

ĐẠI HỌC THÁI NGUYÊN
KHOA KHOA HỌC TỰ NHIÊN VÀ XÃ HỘI

GIÁO TRÌNH
HÓA HỌC PHÂN TÍCH
(DÙNG CHO CÁC HỆ KHÔNG CHUYÊN HÓA)

TS. Nguyễn Đăng Đức

Thái Nguyên, tháng 5 năm 2008

DANH MỤC CHỮ VIẾT TẮT

- | | |
|------------|---------------------------------------|
| 1. AAS: | Phép phân tích phổ hấp thụ nguyên tử |
| 2. CBHH: | Cân bằng hóa học |
| 3. ĐLTDKL: | Định luật tác dụng khối lượng |
| 4. HCL: | Đèn cathod rỗng (Hollow Cathode Lamp) |
| 5. HSKB: | Hằng số không bền |
| 6. TTCB: | Trạng thái cân bằng |

MỞ ĐẦU

Hóa học Phân tích là một môn khoa học độc lập, nó là chuyên ngành riêng của Hóa học. Trong hóa học gồm có 4 chuyên ngành: hóa Vô cơ, hóa Hữu cơ, hóa phân tích, Hóa lý thì hóa Phân tích đóng vai trò quan trọng vì nó là một môn hóa học thực nghiệm được xây dựng trên nền tảng của hóa học Vô cơ hóa Hữu cơ và Hóa lý, nó gồm có phân tích định tính và phân tích định lượng. Phân tích định tính làm nhiệm vụ phát hiện thành phần định tính (sự có mặt) của các chất hay hỗn hợp các chất, còn phân tích định lượng làm nhiệm vụ xác định hàm lượng cụ thể của chất có trong mẫu phân tích (thường tính thành phần trăm).

Để giải quyết nhiệm vụ của phân tích định tính người ta thường dùng hai phương pháp phân tích hóa học như: phương pháp H_2S , phương pháp Axit - bazơ hoặc các phương pháp phân tích hóa lý: phân tích phổ phát xạ nguyên tử, phân tích huỳnh quang, phương pháp quang kế ngọn lửa... Để giải quyết nhiệm vụ của phân tích định lượng người ta cũng dùng các phương pháp phân tích hóa học: phân tích khối lượng, phân tích thể tích hoặc các phương pháp phân tích hóa lý: đo màu, phân tích phổ hấp thụ nguyên tử, các phương pháp phân tích điện hóa, các phương pháp phân tích sắc ký...

Hóa học phân tích rất quan trọng không những trong các ngành Hóa học nói riêng mà còn trong các ngành Sinh học nói chung: Y học, Nông nghiệp, Lâm nghiệp, Dược học... Chính vì vậy Ăngghen đã từng nói: *“Không có phân tích thì không thể tổng hợp”*.

Vì quan trọng như vậy nên mỗi sinh viên muốn học tốt môn học này phải học tốt các môn: Hóa Đại cương, hóa Vô cơ, hóa Hữu cơ và Hóa lý, vì các môn này cơ sở cho môn hóa học Phân tích.

Để phân tích một đối tượng nào đó, người làm phân tích phải thực hiện các bước sau:

1. Xác định các vấn đề cần giải quyết để chọn phương pháp phân tích thích hợp.
2. Chọn mẫu đại diện và chuyển mẫu đó từ dạng rắn sang dung dịch.
3. Tách các chất, đó là công việc cần thiết để xác định đối tượng chính trong mẫu có độ chọn lọc và chính xác cao.
4. Tiến hành định lượng các chất bằng phương pháp phân tích đã chọn ở trên.
5. Tính toán đánh giá độ tin cậy của nó.

Chúng tôi soạn giáo trình này nhằm mục đích trang bị cho sinh viên các ngành:

Sinh học, Khoa học Môi trường, Y học, Nông học có kiến thức cơ bản nhất về Hóa phân tích, giúp cho họ có vốn kiến thức trong quá trình học tập trên ghế nhà trường cũng như sau khi ra trường để có thể bắt tay vào công việc chuyên môn của họ, đủ điều kiện làm việc với những công việc liên quan đến hóa Phân tích.

Khi biên soạn giáo trình này không thể tránh khỏi những thiếu sót. Chúng tôi mong được sự đóng góp ý kiến của các bạn đồng nghiệp và các em sinh viên.

Tháng 5 năm 2008

Tác giả

PHẦN THỨ NHẤT CƠ SỞ LÝ THUYẾT HÓA PHÂN TÍCH

CHƯƠNG 1: DUNG DỊCH CHẤT ĐIỆN LY - CÂN BẰNG HÓA HỌC

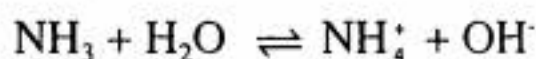
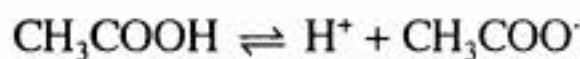
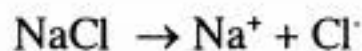
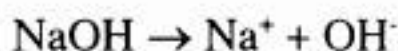
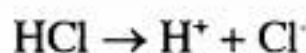
1.1. CHẤT ĐIỆN LY VÀ SỰ ĐIỆN LY

1.1.1. Định nghĩa về sự điện ly và chất điện ly

- Sự điện ly là quá trình phân tử phân ly thành ion còn chất điện ly là chất có khả năng phân li thành ion khi hòa tan vào nước làm cho dung dịch dẫn được điện.

Ví dụ: NaCl, HCl hòa tan trong nước hay trong dung môi phân cực khác.

