Áp suất thẩm thấu

(Định luật Van't Hoff)

Áp suất thẩm thấu, π , là áp suất cần thiết để chống lại sự thẩm thấu:

$$\pi V = nRT$$

$$\pi = \left(\frac{n}{V}\right) RT = C_M RT$$

Quá trình thẩm thấu là quá trình tự xảy ra.

Bài tập

Câu 1. Tính nồng độ molan của dd saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) tan trong nước có nồng độ 1,22 mol/L và khối lượng riêng dung dịch 1,12 g/mL.

ĐA: 1,74 m

Câu 2. Dung dịch H_2SO_4 98% (tan trong nước) có khối lượng riêng 1,83 g/mL. Hãy tính nồng độ mol/L, nồng độ molan và nồng độ phần mol của H_2SO_4 trong dung dịch này.

ĐA: 18,3M; 500 m; 0,9

Bài tập

Câu 3. Trong 4.450 g nước có chứa 1 kg chất chống đông ethylen glycol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$). Cho biết nhiệt độ sôi, nhiệt độ đông đặc của dung dịch này. Nước có $K_s = 0,512$ và $K_d = 1,86$.

ĐA: $101,855\text{ }^\circ\text{C}$; $-6,745\text{ }^\circ\text{C}$

Câu 4. Khi hòa tan 6,1 g acid benzoic $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ (122 g/mol) vào 250 g H_2O được dd đông đặc ở $-0,1860\text{ }^\circ\text{C}$. Cho biết hằng số nghiệm đông của nước là 1,86. Hãy cho biết trạng thái của acid benzoic trong dung dịch.

Câu 5. Nhiệt độ đông đặc của dung dịch chứa 0,224 g acid benzoic ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$) trong 20 g benzene (C_6H_6) tinh khiết là $5,232\text{ }^\circ\text{C}$. Cho biết K_d của benzen là 4,90 và nhiệt độ đông đặc của benzen tinh khiết là $5,478\text{ }^\circ\text{C}$. Hãy xác định dạng tồn tại của acid benzoic trong dung dịch.

Bài tập

Câu 6. Khi hòa tan 3,3320 g một chất protein vào nước thành 680 ml dung dịch thì đo áp suất thẩm thấu ở 300 °C là 5,29 Torr. Hãy tính khối lượng mol của chất protein đó. Cho biết 1 atm = 760,0 Torr.

ĐA: 33.117 kg/mol

Câu 7. Biết rằng ở 370 °C (thân nhiệt) máu có áp suất thẩm thấu $\pi = 7.5$ atm. Tính nồng độ C của các chất tan trong máu ($R = 0.082$ atm.l/mol.K)

ĐA: 0.1422 mol/L

Dung dịch điện ly

- ☐ Dung dịch acid, base, muối
- ☐ Độ điện ly
- ☐ Cân bằng trong dung dịch chất điện ly yếu
- ☐ Cân bằng trong dung dịch chất điện ly mạnh

Một số tính chất của dung dịch acid, base, muối

Các dung dịch acid, base, muối trong nước không tuân theo định luật Raoult và định luật van't Hoff. Từ đó van't Hoff đưa ra hệ số hiệu chỉnh i trong các định luật như sau:

$$\pi' = iRCT = i\pi$$

$$\Delta_P' = iP_0N_B = i\Delta_P$$

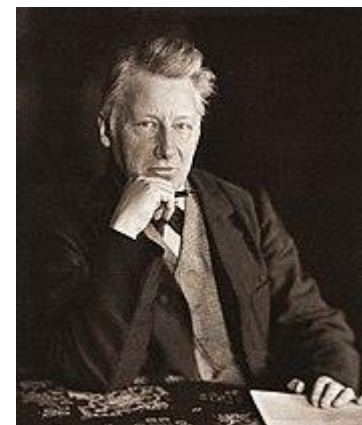
$$\Delta_T' = iKC_m = i\Delta_T$$

Trong đó:

π' , $\Delta T'$, $\Delta P'$ là các đại lượng thực nghiệm.

i : Hệ số đẳng trương hay hệ số van't Hoff.

