

I. Dung dịch.

1. Khái niệm

a. Thí dụ: Hoà tan HCl vào nước thu được dung dịch axit HCl

Hoà tan NaCl vào nước thu được dung dịch NaCl

Hoà tan đường vào nước thu được dung dịch nước đường.

Hoà tan nóng chảy Ag vào Au thu được dung dịch rắn Ag – Au

Không khí là dung dịch gồm có N₂, O₂, CO₂, các khí hiếm ...

b. Khái niệm: Dung dịch là hỗn hợp đồng nhất của hai hay nhiều cấu tử (thành phần).

2. Biểu diễn thành phần dung dịch – nồng độ.

a. Nồng độ phần trăm: Khối lượng chất tan trong 100gam dung dịch .

$$C\% = \frac{m_{ct}}{m_{dd}} \cdot 100 \quad (1)$$

trong đó m_{ct} : khối lượng chất tan

m_{dd} : khối lượng dung dịch

$$m_{ct} = n \cdot M \quad \text{và} \quad m_{dd} = D \cdot V = m_{dm} + m_{ct}$$

b. Nồng độ mol/lit: Số mol chất tan trong 1 lít dung dịch .

$$C_M = \frac{n}{V_{dd}} \quad (2) \quad (n \text{ số mol chất tan, } V \text{ thể tích dung dịch- lít)}$$

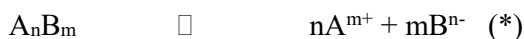
c. Nồng độ molan: Số mol chất tan có trong 1kg dung môi.

$$C_m = \frac{n}{m_{dm}} \quad (3) \quad (n \text{ số mol chất tan, } m_{dm} \text{ khối lượng dung môi -kg)}$$

d. Độ tan : Số gam chất tan có thể tan tối đa trong 100g dung môi.

$$S = \frac{m_{ct}}{m_{dm}} \cdot 100 \quad (4) \quad (m_{ct} \text{ khối lượng chất tan, } m_{dm} \text{ khối lượng dm -g)}$$

3. Tích số tan: Xét cân bằng



Ta có tích số tan $T = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$.

Nếu tích nồng độ các ion < tích số tan thì trong dung dịch không xuất hiện kết tủa.

Nếu tích nồng độ các ion = tích số tan thì thu dung dịch bão hoà..

Nếu tích nồng độ các ion > tích số tan thì trong dung dịch bắt đầu xuất hiện kết tủa.

- Mọi hệ giữa tích số tan và độ tan xét cân bằng (*)

$$T = n^n \cdot m^m \cdot S^{n+m}$$

II. Sự điện li.

1. Chất điện li.

a. Thí nghiệm: Tính dẫn điện của các nước nguyên chất, dung dịch NaCl, dung dịch nước đường, dung dịch ancol etylic.

* giải thích tính dẫn điện của các dung dịch axit, bazơ, muối.

* vai trò của dung môi nước.

b. Khái niệm:

+ Chất khi tan trong nước tạo dung dịch dẫn điện được gọi là chất điện li.

Thí dụ : các axit, bazơ, muối là các chất điện li.

+ Chất khi tan trong nước tạo thành dung dịch không dẫn điện được gọi là chất không điện li.

Thí dụ: đường , rượu, etc...

c. Sự điện li

* Quá trình phân li thành các ion khi chất điện li tan trong nước hoặc nóng chảy được gọi là sự điện li.

* Sự điện li được biểu diễn bằng phương trình điện li.

* Trong ptdl tổng điện tích các cation = tổng điện tích các anion

* **Tổng quát :**

Axit $\rightarrow H^+ + \text{anion gốc axit.}$

Bazơ $\rightarrow \text{Cation kim loại (hoặc } NH_4^+) + OH^-$

Muối $\rightarrow \text{Cation kim loại (hoặc } NH_4^+) + \text{anion gốc axit}$

Thí dụ : $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

$HCOOH \rightleftharpoons H^+ + HCOO^-$

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

$CH_3COONa \rightleftharpoons Na^+ + CH_3COO^-$

2. Độ điện li, phân loại chất điện li, hằng số điện li

a. Độ điện li: Độ điện li α (anpha) của chất điện li là tỉ số giữa số phân tử phân li thành ion và tổng số phân tử ban đầu.

Biểu thức :
$$\alpha = \frac{n'}{n_0} = \frac{C'}{C_0} \quad (5)$$

(n' số mol bị phân li thành ion ; n_0 số mol ban đầu

C' nồng độ mol/l bị phân li , C_0 nồng độ mol/l ban đầu)

Giá trị $0 \leq \alpha \leq 1$ hoặc có thể tính theo đơn vị % (.100)

Độ điện phụ thuộc vào các yếu tố :

- nồng độ chất tan : tỉ lệ nghịch

- nhiệt độ của dung dịch

b. Phân loại chất điện li: Dựa theo độ điện li ta phân thành 2 loại chất điện li

+ Chất điện li mạnh : Là chất khi tan trong nước phân li hoàn toàn thành ion.

$\alpha = 1$ và ptđl biểu diễn bằng mũ tên một chiều \rightarrow

+ Chất điện li yếu : Là chất khi tan trong nước phân li một phần thành ion.

$0 < \alpha < 1$ và ptđl được biểu diễn mũ tên 2 chiều \square

+ Thí dụ : $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$

$\text{HCOONa} \square \text{Na}^+ + \text{HCOO}^-$

c. Cân bằng điện li - Hằng số điện li.

Đối với các chất điện li yếu trong dung dịch xuất hiện cân bằng hoá học được gọi là cân bằng điện li đây là cân bằng động

Thí dụ : $\text{AX} \square \text{A}^+ + \text{X}^- (*)$

khí tốc độ thuận bằng tốc độ nghịch trong dung dịch xuất hiện cân bằng điện li.

Hằng số điện li xét đối với cân bằng (*) được xác định.

$$K = \frac{[\text{A}^+][\text{X}^-]}{[\text{AX}]} \quad (6)$$

Thí dụ : Đối với axit axetic CH_3COOH .

$\text{CH}_3\text{COOH} \square \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

Ta có :
$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 2.10^{-5} \text{ (ở } 25^\circ\text{C)}$$

hằng số điện li chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ, không phụ thuộc vào nồng độ.

Mối liên hệ giữa hằng số điện li và độ điện li α

Xét cân bằng (*), giả sử nồng độ ban đầu là C_0 và độ điện li

	AX	\square	A^+	$+$	$\text{X}^- (*)$
Ban đầu	C_0				
Phân li	αC_0		αC_0		αC_0
Còn lại	$(1-\alpha)C_0$		αC_0		αC_0

Ta có :
$$K = \frac{[\text{A}^+][\text{X}^-]}{[\text{AX}]} = \frac{\alpha C_0 \cdot \alpha C_0}{(1-\alpha)C_0} = \frac{\alpha^2 C_0}{1-\alpha} \quad (7)$$

Như vậy khi biết K và C_0 ta có thể xác định được độ điện li và ngược lại.

Đối với trường hợp chất điện li quá yếu có thể xem $1-\alpha = 1$. do đó

công thức (7) có thể viết lại thành $\alpha^2 = \frac{K}{C_0}$ hoặc $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_0}}$ (8)

$[\text{ion}] = \alpha C_0 = \sqrt{K \cdot C}$ (cách tính gần đúng)

Thí dụ : Tính nồng độ ion H^+ trong dung dịch CH_3COOH 0,2M biết hằng số điện li của axit đó là 2.10^{-5} . (đáp số : 2.10^{-3} mol/l)

III. Axit, bazơ, muối.

1. Định nghĩa theo Arêniut

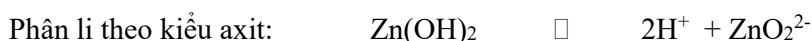
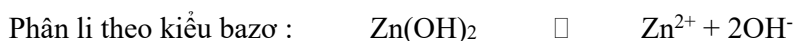
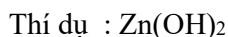
a. Axit: Là chất khi tan trong nước phân li cho ion H^+



b. Bazơ: Là chất khi tan trong nước phân li cho ion OH^-



c. Hidrôxit lưỡng tính: Là những hidrôxit khi tan trong nước vừa có thể phân li như axit vừa có thể phân li như bazơ.



Các chất $Al(OH)_3$; $Zn(OH)_2$; $Pb(OH)_2$; $Sn(OH)_2$; $Cr(OH)_3$; $Cu(OH)_2$

d. Axit nhiều nấc, bazơ nhiều nấc

Axit nhiều nấc: Những axit khi tan trong nước phân li nhiều nấc cho ion H^+ .

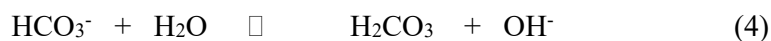
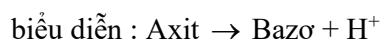
Thí dụ : H_3PO_4 , H_2S . (viết p.t.đ.l)

Bazơ nhiều nấc: Những bazơ khi tan trong nước phân li nhiều nấc cho ion OH^- .

Thí dụ : $Mg(OH)_2$; $Al(OH)_3$ (viết p.t.đ.l)

2. Định nghĩa theo Brônxtet

a. Axit là chất nhường prôtôn (H^+); bazơ là chất nhận prôtôn (H^+)

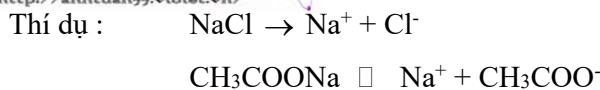


theo (3) và (4) HCO_3^- , H_2O vừa có khả năng cho và nhận prôtôn nên chúng được gọi là chất lưỡng tính.

Những chất không cho hoặc không nhận prôtôn được gọi là chất trung tính.

3. Muối, muối trung hoà , muối axit

a. Muối: Là hợp chất khi tan trong nước phân li cho cation kim loại (hoặc NH_4^+) và anion gốc axit.



b. Muối axit, muối trung hoà.

Muối có anion gốc axit không còn khả năng phân li cho ion H^+ được gọi là muối trung hoà .

Thí dụ : NaCl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Na_2CO_3 ...

Muối có anion gốc axit còn khả năng phân li cho ion H^+ được gọi là muối axit .

Thí dụ : NaHCO_3 ; NaH_2PO_4 ; NaHSO_4 ...

Muối có nhóm $-\text{OH}$ có thể thay thế bằng gốc axit được gọi là muối bazơ .

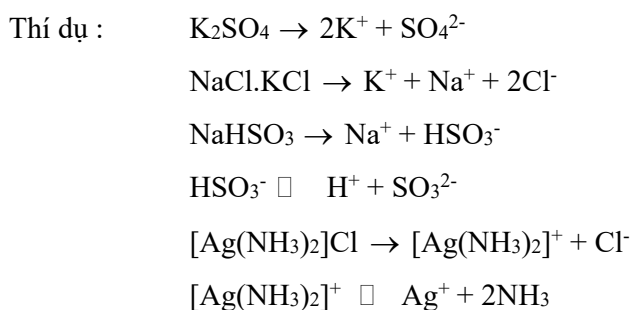
Thí dụ : $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$; $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$...