Ví dụ:



Tổng quát cho một chất điện ly có công thức A_mB_n thì:

s

1.1.2. Chất điện ly mạnh, chất điện ly yếu

1.1.2.1. Khái niệm

Chất điện ly mạnh thực tế phân ly hoàn toàn. Đa số các muối tan (NaCl, KCl, NaNO_3 , K_2SO_4 , Na_2CO_3 ...). Các kiềm mạnh (KOH, NaOH) đều thuộc loại này.

Các chất điện ly yếu trong dung dịch phân ly không hoàn toàn (dung dịch NH_3 , CH_3COOH , HCOOH , dung dịch axit cacbonic....).

Trong dung dịch chất điện ly mạnh ở nồng độ lớn có độ dẫn điện nhỏ, độ dẫn điện tăng khi pha loãng dung dịch. Dung dịch chất điện ly yếu có độ dẫn điện nhỏ và ở nồng độ lớn thì độ dẫn điện khác nhau không đáng kể nhưng khi pha loãng dung dịch độ dẫn điện tăng lên mạnh.

1.1.2.2. Các đại lượng đặc trưng cho sự điện ly

Để đặc trưng cho khả năng phân ly của các chất trong dung dịch, người ta dùng hai đại lượng là độ điện ly và hằng số điện ly.

a. *Độ điện ly α là tỷ số giữa phần nồng độ đã điện ly và phần nồng độ ban đầu.*

$$\alpha = \frac{x}{C} = \frac{\text{Nồng độ đã điện ly}}{\text{Nồng độ ban đầu}}$$

$$\text{Hay } \alpha\% = \frac{x}{C} \cdot 100 \quad (1.1)$$

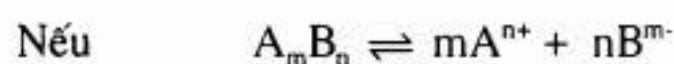
Từ giá trị α người ta tạm phân loại:

$\alpha \leq 2\%$: Chất điện ly yếu (các axit yếu, các bazơ yếu).

$2\% \leq \alpha \leq 30\%$: Chất điện ly trung bình (HF, H₂SO₃ ở nấc 1).

$\alpha \geq 30\%$: Chất điện ly mạnh các axit mạnh, các bazơ mạnh, các muối trung tính.

b. *Hằng số điện ly (K_d):* Thực chất là hằng số cân bằng của phản ứng phân ly, là tỷ số giữa phân tích số nồng độ của sản phẩm đã điện ly và phân tích số nồng độ chưa điện ly.



Thì
$$K_d = \frac{[A^{n+}]^m [B^{m-}]^n}{[A_mB_n]} \quad (1.2)$$

Người ta đã chứng minh được rằng: giữa α và K_d có mối quan hệ với nhau qua hệ thức.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}} \quad (1.3)$$

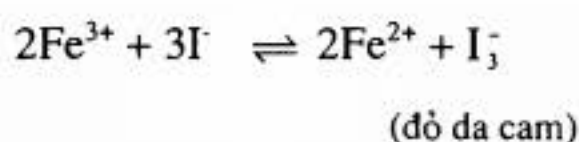
Trong đó C là nồng độ ban đầu của chất điện ly.

Từ đó ta thấy độ điện ly α tỉ lệ nghịch với nồng độ, nồng độ càng cao, độ điện ly α càng giảm và ngược lại.

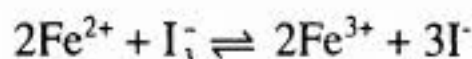
1.2. CÂN BẰNG HÓA HỌC

1.2.1. Trạng thái cân bằng

Giả sử ta có cân bằng:



Khi thêm 2 milimol Fe^{2+} vào 1 lít dung dịch chứa 1 milimol I_3^- màu đỏ giảm nhanh, nghĩa là phản ứng xảy ra theo chiều nghịch.

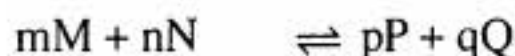


Ngược lại khi thêm 2 milimol Fe^{3+} vào 3 milimol I^- thì màu đỏ tăng lên, phản ứng xảy ra theo chiều thuận.

Ví dụ dẫn ra chỉ rõ mối quan hệ về nồng độ các chất ở trạng thái cân bằng hóa học. Mối quan hệ này biến đổi dưới tác dụng của một số yếu tố nhiệt độ, áp suất nồng độ (theo nguyên lý chuyển dịch cân bằng Lơsatoile). Một trạng thái cân bằng được đặc trưng bằng 1 hằng số cân bằng.

1.2.2. Các phương pháp biểu diễn hằng số cân bằng.

Giả sử có cân bằng hóa học



Gọi v_1 là tốc độ của phản ứng thuận và v_2 là tốc độ phản ứng nghịch.

Theo định luật tác dụng khối lượng về tốc độ phản ứng ta có:

$$v_1 = k_1 \cdot C_M^m \cdot C_N^n$$

$$v_2 = k_2 \cdot C_P^p \cdot C_Q^q$$

Trong đó k_1, k_2 là hằng số tốc độ của phản ứng thuận và nghịch. Tại trạng thái cân bằng của phản ứng ta có $v_1 = v_2$ hay $k_1 \cdot C_M^m \cdot C_N^n = k_2 \cdot C_P^p \cdot C_Q^q$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{C_P^p \cdot C_Q^q}{C_M^m \cdot C_N^n} = K \text{ (Const)}$$

Người ta gọi K là hằng số cân bằng của phản ứng, ký hiệu là K_C . Để phân biệt nồng độ các chất ở trạng thái cân bằng và nồng độ các chất ở trạng thái bất kỳ, người ta ký hiệu nồng độ các chất ở trạng thái cân bằng qua dấu móc vuông [].