π , ΔT , ΔP là các đại lượng tính theo định luật Raoult, van't Hoff.



Jacobus Henricus van 't Hoff
(1852-1911)

Hệ số van't Hoff

Khi các phân tử chất hòa tan vào dung môi, sẽ có các hiện tượng:

- o Tăng số phân tử thực tế trong dung dịch do sự điện ly (ví dụ NaCl điện ly cho ra Na^+ và Cl^-).
- o Giảm số phân tử thực tế trong dung dịch do sự kết hợp các phân tử chất tan và dung môi (ví dụ ethanoic acid trong benzene, hay benzoic acid trong benzene). **Tuy nhiên ở đây ta chỉ xét chủ yếu dung dịch các chất tan trong nước.**
- o Số phân tử chất tan không đổi (ví dụ đường trong nước).

Hệ số van't Hoff, i , biểu diễn tỉ lệ thay đổi số phân tử chất tan thực tế trong dung dịch.

Tính hệ số van't Hoff

- ✓ Khi chất tan kết hợp trong dung dịch, $i < 1$.

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

- ✓ Khi chất tan phân ly trong dung dịch, $i > 1$.

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

Trong đó, α là độ phân ly hay kết hợp, n là số phân tử tạo thành trong quá trình phân ly hay kết hợp 1 phân tử chất tan.

Khi dung dịch loãng, $i =$ số ion tạo ra từ phân tử.

- ✓ Khi chất tan không kết hợp hay phân ly trong dung dịch, $i = 1$

Ví dụ:

- ✓ Với NaCl là chất điện ly mạnh, nên trong dung dịch nước $\alpha=1$ (100% phân ly), 1 phân tử NaCl tạo thành 2 ion (Na^+ và Cl^-), nên $i=2$.
- ✓ Với dung dịch sulfuric acid (H_2SO_4), trong đó $\alpha=0.64$ (64% điện ly), mỗi phân tử cho ra 3 ion: 1 ion sulfate và 2 ion hydronium.

$$i = 1 + \alpha(n - 1)$$

$$i = 1 + (0.64) \times (3 - 1) = 2.28$$

- Tức là 100 phân tử acid, 36 giữ nguyên và 64 phân ly thành ion, kết quả là tạo ra 192 ion và 36 phân tử, tổng cộng là 228 phần tử.

Sự dẫn điện trong dung dịch

- o Thực nghiệm cho thấy các dung dịch acid, base, muối có tính dẫn điện, (các nguyên chất không dẫn điện).
- o Có hiện tượng này là do khi các chất cho vào dung môi nước sẽ xảy ra quá trình điện ly, từ phân tử nguyên chất sẽ cho ra các ion dương và âm, các ion này tạo nên tính dẫn điện cho dung dịch.
- o Khi điện ly, số phân tử trong dung dịch tăng lên so với số phân tử chất tan cho vào, điều này cũng giống như nồng độ chất tan tăng lên. Vì vậy công thức các định luật Raoult và van't Hoff phải thêm hệ số điều chỉnh i (hệ số van't Hoff).

Độ dẫn điện riêng của dung dịch là độ dẫn điện của 1 cm³ dung dịch đặt giữa hai điện cực có tiết diện ngang 1 cm² và cách nhau 1 cm.

$$\chi = 1/\rho \text{ (}\Omega^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}\text{, hay là S.cm}^{-1}\text{), } \rho \text{ là}$$

riêng

Độ dẫn điện đương lượng:

Là độ dẫn điện của V cm³ dung dịch chứa một đương lượng gam chất tan đặt giữa hai điện cực song song cách nhau 1 cm.

$$\lambda = 100(\chi/C_N) \text{ (}\Omega^{-1} \text{ cm}^2 \text{)}$$

Độ dẫn điện pha loãng vô hạn λ_{∞} là đại lượng không đổi đặc trưng cho mỗi acid, base, muối.