Ngoài ra còn kể đến một số muối kép như :

HCl.NaCl ; $\text{KCl.MgCl.6H}_2\text{O}$; $\text{K}_2\text{SO}_4.\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$...

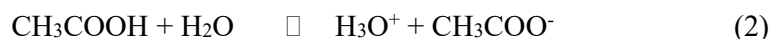
Muối phức : $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$...

* sự điện li của muối : Hầu hết các muối (kể cả muối kép) khi tan trong nước phân li hoàn toàn thành cation kim loại (NH_4^+) và anion gốc axit .



4. Hằng số axit, hằng số bazơ

a. Hằng số axit: Sự điện li của các axit yếu trong nước là quá trình thuận nghịch.



Vì nồng độ của nước được coi như hằng số nên ta có thể bỏ qua nồng độ của nước trong biểu thức xác định hằng số

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (\text{K}_a \text{ hằng số phân li axit})$$

Đối với axit nhiều nấc sẽ có nhiều hằng số phân li ở các nấc khác nhau.

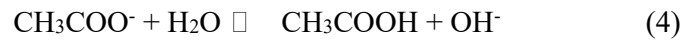
Hằng số phân li axit chỉ phụ thuộc vào bản chất axit và nhiệt độ. Nếu giá trị K_a càng nhỏ thì lực axit của nó càng yếu (hay tính axit càng yếu)

Thí dụ : ở 25°C CH_3COOH $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$; HClO $K_a = 5 \cdot 10^{-8}$.

b. Hằng số bazơ: Sự điện li của các bazơ yếu trong nước là quá trình thuận nghịch.



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \text{ (hằng số phân li bazơ)}$$



$$K_b = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} \text{ (hằng số phân li bazơ)}$$

Vì nồng độ của nước được coi như hằng số nên ta có thể bỏ qua nồng độ của nước trong biểu thức xác định hằng số phân li axit, hay bazơ.

Đối với bazơ nhiều nấc sẽ có nhiều hằng số phân li ở các nấc khác nhau.

Hằng số phân li bazơ chỉ phụ thuộc vào bản chất bazơ và nhiệt độ. Nếu giá trị K_b càng nhỏ thì lực bazơ của nó càng yếu (hay tính bazơ càng yếu)

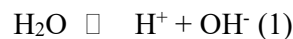
Mối liên hệ giữa hằng số K_a và K_b

$$K_a = \frac{10^{-14}}{K_b} \text{ và ngược lại hay } K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

IV. pH của dung dịch, chất chỉ thị màu.

a. Sự điện li và tích số ion của nước, ý nghĩa tích số ion của nước.

Nước là chất điện li rất yếu, ở nhiệt độ thường cứ 555 triệu phân tử nước có 1 phân tử bị phân li thành ion.



Từ (1) ta có $K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \rightarrow K_{H_2O} = K \cdot [H_2O] = [H^+][OH^-]$ Tích số ion của nước.

ở 25°C ta có $K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$. Tuy nhiên có thể sử dụng ở khoảng nhiệt độ khác. Hay có thể coi giá trị tích số ion của nước là hằng số trong dung dịch loãng của các chất khác nhau.

Theo (1) ta có : $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ M}$

- Môi trường trung tính là môi trường có $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ M}$

- ý nghĩa của tích số ion của nước để xác định môi trường của dung dịch

Môi trường trung tính : $[H^+] = 10^{-7} \text{ M}$

Môi trường axit: $[H^+] > 10^{-7} \text{ M}$

Môi trường bazơ: $[H^+] < 10^{-7} \text{ M}$

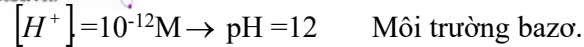
b. Khái niệm về độ pH, độ pH trong các môi trường.

Để tránh ghi nồng độ H^+ với số mũ âm người ta dùng đại lượng độ pH.

Nếu $[H^+] = 10^{-a} \rightarrow pH = a$ hay $[H^+] = 10^{-pH}$ hoặc $pH = -\lg[H^+]$

Thí dụ : $[H^+] = 10^{-1} \text{ M} \rightarrow pH = 1$ Môi trường axit.

$[H^+] = 10^{-7} \text{ M} \rightarrow pH = 7$ Môi trường trung tính.



Thuật biến đổi nếu $[H^+] = b \cdot 10^{-a} \rightarrow pH = a - \lg b$ (sử dụng máy tính)

Thang pH thường dùng có giá trị từ 1 đến 14 (do tích số ion của nước)

Ngoài ra người ta còn sử dụng pOH, pKa, pKb..

$$pOH = -\lg [OH^-] \text{ và } pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH$$

- c. Chất chỉ thị màu: Quỳ tím, phenolphthalein, giấy chỉ thị vạn năng.

Thông thường đối với quỳ tím trong các môi trường.

axit: màu đỏ bazơ: màu xanh trung tính: màu tím

Đối với phenolphthalein:

pH < 8,3 Không màu pH >= 8,3 :Màu hồng

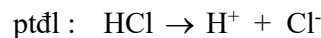
- d. Cách xác định độ pH của các dung dịch .

Đối với axit mạnh, bazơ mạnh:

Nếu nồng độ của axit hay bazơ khá lớn thì bỏ qua sự điện li của nước, nếu nồng độ rất loãng (< hoặc = 10^{-7}) cần chú ý đến sự phân li của nước.

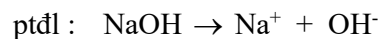


Thí dụ 1: Tính pH của dung dịch HCl 0,01M



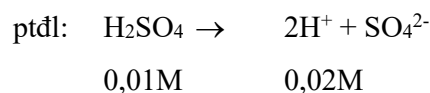
do đó $[H^+] = [HCl] = 10^{-2} \rightarrow pH = 2$

Thí dụ 2: Tính pH của dung dịch NaOH 0,01M



Ta có $[OH^-] = [NaOH] = 10^{-2} \rightarrow pOH = 2 \rightarrow pH = 14 - 2 = 12$

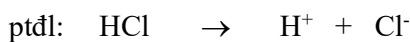
Thí dụ 3: Xác định độ pH của dung dịch H_2SO_4 0,01M.



$[H^+] = 0,02 = 2 \cdot 10^{-2} \rightarrow pH = -\lg 2 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 2$

Thí dụ 4: Tính pH của dung dịch HCl $10^{-7}M$.

Do nồng độ của axit rất loãng nên phải xét đến sự phân li của nước



phương trình trung hoà điện ta có

$$[H^+] = [Cl^-] + [OH^-] = 10^{-7} + \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

Hay : $[H^+]^2 - 10^{-7}[H^+] - 10^{-14} = 0$, giải phương trình ta có

$[H^+] = 1,62 \cdot 10^{-7} \rightarrow pH = -\lg 1,62 \cdot 10^{-7} = 6,79$.

Lưu ý :

Dung dịch axit đủ loãng đến đâu thì $pH < 7$. Bazơ có loãng đến đâu thì cũng có $pH > 7$.

Đối với axit yếu, bazơ yếu.

Muốn xác định pH của dung dịch axit yếu hay bazơ yếu ta phải dựa vào hằng số axit hay hằng số bazơ cũng như phải chú ý đến sự phân li của nước khi nồng độ chất rất loãng.

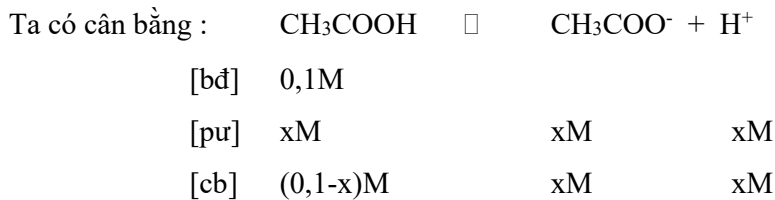
Công thức tính pH gần đúng của một dung dịch axit yếu

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \lg C_M) \text{ đối với bazơ yếu : } pOH = \frac{1}{2} (pK_b - \lg C_M)$$

với $pK_a = -\lg K_a$ và $pK_b = -\lg K_b$.

Thí dụ 1: Tính pH của dung dịch CH_3COOH 0,1M, biết $K_a = 2.10^{-5}$

Cách 1:



Ta có : $K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x^2}{0,1-x} = 2.10^{-5}$

giả sử $x \ll 0,1$ ta có : $x = \sqrt{0,1.2.10^{-5}} = 10^{-2,85} = [H^+]$ (chấp nhận được)

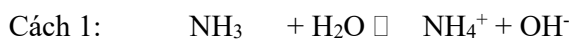
vậy $pH = -\lg [H^+] = -\lg 10^{-2,85} = 2,85$.

Nếu $[H^+] = x$ không quá nhỏ so với 0,1 thì ta giải phương trình bậc 2 để xác định x và độ pH của bài toán.

Cách 2 : Tính tương đối $pH = \frac{1}{2} (pK_a - \lg C_M)$

$$= \frac{1}{2} (-\lg 2.10^{-5} - \lg 10^{-1}) = 2,85$$

Thí dụ 2: Tính pH của dung dịch NH_3 0,1M. Biết $K_b = 1,8.10^{-5}$



Lập luận tương tự ta có :

$x = [OH^-] = 10^{-2,87} \rightarrow [H^+] = 10^{-11,13} \rightarrow pH = 11,13$

Nếu x không quá nhỏ so với 0,1 thì ta phải giải phương trình bậc 2 để chọn nghiệm và xác định pH của bài toán.

Cách 2: Giải theo phương pháp tương đối

$pOH = \frac{1}{2} (pK_b - \lg C_M) = \frac{1}{2} (-\lg 1,8.10^{-5} - \lg 0,1) = 2,87$

$\rightarrow pH = 14 - pOH = 11,13$

Xác định pH của dung dịch đệm.

