

CHƯƠNG VIII

DUNG DỊCH ĐIỆN LI

I. Thuyết điện li

1. Tính chất của dung dịch điện li

Đối với dung dịch loãng của các axit, bazơ, muối có áp suất thẩm thấu, độ tăng điểm sôi, độ hạ điểm đông đo bằng thực nghiệm luôn luôn lớn hơn so với tính theo công thức của Raoult và Van't Hoff. Để phù hợp với thực nghiệm, Van't Hoff đưa ra hệ số i gọi là hệ số Van't Hoff (hay hệ số đẳng trương).

$$\pi' = iCRT = i\pi$$

$$\Delta t'_s = i\Delta t_s = iK_s C_m$$

$$\Delta t'_d = i\Delta t_d = iK_d C_m$$

hay

$$i = \frac{\pi'}{\pi} = \frac{\Delta t'_s}{\Delta t_s} = \frac{\Delta t'_d}{\Delta t_d}$$

Hệ số i cho biết độ tăng điểm sôi, độ hạ điểm đông của dung dịch đo bằng thực nghiệm lớn hơn trị số tính theo lý thuyết bao nhiêu lần. Hệ số này xác định bằng thực nghiệm.

2. Thuyết điện li

Các hiện tượng trên giải thích được nếu giả thiết khi hoà tan vào nước, các phân tử chất tan phân li thành các phân tử nhỏ hơn.

1877, Arrhenius đã đưa ra thuyết điện li để giải thích các hiện tượng trên. Nội dung thuyết điện li:

- Những chất ở trạng thái hoà tan hoặc nóng chảy có khả năng dẫn điện gọi là chất điện li (khi hoà tan chất điện li vào H_2O thì chúng phân li ra thành các ion, dưới tác dụng của điện trường, chúng chạy về các điện cực).

- Các chất khác nhau có mức độ phân li khác nhau nên ta có chất điện li mạnh và chất điện li yếu.

Do có sự điện li nên số phân tử có trong dung dịch tăng lên; mà π , Δt_s , Δt_d của dung dịch phụ thuộc nồng độ tiểu phân (chứ không phụ thuộc bản chất tiểu phân) do đó trong thực tế $\pi, \Delta t_s, \Delta t_d$ lớn hơn so với tính toán.

$$\text{Vậy } i = \frac{\pi'}{\pi} = \frac{\Delta t'}{\Delta t}$$

$$i = \frac{\text{số tiểu phân hòa tan}}{\text{số phân tử chất tan}}$$

Hệ số i cho biết số tiểu phân hoà tan lớn hơn số phân tử chất tan bao nhiêu lần.

3. Độ điện li α

Đặc trưng cho mức độ phân li của một chất điện li. Độ điện li là tỉ số giữa số phân tử gam điện li và tổng số phân tử chất hoà tan (hoặc tỉ số C).

$$\alpha = \frac{\text{Số phân tử điện li}}{\text{Số phân tử hòa tan}} = \frac{n'}{n} = \frac{C}{C_0}$$

C : nồng độ (số phân tử gam) chất đã điện li

C₀ : nồng độ (số phân tử gam) chất đã hoà tan

- Dung dịch chất không điện li: $\alpha = 0$
- Dung dịch chất điện li hoàn toàn: $\alpha = 1$
- Chất điện li yếu: $0 < \alpha < 1$

4. Quan hệ giữa độ điện li α và hệ số Van't Hoff i

Giả sử hoà tan n phân tử chất điện li vào dung dịch. Mỗi phân tử phân li ra m ion. Độ điện li của dung dịch là α thì:

- Số phân tử đã điện li là αn
- Số ion có trong dung dịch là $\alpha n.m$
- Số phân tử không điện li là $n - \alpha n$
- Tổng số phân tử chất tan trong dung dịch là: $\alpha m + n - \alpha n$

$$\text{Ta có: } i = \frac{\alpha . n.m + n - \alpha n}{n} = \alpha m + 1 - \alpha \rightarrow (i - \alpha) = \alpha (m - 1) \rightarrow \alpha = \frac{i - 1}{m - 1}$$

m: số ion mà mỗi phân tử điện li

i: hệ số Van't Hoff

α : độ điện li

II. Cân bằng trong dung dịch chất điện li yếu

1. Hằng số điện li

Sự điện li của chất điện li yếu là một quá trình thuận nghịch nên ta có thể áp dụng định luật tác dụng khối lượng.