Sự điện ly và thuyết điện ly

□ Theo Arrhenius

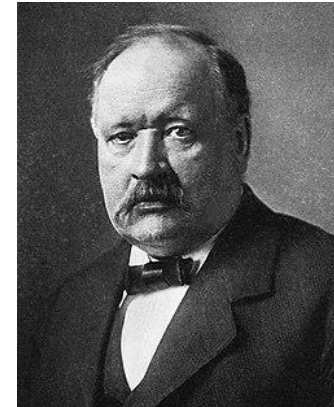
Ngay khi hòa tan vào nước các acid, base, muối phân ly thành những ion dương (cation) và ion âm (anion).

- Acid phân ly cho ra H^+ , base phân ly cho ra OH^- , acid tác dụng với base cho ra muối và nước.

Ví dụ:



- Thuyết này không tính đến sự tương tác giữa các tiểu phân trong dung dịch (dung môi và ion, chất tan).



Svante Arrhenius
(1859-1927)

Nhà bác học Nga **Kablukov** định nghĩa:

- “Sự điện ly là sự phân ly của các chất tan dưới tác dụng của các tiểu phân dung môi thành những ion solvat hóa.”
- Dung môi là nước gọi là hydrat hóa.



Ivan Alekseyevich Kablukov
(1857-1942)

Ví dụ:



Độ điện ly

□ Định nghĩa:

- Độ điện ly là tỉ số giữa các phân tử đã phân ly thành ion (n) trên tổng số phân tử đã hòa tan trong dung dịch (n_0).

Qui ước: (trong dung dịch 0.1N)

$\alpha < 3\%$: chất điện ly yếu (các acid, base hữu cơ).

$3\% < \alpha < 30\%$: chất điện ly trung bình.

$\alpha > 30\%$: chất điện ly mạnh (acid, base vô cơ, muối).

- α phụ thuộc vào bản chất dung môi, nồng độ và nhiệt độ.

❑ Bản chất dung môi:

- o Sự điện ly thành ion xảy ra yếu trong dung môi phân cực yếu và xảy ra mạnh trong dung môi phân cực mạnh, do lực tương tác của lưỡng cực trong dung môi.

❑ Nồng độ:

- o α tăng khi C giảm, ngược lại khi C (của chất điện ly hay chất điện ly khác) tăng thì α giảm.

(do tăng nồng độ chất điện ly làm tăng tương tác giữa các ion, tức là tăng quá trình phân tử hóa)

□ Nhiệt độ:

- α tăng khi nhiệt độ tăng.
- α được tính theo công thức sau:

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}}$$

λ : độ dẫn điện đương lượng

λ_{∞} : độ dẫn điện đối với dung dịch loãng vô cùng ($\alpha=1$)

$$\alpha = \frac{i}{n}$$

Trong đó:

- i : Hệ số đẳng trương.
- n : Số ion phân ly từ 1 phân tử.

Ví dụ:

Xác định độ điện ly của dung dịch chứa 2 g acid HF trong 1000g nước, biết dung dịch đông đặc ở $-0.203\text{ }^{\circ}\text{C}$, $K_{\text{đ}} = 1.86$.

Giải:

Tính hệ số đẳng trương, i

$$i = \frac{\Delta T_{\text{đ}}}{K_{\text{đ}} C_m} = \frac{0.203 \times 20}{1.86 \times 2} = 1.09$$

Độ điện ly, α

$$\alpha = \frac{(i - 1)}{(n - 1)} = 0.09 \text{ (9\%)}$$

Cân bằng trong dung dịch chất điện ly yếu – Hằng số điện ly

Ta có cân bằng điện ly của chất điện ly yếu trong dung dịch nước:



Hằng số điện ly hay hằng số ion hóa như sau:

$$K = \frac{C_{A^{+n}}^m \cdot C_{B^{-m}}^n}{C_{A_m B_n}}$$

$A_m B_n$: acid, base hay muối tương ứng ta có K_a , K_b , K_m .

$K = \text{const}$ ở nhiệt độ xác định, K cực đại ở một nhiệt độ nhất định nào đấy.

Định luật pha loãng Ostwald (liên hệ giữa K và α của các chất điện ly yếu).