Do đó:

$$K_C = \frac{[P]^p [Q]^q}{[M]^m [N]^n} \quad (1.4)$$

Nếu phản ứng trên là của các chất khí và gọi p_M, p_N, p_P, p_Q là áp suất riêng phần của các chất M, N, P, Q thì người ta còn chứng minh được hằng số cân bằng tính theo áp suất (K_p).

$$K_p = \frac{P_p^p \cdot P_Q^q}{P_M^m \cdot P_N^n} \quad (1.5)$$

Nếu phản ứng M, N, P, Q thực hiện trong dung dịch và gọi N_M, N_N, N_P, N_Q là nồng độ phân mới của các chất M, N, P, Q thì ta có:

$$K_N = \frac{N_p^p \cdot N_Q^q}{N_M^m \cdot N_N^n} \quad (1.6)$$

Giữa K_C và K_P và K_N có mối quan hệ với nhau như sau:

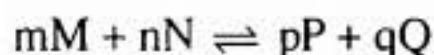
$$K_p = K_C (RT)^{\Delta n} \quad (1.7)$$

$$K_p = K_N \cdot P^{\Delta n} \quad (1.8)$$

Trong đó $\Delta n = (n_P + n_Q) - (n_M + n_N)$ và chỉ áp dụng được khi M, N, P, Q là các chất khí.

Ngoài các cách biểu diễn trên đây, người ta còn biểu diễn hằng số cân bằng thông qua các hàm nhiệt động.

Ví dụ: với phản ứng:



Biết ΔH^0 và ΔS^0 phản ứng, cho nhiệt độ phản ứng là T. Gọi ΔG là thế đẳng nhiệt đẳng áp của phản ứng thì:

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln K_p \quad (1.9)$$

Ở trạng thái cân bằng:

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln K_p = 0$$

$$\rightarrow RT \ln K_p = -\Delta G^0 = -(\Delta H^0 - T\Delta S^0)$$

$$K_p = e^{\left(-\frac{\Delta H^0}{RT} + \frac{\Delta S^0}{R} \right)} \quad (1.10)$$

1.2.3. Biểu diễn định luật tác dụng khối lượng đối với một số dạng cân bằng thường gặp

1.2.3.1. Cân bằng axit - bazơ

Cân bằng phân ly của Axit:



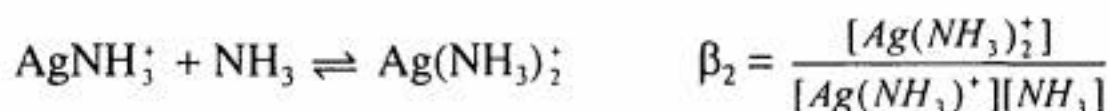
Kết gọi là hằng số phân ly axit (gọi tắt là hằng số axit).

Cân bằng phân li của bazơ:

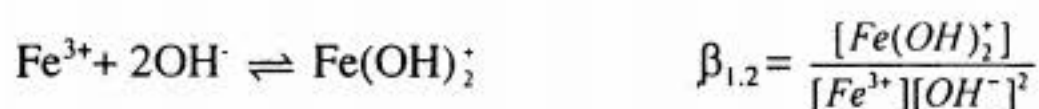


K_b gọi là hằng số phân li bazơ (hằng số bazơ).

1.2.3.2. Cân bằng tạo phức



β_1, β_2 là hằng số tạo thành từng nấc của các phức chất $Ag(NH_3)^+$ và $Ag(NH_3)_2^+$



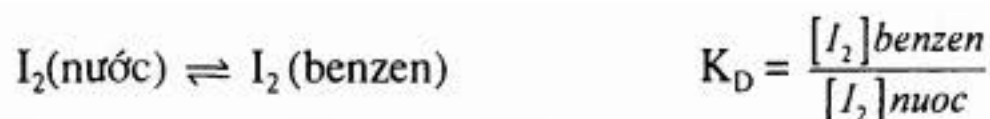
$\beta_{1,1}, \beta_{1,2}$ là hằng số tạo thành tổng hợp của các phức chất $Fe(OH)^{2+}$ và $Fe(OH)_2^+$

1.2.3.3. Cân bằng tạo thành hợp chất ỉr tan



T_s là tích số tan của $AgCl$

1.2.3.4. Cân bằng phân bố



K_D gọi là hằng số phân bố của I_2

1.2.3.5. Cân bằng hòa tan của chất khí - Định luật Henri



Khi áp suất riêng phần của khí bằng 1 at thì hằng số Henri K chính là độ tan của khí.

1.2.4. Tổ hợp cân bằng

Trong các bảng tra cứu về cân bằng người ta cho giá trị hằng số của các cân

bằng đơn giản. Trong thực tế chúng ta thường gặp các cân bằng phức tạp được tổ hợp từ các cân bằng riêng lẻ. Sau đây là một số ví dụ tổ hợp.

1.2.4.1. Biểu diễn cân bằng theo chiều nghịch

Quá trình thuận:



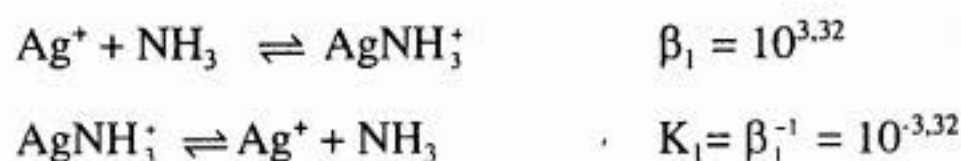
Quá trình nghịch:



$$\beta_o = \frac{[\text{HA}]}{[\text{H}^+][\text{A}^-]} = \left(\frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right)^{-1} = K_a^{-1}$$

Như vậy hằng số cân bằng của quá trình nghịch bằng giá trị nghịch đảo hằng số của cân bằng của quá trình thuận.