Giả sử có cân bằng: $HA = H^+ + A^-$

Ta có:

H^+, A^- : nồng độ mol

Hằng số cân bằng K gọi là hằng số điện li hoặc hằng số ion hoá, đặc trưng cho khả năng điện li của một chất K; càng lớn thì sự điện li càng mạnh, chất điện li phân li ra các ion càng nhiều và ngược lại. K phụ thuộc bản chất của chất điện li, dung môi và nhiệt độ.

2. Mối liên hệ giữa hằng số điện li và độ điện li

- Định luật pha loãng Ostwald

Gọi C là nồng độ mol của chất điện li HA:

	$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$		
Ban đầu	C	0	0
Khi có điện li	αC	αC	αC
Cân bằng	$C - \alpha C$	αC	αC

α : độ điện li

α C : số phân tử gam HA đã điện li

$$K_{cb} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_{cb} = \frac{\alpha C \alpha C}{C - \alpha C} = \frac{\alpha^2 C^2}{C(1 - \alpha)}$$

$$K_{cb} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha^2}$$

Khi $\alpha \ll 1$ thì có thể xem $1 - \alpha \approx 1$

Khi đó ta có biểu thức đơn giản hơn là

$$\alpha = \sqrt{k / c}$$

Từ đó, nếu biết độ điện ly ở một nồng độ xác định ta có thể tính được K bằng ngược lại.

Biểu thức này cho thấy: độ điện li tỷ lệ nghịch với căn bậc 2 của nồng độ chất điện li. Đó là nội dung của định luật pha loãng Ostwald. Khi nồng độ giảm nghĩa là khi pha loãng thì độ điện li của dung dịch tăng lên.

III. Đặc điểm điện li của axit và bazơ

1. Quan điểm của Arrhenius

1.1. Chất điện li mạnh và chất điện li yếu

- Chất điện li mạnh: là chất có khả năng chất điện li hoàn toàn thành các ion nghĩa là trong dung dịch không còn phân tử chưa điện li; gồm: axit mạnh, bazơ mạnh và muối của chúng.

- Chất điện li yếu: là chất chỉ điện li một phần thành ion (hoặc chỉ có một số phân tử điện li ra ion); gồm: axit yếu, bazơ yếu, muối của bazơ yếu và axit yếu.

1.2. Axit và sự điện li

- Axit là chất trong dung dịch điện li ra ion H^+ (H_3O^+) và anion gốc axit :



Tính axit của dung dịch là do tính chất của ion H^+ quyết định, chất nào điện li cho càng nhiều ion H^+ thì tính axit càng mạnh.

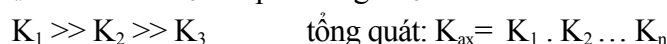
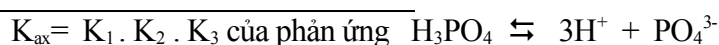
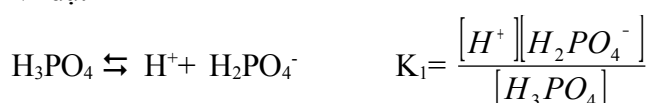
- Axit điện li hoàn toàn là axit mạnh, axit yếu điện li không hoàn toàn.
- Đối với axit yếu:



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

K_A gọi là hằng số cân bằng axit, các axit đa chức yếu sẽ điện li thành nhiều nấc, mỗi nấc có một hằng số axit riêng. Hằng số axit chung của toàn bộ phân tử bằng tích các hằng số axit riêng.