Xét sự điện ly của chất điện ly yếu AB



Bắt đầu	C	0	0	(mol/L)
---------	---	---	---	---------

Khi cân bằng	$C(1-\alpha)$	αC	αC	(mol/L)
--------------	---------------	------------	------------	---------

Hằng số cân bằng điện ly:

$$K = \frac{C_{A^+} C_{B^-}}{C_{AB}}$$

Thay các giá trị nồng độ ở trạng thái cân bằng, ta có:

$$\Rightarrow K = \frac{C_{\alpha}}{1}$$

Với chất điện ly yếu, ta có $\alpha \ll 1$, tức là $1 - \alpha \approx 1$, lúc đó:

$$\Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

Đây là hệ thức pha loãng Ostwald.

Hệ số phân ly từng bậc

Với acid hay base yếu đa bậc, có hiện tượng phân ly từng bậc.

Ví dụ: H_3PO_4



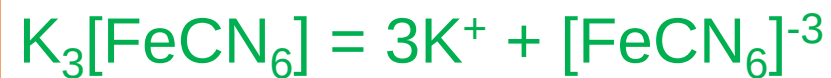
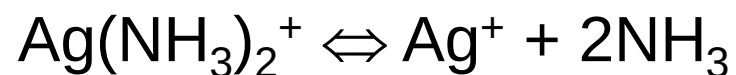
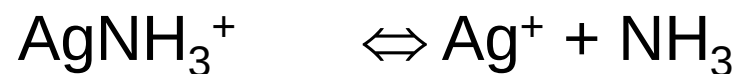
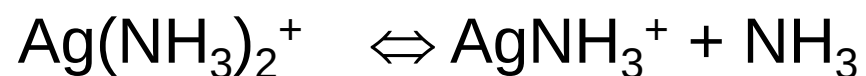
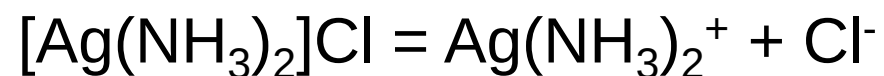
$$K_{a_1} \gg K_{a_2} > K_{a_3}$$

Ta có:

$$K_a = K_{a_1} \times K_{a_2} \times \dots$$

Đối với phức chất, hằng số đặc trưng này gọi là hằng số cân bằng, K_{cb} càng nhỏ thì phức càng bền.

Ví dụ: Đối với các muối phức, $[Ag(NH_3)_2]Cl$ và $K_3[FeCN_6]$:



$$K_{cb} = \frac{C_{Ag^+} C_{NH_3}^2}{C_{Ag(NH_3)_2^+}} = 9.3 \times 10^{-8}$$

$$K_{cb} = \frac{C_{Fe^{+3}} \cdot C_{CN^-}^6}{C_{[FeCN]_6^{-3}}} = 1.0 \times 10^{-31}$$

=> Phức $[FeCN_6]^{-3}$ bền hơn phức $[Ag(NH_3)_2]^+$.

Cân bằng trong dung dịch chất điện ly mạnh - Hoạt độ

Trong dung dịch nước, các chất điện ly mạnh phân ly hoàn toàn thành ion:



Trong dung dịch điện ly mạnh luôn có $\alpha=1$ và $i \in \mathbb{N}$ (1, 2, 3, 4, ...) và $\lambda = \text{const}$ khi pha loãng dung dịch ($\lambda = \lambda_\infty$).

Thực tế chất điện ly mạnh chỉ có $\alpha > 0.3$ và i không phải là số nguyên.

Thuyết điện ly mạnh Debye – Huckel

Tương tác giữa các ion dẫn đến sự hình thành xung quanh mỗi ion trong dung dịch một khí quyển ion (cấu tạo bởi các ion có điện tích ngược dấu với ion trung tâm) sự liên hợp ion, làm cho nồng độ thực tế bao giờ cũng nhỏ hơn nồng độ lý thuyết.

Nồng độ thực tế, hay biểu biến, gọi là **hoạt độ a**, đó là đại lượng đúng với các trường hợp của định luật tác dụng khối lượng.

