

LỜI GIỚI THIỆU

Giáo trình Hóa học dành cho các khóa Cao đẳng được biên soạn với những nội dung cơ bản của Hóa vô cơ.

Môn học giúp cho sinh viên có cái nhìn tổng quát về ngành Hóa học và được trang bị những kiến thức cơ bản về cấu tạo các chất hóa học và các quy luật về sự vận động và biến đổi chất theo cách nhìn các phản ứng hóa học xảy ra trong cơ thể sống, từ đó có thể vận dụng vào việc học tập các môn y học cơ sở và y học lâm sàng.

Trong quá trình biên soạn chắc còn nhiều khiếm khuyết mong nhận được các ý kiến đóng góp của đồng nghiệp, sinh viên để giáo trình được hoàn thiện hơn.

BÀI 1: DUNG DỊCH

Mục tiêu:

1. Phân biệt được các định nghĩa chất điện li, sự điện li, độ điện li, hằng số điện li
2. Trình bày được định nghĩa axit, bazơ theo các thuyết axit-bazơ tương ứng.
3. Viết được biểu thức tính pH và pOH của các dung dịch
4. Trình bày khái niệm dung dịch đệm và vai trò của nó trong cơ thể

1. Một số khái niệm cơ bản

1.1. Chất điện li

- Chất điện li là những chất dẫn được điện khi tan trong nước hoặc ở trạng thái nóng chảy

- Phân loại các chất điện li:

+ *Chất điện li mạnh* là những chất trong dung dịch nước điện li hoàn toàn thành các ion. Quá trình điện li là quá trình một chiều (trong phương trình điện li dùng dấu \rightarrow)

Ví dụ: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

$\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

+ *Chất điện li yếu* là những chất trong dung dịch nước chỉ điện li một phần thành các ion còn phần lớn tồn tại dưới dạng phân tử. Quá trình điện li là quá trình thuận nghịch (trong phương trình điện li dùng dấu mũi tên hai chiều “ \rightleftharpoons ”)

+ *Chất không điện li* là những chất khi tan vào nước hoàn toàn không điện li thành các ion (mặc dầu có thể tan hoàn toàn trong nước nhưng đơn vị nhỏ nhất vẫn là phân tử mà không phải là ion)

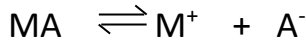
1.2. Sự điện li

Sự điện li là quá trình phân li thành các ion trái dấu của chất điện li khi tan trong nước hoặc ở trạng thái nóng chảy.

1.3. Độ điện li α

Độ điện li α là đại lượng đặc trưng cho mức độ điện li của một chất. Là tỉ số giữa nồng độ chất đã điện li (C) với nồng độ hoà tan (C_0)

Xét phản ứng:



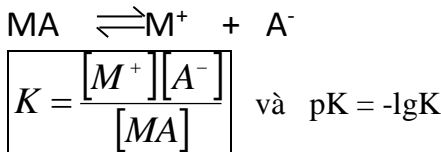
$$\text{Ta có: } \alpha = \frac{C}{C_0} = \frac{[M]^+}{C_0} = \frac{[A]^-}{C_0}$$

Độ điện li α phụ thuộc vào bản chất của chất tan, nhiệt độ và nồng độ của dung dịch (C_0 càng nhỏ thì α càng lớn)

Chất điện li	Yếu	Trung bình	Mạnh
Độ điện li	$0 < \alpha \leq 0,03$	$0,03 < \alpha < 0,3$	$0,3 \leq \alpha \leq 1$
Sự phân li ion	Rất ít	Một phần	Gần hoàn toàn

1.4 Hằng số điện li K

Để đánh giá khả năng phân li của một chất, ngoài độ điện li α người ta còn dùng hằng số điện li (hay hằng số cân bằng) K được định nghĩa theo công thức:



Trong đó $[M^+]$, $[A^-]$ và $[MA]$ là nồng độ mol của ion và phân tử MA còn lại tại thời điểm cân bằng

Đối với một chất tan nhất định thì K là một hằng số chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ và bản chất của dung môi

Một chất điện li càng mạnh thì K càng lớn và pK càng nhỏ

1.5 Mối liên hệ giữa độ điện li (α) và hằng số điện li (K)

Khi $\alpha < 0,05$ có thể coi $1 - \alpha \approx 1$ thì độ điện li (α) và hằng số điện li (K) liên hệ với nhau bằng công thức:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_0}}$$

2. Thuyết Axit - bazơ

2.1 Thuyết Arrhenius (thuyết điện ly H^+ , OH^-)

- Axit là những chất chứa hydro và có thể điện li trong nước tạo ra ion H^+ .