Ví dụ:



1.3. Bazơ và sự điện li của bazơ

- Bazơ là chất trong dung dịch điện li ra anion OH^- và cation kim loại.



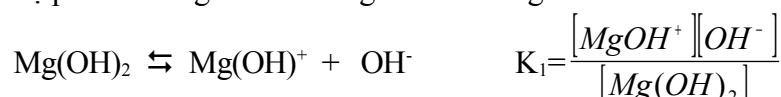
Tính bazơ do ion OH^- quyết định, chất điện li càng nhiều ion OH^- thì tính bazơ càng mạnh.

- Bazơ mạnh là bazơ điện li hoàn toàn, bazơ yếu điện li không hoàn toàn.
- Đối với bazơ yếu : quá trình điện li thuận nghịch; hằng số cân bằng điện li của bazơ gọi là hằng số bazơ.



$$K_B = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

Các bazơ đa chức yếu sẽ điện li thành nhiều nấc, mỗi nấc có một hằng số bazơ riêng. Hằng số bazơ chung của toàn bộ phân tử bằng tích các hằng số bazơ riêng.

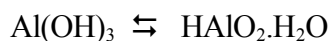


1.4. Sự điện li của các hydroxit lưỡng tính

- Chất lưỡng tính là chất những chất thể hiện cả tính axit lẫn tính bazơ tức có khả năng điện li cho cả ion H^+ và ion OH^- .

Các chất có công thức $M(-O-H)_n$ độ phân cực của liên kết M-O và O-H tương đương nhau nên có thể liên kết M-O bị phân cắt do đó nó thể hiện tính bazơ, nếu liên kết O-H bị phân cắt nó thể hiện tính axit.

Ví dụ:



Các hydroxit lưỡng tính:

$Zn(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_2$, $Sb(OH)_4$ và $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$,.....

1.5. Muối và sự điện li

- Muối là sản phẩm của sự tác dụng một axit với một bazơ. Trong phân tử có chứa cation kim loại và cation gốc axit..

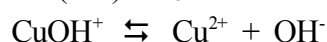
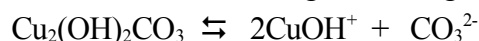
- Muối trung tính điện li cho cation kim loại và anion gốc axit không chứa H có thể thay thế được cation kim loại.



- Muối axit điện li cho cation kim loại và anion gốc axit có chứa H có thể thay thế được bởi các cation kim loại.



- Muối bazơ khi điện li cho anion gốc axit và gốc bazơ (có chứa OH) .



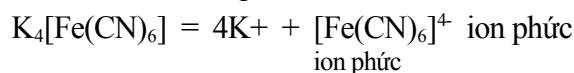
- Muối đơn: Trong phân tử có khả năng điện li hai loại ion đơn.



- Muối kép: điện li cho ba loại ion trở lên.



- Muối phức: điện li cho ion phức.



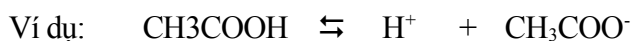
2. Quan điểm axit - bazơ của Bronsted

Quan điểm của Arrhenius không giải quyết được có những chất trong phân tử không chứa nhóm OH- nhưng vẫn thể hiện được tính chất của một bazơ hoặc đối với hệ dung môi không phải là nước, hoặc đối với dung dịch muối trong nước (do quá trình thủy phân).

Bronsted mở rộng quan niệm axit - bazơ như sau:

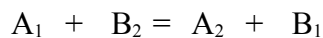
Axit là những chất trong dung dịch có khả năng nhường proton H^+ và bazơ là những chất có khả năng nhận H^+ .