Hệ số hoạt độ

Xét: $A_m B_n \rightleftharpoons mA^{+n} + nB^{-m}$

$$K = \frac{a_{A^{+n}}^m a_{B^{-m}}^n}{a_{A_m B_n}} \quad \text{và} \quad a_{A_m B_n} = \sqrt[m+n]{a_{A^{+n}}^m a_{B^{-m}}^n}$$

Mối liên hệ giữa hoạt độ và nồng độ: $a = f \cdot C$

f : là hệ số hoạt độ

a : là hoạt độ

$$\lg f_i = \frac{-Az_i^2}{1 + \dots}$$

Đối với ion i: $a_i = f_i \cdot C_i$

Đối với $A_m B_n$: $a_{A_mB_n} = f_{A_mB_n} \cdot C_{A_mB_n}$

Hệ số hoạt độ của chất $A_m B_n$ bằng trung bình nhân của hệ số hoạt độ các ion:

$$f_{A_mB_n} = \sqrt[m+n]{f_A^m f_B^n}$$

Hệ số hoạt độ phụ thuộc vào điện tích ion và lực ion trong dung dịch.

Khi $f = 1$ thì $a = C$, nếu $f < 1$ thì $a < C$.

Cách khác để tính hệ số hoạt độ dựa vào lực ion:

$$\lg f_{A_m B_n} = \frac{-A \left| Z_{A^{+n}} \cdot Z_{B^{-m}} \right| \sqrt{I}}{1 + \sqrt{I}}$$

A: Hằng số, phụ thuộc bản chất dung môi và nhiệt độ.

Z_i : Điện tích ion i.

I: Lực ion của dung dịch.

C_i : Nồng độ ion i.

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i Z_i^2$$

Với dung dịch nước và ở khoảng 25 °C, $I < 0.01$ ta có:

$$\lg f_{A_m B_n} = -0.5 \left| Z_{A^{+n}} \cdot Z_{B^{-m}} \right| \sqrt{I} \qquad \lg f_i = -0.5 z_i^2 \sqrt{I}$$

Bài tập:

Câu 8. Tính độ điện ly của CH_3COOH trong dung dịch 0.001M, biết $K = 1,76 \cdot 10^{-5}$. $[K = (C \alpha^2)/(1 - \alpha)]$. ĐA: 13,3%

Câu 9. Tính độ điện ly của HCN trong dung dịch 0,05M. Biết $K = 7 \cdot 10^{-10}$.

Câu 10. Xác định độ điện ly biểu kiến của HIO_3 trong dung dịch chứa 0.506 g HIO_3 và 22.48 g $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Dung dịch này bắt đầu sôi ở 351.624 K. Cho biết $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ sôi ở 351.460 K; hằng số nghiệm sôi $K_s(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 1.19$ và $[\text{HIO}_3] = 176.0 \text{ g/mol}$.

Cân bằng ion của Acid-Base

- ☐ Sự điện ly của nước
- ☐ Thuyết acid-base
- ☐ Tính pH của dung dịch
- ☐ Dung dịch đệm

Sự điện ly của nước và tích số ion của nước

Nước là chất điện ly yếu



Hằng số điện ly của nước

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Ở 22 °C

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = 1.8 \times 10^{-16}$$

Độ điện ly của nước quá nhỏ nên nồng độ của H_2O xem như không đổi:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} = \text{const} = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}$$

Tích số ion của H_2O : K_n

$$K_n = C_{H^+} \cdot C_{OH^-}$$

Ở 22 °C

$$K_{H_2O} = 1.8 \times 10^{-16}$$

$$K_n = K_{H_2O} \cdot C_{H_2O} = 1.8 \times 10^{-16} \times \frac{1000}{18} = 10^{-14}$$

Khi dung dịch nước có:

✓ Môi trường acid

$$C_{H^+} > 10^{-7}, C_{OH^-} < 10^{-7}$$

✓ Môi trường base

$$C_{H^+} < 10^{-7}, C_{OH^-} > 10^{-7}$$

✓ Môi trường trung tính

$$C_{H^+} = 10^{-7}, C_{OH^-} = 10^{-7}$$

Thuyết Acid - Base

Thuyết Acid – Base Bronsted-Lowry

Dựa trên tính chất proton, H^+ : không có lớp vỏ electron, chỉ là hạt nhân nên kích thước rất nhỏ, H^+ có thể xâm nhập sâu vào lớp vỏ của các ion, phân tử khác để thực hiện phản ứng trao đổi ion.