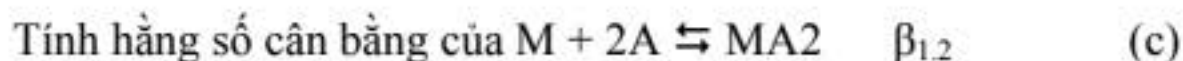
Ví dụ:



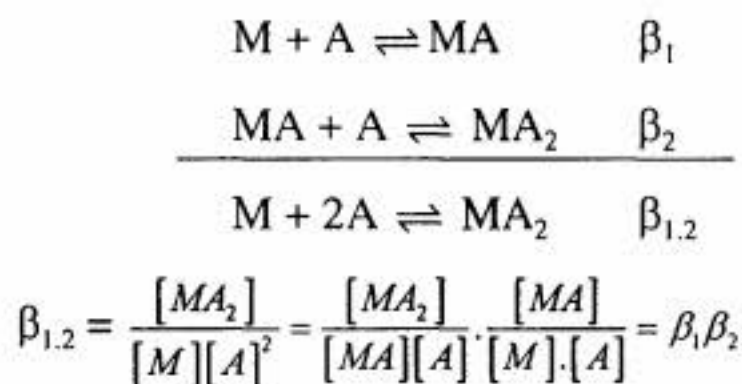
Như vậy, β_1 được gọi là hằng số bền của phức và K_1 được gọi là hằng số không bền của phức.

1.2.4.2. Cộng cân bằng

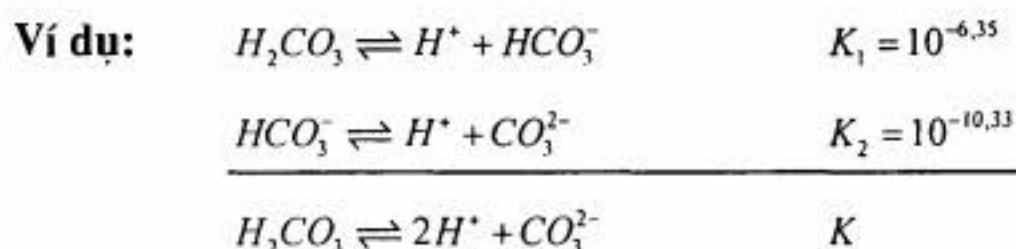
Cho:



Cân bằng (c) thu được khi ta cộng vế theo vế của các cân bằng (a), (b), đồng thời loại bỏ số hạng MA cùng có mặt ở hai vế.



Hằng số cân bằng tổ hợp thu được khi cộng các cân bằng với nhau bằng tích các hằng số cân bằng riêng lẻ.



$$K = K_1 \times K_2 = 10^{-6,35} \cdot 10^{-10,33} = 10^{-16,68}$$

1.2.5. Tính gần đúng khi hệ chỉ có một cân bằng chủ yếu

Trong trường hợp đơn giản thường gặp chỉ có một cân bằng duy nhất thì có thể tổ hợp định luật bảo toàn nồng độ với định luật tác dụng khối lượng (ĐLTĐKL) để tính nồng độ cân bằng các cấu tử.

Ví dụ 1: Trong dung dịch MX có nồng độ C mol/l chỉ có cân bằng.



Theo định luật bảo toàn nồng độ đối với MX, ta có:

$$C_{MX} = [M^{n+}] + [MX] = C \quad (b)$$

Hay: $[MX] = C_{MX} - [M^{n+}] \quad (c)$

Theo biểu thức ĐLTĐKL áp dụng cho (a) ta có:

$$\frac{[M^{n+}][X^{n-}]}{[MX]} = K \quad (d)$$

Đặt $[X^{n-}] = [M^{n+}] = x \quad (e)$

Thay (c) và (e) vào (d) ta có:

$$\frac{x^2}{C-x} = K \quad (g)$$

Giải phương trình (g) cho phép đánh giá X và từ (c), (e) ta tính được nồng độ cân bằng các cấu tử trong dung dịch.

Để cho tiện ta ghi sơ đồ tính toán như sau:



Nồng độ ban đầu (mol/l) C 0 0

Nồng độ đã phân li: (ΔC) (mol/l) - x + x + x

Nồng độ lớn: ([]) (mol/l) c - x x x

Theo ĐLTĐKL:

$$K = \frac{x^2}{C - x}$$

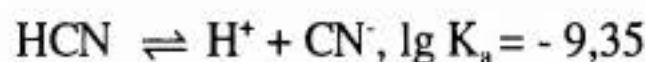
Nếu $x \ll C$ (khi K rất nhỏ).

$$\text{Thì } \frac{x^2}{C} = K \rightarrow x = \sqrt{K \cdot C}$$

Trong trường hợp K lớn, nghĩa là phản ứng xảy ra mạnh theo chiều thuận thì nên đặt nồng độ cân bằng của cấu tử có nồng độ bé nhất ở vế trái của phương trình phản ứng làm ẩn số.

Ví dụ 2: Tính nồng độ cân bằng của các cấu tử trong dung dịch HCN 0,01M .

Trong dung dịch có cân bằng:



Bởi vì K_a rất bé ($10^{-9,35}$) nên sự phân li của HCN xảy ra không đáng kể.

Ta chọn ẩn số ở vế phải của phương trình: $[H^+] = [CN^-] = x$. Đại lượng này cũng chính là nồng độ phản ứng.