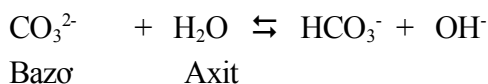
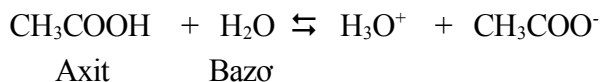


Các axit, bazơ có thể là phân tử trung hoà hoặc ion. Axit nào dễ cho proton H^+ là axit mạnh, bazơ nào dễ nhận proton H^+ là bazơ mạnh.

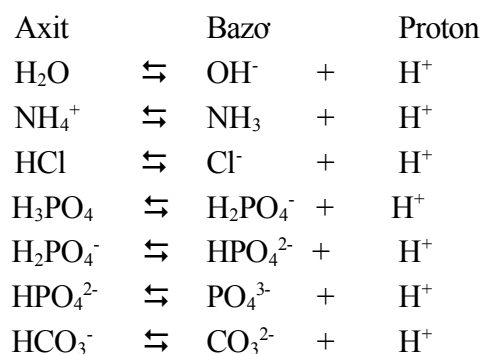
Phương trình tổng quát:



Một chất có thể đóng vai trò là axit, cũng có thể là bazơ.



Mỗi axit sẽ có một bazơ liên hợp tương ứng và ngược lại chúng được gọi là axit- bazơ liên hợp. Axit càng mạnh thì bazơ liên hợp càng yếu và ngược lại:

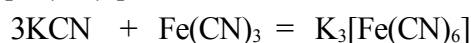
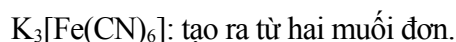


IV. Dung dịch phức chất

1. Định nghĩa

Phức chất là những chất phức tạp tạo ra từ hai muối đơn, khi hoà tan trong dung dịch thì phân ly thành ion đơn và ion phức.

Ví dụ:



2. Cấu tạo phức chất

Mỗi phân tử gồm một ion trung tâm hay chất tạo phức (thường là cation kim loại chuyển tiếp) liên kết với các nhóm phối trí, thường là anion hoặc phân tử trung hoà hoặc những nhóm chức trong các hợp chất hữu cơ (gọi là phối tử) bằng liên kết cộng hoá trị hoặc liên kết phối trí để tạo ion phức (câu nội), ion phức sẽ liên kết với các ion trái dấu (câu ngoại) để tạo phân tử trung hoà.

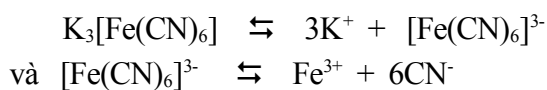
- Phức anion: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

- Phức cation: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$

Các phối tử phổ biến: H_2O , NH_3 , NO , CO , OH^-
 aquơ amin nitrozil cacbolxyl hydroxo

3. Hằng số không bền của phức chất

Xét phức $K_3[Fe(CN)_6]$ trong dung dịch, chúng phân li ra ion đơn K^+ và ion phức $[Fe(CN)_6]^{3-}$



$$K_{cb} = \frac{[Fe^{3+}][CN^-]^6}{[Fe(CN)_6]^{3-}}$$

K_{cb} gọi là hằng số không bền của phức (hằng số phân li của phức).

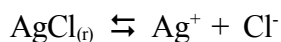
K_{cb} càng nhỏ thì phức càng bền; càng lớn thì phức càng kém bền ion phức phân li ra các ion đơn càng nhiều.

V. Chất điện li ít tan - tích số tan

1. Định nghĩa tích số tan

Xét sự hoà tan của chất điện li ít tan $AgCl$:

Các ion Ag^+ và Cl^- dưới tác dụng của các phân tử nước sẽ tách khỏi tinh thể và đi vào dung dịch, và ngược lại chúng có thể va chạm và kết hợp nhau tạo thành phân tử $AgCl$. Khi vận tốc hoà tan bằng vận tốc kết tủa thì chất tan không tan được nữa và xuất hiện cân bằng:



Hằng số cân bằng của hệ dị thể này là:

$$K = [Ag^+][Cl^-] = T_{AgCl}$$

K trong trường hợp này là tích số tan và kí hiệu T . T không phụ thuộc vào nồng độ của Ag^+ và nồng độ của Cl^- mà chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ.