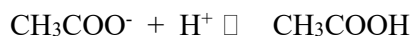
- Dung dịch đệm là dung dịch có giá trị pH thay đổi không đáng kể khi thêm vào một lượng nhỏ axit mạnh hay bazơ mạnh hoặc khi pha loãng.
- Thành phần : Hỗn hợp axit yếu và muối của nó với bazơ mạnh hoặc hỗn hợp bazơ yếu với muối của nó với axit mạnh.
- Thí dụ : CH_3COOH và CH_3COONa hoặc NH_3 và NH_4Cl .
- Giải thích : Khi thêm vào một lượng axit (H^+) hay bazơ (OH^-) thì cân bằng chuyển dịch về phía thuận hay phía nghịch không đáng kể nên pH thay đổi ít.
- Ví dụ 1 : Xác định pH của dung dịch đệm chứa CH_3COOH 0,1M và CH_3COONa 0,1M. Biết $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$



$$\text{Ta có : } K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 2 \cdot 10^{-5}$$

$$\Leftrightarrow [\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 2 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,1}{0,1} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 4,7.$$

Nếu ta thêm 0,02mol HCl vào 1 lít dung dịch đệm khi đó có phản ứng



$$\text{nên } [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,1 + 0,02 = 0,12\text{M}$$

$$\text{và } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,1 - 0,02 = 0,08\text{M}$$

$$\text{khi đó } [\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 2 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,12}{0,08} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 4,5.$$

giá trị biến thiên pH là : $4,7 - 3,5 = 0,2$ đơn vị thay đổi không đáng kể.

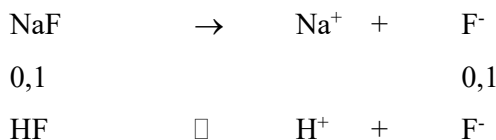
có thể so sánh nếu thêm 0,02mol HCl vào 1 lít nước nguyên chất thì pH thay đổi từ môi trường trung tính ($\text{pH} = 7$) về môi trường axit có $\text{pH} = 1,7$ tức là pH thay đổi $7 - 1,7 = 5,3$ đơn vị.

Máu người là một dung dịch đệm có giá trị $\text{pH} = 7,3 - 7,4$ nhờ thiết lập cân bằng giữa HCO_3^- và CO_2 .



Ví dụ 2: Tính pH của dung dịch chứa đồng thời HF 0,1M và NaF 0,1M biết hằng số $K_a = 6,8 \cdot 10^{-4}$.

Giải: Ptdl của các chất



$$\begin{array}{l}
 [\text{bđ}] \quad 0,1 \qquad \qquad \qquad 0,1 \\
 [\text{cb}] \quad (0,1-x) \qquad \qquad \qquad x \qquad (0,1+x) \\
 \text{Ta có } K_a = \frac{[F^-][H^+]}{[HF]} = \frac{x(0,1+x)}{0,1-x} = 6,8 \cdot 10^{-4}
 \end{array}$$

(tính gần đúng $x \ll 0,1$)

$$\Leftrightarrow x = [H^+] = 6,8 \cdot 10^{-4} \rightarrow \text{pH} = -\lg 6,8 \cdot 10^{-4} = 3,17.$$

So sánh kết quả với giả thiết phù hợp ($x \ll 0,1$)

$$\text{Vậy } \text{pH} = 3,17.$$

Tương tự ta xét cho dung dịch khi thêm 2gam NaOH rắn vào 1lít dung dịch ở trên chứa đồng thời HF 0,1M và NaF 0,1M biết hằng số $K_a = 6,8 \cdot 10^{-4}$.

V. Phản ứng trao đổi ion trong dung dịch chất điện li.

1. Bản chất và điều kiện của phản ứng:

Dung dịch A + dung dịch B \rightarrow dung dịch sản phẩm .

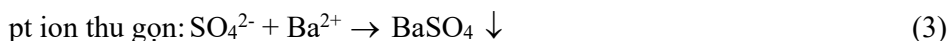
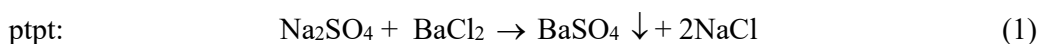
Bản chất là sự trao đổi các ion trong các dung dịch phản ứng để kết hợp với nhau tạo thành chất sản phẩm thoả mãn các điều kiện.

- các ion kết hợp tạo chất kết tủa.
- các ion kết hợp tạo chất bay hơi.
- các ion kết hợp tạo chất điện li yếu.

2. Một số ví dụ về phản ứng trao đổi.

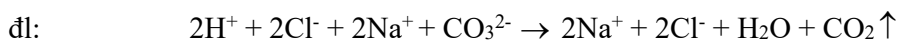
a. Sản phẩm là chất kết tủa.

dung dịch Na_2SO_4 + dung dịch BaCl_2 .



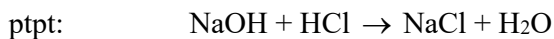
b. Sản phẩm là chất bay hơi.

dung dịch HCl + dung dịch Na_2CO_3

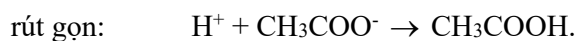


c. Sản phẩm là chất điện li yếu.

- Phản ứng tạo nước : dung dịch NaOH + dung dịch HCl



- Phản ứng tạo axit yếu: dung dịch HCl + dung dịch CH_3COONa



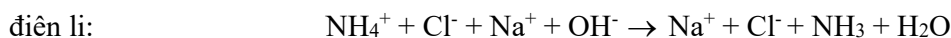
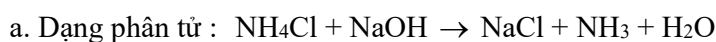
Kết luận : Phản ứng trao đổi ion trong dung dịch các chất điện li chỉ xảy ra khi các ion kết hợp được với nhau tạo thành ít nhất một trong các chất:

- Chất kết tủa
- Chất khí
- Chất điện li yếu

Ta thường biểu diễn dưới dạng phân tử hay dạng ion.

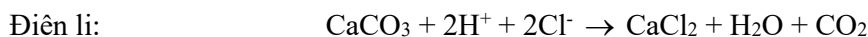
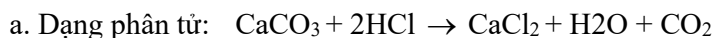
VI. Cách biểu diễn phương trình dưới dạng phân tử và ion .

1. Phản ứng giữa NH_4Cl và NaOH .

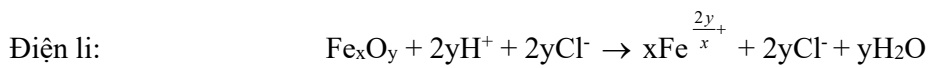
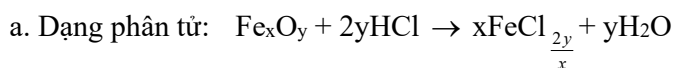


Các ion Cl^- và Na^+ không tham gia phản ứng .

2. Hoà tan đá vôi bằng dung dịch HCl



3. Phản ứng hoà tan Fe_xO_y trong dung dịch HCl .



* Quy tắc chung:

Bước 1: Cân bằng phản ứng dưới dạng phân tử theo phương pháp phù hợp.

Bước 2: Viết dạng ion đầy đủ theo nguyên tắc : các chất điện li mạnh (axit, bazơ, muối) được viết thành ion, các chất còn lại chất không điện li, chất điện li yếu, chất kết tủa, chất bay hơi thì viết dưới dạng phân tử.

Bước 3: Ước lượng các ion giống nhau ở 2 vế ta thu được pt dạng ion.

VII. Phản ứng thủy phân của muối; Môi trường của dung dịch muối.

1. Khái niệm:

Phản ứng trao đổi ion giữa muối và nước được gọi là phản ứng thủy phân của muối.

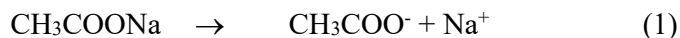
Các ion tham gia phản ứng thủy phân gồm 2 loại :

- Cation (ion dương) : của các bazơ yếu như NH_4^+ , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} ...

- Aion (ion âm): gốc các axit yếu như CH_3COO^- , S^{2-} , CO_3^{2-} ,

2. Phản ứng thủy phân của muối. Xét sự thủy phân của các muối

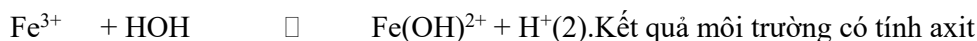
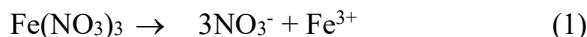
a. Dung dịch CH_3COONa



Kết quả (1) và (2) ta thấy có OH^- được giải phóng do đó $\text{pH} > 7$

Vậy dung dịch CH_3COONa có môi trường bazơ (quỳ tím \rightarrow xanh)

b. Dung dịch $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

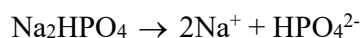


Kết quả môi trường có tính axit

c. Dung dịch $\text{CH}_3\text{COONH}_4$: $\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$

Cả 2 ion đều tham gia phản ứng thủy phân nên môi trường axit hay bazơ còn phụ thuộc vào độ thủy phân của 2 ion.

d. Dung dịch Na_2HPO_4 .



ion HPO_4^{2-} này có tính lưỡng tính nên môi trường phụ thuộc vào bản chất của ion này.

3. Kết luận.

- Muối trung hoà tạo bởi cation bazơ mạnh và anion axit yếu tan trong nước thì gốc axit bị thủy phân, môi trường của dung dịch là môi trường kiềm ($\text{pH} > 7$)
- Muối trung hoà tạo bởi cation bazơ yếu và anion axit mạnh tan trong nước thì cation của bazơ yếu bị thủy phân, môi trường của dung dịch là môi trường axit ($\text{pH} < 7$)
- Muối trung hoà tạo bởi cation bazơ mạnh và anion axit mạnh tan trong nước thì các ion không bị thủy phân, môi trường của dung dịch là môi trường axit ($\text{pH} = 7$)
- Muối trung hoà tạo bởi cation bazơ yếu và anion axit yếu tan trong nước thì cation của bazơ yếu và anion gốc axit bị thủy phân, môi trường của dung dịch phụ thuộc vào độ thủy phân của 2 ion.

Một số trị số $\lg N$ thường dùng để tính pH

N	2	3	4	5	6	7	8	9
$\lg N$	0,30	0,48	0,60	0,70	0,78	0,85	0,90	0,95

Xác định pH dung dịch khi pha loãng bằng nước.

- Trường hợp 1:

Tính thể tích nước cần thêm vào $V_{\text{đầu}}$ lít dung dịch axit có $\text{pH} = a$ để được dung dịch có $\text{pH} = b$ ($b > a$).