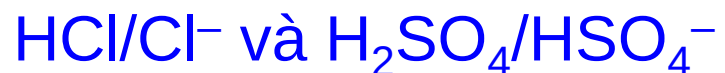
Định nghĩa:

Acid là chất cho proton, còn base là chất nhận proton trong phản ứng.

Ví dụ: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$



Vì acid là chất nhường H^+ và base nhận H^+ , nên trong 2 ví dụ trên ta có các cặp acid, base:



Những cặp acid/base như vậy gọi là cặp acid/base liên hợp.

Theo thuyết acid-base Bronsted-Lowry:

- ✓ Acid có thể là phân tử trung hòa, cation hoặc anion.
- ✓ Based có thể là phân tử trung hòa hoặc anion

	ACID	BASE
TRUNG HOÀ	$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{NH}_4^+$ $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$
ANION	$\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}$ $\text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HCl}$

Do H^+ không tồn tại được ở dạng tự do, nên các acid chỉ cho proton khi các base nhận và ngược lại.

Phản ứng trao đổi proton xảy ra tổng quát giữa hai cặp acid-base liên hợp như sau:



Phản ứng này còn gọi là phản ứng trao đổi proton giữa acid và base.

Trong dung dịch, các phân tử và ion do dung môi điện ly ra cũng đóng vai trò của cặp acid-base liên hợp.



Các hợp chất có chứa H^+ luôn là chất lưỡng tính, phụ thuộc vào chất phản ứng với nó có khả năng cho, nhận H^+ mạnh hay yếu hơn nó.

Thuyết Acid – Base Lewis

Định nghĩa:

Base là chất cho cặp electron và acid là chất nhận cặp electron để tạo thành liên kết hóa học.

Khái niệm này liên quan đến liên kết cộng hóa trị cho – nhận.

Acid Lewis:

Là những tiểu phân có dư mật độ điện tích dương, trong phân tử (ion) có các orbital trống có thể tiếp nhận cặp e chuyển đến từ base.

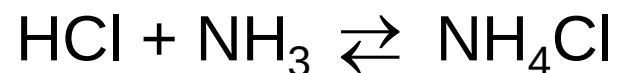
Ví dụ: Đa số các cation là acid Lewis (Ag^+ , Co^{3+} , Cr^{3+} , ...), hay các halogene, hydrua của B, Al, ...

Base Lewis: Là những tiểu phân có khả năng cho đi cặp e.

Ví dụ: Các anion (Cl^- , Br^- , F^- , OH^- ...), các phân tử trung hòa hoặc ion trong thành phần có các nguyên tử có các cặp electron chưa liên kết như O, N (NH_3 , rượu, cetone).



Acid Base



Chỉ số Hydro (pH)

Quy ước:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+], \text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

$$\text{pK} = -\lg [\text{K}]$$

Trong các dung dịch có nồng độ cao hoặc các dung dịch acid base mạnh thì:

$$\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+}$$

Môi trường acid có $\text{pH} < 7$, base $\text{pH} > 7$, trung tính $\text{pH} = 7$

Ta có:

$$C_{\text{H}^+} = \frac{10^{-14}}{C_{\text{OH}^-}}$$

Hay

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Tính pH của các dung dịch điện ly

pH của dung dịch acid mạnh

Acid mạnh điện ly hoàn toàn



$$[\text{H}^+] \approx C_{\text{HA}} \Rightarrow \text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+} = -\lg C_{\text{a}}$$

pH acid yếu đơn bậc



Lúc đầu



Cân bằng



Hằng số cân bằng điện ly được gọi là hằng số acid, K_a

$$K_a = \frac{C_{H^+} C_{A^-}}{C_{HA}} = \frac{(C_a \times \alpha)^2}{C_a(1-\alpha)}$$