Vậy trong dung dịch bão hoà của chất điện li ít tan, tích số nồng độ các ion là một hằng số.

Định nghĩa:

"Tích số tan của một chất là tích số nồng độ các ion trong dung dịch bão hoà của chất đó ở nhiệt độ nhất định, mỗi nồng độ có số mũ bằng số ion trong phân tử chất đó."

Ví dụ:



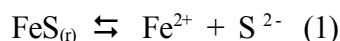
$$T_{Ag_2CrO_4} = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$$

Tích số tan càng lớn thì chất càng dễ tan.

2. Điều kiện hoà tan một chất điện li ít tan

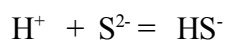
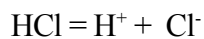
Ví dụ: Xét quá trình hoà tan FeS bằng HCl .

Trong dung dịch FeS tồn tại cân bằng:



Lúc này $T_{FeS} = [Fe^{2+}][S^{2-}]$ tức là FeS không tan.

Khi thêm HCl vào:



Nên làm nồng độ S^{2-} giảm, do đó theo nguyên lý chuyển dịch cân bằng thì cân bằng (1) chuyển dịch theo chiều thuận. FeS tiếp tục tan thêm cho đến khi $T_{FeS} = [Fe^{2+}][S^{2-}]$ thì cân bằng mới được thiết lập.

Nếu tiếp tục thêm HCl vào thì FeS tiếp tục tan cho đến hết.

Vậy muốn hoà tan một chất điện li ít tan thì phải thêm vào dung dịch một chất nào đó có khả năng kết hợp với một trong các ion của chất điện li ít tan để tạo thành chất điện li yếu, sao cho tích số nồng độ các ion của chất điện li ít tan (kèm theo số mũ) phải luôn luôn nhỏ hơn tích số tan.

3. Điều kiện kết tủa của một chất điện li ít tan

Tương tự, theo nguyên lý chuyển dịch cân bằng, muốn kết tủa một chất điện li ít tan thì tích số nồng độ các ion phải lớn hơn tích số tan tức là phải tăng nồng độ của một trong hai ion tạo thành kết tủa.

VI. Tích số ion của nước - độ pH của một số dung dịch

1. Tích số ion của nước

Nước nguyên chất tuy với mức độ rất nhỏ, cũng có khả năng dẫn điện, trong nước tồn tại cân bằng.



Áp dụng định luật tác dụng khối lượng ta có:

Do nước là chất điện li yếu nên có thể xem $K[H_2O] = \text{const} = [H^+][OH^-] = K_n$

K_n gọi là tích số ion của nước

K_n phụ thuộc vào nhiệt độ, ở $22^\circ C$, $K_n = 10^{-14}$

$$\Rightarrow [H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Ta có:

- Dung dịch trung tính: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$
- Dung dịch axit: $[H^+] > 10^{-7} > [OH^-]$
- Dung dịch bazơ: $[H^+] < 10^{-7} < [OH^-]$

2. Độ pH

Do việc biểu thị tính axit, bazơ của dung dịch bằng nồng độ ion H^+ rất phức tạp vì có số mũ âm nên trong thực tế, người ta dùng đại lượng $pH = -\lg[H^+]$.

PH được gọi là chỉ số hydro hay độ pH.

$$\Rightarrow pOH = -\lg[OH^-] \Rightarrow pH + pOH = 14$$

Như vậy độ pH để biểu thị tính axit - bazơ của dung dịch.

- Dung dịch trung tính: $pH=7$
- Dung dịch axit: $pH<7$
- Dung dịch bazơ: $pH>7$

3. Chất chỉ thị về pH

Nhiều phản ứng chỉ xảy ra ở một độ pH xác định. Để biết độ pH sơ bộ của dung dịch nghiên cứu, người ta thường dùng các chất chỉ thị màu hay chất chỉ thị về pH.