Nồng độ ban đầu C (mol/l) 0,1

ΔC (mol/l) - x x x

[] (mol/l) 0,01 - x x x

$$\frac{x^2}{0,01 - x} = 10^{-9,35}$$

Với $x \ll 0,01$, ta có $\frac{x^2}{0,01} = 10^{-9,35}$

$$x = \sqrt{10^{-9,35} \cdot 10^{-2}} = 10^{-5,75} \ll 10^{-2}$$

Vậy ta chấp nhận:

$$x = [H^+] = [CN^-] = 10^{-5,75} = 2,1.10^{-6}$$

$$[HCN]_{\text{con}} = 0,01 - x = 0,01.$$

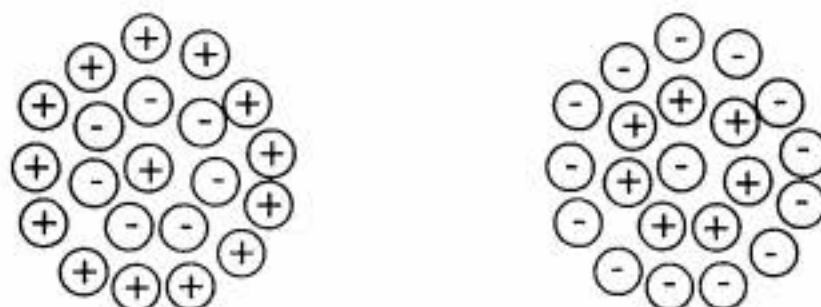
1.3. HOẠT ĐỘNG

Theo thuyết về chất điện li mạnh của Đơbai - Huken, với những dung dịch loãng và rất loãng khoảng cách giữa các con cách xa nhau, lực tương tác giữa các ion là không đáng kể, được tính bằng công thức:

$$F = \frac{q_1 \times q_2}{\epsilon . r^2} \quad (1.11)$$

Trong đó F là lực hút giữa các con, q_1 và q_2 là điện tích hai ion, r là khoảng cách giữa các ion, E là hằng số điện môi của dung môi.

Còn với dung dịch đậm đặc hơn, xung quanh một cation còn có nhiều anion và ngược lại hiện tượng bao bọc này tạo thành lớp "khí quyển" ion:



Do đó lực tương tác F giữa các ion đã bị giảm hẳn vì có hiệu ứng chắn giữa các con với nhau và nồng độ thể hiện hoạt tính hóa học của chúng bị giảm xuống và nồng độ có hoạt tính hóa học thực sự này được gọi là nồng độ hoạt động, gọi tắt là hoạt độ và ký hiệu là a(active concentration).

Như vậy $a = f.c$, trong đó f được gọi là hệ số hoạt độ, vì $a < c$ nên $f < 1$.

Dựa trên lý thuyết động học phân tử, định luật phân bố Boltzman, các ông đã thiết lập phương trình tính f:

$$\lg f_i = \frac{-0,509 . Z_i^2 \sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}} \quad (1.12)$$

Trong đó Z_i là điện tích lớn thứ i, μ là lực ion.

Lực ion ít được tính theo công thức.

$$\mu = \frac{1}{2} \sum_{i=1}^n C_i Z_i^2 \quad (1.13)$$

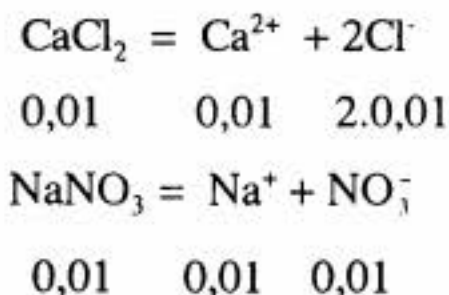
Trong đó: i là ion thứ i; n là tổng số ion có mặt trong dung dịch.

$$\text{Nếu } \mu < 0,01 \rightarrow \lg f_i = -0,509 \cdot Z_i^2 \cdot \sqrt{\mu} \quad (1.14).$$

Nếu $0,01 \leq \mu \leq 0,2$. Ta tính $\lg f$ theo (1.12).

Ví dụ: Tính hoạt độ của ion Ca^{2+} trong dung dịch bao gồm CaCl_2 0,01M và NaNO_3 0,01M.

Giải:



$$\begin{aligned} \mu &= \frac{1}{2} \left([\text{Ca}^{2+}] \cdot Z_{\text{Ca}^{2+}}^2 + 2[\text{Cl}^-] \cdot Z_{\text{Cl}^-}^2 + [\text{Na}^+] \cdot Z_{\text{Na}^+}^2 + [\text{NO}_3^-] \cdot Z_{\text{NO}_3^-}^2 \right) \\ &= \frac{1}{2} (10^{-2} \cdot 2^2 + 2 \cdot 10^{-2} \cdot 1^2 + 10^{-2} \cdot 1^2 + 10^{-2} \cdot 1^2) = 0,04 \end{aligned}$$

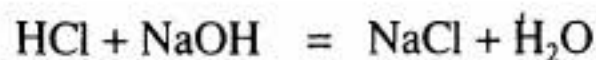
Tính hệ số hoạt độ f :

$$\begin{aligned} \lg f_{\text{Ca}^{2+}} &= -\frac{0,509 \cdot 2^2 \cdot \sqrt{0,04}}{1 + \sqrt{0,04}} = -0,3333 \\ f_{\text{Ca}^{2+}} &= 0,464 \\ a_{\text{Ca}^{2+}} &= f_{\text{Ca}^{2+}} \cdot C_{\text{Ca}^{2+}} = 0,464 \cdot 0,01 = 0,0046 \end{aligned}$$