Do acid yếu:

$$\rightarrow \alpha \ll C_a \Rightarrow C_a(1-\alpha) = C_a \Rightarrow \alpha$$

$$\Rightarrow pH = -\lg[H^+] = -\lg(C_a \times \alpha) = -\frac{1}{2}[\lg C_a + \lg K_a]$$

pH dung dịch acid yếu đa bậc

Do $K_1 \gg K_2 \gg K_3$ (ví dụ với H_3PO_4 , $K_1=10^{-2.12}$, $K_2=10^{-7.21}$, $K_3=10^{-12.38}$), do đó để tính pH, ta chỉ tính cho bậc phân ly đầu. Nên cách tính cũng giống trường hợp acid yếu đơn bậc.

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} [\lg K_1 + \lg C_a]$$

Ví dụ:

Tính pH của dung dịch acid H_2CO_3 trong nước có nồng độ 0.01M biết hằng số điện ly bậc thứ nhất là 4.3×10^{-7} .

Giải:

Sử dụng công thức:
$$\text{pH} = -\frac{1}{2} [\lg K_1 + \lg C_a]$$

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} [\lg(4.3 \times 10^{-7}) + \lg(0.01)] = 4.19$$

□ pH dung dịch base mạnh



$$C_{\text{OH}^-} \approx C_b$$

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

□ pH dung dịch base yếu đơn bậc

Lập luận tương tự acid yếu đơn bậc, ta có:

$$K_b = \frac{C_{\text{M}^+} C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{MOH}}}$$

$$\text{pOH} = -\frac{1}{2}(\lg K_b + \lg C_b) \Rightarrow \text{pH} = 14 + \frac{1}{2}[\lg K_b + \lg C_b]$$

□ pH dung dịch base yếu đa bậc

$$\text{pOH} = -\frac{1}{2}(\lg K_{b1} + \lg C_b) \Rightarrow \text{pH} = 14 + \frac{1}{2}[\lg K_{b1} + \lg C_b]$$

Chất chỉ thị màu

Chất chỉ thị màu có nhiều loại: Chất chỉ thị màu pH, chỉ thị màu oxy hóa – khử, chỉ thị màu phức, ... Ở đây ta chỉ xét chất chỉ thị màu pH.

Chất chỉ thị màu pH là các hợp chất hoá học có khả năng thay đổi màu theo pH (theo nồng độ H_3O^+ , hay H^+ -theo Arrhenius). Thường là các acid hay base hữu cơ yếu.

✓ Ký hiệu chất chỉ thị màu Acid yếu là HInd



Màu dạng acid

Màu dạng base

✓ Ký hiệu chất chỉ thị màu là Base yếu là IndOH



Màu dạng base

Màu dạng acid

Màu dạng acid khác với màu dạng base.

Ví dụ: phenolphthalein (HP) hay quì tím (HQ)



Acid không màu

Base màu hồng



Acid màu đỏ

Base màu xanh

Hằng số điện ly của chất chỉ thị màu



$$K_{\text{Ind}} = \frac{C_{\text{H}^+} C_{\text{Ind}^-}}{C_{\text{HInd}}} \Rightarrow C_{\text{H}^+} = K_{\text{Ind}} \frac{C_{\text{HInd}}}{C_{\text{Ind}^-}} = K_{\text{Ind}} \frac{\text{Màu dạng Axit}}{\text{Màu dạng Base}}$$

Chuyển qua pH

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{Ind}} + \lg \frac{C_{\text{Ind}^-}}{C_{\text{HInd}}}$$

C_{H^+} tăng thì màu dạng acid chiếm ưu thế, pH giảm thì ngược lại.