- Bazơ là những chất chứa nhóm OH và có thể điện li trong nước tạo ra ion OH^- .

Tuy nhiên thuyết này còn có nhiều hạn chế vì chưa nêu được vai trò của dung môi nên có những chất không chứa nhóm OH nhưng trong nước vẫn có tính bazơ (như NH_3 , các amin hữu cơ, các muối KCN, $Na_2S...$), hoặc chất không chứa H vẫn có tính axit (như $FeCl_3$, $Cu(NO_3)_2...$)

2.2 Thuyết Brøsted-Lowry (thuyết proton)

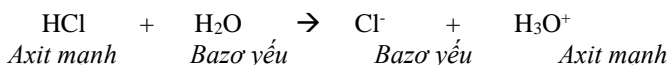
- Axit là tiểu phân (phân tử hoặc ion) có khả năng cho proton H^+ để biến thành bazơ liên hợp

- Bazơ là tiểu phân (phân tử hoặc ion) có khả năng nhận proton H^+ để biến thành axit liên hợp

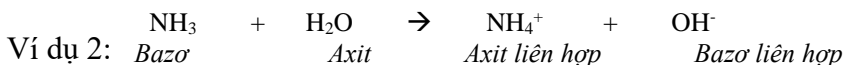
Axit càng mạnh thì bazơ liên hợp càng yếu và ngược lại.

Tương tự: Bazơ càng mạnh thì axit liên hợp càng yếu và ngược lại

Ví dụ 1:



Trong phản ứng này có 2 cặp axit - bazơ liên hợp là HCl/Cl^- và H_3O^+/H_2O vì HCl là axit rất mạnh nên Cl^- là bazơ rất yếu (yếu đến nỗi không thể hiện tính bazơ, Cl^- là trung tính). Do đó phản ứng không thể xảy ra theo chiều ngược lại



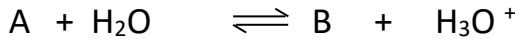
Hai cặp axit/bazơ liên hợp là NH_4^+/NH_3 và H_2O/OH^-

- Các phản ứng cho nhận proton được gọi là phản ứng axit-bazơ

3. Độ mạnh axit, bazơ

3.1. Độ mạnh axit

Khi một axit A tan trong nước có cân bằng sau:



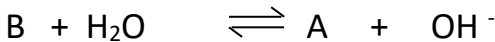
Hằng số axit K_a :
$$K_a = \frac{[B][H_3O^+]}{[A]}$$

Chỉ số axit:
$$pK_a = -\lg K_a$$

Hằng số axit K_a càng lớn (tức là chỉ số axit pK_a càng nhỏ) thì axit càng mạnh

3.2. Độ mạnh bazơ

Khi một bazơ B tan trong nước có cân bằng sau:



Hằng số bazơ:
$$K_b = \frac{[A][OH^-]}{[B]}$$

Chỉ số bazơ:
$$pK_b = -\lg K_b$$

Hằng số bazơ K_b càng lớn (tức là chỉ số bazơ pK_b càng nhỏ) thì bazơ càng mạnh

3.3. Mối liên hệ K_a và K_b của một cặp axit-bazơ liên hợp

Ta có:

$$K_a = \frac{[B][H_3O^+]}{[A]} \quad \text{và} \quad K_b = \frac{[A][OH^-]}{[B]}$$

Nhân K_a và K_b ta có:

$$K_a \times K_b = [H_3O^+][OH^-] = K_{vw} = 10^{-14}$$

$$pK_a + pK_b = pK_{vw} = 14$$

K_w là tích số ion của nước

4. Độ pH và pOH

4.1. Định nghĩa

- Độ pH là logarit thập phân của nghịch đảo nồng độ H_3O^+ , biểu thị độ axit của dung dịch.

$$pH = \lg \frac{1}{[H_3O^+]} = -\lg[H_3O^+]$$

Nếu:

+ Môi trường axit: $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$ hay $pH < 7$

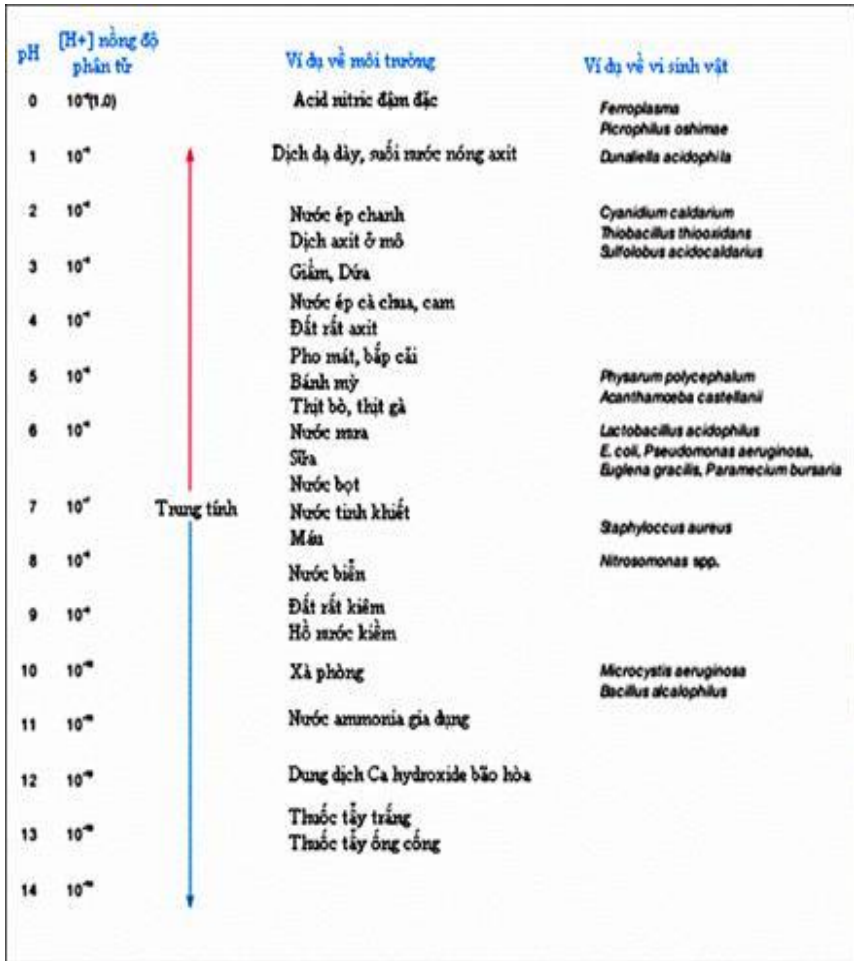
+ Môi trường trung tính: $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$ hay $pH = 7$

+ Môi trường kiềm: $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$ hay $pH > 7$

- Độ pOH là logarit thập phân của nghịch đảo nồng độ OH^-

$$pOH = \lg \frac{1}{[OH^-]} = -\lg[OH^-]$$

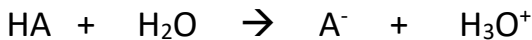
4. 2. Thang pH



4.3. Công thức tính pH của các dung dịch

- pH của dung dịch axit mạnh (HNO₃, HCl, HBr, HI, HClO₄, HSCN, H₂SO₄ ...)

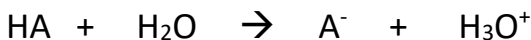
Dung dịch axit mạnh HA, nồng độ C_A ≥ 10⁻⁶M



$$pH = -\lg C_A$$

- pH của dung dịch axit yếu (CH_3COOH , $\text{H}_2\text{CO}_3\dots$)

Dung dịch axit yếu HA, nồng độ $C_A \geq 10^{-6}\text{M}$, nồng độ $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll C_A$ (tức là coi HA phân li không đáng kể)



$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \lg C_A)$$

- pH của dung dịch bazơ mạnh (NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2\dots$)

Dung dịch bazơ mạnh B, nồng độ $C_B \geq 10^{-6}\text{M}$



$$pH = 14 + \lg C_B$$

- pH của dung dịch bazơ yếu (NH_4OH)