Giải:

- Dung dịch ban đầu có

$$pH = a \rightarrow [H^+] = 10^{-a} \rightarrow n_{H+đầu} = 10^{-a} \cdot V_{đầu}$$

- Dung dịch sau khi thêm nước

$$pH = b \rightarrow [H^+] = 10^{-b} \rightarrow n_{H+sau} = 10^{-b} \cdot V_{sau}$$

Vì số mol H^+ không đổi nên :

$$n_{H+đầu} = n_{H+sau} \Leftrightarrow 10^{-a} \cdot V_{đầu} = 10^{-b} \cdot V_{sau}$$

$$\rightarrow V_{sau} = 10^{b-a} \cdot V_{đầu} = 10^{\Delta pH} \cdot V_{đầu}$$

Với $\Delta pH = b - a > 0$ (1)

$$\Leftrightarrow V_{H_2O} + V_{đầu} = 10^{\Delta pH} \cdot V_{đầu}$$

$$\rightarrow V_{H_2O} = (10^{\Delta pH} - 1) \cdot V_{đầu}$$

• Trường hợp 2:

Tính thể tích nước cần thêm vào $V_{đầu}$ lít dung dịch axit có $pH = a$ để được dung dịch có $pH = b$ ($b < a$)

Giải:

- Dung dịch ban đầu có

$$pH = a \rightarrow pOH = 14 - a \rightarrow [OH^-] = 10^{-(14+a)} \rightarrow n_{OH-bđ} = 10^{-(14+a)} \cdot V_{đầu}$$

- Dung dịch sau khi thêm nước

$$pH = b \rightarrow pOH = 14 - b \rightarrow [OH^-] = 10^{-(14+b)} \rightarrow n_{OH-sau} = 10^{-(14+b)} \cdot V_{sau}$$

Vì số mol OH^- không đổi nên :

$$n_{OH-bđ} = n_{OH-sau} \Leftrightarrow 10^{-(14+a)} \cdot V_{đầu} = 10^{-(14+b)} \cdot V_{sau}$$

$$\rightarrow V_{sau} = 10^{a-b} \cdot V_{đầu} = 10^{-\Delta pH} \cdot V_{đầu}$$

Với $\Delta pH = b - a < 0$ (2)

$$\Leftrightarrow V_{H_2O} + V_{đầu} = 10^{-\Delta pH} \cdot V_{đầu}$$

$$\rightarrow V_{H_2O} = (10^{-\Delta pH} - 1) \cdot V_{đầu}$$

Từ (1) và (2) ta có thể rút công thức chung để áp dụng đó là

$$V_{sau} = 10^{[\Delta pH]} \cdot V_{đầu}$$

Và
$$V_{H_2O} = (10^{[\Delta pH]} - 1) \cdot V_{đầu}$$

Thí dụ 1: Thể tích của nước cần thêm vào 15ml dung dịch axit HCl $pH = 1$ để thu được dung dịch axit có $pH = 3$.

Giải : Ta có $V_{H_2O} = (10^{[\Delta pH]} - 1) \cdot V_{đầu}$

$$= (10^{3-1} - 1) \cdot 15 = 1485 \text{ml} = 1,485 \text{ lít.}$$

Thí dụ 2: Thêm 90ml nước vào 10ml dung dịch NaOH có $pH = 12$. Xác định pH của dung dịch thu được sau trộn.

Giải: Ta có $V_{sau} = 10^{[\Delta pH]} \cdot V_{đầu}$

$$\Leftrightarrow 90 + 10 = 10^{[\Delta pH]} \cdot 10 \rightarrow 10^{[\Delta pH]} = 10$$

$$\Leftrightarrow 10^{-(pH_{sau} - 12)} = 10 \rightarrow pH_{sau} = 11$$

Thí dụ 3: Thêm 80ml nước vào 20ml dung dịch HCl có pH = 6. Xác định pH của dung dịch thu được sau trộn.

Chương II : ***NITƠ – PHOT PHO***

A. Giới thiệu chung

I. Vị trí.

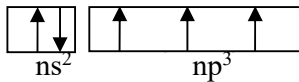
Thuộc nhóm V trong bảng hệ thống tuần hoàn.

- *Nhóm Nitơ gồm* : Nitơ (N) , Photpho (P) , Asen(As) , atimon (Sb) và bitmut (Bi).
- Chúng đều thuộc các nguyên tố p .

II. Tính chất chung các nguyên tố nhóm nitơ.

1. Cấu hình electron của nguyên tử :

- Cấu hình lớp electron ngoài cùng : ns^2np^3



- Ở trạng thái cơ bản, nguyên tử của các nguyên tố nhóm nitơ có 3 electron độc thân, do đó trong các hợp chất chúng có cộng hóa trị là 3.

- Đối với các nguyên tố : P, As, Sb ở trạng thái kích thích có 5 electron độc thân nên trong hợp chất chúng có liên kết cộng hóa trị là 5 (Trừ Nitơ).

2. Sự biến đổi tính chất của các đơn chất :

a. Tính oxi hóa khử :

- Trong các hợp chất chúng có các số oxi hoá : -3, +3, +5. Riêng Nitơ còn có các số oxi hoá : +1, +2, +4.

- Các nguyên tố nhóm Nitơ vừa có tính oxi hoá vừa có tính khử.

- Khả năng oxi hóa giảm từ nitơ đến bitmut.

b. Tính kim loại - phi kim :

- Đi từ nitơ đến bitmut, tính phi kim của các nguyên tố giảm dần, đồng thời tính kim loại tăng dần.

3. Sự biến đổi tính chất của các hợp chất :

a. Hợp chất với hiđro : RH_3

- Độ bền nhiệt của các hiđrua giảm từ NH_3 đến BiH_3 .

- Dung dịch của chúng không có tính axit.

b. Oxit và hiđroxit :

- Có số oxi hoá cao nhất với ôxi : +5

- Độ bền của hợp chất với số oxi hoá +5 giảm xuống

- Với N và P số oxi hoá +5 là đặc trưng.

- Tính bazơ của các oxit và hiđroxit tăng còn tính axit giảm theo chiều từ nitơ đến bitmut.

B. Nitơ

I - Cấu tạo phân tử.

- Công thức electron : $:N:::N:$

- Công thức cấu tạo : $:N \equiv N:$

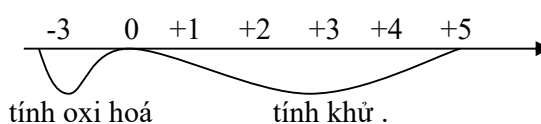
II - Tính chất vật lý.

- Là chất khí không màu, không mùi, không vị, hơi nhẹ hơn không khí, hóa lỏng ở $-196^\circ C$, hóa rắn ở $-210^\circ C$

- Tan rất ít trong nước, không duy trì sự cháy và sự sống, không độc.

III. Tính chất hoá học.

- Nitơ có các số oxi hoá :



- N_2 có số oxi hoá 0 nên vừa thể hiện tính oxi hoá và tính khử.

- Nitơ có $E_{N \equiv N} = 946 \text{ kJ/mol}$, ở nhiệt độ thường nitơ khá trơ về mặt hóa học nhưng ở nhiệt độ cao hoạt động hơn.

- Nitơ thể hiện tính oxi hóa và tính khử, tính oxi hóa đặc trưng hơn.

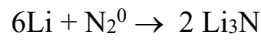
1. Tính oxi hóa :

a. Tác dụng với hiđro :

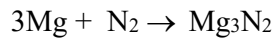
Ở nhiệt độ cao ($400^\circ C$), áp suất cao và có xúc tác :



b. Tác dụng với kim loại :



(Liti Nitrua)



(Magie Nitrua)

2 . Tính khử :

- Ở nhiệt độ 3000⁰C (hoặc hồ quang điện) :



→ Nitơ thể hiện tính khử .

- Khí NO không bền :



- Các oxit khác như N₂O , N₂O₃ , N₂O₅ không điều chế trực tiếp từ nitơ và oxi .

Kết luận :

Nitơ thể hiện tính khử khi tác dụng với các nguyên tố có độ âm điện lớn hơn . Thể hiện tính oxi hóa khi tác dụng với các nguyên tố có độ âm điện lớn hơn .

IV. Trạng thái thiên nhiên và điều chế .

1. Trạng thái thiên nhiên :

- Ở dạng tự do : chiếm khoảng 80% thể tích không khí , tồn tại 2 đồng vị : ¹⁴N (99,63%) , ¹⁵N(0,37%) .

- Ở dạng hợp chất , nitơ có nhiều trong khoáng vật NaNO₃ (Diêm tiêu) : có trong thành phần của protein , axit nucleic , . . . và nhiều hợp chất hữu cơ thiên nhiên .

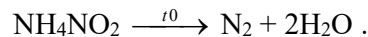
2 – Điều chế.

a. Trong công nghiệp :

- Chung cất phân đoạn không khí lỏng , thu nitơ ở -196 ⁰C , vận chuyển trong các bình thép , nén dưới áp suất 150 at .

b. Trong phòng thí nghiệm :

- Đun dung dịch bão hòa muối amoni nitrit (Hỗn hợp NaNO₂ và NH₄Cl) :



V – Ứng dụng.

- Là một trong những thành phần dinh dưỡng chính của thực vật .

- Trong công nghiệp dùng để tổng hợp NH₃ , từ đó sản xuất ra phân đạm , axit nitric . . . Nhiều ngành công nghiệp như luyện kim , thực phẩm , điện tử . . . Sử dụng nitơ làm môi trường .

VI. Oxit của nitơ

1. Đinitơ oxit (khí cười): N₂O

Công thức cấu tạo : N≡N →O

Điều chế : NH₄NO₃ $\xrightarrow{250^0\text{C}}$ N₂O + 2H₂O

2. Nitơ oxit : NO

Công thức cấu tạo : ·N = O

Điều chế : Cu + HNO₃ loãng → Cu(NO₃)₂ + NO + H₂O

hoặc NH₃ + O₂ $\xrightarrow[\text{Pt}]{t^0}$ NO + H₂O

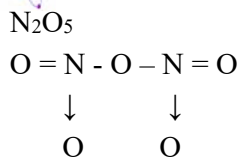
3. Nitơdioxid: NO₂ (màu nâu, rất độc)

Công thức cấu tạo : O - N=O

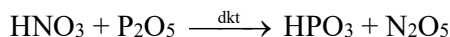
Điều chế : Cu + HNO₃ đặc, nóng → Cu(NO₃)₂ + NO₂ + H₂O

4. Đinitơ pentoxit:

Công thức cấu tạo :

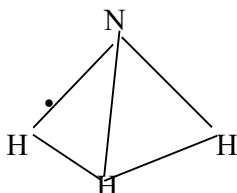
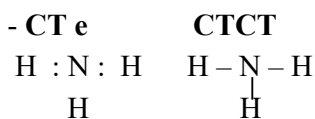


Điều chế:



C. Amoniac

I. Cấu tạo phân tử



- Liên kết trong phân tử NH_3 là liên kết cộng hoá trị phân cực , nitơ tích điện âm , hiđro tích điện dương do đó phân tử NH_3 là phân tử phân cực .

-Phân tử NH_3 có cấu tạo hình tháp , đáy là một tam giác đều

II . Tính chất vật lí.

- Nhẹ hơn không khí .

- Là chất khí không màu , mùi khai và xốc , nhẹ hơn không khí .

- Khí NH_3 tan rất nhiều trong nước , tạo thành dung dịch amoniac có tính kiềm yếu .