3.1. Định nghĩa

Chất chỉ thị về pH là những chất có màu sắc phụ thuộc vào độ pH của môi trường. Đó là axit yếu hay bazơ yếu hữu cơ mà dạng axit và dạng bazơ liên hợp của chúng có màu khác nhau.

Ví dụ:

HInd là chất chỉ thị pH, trong dung dịch tồn tại cân bằng



Dạng axit

Dạng bazơ

- Nếu môi trường axit thì cân bằng chuyển dịch theo chiều nghịch, cho đến khi $\frac{[\text{HInd}]}{[\text{Ind}^-]} \geq 10$ thì dung dịch có màu dạng axit.

- Nếu môi trường bazơ thì cân bằng chuyển dịch theo chiều thuận, cho đến khi $\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \geq 10$ thì dung dịch có màu dạng bazơ.

3.2. Khoảng đổi màu của chất chỉ thị

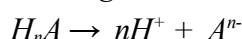
Là khoảng pH từ khi chỉ thị bắt đầu chuyển màu đến chuyển màu hoàn toàn.

Khoảng đổi màu của một số chất chỉ thị

Chất chỉ thị	Khoảng đổi màu	Màu dạng axit	Màu dạng bazơ
Metyl da cam	3,1 - 4,4	Đỏ cam	Vàng
Metyl đỏ	4,4 - 6,2	Đỏ	Vàng
Quì	5 - 8	Đỏ	Xanh
Phenolftalein	8 - 10	Không màu	Hồng
Timolftalein	9,4 - 10,6	Không màu	Xanh

Ngoài ra người ta còn dùng chất chỉ thị vạn năng là hỗn hợp gồm nhiều chất chỉ thị khác nhau (phenolftalein, metyl đỏ, metyl vàng, timolftalein,...)

4. Độ pH của một số dung dịch



4.1. Dung dịch axit

- Axit mạnh:

$$\alpha = 1 \Rightarrow [\text{H}^+] = n C_a$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \Rightarrow \text{PH} = -\lg(nC_a)$$

C_a : nồng độ ban đầu của axit (với $C_a \gg 10^{-7}$ (bỏ qua sự điện li của nước))

n : số mol ion H^+ mà một phân tử axit phân li

- Axit yếu đơn chức:



nồng độ ban đầu

C_a

nồng độ axit đã phân li

αC_a

αC_a

αC_a

nồng độ axit còn lại

$C_a(1 - \alpha)$

αC_a

αC_a

$$\alpha \ll 1 \Rightarrow 1 - \alpha \rightarrow 1 \Rightarrow [\text{HA}] \rightarrow C_a$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{(1 - \alpha)C_a} = \frac{[\text{H}^+]}{C_a} \Rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \lg C_a)$$

Đối với axit phân li nhiều nấc thì các nấc sau có thể bỏ qua và thay $K_a = K_1$ vào công thức trên.

4.2. Dung dịch bazơ



- Bazơ mạnh: ($C_b \gg 10^{-7}$: Do đó bỏ qua sự điện li của nước.)

$$[\text{OH}^-] = C_b \cdot m$$

C_b : Nồng độ ban đầu của bazơ

$$\text{pOH} = - \lg m C_b$$

m : số ion OH^- do một phân tử phân li

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

-Dung dịch bazơ yếu đơn chức: tương tự axit yếu, ta có:

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{pK}_b - \lg C_b)$$

K_b : hằng số bazơ

C_b : nồng độ ban đầu của bazơ

VII. Sự thủy phân của muối

1. Định nghĩa phản ứng thủy phân

Phản ứng thủy phân là phản ứng trao đổi các ion của muối với các ion của nước tạo axit và bazơ.