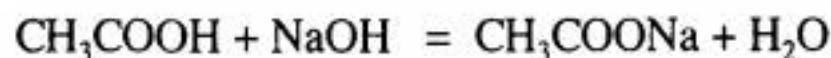
1.4. CÁC LOẠI PHẢN ỨNG SỬ DỤNG TRONG PHÂN TÍCH THỂ TÍCH

1.4.1. Phản ứng trung hòa

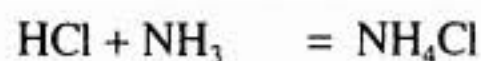
- Axit mạnh và bazơ mạnh:



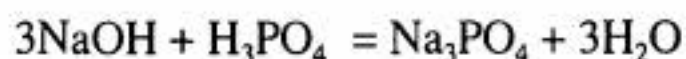
- Axit yếu và bazơ mạnh:



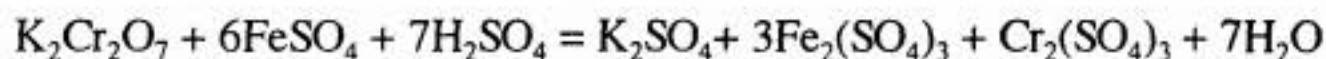
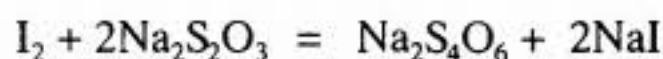
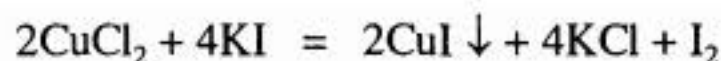
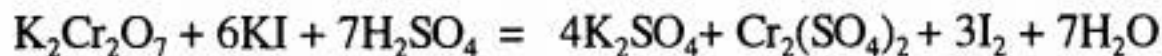
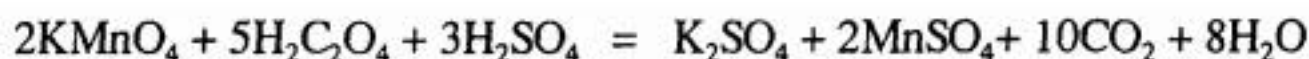
- Axit mạnh và bazơ yếu:



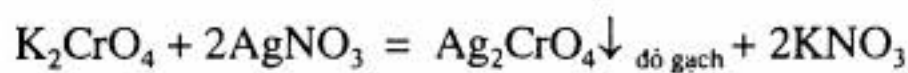
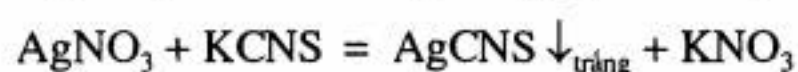
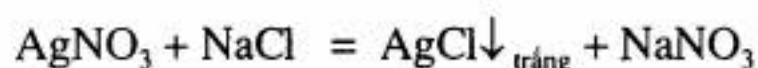
- Bazơ mạnh và axit đa chức:



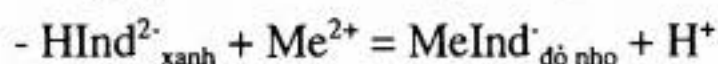
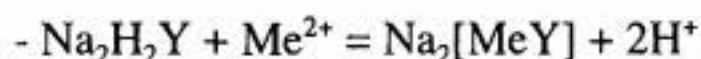
1.4.2. Phản ứng oxy hóa khử



1.4.3. Phản ứng kết tủa



1.4.4. Phản ứng tạo phức



1.5. NỒNG ĐỘ DUNG DỊCH.

1.5.1. Các loại nồng độ dùng trong phân tích thể tích

Nồng độ dung dịch là: lượng chất tan trong một đơn vị thể tích hay một đơn vị khối lượng.

1.5.1.1. Nồng độ % khối lượng (C%) chỉ ra có bao nhiêu gam chất tan trong lòng dung dịch. Ví dụ dung dịch NaOH 40% tức là trong lòng dung dịch NaOH có 40g NaOH nguyên chất.

$$C\% = \frac{a}{a+b} \cdot 100 \quad (1.15)$$

Trong đó a là số gam chất tan và b là số gam dung môi.

1.5.1.2. Nồng độ mol /l (gọi là nồng độ mol, ký hiệu là M) chỉ ra có bao nhiêu một chất tan trong 1 lít dung dịch. Ví dụ dung dịch H_2SO_4 0,5M nghĩa là trong 1 lít dung dịch H_2SO_4 có 0,5mol axit:

$$M = \frac{a}{P.V} \quad (1.16).$$

Trong đó a là số gam chất tan, p là khối lượng và V là số lít dung dịch.

1.5.1.3. Nồng độ đương lượng gam/ lít, còn gọi là nồng độ đương lượng, ký hiệu là N chỉ ra có bao nhiêu đương lượng gam chất tan trong một lít dung dịch. Ví dụ dung dịch KMnO_4 0,1N nghĩa là trong 1 lít dung dịch có 0,1 đương lượng KMnO_4 .

$$N = \frac{a}{D.V} \quad (1.17)$$

Trong đó a là số gam chất tan, D là đương lượng gam và V là số lít dung dịch.

1.5.1.4. Độ chuẩn T là số gam (hay miligam) chất tan trong 1mililit dung dịch.

1.5.1.5. Độ chuẩn (A) theo chất được xác định (chất định phân). TNB chỉ ra có bao nhiêu gam chất định phân B tác dụng với lưu dung dịch chuẩn A. Ví dụ, $T_{\text{AgNO}_3/\text{Cl}^-} = 0,004$ (g/ml) nghĩa là 0,004g chất định phân Cl^- tác dụng vừa đủ với lưu dung dịch chuẩn AgNO_3 .