III. Tính chất hoá học

1 . Tính bazơ yếu :

a. Tác dụng với nước :

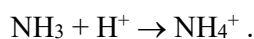
- Dựa vào tính chất hóa chung của bazơ

- Dựa vào thuyết axit – bazơ của Bronsted viết phương trình điện li của NH_3 trong nước .

Trong dung dịch NH_3 là một bazơ yếu , ở 25°C , $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$



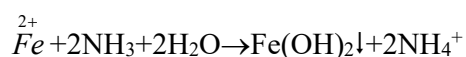
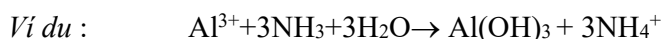
b. Tác dụng với axit : Tạo thành muối amoni .



Kết luận :

- Amoniac ở trạng thái khí hay trong dung dịch đều thể hiện tính bazơ yếu .Tác dụng với axit tạo thành muối amoni và kết tủa được hiđroxit của nhiều kim loại .

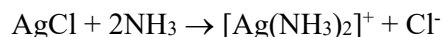
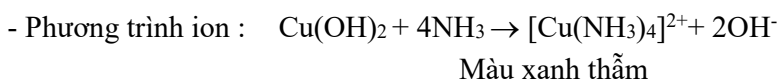
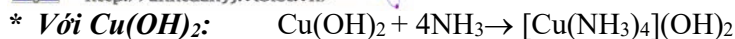
c. Tác dụng với dung dịch muối của nhiều kim loại , tạo kết tủa hiđroxit của chúng .



2 . Khả năng tạo phức :

Dung dịch amoniac có khả năng hòa tan hiđroxit hay muối ít tan của một số kim loại , tạo thành các dung dịch phức chất

Ví dụ :



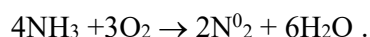
Sự tạo thành các ion phức là do sự kết hợp các phân tử NH_3 bằng các electron chưa sử dụng của nguyên tử nitơ với ion kim loại

3. Tính khử :

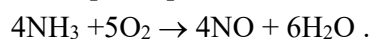
- Amoniac có tính khử : phản ứng được với oxi , clo và khử một số oxit kim loại (Nitơ có số oxi hóa từ -3 đến 0, +2).

a. Tác dụng với oxi :

- Amoniac cháy trong không khí với ngọn lửa màu lục nhạt :

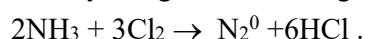


- Khi có xúc tác là hợp kim platin và iriđi ở $850 - 900^\circ\text{C}$:



b. Tác dụng với clo :

- Khí NH_3 tự bốc cháy trong khí Clo tạo ngọn lửa có khói trắng :



- Khói trắng là những hạt NH_4Cl sinh ra do khí HCl vừa tạo thành hóa hợp với NH_3 .

c. Tác dụng với một số oxit kim loại:

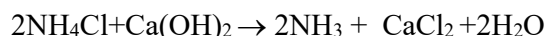
- Khi đun nóng , NH_3 có thể khử oxit của một số kim loại thành kim loại



IV. ĐIỀU CHẾ :

1. Trong phòng thí nghiệm :

- Cho muối amoni tác dụng với kiềm nóng :



- Đun nóng dung dịch amoniac đặc .

2. Trong công nghiệp:



Với nhiệt độ : $450 - 500^\circ\text{C}$.

Áp suất : $300 - 1000 \text{ at}$

Chất xúc tác : Fe hoạt hóa , tăng áp suất để thu lượng NH_3 nhiều.

* Thực hiện ở t° thấp . Tuy nhiên t° thích hợp khoảng 440°C

* Dùng chất xúc tác .

V. Muối Amoni

1. Tính chất vật lí

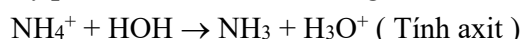
- Là những hợp chất tinh thể ion , Phân tử gồm cation NH_4^+ và anion gốc axit .

- Muối amoni đều dễ tan trong nước và khi tan điện ly hoàn toàn thành các ion .

Ví dụ : $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$; Ion NH_4^+ không có màu .

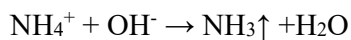
2. Tính chất hoá học

a. **Phản ứng thủy phân :** Tạo môi trường có tính axit làm quỳ tím hoá đỏ

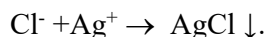


b. **Phản ứng trao đổi ion :**

Ví dụ: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow 2\text{NH}_3\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. (1)



→ Phản ứng này dùng để điều chế NH_3 trong phòng thí nghiệm.



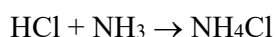
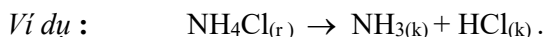
→ Các phản ứng trên là phản ứng trao đổi .

c – Phản ứng nhiệt phân :

Khi đun nóng các muối amoni dễ bị nhiệt phân , tạo thành những sản phẩm khác nhau .

Muối amoni tạo bởi axit không có tính oxi hóa :

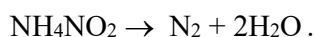
Khi đun nóng bị phân hủy thành amoniac và axit



Muối tạo bởi axit có tính oxi hóa :

- Như axit nitơ , axit nitric khi bị nhiệt phân cho ra N_2 hoặc N_2O và nước .

Ví dụ :



-Về nguyên tắc : tùy thuộc vào axit tạo thành mà NH_3 có thể bị oxi hoá thành các sản phẩm khác nhau .

D. Axit nitric

I – Cấu tạo phân tử

- CTPT : HNO_3

- CTCT : $\text{H} - \text{O} - \text{N} \rightarrow \text{O}$



- Nitơ có hóa trị IV và số oxi hoá là +5

II – Tính chất vật lí

- Là chất lỏng không màu

- Bốc khói mạnh trong không khí ẩm

- $D = 1,53\text{g/cm}^3$, $t_s^0 = 86^0\text{C}$.

- Axit nitric không bền , phân hủy 1 phần



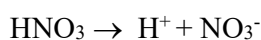
dung dịch axit có màu vàng hoặc nâu .

- Axit nitric tan vô hạn trong nước (*Thực tế dùng HNO_3 68%*)

III . Tính chất hoá học

1 . Tính axit :

- Là một trong số các axit mạnh nhất , trong dung dịch :



- Dung dịch axit HNO_3 có đầy đủ tính chất của một dung dịch axit .

Tác dụng với oxit bazơ , bazơ , muối , kim loại

2 . Tính oxi hóa :

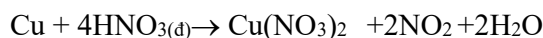
Vì HNO_3 , N có số oxi hoá cao nhất +5 , trong phản ứng có sự thay đổi số oxi hoá , số oxi hoá của nitơ giảm xuống giá trị thấp hơn .

a. Với kim loại :

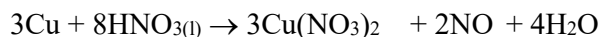
- HNO₃ oxi hóa hầu hết các kim loại (trừ vàng và platin) không giải phóng khí H₂, do ion NO₃ có khả năng oxi hóa mạnh hơn H⁺.

* **Với những kim loại có tính khử yếu : Cu, Ag...**

- HNO₃ đặc bị khử đến NO₂



- HNO₃ loãng bị khử đến NO

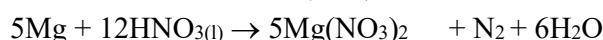


* **Khi tác dụng với những kim loại có tính khử mạnh hơn : Mg, Zn, Al...**

- HNO₃ đặc bị khử đến NO₂

- HNO₃ loãng bị khử đến N₂O hoặc N₂

- HNO₃ rất loãng bị khử đến NH₃ (NH₄NO₃)

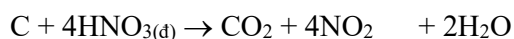


- Fe, Al bị thụ động hóa trong dung dịch HNO₃ đặc nguội

b. Tác dụng với phi kim :

- Khi đun nóng HNO₃ đặc có thể tác dụng được với C, P, S...

Ví dụ :

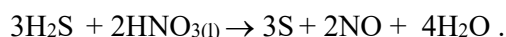


Như vậy HNO₃ không những tác dụng với kim loại mà còn tác dụng với một số phi kim.

c. Tác dụng với hợp chất :

- H₂S, HI, SO₂, FeO, muối sắt (II) ... có thể tác dụng với HNO₃

- Nguyên tố bị oxi hóa trong hợp chất chuyển lên mức oxi hóa cao hơn:



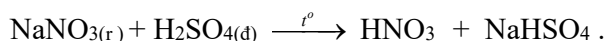
- Nhiều hợp chất hữu cơ như giấy, vải, dầu thông ... bốc cháy khi tiếp xúc với HNO₃ đặc.

Kết luận : HNO₃ có tính axit mạnh và có tính oxi hóa.

IV – ĐIỀU CHẾ :

1. Trong phòng thí nghiệm :

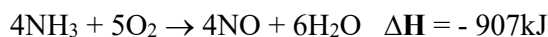
- Phương pháp điều chế HNO₃ trong phòng thí nghiệm.



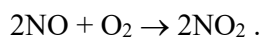
2. Trong công nghiệp :

- Được sản xuất từ amoniac

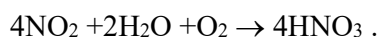
- Ở nhiệt độ 850 – 900⁰C, xúc tác hợp kim Pt và Ir :



- Oxi hóa NO thành NO₂ :



- Chuyển hóa NO₂ thành HNO₃ :



- Dung dịch HNO₃ thu được có nồng độ 60 - 62% . Chung cất với H₂SO₄ đậm đặc thu được dung dịch HNO₃ 96 – 98 % .

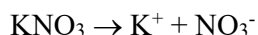
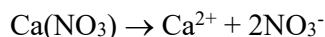
E. Muối nitrat

I. Khái niệm muối nitrat

- Muối của axit nitric gọi là muối nitrat .
Ví dụ : NaNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_3 ...

II. Tính chất vật lý :

- Dễ tan trong nước và chất điện ly mạnh .trong dung dịch , chúng phân ly hoàn toàn thành các ion .
Ví dụ :



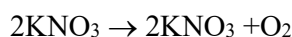
- Ion NO_3^- không có màu , màu của một số muối nitrat là do màu của cation kim loại.

III - Tính chất hóa học

Các muối nitrat dễ bị phân hủy khi đun nóng

a. Muối nitrat của các kim loại hoạt động(trước Mg) :

- Bị phân hủy thành \rightarrow muối nitrit + khí O_2 .



b. Muối nitrat của các kim loại từ Mg \rightarrow Cu :

- Bị phân hủy thành \rightarrow oxit kim loại + NO_2 + O_2



c. Muối của những kim loại kém hoạt động (sau Cu) :

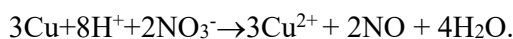
- Bị phân hủy thành \rightarrow kim loại + NO_2 + O_2



IV. Nhận biết ion nitrat :

- Khi có mặt ion H^+ và NO_3^- thể hiện tính oxi hóa giống như HNO_3
- Vì vậy dùng $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ để nhận biết muối nitrat

Ví dụ : $3\text{Cu} + 8\text{NaNO}_3 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$.