2. Điều kiện xảy ra phản ứng thủy phân

Phản ứng thủy phân xảy ra khi có sự tạo thành axit yếu hoặc bazơ yếu, do đó độ pH của muối sẽ phụ thuộc vào tính chất của axit hoặc bazơ tạo thành.

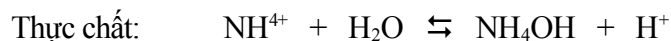
3. Các loại muối thủy phân (thỏa mãn điều kiện thủy phân)

- Muối của bazơ yếu với axit mạnh: thủy phân tạo bazơ yếu và $\text{pH} < 7$

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} (\text{pK}_b + \lg C_m)$$

Với C_m : nồng độ ban đầu của muối

Ví dụ:



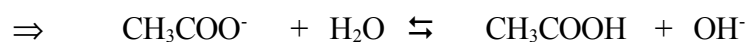
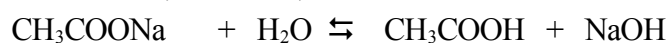
pH của dung dịch được quyết định bởi H^+ tự do $\Rightarrow \text{pH} < 7$

- Muối của bazơ mạnh và axit yếu : thủy phân tạo axit yếu, bản chất phản ứng là sự kết hợp ion gốc axit của muối với H^+ của nước và giải phóng OH^- nên $\text{pH} > 7$.

pH của dung dịch muối này được tính theo công thức:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \lg C_m)$$

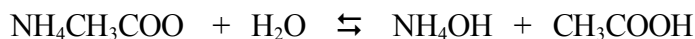
Ví dụ: CH_3COONa , NaHCO_3 ,



- Muối của bazơ yếu và axit yếu : phản ứng thủy phân xảy ra tạo axit yếu và bazơ yếu.

- Dung dịch có pH < 7 nếu axit tạo thành có tính chất axit mạnh hơn và có pH > 7 nếu bazơ tạo thành có tính chất bazơ mạnh hơn.

Ví dụ:



VII. Dung dịch đệm

1. Định nghĩa

Dung dịch đệm là dung dịch có khả năng giữ pH thay đổi không đáng kể khi ta thêm vào một ít axit mạnh hay bazơ mạnh hoặc pha loãng.

Như vậy dung dịch đệm có khả năng làm ổn định hoặc duy trì độ pH của môi trường.

2. Phân loại

Có hai loại hệ đệm:

- Hệ đệm bazơ : gồm một bazơ yếu và muối của nó với axit mạnh.

Ví dụ: hệ đệm amoni $\text{NH}_4\text{OH}/\text{NH}_4\text{Cl}$

- Hệ đệm axit : gồm một axit yếu và muối của nó với bazơ mạnh.

Ví dụ: hệ đệm axetat $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$

Ngoài ra có hệ đệm gồm hỗn hợp hai muối có khả năng trao đổi H^+ như: $\text{NaHCO}_3/\text{Na}_2\text{CO}_3$; $\text{NaH}_2\text{PO}_4/\text{Na}_2\text{HPO}_4$; $\text{Na}_2\text{HPO}_4/\text{Na}_3\text{PO}_4$, hỗn hợp các axit amin.

3. Cơ chế tác dụng đệm

Xét hệ đệm axit: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$



Khi thêm một ít H^+ , tức là nồng độ H^+ tăng. Cân bằng (1) sẽ chuyển dịch theo chiều nghịch tạo axit yếu nên pH của hệ hầu như không đổi. Hệ đệm càng bền khi nồng độ CH_3COONa càng lớn.

Khi thêm một ít OH^- thì nồng độ H^+ giảm do H^+ kết hợp với OH^- để tạo thành H_2O nên cân bằng (1) sẽ dịch chuyển theo chiều thuận tạo H^+ để bù vào lượng H^+ đã mất, do đó pH của dung dịch xem như không thay đổi. Hệ đệm càng bền khi nồng độ H^+ càng lớn.