- Dung dịch bazơ yếu B, nồng độ $C_B \geq 10^{-6}\text{M}$, coi bazơ phân li không đáng kể

$$pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_b - \lg C_B)$$

5. Dung dịch đệm và chất chỉ thị pH

5.1 Dung dịch đệm (hệ đệm)

5.1.1 Khái niệm

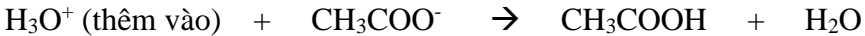
Dung dịch đệm là dung dịch có giá trị pH hầu như không thay đổi khi pha loãng hoặc thêm một lượng nhỏ axit mạnh hay bazơ mạnh vào nó.

Dung dịch đệm chứa một cấu tử có tính axit để trung hòa OH^- thêm vào hệ và một cấu tử có tính bazơ để trung hòa H_3O^+ thêm vào hệ. Các cấu tử đó không thể là axit và bazơ bất kì, bởi vì chúng phải cùng tồn tại trong dung dịch mà không trung hòa lẫn nhau. Như vậy chỉ có thể là 2 cấu tử của cùng một cặp axit-bazơ liên hợp.

Hệ đệm là một dung dịch của 1 cặp axit-bazơ liên hợp mà tốt nhất là nồng độ của dạng axit và của dạng bazơ xấp xỉ nhau.

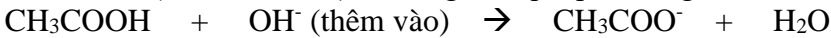
Ví dụ: Hệ đệm $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

- Khi thêm một lượng axit mạnh (tức là thêm H_3O^+) vào hệ thì bazơ của hệ (là CH_3COO^-) sẽ trung hòa và chuyển axit mạnh thêm vào thành axit yếu của chính hệ qua phản ứng:



Nhờ đó pH của hệ hầu như không thay đổi

- Khi thêm một lượng bazơ mạnh (tức là thêm OH^-) vào hệ thì axit của hệ (là CH_3COOH) sẽ trung hòa qua phản ứng:



Nhờ đó pH của hệ hầu như không thay đổi

5.1.2. Công thức tính pH của hệ đệm

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \lg\left(\frac{[\text{muối}]}{[\text{axit}]}\right)$$

5.1.3. Vai trò của hệ đệm trong cơ thể

Chỉ số pH là rất quan trọng vì pH điều khiển tốc độ của các phản ứng sinh hóa của cơ thể. Nó kiểm soát hoạt độ của enzym cũng như tốc độ di chuyển điện qua cơ thể. Những thay đổi của pH dù rất nhỏ so với bình thường cũng gây ra những biến đổi lớn của các phản ứng bên trong tế bào: một số phản ứng bị kích thích, một số phản ứng bị ức chế. Nếu pH thấp hoặc quá cao đều ảnh hưởng đến sức khỏe hoặc có thể gây tử vong.

Nhưng trong cơ thể chúng ta có một “hệ thống kỳ diệu” nhằm duy trì độ pH trong phạm vi hẹp giữa pH là 7,35 đến 7,45 gọi là hệ đệm. Nhờ hệ đệm mà pH trong máu luôn được ổn định.

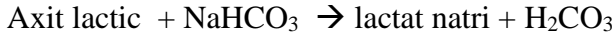
Có 3 hệ đệm quan trọng trong cơ thể là hệ đệm bicacbonat, hệ đệm photphat, hệ đệm protein

*** Hệ đệm bicacbonat: $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{B.HCO}_3$** (Trong đó B là ion Na^+ hoặc K^+)

Hệ đệm bicacbonat chiếm khoảng 7- 9% khả năng đệm của máu. Tham gia hệ đệm này gồm có axit cacbonic với muối kiềm bicacbonat natri hay bicacbonat kali. Nếu trong các sản phẩm của quá trình trao đổi chất chuyển vào máu chứa nhiều axit thì sẽ xảy ra phản ứng trung hoà các ion H^+ bởi muối bicacbonat, axit cacbonic

thừa sẽ được phổi thông khí ra ngoài vì sự tăng nồng độ H^+ sẽ kích thích trung khu hô hấp, còn nếu trong máu chứa nhiều bazơ thì sẽ xảy ra phản ứng trung hoà các ion OH^- bởi axit cacbonic