V . Ứng dụng của muối nitrat.

- Dùng để làm phân bón hóa học , Kalinitrat còn được sử dụng để chế thuốc nổ đen .

Tóm tắt kiến thức.

	Đơn chất (N_2)	Amoniac (NH_3)	Muối amoni (NH_4^+)	Axit nitric (HNO_3)	Muối nitrat (NO_3^-)
Tính chất vật lý	-Chất khí không màu , không mùi -Ít tan trong nước	-chất khí mùi khai -Tan nhiều trong nước	-Dễ tan -Điện li mạnh	-chất lỏng không màu. - Tan vô hạn	- dễ tan - Điện li mạnh
Tính chất hóa học	- Bền ở nhiệt độ thường - Hoạt động hơn ở nhiệt độ cao (t/d với kim loại,	- Tính bazơ yếu. - Tính khử mạnh. - Tạo phức.	-Dễ bị phân hủy bởi nhiệt -Thủy phân trong môi trường axit .	-Là axit mạnh -Là chất oxi hoá mạnh	-Bị phân hủy bởi nhiệt -là chất oxi hoá trong môi trường axit hoặc đun

	phi kim, H ₂)				nóng .
Điều chế	$\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ -chung cất phân đoạn kk lỏng .	$2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$	$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$	$\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$ $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$	HNO ₃ + Kim loại
Ứng dụng	-Tạo môi trường trơ -nguyên liệu để sx NH ₃	-Điều chế phân bón -nguyên liệu sản xuất HNO ₃	-Làm phân bón	-Axit -Nguyên liệu sản xuất phân bón	-Phân bón , thuốc nổ , thuốc nhuộm .

F. Phốt pho

I. Tính chất vật lí

1. P trắng :

- Dạng tinh thể do phân tử P₄
- Không màu hoặc vàng nhạt giống như sáp .
- Dễ nóng chảy bay hơi, t⁰ = 44,1⁰C .
- Rất độc, gây bỏng nặng khi rơi vào da.
- Không tan trong nước nhưng tan trong dung môi hữu cơ : C₆H₆ , etc . . .
- Oxyhoá chậm → phát sáng
- Kém bền tự cháy trong không khí ở điều kiện thường .

2. P đỏ :

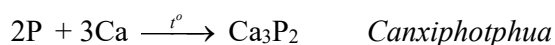
- Dạng Polime
 - Chất bột màu đỏ
 - Khó nóng chảy , khó bay hơi , t⁰_{n/c}=250⁰C .
 - Không độc
 - Không tan trong bất kỳ dung môi nào
 - Không độc .
 - Không Oxyhoá chậm → không phát sáng
 - Bền trong không khí ở điều kiện thường , bền hơn P trắng .
 - Khi đun nóng không có không khí P đỏ → P trắng .
 - P có các số oxi hoá : -3 , 0 , +3 , +5 .
- Có thể thể hiện tính khử và tính oxi hoá .

II. Tính chất hoá học

- Độ âm điện P < N
- Nhưng P hoạt động hóa học hơn N₂ vì liên kết N ≡ N bền vững
- * P trắng hoạt động hơn P đỏ .

1. Tính oxi hóa :

Tác dụng với một số kim loại mạnh (K, Na , Ca , Mg . . .)



2 – Tính khử

- Tác dụng với các phi kim hoạt động như oxi , hal , lưu huỳnh và các chất oxi hóa mạnh khác

a. Tác dụng với oxi



Diphotpho trioxit



Diphotpho pentaorit

b. Tác dụng với clo

Khi cho clo đi qua photpho -nóng chảy



Photpho tricolorua



Photpho pentaclorua

c. Tác dụng với các hợp chất :



III . ỨNG DỤNG :

- Dùng sản xuất thuốc đầu que diêm.
- Điều chế H_3PO_4 $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$

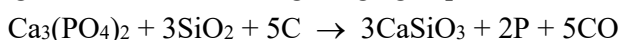
IV. Trạng thái tự nhiên và điều chế.

1 Trong tự nhiên:-

- Không có P dạng tự do:
- Thường ở dạng muối của axit photphoric : có trong quặng apatit $Ca_5F(PO_4)_3$ và photphoric $Ca_3(PO_4)_2$.
- Có trong protien thực vật , trong xương , răng , bắp thịt , tế bào não , . . . của người và động vật .

2 . Điều chế: - Bằng cách nung hỗn hợp $Ca_3(PO_4)_2$, SiO_2 và than ở $1200^{\circ}C$.

- Phương trình điều chế P trong công nghiệp .



- Hơi P thoát ra ngưng tụ khi làm lạnh , thu được P ở dạng rắn .

G . AXIT PHOTPHORIC :

I . Cấu tạo phân tử : Photpho có hóa trị V và số oxi hóa +5 .

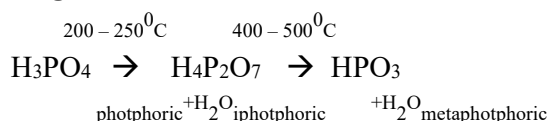
II . Tính chất vật lý :

- Là chất rắn , trong suốt không màu , háo nước tan nhiều trong nước .
- Không bay hơi , không độc , $t^0 = 42,3^{\circ}C$.
- Dung dịch đặc sánh , có nồng độ 85%

III . Tính chất hóa học :

a. Tính oxi hóa – khử : Axit H_3PO_4 không có tính oxi hóa như axit nitric vì photpho ở mức oxi hóa +5 bền hơn

b. Tác dụng bởi nhiệt : H_3PO_4 dễ bị mất nước :



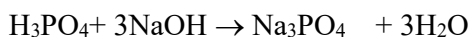
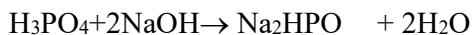
c. Tính axit :

- Axit H_3PO_4 là axit ba lần axit , có độ mạnh trung bình :



- Gồm các ion : H^+ , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} , PO_4^{3-}
- Dung dịch H_3PO_4 có những tính chất chung của axit :

Ví dụ : Tác dụng với oxit bazơ hoặc bazơ



* $x < 1$: NaH_2PO_4 dư axit.

* $x = 1$: NaH_2PO_4

* $1 < x < 2$: NaH_2PO_4 và Na_2HPO_4

* $x = 2$: Na_2HPO_4

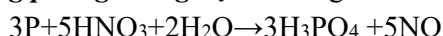
* $2 < x < 3$: Na_2HPO_4 và Na_3PO_4

* $x = 3$: Na_3PO_4

* $x > 3$: Na_3PO_4 dư bazơ

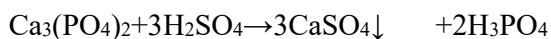
IV . Điều chế và ứng dụng

a. Trong phòng thí nghiệm : Dùng HNO_3 30% oxi hóa P :

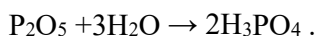
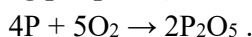


b. Trong công nghiệp :

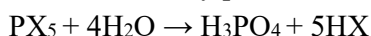
- Phương pháp chiết : Cho H_2SO_4 đặc tác dụng với quặng photphorit hoặc quặng apatit :



- Phương pháp nhiệt : Điều chế H_3PO_4 tinh khiết hơn :



Ngoài ra còn có thể thủy phân dẫn xuất Halogen :



Ứng dụng :

Dùng để sản xuất phân bón vô cơ , nhuộm vải , sản xuất men sứ , dùng trong công nghiệp dược phẩm

V – MUỐI PHOTPHAT :

- Muối photphat là muối của axit photphoric gồm muối trung hòa và hai muối axit .

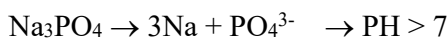
Ví dụ : Na_3PO_4 , K_2HPO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

- Có 3 loại :

- Muối dihiđrophotphat
- Muối in hiđrophotphat
- Muối photphat

1 – Tính chất :

a. Tính tan :



- Các muối dihiđrophotphat đều tan trong nước .

- Các muối hiđrophotphat và photphat trung hòa chỉ có muối natri ,kali , amoni là dễ tan còn của các kim loại khác không tan hoặc ít tan trong nước .

b. Phản ứng thủy phân :

Các muối photphat tan bị thủy phân trong dung dịch :

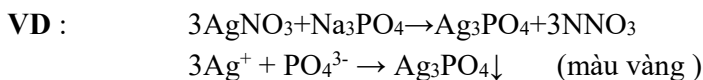
Ví Dụ:



→ Dung dịch có môi trường kiềm .

2 – Nhận biết ion photphat :

- Thuốc thử là dung dịch AgNO_3 ..



→ Có kết tủa vàng xuất hiện, kết tủa tan được trong HNO_3 loãng.

H. PHÂN BÓN HOÁ HỌC

I. PHÂN ĐẠM :

- Phân đạm là những hợp chất cung cấp Nitơ cho cây trồng .
- Tác dụng : kích thích quá trình sinh trưởng của cây , tăng tỉ lệ protein thực vật .
- Độ dinh dưỡng đánh giá bằng %N trong phân .

1. Phân đạm Amoni :

- Là các muối amoni : NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4NO_3 ...
- Dùng bón cho các loại đất ít chua .
- Có chứa gốc NH_4^+ → có môi trường axit
- Không thể được vì xảy ra phản ứng : $\text{CaO} + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

2. Phân đạm Nitrat :

- Là các muối Nitrat : NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$...
- Điều chế : Muối cacbonat + HNO_3 → Điều chứa N
- Amoni có môi trường axit còn Nitrat có môi trường trung tính .

⇒ Vùng đất chua bón nitrat vùng đất kiềm bón amoni

3. Urê :

- CTPT : $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, 46%N
- Điều chế : $\text{CO}_2 + 2\text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
- Tại sao Urê được sử dụng rộng rãi ? do urê trung tính và hàm lượng nitơ cao .
- Giai đoạn nào của cây trồng đòi hỏi nhiều phân đạm hơn ? giai đoạn sinh trưởng của cây .

II. PHÂN KALI :

- Cung cấp nguyên tố Kali cho cây dưới dạng ion K^+
- Tác dụng : tăng cường sức chống bệnh , chống rét và chịu hạn của cây
- Đánh giá bằng hàm lượng % K_2O ..

III. PHÂN LÂN :

- Phân có chứa nguyên tố P. Có 2 loại .
 - Cung cấp photpho cho cây dưới dạng ion photphat PO_4^{3-}
 - Cần thiết cho cây ở thời kỳ sinh trưởng .
 - Đánh giá bằng hàm lượng % P_2O_5 tương ứng với lượng photpho có trong thành phần của nó
- Nguyên liệu : quặng photphoric và apatit .