Khi pha loãng, nồng độ axit và muối giảm tương ứng nên pH của hệ hầu như không thay đổi.

Tóm lại một hệ đệm axit gồm hai thành phần chính: một thành phần đóng vai trò axit để phân ly ra H^+ , còn thành phần kia có khả năng nhận H^+ .

4. pH của hệ đệm

- Hệ đệm axit:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \lg C_m / C_a$$

- Hệ đệm bazơ:

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

5. Ý nghĩa và vai trò của dung dịch đệm đối với đời sống sinh vật

Mỗi sinh vật chỉ tồn tại và phát triển trong một môi trường có pH xác định mà dung dịch đệm ổn định pH của môi trường phản ứng. Vì vậy, khi nuôi cấy các vi sinh vật, người ta phải chuẩn bị các dung dịch dinh dưỡng có pH thích hợp, các men cũng chỉ hoạt động trong một khoảng pH phù hợp.

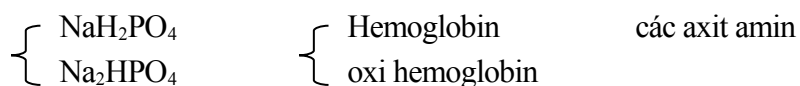
Đối với cây trồng, mỗi loại cây phát triển bình thường trong một môi trường (đất) có độ chua (pH) xác định. Phần lớn các cây chỉ phát triển trong khoảng pH 4- 10. Ngoài giới hạn này chúng sẽ bị chết.

Trong đất, do chứa nhiều chất hữu cơ nên tồn tại nhiều quá trình hoá học khác nhau có khả năng tự điều hoà nồng độ H^+ làm cho pH ổn định nên mỗi loại đất có thể trồng được nhiều loại cây khác nhau. Như vậy, đất là một hệ đệm axit - bazơ tốt. Việc cải tạo đất phải phù hợp và khoa học.

Trong cơ thể sinh vật cũng vậy, các axit amin đều có tác dụng đệm.

Trong máu người có rất nhiều hệ đệm, chúng ổn định pH của máu đảm bảo cho sự cân bằng axit- bazơ của cơ thể. Hàng ngày các phản ứng chuyển hoá trong cơ thể xảy ra đã tạo ra lượng axit, nhưng pH của máu chỉ dao động trong khoảng 7,3 - 7,4. Nếu pH nhỏ hơn giá trị này thì bị nhiễm axit (toan máu), nếu pH lớn hơn thì bị nhiễm kiềm.

Một số hệ đệm có trong máu:

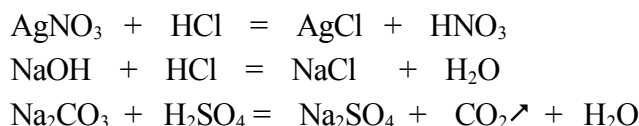


IX. Phản ứng trao đổi và phương pháp phân tích thể tích

1. Điều kiện xảy ra phản ứng trao đổi

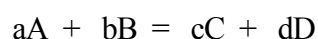
Phản ứng trao đổi chỉ xảy ra khi có sự tạo thành chất điện li yếu, chất dễ bay hơi, hoặc chất ít tan.

Ví dụ:



2. Phản ứng trao đổi và phương pháp phân tích thể tích

Phương pháp phân tích thể tích dựa trên phản ứng:



Trong đó A là chất cần định lượng, B là chất có nồng độ đã biết, gọi là dung dịch chuẩn.

Theo định luật đương lượng, khi chất B phản ứng vừa đủ với chất A thì số đương lượng gam của các chất phải bằng nhau, hay:

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$$

N: nồng độ đương lượng

V: thể tích (ml, l)

Ban đầu ta đã biết thể tích của dung dịch A; sau phản ứng ta xác định được thể tích dung dịch B đã phản ứng vừa đủ với chất A sẽ suy ra được nồng độ chất A cần định lượng.