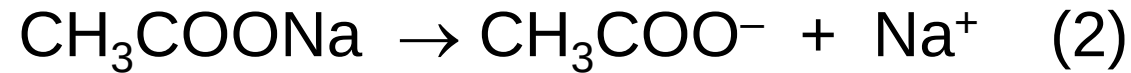
Dung dịch đệm

- ✓ **Dung dịch đệm** là dung dịch có giá trị pH xác định và hầu như không thay đổi khi pha loãng, hay thêm vào một lượng nhỏ acid hoặc base mạnh.
- ✓ Dung dịch đệm được tạo thành bằng cách trộn một acid yếu với muối của nó (hệ đệm acid) hoặc trộn một base yếu với muối của nó (hệ đệm base).

Ví dụ:

- Hệ đệm acid: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$
- Hệ đệm base: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$

Cơ chế tác dụng của dung dịch đệm



- ✓ **Khi thêm acid mạnh:** $\text{HA} \rightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-$ thì theo nguyên lý **Le Chatelier** cân bằng (1) sẽ dịch chuyển theo chiều nghịch (tức là H^+ tác dụng với CH_3COO^- ở (2) tạo CH_3COOH) làm giảm H^+ .
- ✓ **Khi thêm base mạnh:** $\text{MOH} \rightarrow \text{M}^+ + \text{OH}^-$, thì OH^- sẽ kết hợp với H^+ (ở cân bằng 1) làm giảm nồng độ OH^- , đồng thời cân bằng (1), do bị giảm H^+ , cũng sẽ dịch chuyển theo chiều thuận để tạo ra H^+ .

Với hệ đệm base lập luận tương tự.

- ✓ Tóm lại, khi cho H^+ hay OH^- vào hệ đệm thì pH dung dịch thay đổi rất ít.

Tính pH dung dịch đệm

✓ Hệ đệm acid:

Ví dụ hệ acetate trên, gọi C_m và C_a là nồng độ muối và acid.

Khi hệ đã đạt trạng thái cân bằng (ở 1), ta có:

$$C_{H^+} = K_a \frac{C_{CH_3COOH}}{C_{CH_3COO^-}}$$

Trong đó :

$$\Rightarrow [CH_3COO^-] = C_m + \alpha C_a \approx C_m \text{ (vì } \alpha \ll 1)$$

(vì acid là chất kém điện ly)

Vì acid kém điện ly, $\alpha \ll 1$:

$$C_{CH_3COOH} = C_a - C_a \cdot \alpha \approx C_a$$

Thay vào công thức tính $[H^+]$ để tính pH, ta có:

$$C_{H^+} = K_a \frac{C_a}{C_m}$$

$$\Rightarrow pH = pK_a + \lg \frac{C_m}{C_a}$$

✓ **Hệ đệm base:**

Lý luận tương tự trên, ta có:

$$\text{pH} = 14 - \left(\text{pK}_b + \lg \frac{C_m}{C_b} \right)$$

Pha chế dung dịch đệm:

Trước hết chọn acid hoặc base có pK_a , $14 - \text{pK}_b$ gần với pH cần có, sau đó tính tỉ số nồng độ muối và acid (base) để có pH cần thiết.

Bài tập:

Câu 11. Tính độ điện ly của dung dịch CH_3COOH trong dung dịch 0,001M, biết $K = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Câu 12. Tính pH của dung dịch acid HCl có nồng độ $5 \cdot 10^{-4}$ M. ($\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$)
ĐA: 3,30

Câu 13. Tính pH của dung dịch NaOH $6,3 \cdot 10^{-8}$ M.
ĐA: 6.79

Câu 14. Tính pH của dung dịch CH_3COOH 0,1M, $\text{pK}_a = 4.75$. (acid yếu)
ĐA: 2.88

Câu 15. Tính pH của dung dịch amoniac 0,01M, $\text{pK}_b = 4,75$. (base yếu)
ĐA: 10.62

Bài tập:

Câu 16. Dung dịch đệm acetate có nồng độ acid bằng nồng độ muối bằng 1M. Cho $K_a = 1.75 \times 10^{-5}$.

- a) Tính pH khi thêm 0.1mL dung dịch HCl 10N vào 10mL dung dịch đệm ban đầu?
- b) Khi thêm 10mL dung dịch NaOH 0.1N vào 100mL dung dịch đệm ban đầu.