1.5.1.6. Mối liên hệ giữa các loại nồng độ:

Nếu gọi nồng độ % của dung dịch là C%, khối lượng riêng của dung dịch là d, P là phân tử gam chất tan, D là đương lượng gam chất tan, ta có:

$$M = \frac{C.d.10}{P} \text{ và } N = \frac{C.d.10}{D} \quad (1.18)$$

1.5.2. Các bài toán về nồng độ dung dịch

1.5.2.1. Pha chế dung dịch từ lượng muối rắn tinh thể

Ví dụ: Hãy pha 2 lít dung dịch Axít oxalic 0,1N từ Axít tinh khiết $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4.2\text{H}_2\text{O}$.

Áp dụng công thức:

$$N = \frac{a}{D.V} \rightarrow a = N.D.V$$

Ta tính ra lượng gam axít cần thiết để pha dung dịch là:

$$a = 0,1.63.2 = 12,6\text{g}$$

Vậy, ta cân chính xác 12,6g axít tinh khiết, hòa tan hoàn toàn vào nước rồi chuyển toàn bộ lượng dung dịch này sang bình định mức 2 lít, nhớ tráng cốc hòa tan axít ba lần, mỗi lần 10ml H_2O , đổ hết vào bình 2 lít. Cuối cùng thêm nước đến vạch mức, đảo đều.

1.5.2.2. Pha chế dung dịch từ dung dịch gốc (quy tắc đường chéo)

a. Với nồng độ phần trăm: Giả sử phải trộn dung dịch 1 có nồng độ % là C_1 , thể tích V_1 , khối lượng riêng là d_1 với dung dịch 2 có nồng độ % là C_2 , thể tích V_2 ,

khối lượng riêng là d_2 để được dung dịch có nồng độ $\%C_2$. Người ta chứng minh được:

$$\frac{Q_1}{Q_2} = \frac{V_1.d_1}{V_2.d_2} = \frac{C - C_2}{C_1 - C} \quad (1.19)$$

Các ví dụ:

1. Trộn 500ml dung dịch HNO_3 30% với 500ml dung dịch HNO_3 10% thu được dung dịch HNO_3 bao nhiêu % (cho $d_1 = 1,2\text{g/ml}$, $d_2 = 1,05\text{g/ml}$).

Áp dụng (1.19) ta có:

$$\begin{aligned} \frac{500.1,2}{500.1,05} &= \frac{C - 10}{30 - C} \\ 36 - 1,2C &= 1,05C - 10,5 \\ 2,25C &= 46,5 \rightarrow C = \frac{46,5}{2,25} = 20,7\% \end{aligned}$$

2. Cần bao nhiêu ml dung dịch HNO_3 25% ($d = 1,19$) trộn với dung dịch HNO_3 5 % ($d = 1,04$) để được 1 lít dung dịch HNO_3 10%

Áp dụng (1.19):

$$\begin{aligned} \frac{V_1.1,19}{(1 - V_1).1,04} &= \frac{10 - 5}{25 - 10} = \frac{1}{3} \\ 3,57V_1 &= 1,04 - 1,04 V_1 \\ 4,61V_1 &= 1,04 \rightarrow V_1 = \frac{1,04}{4,61} = 0,225(l) \end{aligned}$$

Hãy pha 2 lít dung dịch HCl 0% từ axit đặc 36% ($d = 1,19\text{ g/ml}$).

Đây là trường hợp pha loãng dung dịch trong đó dung dịch thứ 2 là H_2O có nồng độ % bằng không và khối lượng riêng là 1 g/ml. Áp dụng (1.19) ta có:

$$\begin{aligned} \frac{V_1.1,19}{(2 - V_1)1} &= \frac{10 - 0}{36 - 10} = \frac{5}{13} \\ 13.1,19V_1 &= 10 - 5V_1 \\ 15,47V_1 &= 10 - 5V_1 \\ 20,47V_1 &= 10 \rightarrow V_1 = \frac{10}{20,47} = 0,448(l) \end{aligned}$$

Vậy ta đo 448ml axit đặc, chuyển toàn bộ sang bình 2 lít, tráng bình bằng

nước cất và thêm nước cất đến vạch mức, rồi đậy kín nắp bình, đảo đi đảo lại để trộn đều dung dịch.

b. Với nồng độ M, N.

Giả sử phải trộn V_1 ml dung dịch thứ nhất có nồng độ mới là M_1 (hoặc nồng độ đương lượng N_1) với V_2 ml dung dịch thứ hai có nồng độ mới là M_2 (hoặc nồng độ N_2) để được dung dịch có nồng độ là M (hoặc N) thể tích là $V = V_1 + V_2$ (ml). Khi đó ta có:

$$V_1 M_1 + V_2 M_2 = VM \quad (1.20)$$

hoặc $V_1 N_1 + V_2 N_2 = VN$

Các Ví dụ:

1. Pha 2 lít dung dịch H_2SO_4 0,5 M với 1 lít dung dịch H_2SO_4 0,1 M được dung dịch bao nhiêu M.

Áp dụng công thức (1.20) thay số vào ta có:

$$0,5.2 + 0,1.1 = 3.M$$

$$M = \frac{1,1}{3} = 0,366 \text{ (mol/l)}$$

2. Cần bao nhiêu mililit dung dịch NaOH 0,5N trộn với 1 lít dung dịch NaOH 0, là để được 2 lít dung dịch NaOH 0,2N.

Áp dụng (1.20) ta có:

$$0,5V_1 + 0,1.1 = 0,2.2$$

$$0,5V_1 = 0,3$$

$$V_1 = 0,6 \text{ (lít)}$$

$$\rightarrow V_1 = 600\text{ml}$$

3. Pha 2 lít dung dịch HCl 0,1N từ axit HCl 0,5M.

Đây cũng là sự pha loãng dung dịch trong đó nước là dung dịch thứ hai có nồng độ bằng không. Do đó áp dụng (1.20) ta có:

$$V_1.0,5 + V_2.0 = 2.01$$

$$V_1 = \frac{0,2}{0,5} = 0,4 \text{ (lít)}$$

Vậy cần đo chính xác 0,4 lít dung dịch HCl 0,5M, chuyển toàn bộ sang bình định mức 2 lít tráng bình để chuyển hết HCl sang bình định mức thêm nước đến vạch mức, đảo đều bằng cách đậy nắp kín vào đảo lên đảo xuống.