1. Phân lân nung chảy :

- Thành phần : hỗn hợp photphat và silicat của canxi và magiê
- Chứa 12-14% P_2O_5 .
- Không tan trong nước , thích hợp cho lượng đất chua .

2. Phân lân tự nhiên : Dùng trực tiếp quặng photphat làm phân bón .

- Đều là $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- Khác nhau về hàm lượng P trong phân

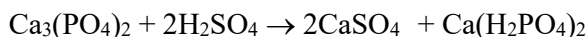
3. Super photphat :

- Thành phần chính là $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

a. Superphotphat đơn :

– Chứa 14-20% P₂O₅

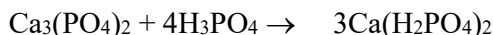
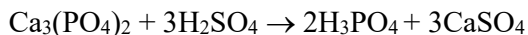
– Điều chế :



b. Super photphat kép :

– Chứa 40-50% P₂O₅

- Sản xuất qua 2 giai đoạn :



IV. MỘT SỐ LOẠI PHÂN KHÁC :

1. Phân hỗn hợp và phân phức hợp

- Là loại phân chứa đồng thời hai hoặc 3 nguyên tố dinh dưỡng cơ bản .

* **Phân hỗn hợp :**

- Chứa cả 3 nguyên tố N , P , K được gọi là phân NPK

- Nó được trộn từ các phân đơn theo tỉ lệ N:P:K nhất định tùy theo loại đất trồng .

* **Phân phức hợp :** Amôphot

Sản xuất bằng tương tác hoá học của các chất .

2. Phân vi lượng

- Cung cấp những hợp chất chứa các nguyên tố như Bo, kẽm , Mn , Cu , Mo ...

- Cây trồng chỉ cần một lượng rất nhỏ .

- Phân vi lượng được đưa vào đất cùng với phân bón vô cơ hoặc hữu cơ .

- Sau một thời gian trong đất các nguyên tố vi lượng ít đi cần bổ xung cho cây theo đường phân bón

Chương 3 : **CACBON - SILIC**

A. Giới thiệu chung

I. VỊ TRÍ CỦA NHÓM CACBON TRONG BẢNG TUẦN HOÀN :

- Là các nguyên tố thuộc nhóm IV_A

- Chúng đều thuộc các nguyên tố p

Một số tính chất của các nguyên tố nhóm cacbon.

	Cacbon	Silic	Gecmani	Thiếc	Chì
Số hiệu nguyên tử	6	14	32	50	82
Nguyên tử khối (đvC)	12,01	28,08	72,61	118,71	207,2
Cấu hình electron lớp ngoài cùng	2s ² 2p ²	3s ² 3p ²	4s ² 4p ²	5s ² 5p ²	6s ² 6p ²
Bán kính nguyên tử (n.m)	0,077	0,117	0,122	0,140	0,146
Độ âm điện	2,5	1,9	1,8	1,8	1,9
Năng lượng ion hóa thứ nhất(Kj/mol)	1086	786	762	708	715

II – TÍNH CHẤT CHUNG CỦA CÁC NGUYÊN TỐ NHÓM CACBON :

1 . Cấu hình electron nguyên tử

- Cấu hình electron ngoài cùng : ns^2np^2 .

- Trong hợp chất chúng có cộng hoá trị là hai , bốn và chúng có các số oxi hóa +4, +2 và - 4 (trừ Ge , Sn, Pb) tùy thuộc vào độ âm điện của các nguyên tố liên kết với chúng.

2. Sự biến đổi tính chất của các đơn chất :

- Từ C đến Pb tính phi kim giảm dần và tính kim loại tăng .

- Cacbon và silic là những phi kim kém hoạt động hơn nitơ và photpho .

3 . Sự biến đổi tính chất của các hợp chất :

- Hợp chất với hiđro RH₄ : độ bền nhiệt giảm nhanh từ CH₄ đến PbH₄ .

- Hợp chất oxit : XO ,XO₂ :

CO₂ và SiO₂ là các oxit axit , còn các oxit GeO₂ ,SnO₂ , PbO₂ và các hiđroxit tương ứng của chúng là các hợp chất lưỡng tính

- Các nguyên tử C , Ge , Si liên kết với nhau tạo thành mạch , khả năng này giảm nhanh từ C đến Ge .

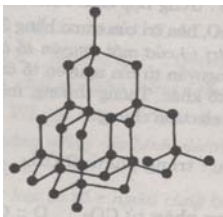
B. Cacbon.

I – TÍNH CHẤT VẬT LÝ :

- Các bon tạo thành một số dạng thù hình , khác nhau về tính chất vật lý

- Cacbon hoạt động hóa học ở nhiệt độ cao , C vô định hình hoạt động hơn .

1. Kim cương :



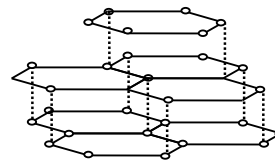
- Là chất tinh thể không màu , trong suốt , không dẫn điện , dẫn nhiệt kém.

- Tinh thể thuộc loại tinh thể nguyên tử

2. Than chì :

- Cấu trúc lớp, liên kết với nhau yếu.

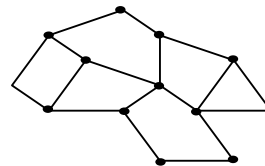
- Tinh thể màu xám.



3. Cacbon vô định hình :

- Gồm những tinh thể rất nhỏ

- Chúng có khả năng hấp phụ mạnh



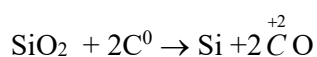
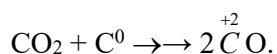
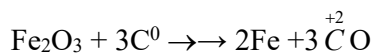
II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC :

1 Tính khử :

a. Tác dụng với oxi : $C + O_2 \rightarrow C^{+4}O_2$.

b. Tác dụng với hợp chất :

- Ở nhiệt độ cao có thể khử được nhiều oxit :

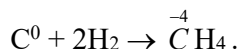


Carbon không tác dụng trực tiếp với halogen

2. Tính oxi hóa :

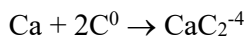
a. Tác dụng với hiđro :

Ở nhiệt độ cao và có xúc tác :

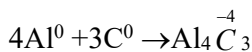


b. Tác dụng với kim loại :

Ở nhiệt độ cao :



Canxi cacbua



Nhôm cacbua

III. ỨNG DỤNG :

1. Kim cương :

dùng làm đồ trang sức , chế tạo mũi khoan , dao cắt thủy tinh và bột mài .

2. Than chì :

Làm điện cực , bút chì đen , chế chất bôi trơn , làm nồi chén để nấu chảy các hợp kim chịu nhiệt.

3. Than cốc :

Làm chất khử trong lò luyện kim .

4. Than gỗ :

Dùng để chế thuốc súng đen , thuốc pháo chất hấp phụ . Than hoạt tính được dùng nhiều trong mặt nạ phòng độc và trong công nghiệp hóa chất .

5. *Than muội* : được dùng làm chất độn khi lưu hóa cao su , sản xuất mực in , xi đánh giày , . .

IV – TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN:

1. Trong thiên nhiên :

- Kim cương và than chì là cacbon tự do gần như tinh khiết, ngoài ra còn có trong khoáng vật .

2. Điều chế :

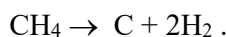
- **Kim cương nhân tạo** đ/c từ than chì , bằng cách nung ở 3000⁰C và áp suất 70 – 100 nghìn atm trong thời gian dài

- **Than chì** : nung than cốc ở 2500 – 3000⁰C trong lò điện không có không khí .

- **Than cốc** : Nung than mỡ ở 1000 – 1250⁰C , trong lò điện , không có không khí .

- **Than gỗ** : Khi đốt cháy gỗ trong điều kiện thiếu không khí .

- **Than muội** :



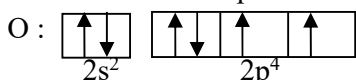
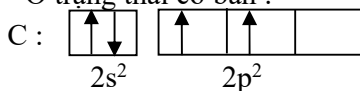
- **Than mỡ** : Khai thác trực tiếp từ các vỉa than .

C. Hợp chất của cacbon

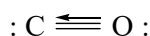
I – CACBON MONOOXIT :

1 – Cấu tạo phân tử :

- Ở trạng thái cơ bản :



- CTCT :



2 – Tính chất vật lý :

- Là chất khí không màu , không mùi, không vị , nhẹ hơn không khí ít tan trong nước , $t_{h/l}^0 = -191,5^0C$, $t_{h/r}^0 = -205,2^0C$.

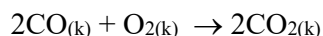
- Rất bền với nhiệt và rất độc

3 – Tính chất hóa học :

Carbon monooxit là oxit không tạo muối , kém hoạt động ở nhiệt độ thường và hoạt động ở nhiệt độ cao

- CO là chất khử mạnh :

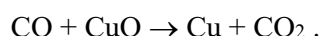
- Cháy trong không khí , cho ngọn lửa màu lam nhạt tỏa nhiệt :



- Khi có than hoạt tính làm xúc tác



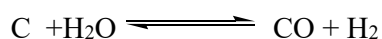
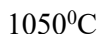
- Khử nhiều oxit kim loại :



4 .Điều chế :

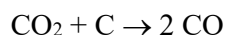
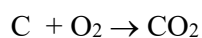
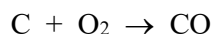
a. Trong công nghiệp :

- Cho hơi nước đi qua than nóng đỏ .



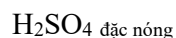
- Tạo thành khí than ướt : 44% CO , 45%H₂ , 5% H₂O Và 6% N₂ .

- Được sản xuất trong các lò ga



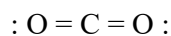
- Khí lò ga : 25%CO, 70%N₂ , 4%CO₂ và 1% các khí khác .

b. Trong phòng thí nghiệm :



II . CACBON ĐIOXIT (CO₂) VÀ AXÍT CACBONIC (H₂CO₃)

1 – Cấu tạo của phân tử CO₂ :



- Liên kết C – O là lk CHT có cực , nhưng do có cấu tạo thẳng nên phân tử CO₂ không có cực

2 – Tính chất vật lý :

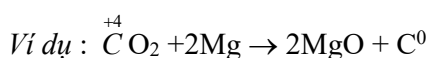
- Là chất khí không màu , nặng gấp 1,5 lần không khí , tan ít trong nước.

- Ở nhiệt độ thường , áp suất 60atm CO₂ hóa lỏng .

- Làm lạnh đột ngột ở – 76⁰C CO₂ hóa thành khối rắn gọi “**nước đá khô** “ có hiện tượng thăng hoa .

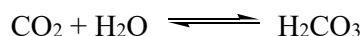
3 – Tính chất hóa học :

a. CO₂ không cháy , không duy trì sự cháy , có tính oxihóa khi gặp chất khử mạnh :

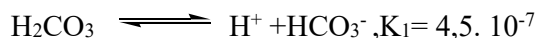


b. CO₂ là oxit axít tác dụng với oxít bazơ và bazơ tạo muối .

- Khi tan trong nước :



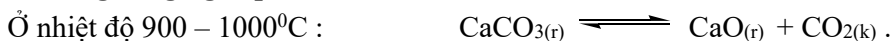
- Axít H₂CO₃ là axít rất yếu và kém bền :





4 – Điều chế :

a. Trong công nghiệp :



III – MUỐI CACBONAT :

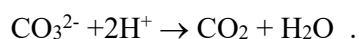
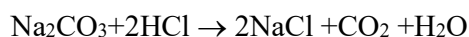
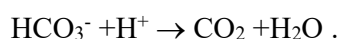
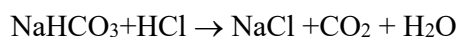
1 – Tính chất của muối cacbonat

a. Tính tan :

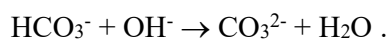
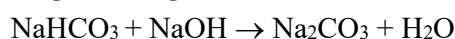
- Muối trung hòa của kim loại kiềm (trừ Li_2CO_3) amoni và các muối hidrocacbonat dễ tan trong nước (trừ NaHCO_3) .

- Muối cacbonat trung hòa của các kim loại khác không tan hoặc ít tan trong nước .

b. Tác dụng với axit :



c. Tác dụng với dung dịch kiềm



d. Phản ứng nhiệt phân :

- Muối cacbonat trung hòa của kim loại kiềm đều bền với nhiệt

- Các muối khác và muối hidrocacbonat dễ bị phân hủy khi đun nóng .

Ví dụ :



2 – Một số muối cacbonat quan trọng

- Canxicacbonat (CaCO_3) :

Là chất bột nhẹ màu trắng , được dùng làm chất độn trong lưu hóa và một số ngành công nghiệp .

- **Natri cacbon khan (Na_2CO_3)** Là chất bột màu trắng , tan nhiều trong nước (dạng tinh thể $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) được dùng trong công nghiệp thủy tinh , đồ gốm , bột giặt . . .

- NaHCO_3 :

Là tinh thể màu trắng hơi ít tan trong nước , được dùng trong công nghiệp thực phẩm , y học .

D- Silic

I – SILIC :

1 – Tính chất vật lý :

- **Có hai dạng thù hình** : Tinh thể và vô định hình .

- Silic tinh thể có cấu trúc giống cacbon , màu xám có ánh kim, dẫn điện , $t_{\text{n/c}}^0 = 1420^\circ\text{C}$, $t_{\text{s}}^0 = 2620^\circ\text{C}$.
Có tính bán dẫn .

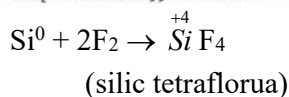
- Silic vô định hình là chất bột màu nâu .

2 – Tính chất hóa học :

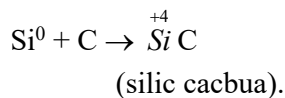
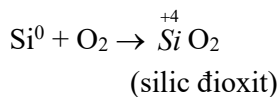
a. Tính khử :

- **Tác dụng với phi kim** :

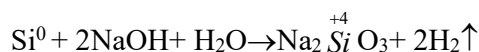
Ở nhiệt độ thường :



Khi đun nóng :

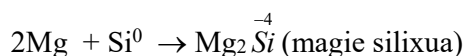


- Tác dụng với hợp chất :



b. Tính oxi hóa :

Tác dụng với kim loại : (Ca , Mg , Fe . . .) ở nhiệt độ cao .



3 – Trạng thái thiên nhiên :

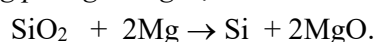
- Silic chiếm gần 29,5% khối lượng vỏ trái đất , tồn tại ở dạng hợp chất (cát , khoáng vật silicat , aluminosilicat)
- Silic còn có trong cơ thể người và thực vật .

4 – Ứng dụng và điều chế :

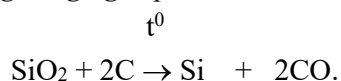
- Có nhiều ứng dụng trong kỹ thuật (kỹ thuật vô tuyến và điện tử , pin mặt trời, luyện kim) .

- Điều chế :

* Trong phòng thí nghiệm :



* Trong công nghiệp :

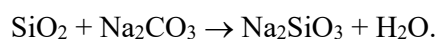
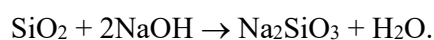


II – HỢP CHẤT CỦA SILIC :

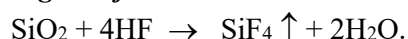
1 – Silic đioxit (SiO₂) :

- SiO₂ ở dạng tinh thể nguyên tử màu trắng rất cứng, không tan trong nước , $t_{n/c}^0=1713^0\text{C}$, $t_s^0= 2590^0\text{C}$.
- Trong thiên nhiên chủ yếu ở dạng khoáng vật thạch anh , không màu trong suốt gọi là pha lê thiên nhiên .
- Là **oxit axit** , tan chậm trong dung dịch kiềm đặc nóng , tan nhanh trong kiềm nóng chảy hoặc cacbonat trong kim loại kiềm nóng chảy .

Ví dụ :



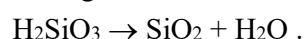
-Tan trong axit flohidric:



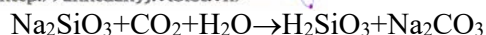
2 – Axit silixic và muối silicat :

a. Axit silixic (H₂SiO₃)

- Là chất ở dạng kết tủa keo , không tan trong nước , đun nóng dễ mất nước



- H₂SiO₃ khi sấy khô mất nước tạo silicagen : dùng để hút ẩm và hấp phụ nhiều chất .
- H₂SiO₃ là axit rất yếu :



b. Muối silicat :

- Muối của kim loại kiềm tan được trong nước , cho môi trường kiềm .
- Dung dịch đặc Na_2SiO_3 và K_2SiO_3 gọi là thủy tinh lỏng .
- Vải hoặc gỗ tẩm thủy tinh lỏng sẽ khó bị cháy ,Thủy tinh lỏng được dùng để chế keo dán thủy tinh và sứ

E- Công nghiệp silicat

I -THUỖ TINH:

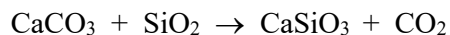
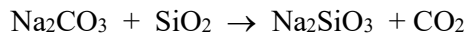
1. Thành phần và tính chất của thủy tinh:

- Thủy tinh có thành phần hoá học là các oxit kim loại như Na , Mg , Ca , Pb , Zn ... và SiO_2 , B_2O_3 , P_2O_5
- Sản phẩm nung chảy các chất này là thủy tinh , thành phần chủ yếu là SiO_2 .
- Thủy tinh có cấu trúc vô định hình
- T° nóng chảy không xác định.

2. Một số loại thủy tinh:

-**Thủy tinh thường:** $\text{NaO} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$

- **Điều chế :** Nấu chảy hỗn hợp cát trắng, đá vôi, Sôđa ở 1400°C :



-**Thủy tinh Kali:** (nếu thay Na_2CO_3 bằng K_2CO_3) có nhiệt độ hoá mềm và mức độ nóng chảy cao hơn, dùng làm dụng cụ phòng thí nghiệm.

-**Thủy tinh pha lê:** chứa nhiều oxit chì, dễ nóng chảy và trong suốt, dùng làm lăng kính...

-**Thủy tinh thạch anh:** sản xuất bằng SiO_2 có t° hoá mềm cao, hệ số nở nhiệt rất nhỏ.

-**Thủy tinh đổi màu:** khi thêm một số oxit kim loại.

Ví dụ:

Cr_2O_3 cho thủy tinh màu lục.

CoO cho thủy tinh màu xanh nước biển.

II. ĐỒ GỐM: Sản xuất chủ yếu từ đất sét và cao lanh.

1. Gạch và ngói: (gốm xây dựng)

-SX: đất sét loại thường + cát nhào với H_2O , tạo hình nung ở $900-1000^\circ\text{C}$

-Thường có màu đỏ.

2. Gạch chịu lửa: dùng để lót lò cao. Lò luyện thép. Lò nấu thủy tinh...

- Có 2 loại: gạch đinat và Samôt:

+ **Gạch đinat:** 93- 96% SiO_2 , 4 - 7% CaO và đất sét, t° nung bằng $1300 -1400^\circ\text{C}$, chịu được: $1690 - 1720^\circ\text{C}$

+ **Gạch Samôt:** đất sét và nước nung ở $1.300-1.400^\circ\text{C}$

3 . Sành sứ và men:

$1.200-1.300^\circ\text{C}$

a. Đất sét → Sành

Sành: cứng, gõ kêu, màu nâu hoặc xám.

b. Sứ: Cao lanh, fenspat, thạch anh và một số oxit kim loại nung lần đầu ở 1000°C tráng men. Trang trí đun lại lần hai ở $1400 - 1450^\circ\text{C} \rightarrow$ Sứ

- **sứ dân dụng, sứ kỹ thuật.** Sứ kỹ thuật được dùng để chế tạo các vật liệu cách điện, tụ điện, buzi đánh lửa, các dụng cụ phòng thí nghiệm.

c. Men: Có thành phần chính giống sứ, nhưng dễ nóng chảy hơn. Men được phủ lên bề mặt sản phẩm, sau đó nung lên ở nhiệt độ thích hợp để men biến thành một lớp thuỷ tinh che kín bề mặt sản phẩm

III - XIMĂNG:

1. Thành phần hoá học và cách sản xuất xi măng.

a. Xi măng thuộc loại vật liệu kết dính Quan trọng và thông dụng nhất là xi măng Pooclăng : là chất bột mịn, màu lục xám, gồm canxi silicat và canxi aluminat: Ca_3SiO_5 (hoặc $3\text{CaO}.\text{SiO}_2$),

Ca_2SiO_4 (hoặc $2\text{CaO}.\text{SiO}_2$), $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$ (hoặc $3\text{CaO}.\text{Al}_2\text{O}_3$).

b. Xi măng Pooclăng được sản xuất bằng cách nghiền nhỏ đá vôi, trộn với đất sét thành dạng bùn, rồi nung hỗn hợp trong lò quay hoặc lò đứng ở $1300 - 1400^\circ\text{C}$. thu được một hỗn hợp màu xám gọi là clanhke. Để nguội, rồi nghiền clanhke với một số chất phụ gia thành bột mịn, sẽ được xi măng.

2. Quá trình đông cứng xi măng :

Khi xây dựng, xi măng được trộn với nước thành khối nhão, sau vài giờ sẽ bắt đầu đông cứng lại :