CÂU HỎI - BÀI TẬP CHƯƠNG 1

1.1. Viết phương trình phản ứng ở dạng ion thu gọn xảy ra (nếu có) trong các dung dịch nước sau:

- a) $K_2SO_4 + CH_3COONa \rightarrow$ b) $NaHSO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
c) K_2SO_3 0,1M + HCl 0,1M $\rightarrow$ d) $CH_3COONH_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow$
e) $(CH_3COO)_2Zn + H_2S \rightarrow$ f) $CH_3COOH + CaCO_3 \rightarrow$

1.2. Trộn 20,00 ml dung dịch $Ba(OH)_2$ 0,0211M với 40ml dung dịch Na_2SO_4 0,0153M. Hãy Cho biết nồng độ gốc, nồng độ ban đầu và nồng độ cân bằng của các ion trong dung dịch (coi phản ứng xảy ra hoàn toàn).

1.3. Viết biểu thức định luật tác dụng khối lượng đối với các cân bằng sau:

- a) $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$ K_a
b) $2H^+ + PO_4^{3-} \rightleftharpoons H_2PO_4^-$ K_2
c) $Ca_3(PO_4)_2 \downarrow \rightleftharpoons 3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-}$ T_s
d) $MnO_2 \downarrow + 2Cl^- + 4H^+ \rightleftharpoons Mn^{2+} + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$. (K).

1.4. Cho biết nồng độ còn lại của dung dịch H_2SO_4 .

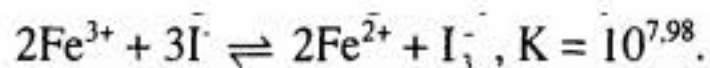
1.5. Hãy pha 2 lít dung dịch H_2SO_4 0,1N từ axit đặc 98% ($d = 1,84g/ml$).

1.6. Tính lực ion của dung dịch gồm $NaNO_3$ 0,01M, $NaOH$ 0,02M và $BaCl_2$ 0,005M.

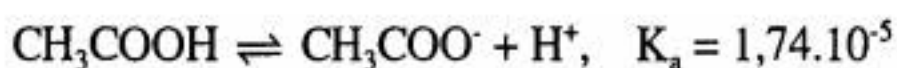
1.7. Tính hệ số hoạt độ của ion OH^- trong dung dịch $NaOH$ 0,001 M và $NaCl$ 0,009M.

1.8. Tính độ điện li của dung dịch HCN $0,10^{-4}M$, cho $K_a = 10^{-9,35}$.

1.9. Tính nồng độ cân bằng của các ion trong dung dịch gồm Fe^{3+} 0,1 M, H^+ 1,00M và I^- 0,100M. Biết rằng cân bằng chủ yếu xảy ra:



1.10. Tính nồng độ cân bằng trong dung dịch gồm CH_3COOH 0,10M và CH_3COONa 1,00M. Biết cân bằng chủ yếu xảy ra trong dung dịch:



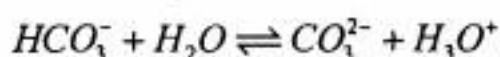
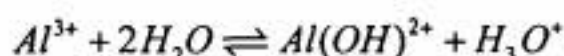
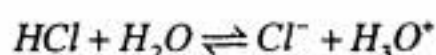
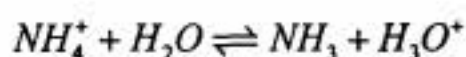
CHƯƠNG 2: PHẢN ỨNG AXIT - BAZƠ

2.1. AXÍT BAZƠ

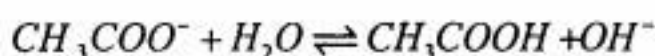
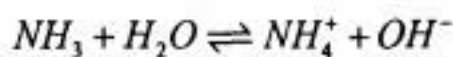
2.1.1. Quan điểm axit và bazơ của Bronsted - Laury

Axit là chất cho proton, bazơ là chất nhận proton.

Axit:



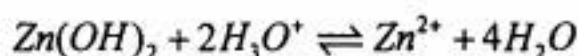
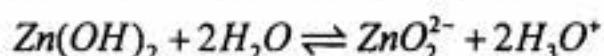
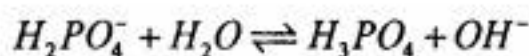
Bazơ:



Trung tính:



Lưỡng tính:



Người ta đã chứng minh được $[H^+][OH^-] = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ ở $25^\circ C$ theo qui ước quốc tế: $pH = -\lg(H^+)$ và $POH = \lg(OH^-)$ (2.1)

2.1.2. Định nghĩa phản ứng axit - bazơ.

Phản ứng axit - bazơ là phản ứng giữa một axit và một bazơ đó là những phản ứng trung hòa đã nghiên cứu trên đây, tạo ra sản phẩm là một muối axit hoặc trung tính và nước.

Độ mạnh axit được đặc trưng bằng hằng số phân li. Khi độ mạnh bazơ được