Ví dụ: axit lactic được tạo ra trong quá trình đường phân đi vào máu, sẽ kết hợp với $NaHCO_3$ để tạo thành lactatnatri và axit cacbonic. Axit cacbonic là một axit yếu sẽ được thải ra ngoài qua đường hô hấp



* **Hệ đệm photphat:** $B.H_2PO_4 / B_2.HPO_4$ (Trong đó B là ion Na^+ hoặc ion K^+)

Hệ đệm photphat cũng hoạt động tương tự như hệ đệm bicacbonat nhưng tác dụng yếu hơn. Tham gia hệ đệm này gồm có muối photphat monoaxit và muối photphat điaxit. Nếu trong các sản phẩm của quá trình trao đổi chất chuyển vào máu chứa nhiều axit thì sẽ xảy ra phản ứng trung hoà các ion H^+ bởi muối photphat điaxit, còn nếu chứa nhiều bazơ thì sẽ xảy ra phản ứng trung hoà các ion OH^- bởi muối photphat monoaxit

* **Hệ đệm protein (P):** $H.P / B.P$ và $H.Hb / B.Hb$ hay $H.HbO_2 / B.HbO_2$ (Trong đó B là ion Na^+ hoặc ion K^+)

Hệ đệm protein gồm có các loại protein trong huyết tương và hemoglobin, hoặc oxi hemoglobin trong hồng cầu. Đây là hệ đệm quan trọng nhất trong các hệ đệm của máu. Chiếm tới 1/6 hệ đệm của máu và chiếm 3/4 lượng axit cacbonic của máu.

Phản ứng được biểu thị bằng công thức tổng quát sau:



Hệ đệm protein có hiệu quả nhất là huyết cầu tố hemoglobin (Hb) chứa trong hồng cầu. Hb có khả năng đệm gấp 10 lần các protein khác của huyết tương.

H_2CO_3 trong máu tăng cao sẽ thấm vào hồng cầu và tranh cation của Hb, vốn là một axit rất yếu, nên biến thành bicacbonat



Khả năng gắn với các cation của hemoglobin lớn gấp 3 lần so với protein huyết tương và lượng hemoglobin nhiều gấp hơn 3 lần

protein huyết tương, nên hệ đệm hemoglobin lớn gấp 10 lần hệ đệm protein trong huyết tương.

5.2. Chất chỉ thị màu

Chất chỉ thị màu là chất có khả năng thay đổi màu khi thay đổi pH của dung dịch

Chất chỉ thị màu	Màu ở môi trường axit	Khoảng biến đổi màu	Màu ở môi trường bazơ
Metyl da cam	đỏ da cam	3,1 – 4,4	vàng
Quỳ	đỏ	5 – 8	xanh
Phenolphthalein	không màu	8 – 10	đỏ (hồng)

6. Muối

6.1 Định nghĩa

Muối là những hợp chất mà phân tử gồm cation kim loại liên kết với anion gốc axit

Ví dụ: NaCl, BaSO₄

Ngoại trừ:

- Cation có thể là ion amoni (NH₄⁺)
- Anion có thể là gốc hidrocarbon hay gốc rượu

6.2 Dung dịch muối

Khi tan trong nước, muối phân li thành các ion (sự điện li). Dung dịch muối là những dung dịch có chứa cation và anion tạo nên muối ấy.

6.3 Phân loại muối

6.3.1 Muối trung hoà

Muối mà trong gốc axit không còn hidro

- **Muối bình thường:** Muối chỉ gồm một loại cation và một loại anion gốc axit

Ví dụ: Na₂SO₄, FeCl₃,...

- **Muối kép:** Gồm nhiều loại cation khác nhau kết hợp với một loại anion gốc axit

Ví dụ: KAl(SO₄)₂

- **Muối hỗn tạp:** Gồm một loại cation kết hợp với nhiều loại anion gốc axit khác nhau:

Ví dụ: CaOCl_2

6.3.2 Muối axit

Muối mà trong gốc axit vẫn còn hidro. Muối axit chỉ có với đa axit (nhiều H^+)

Ví dụ: NaHSO_4 , Na_2HPO_3

6.3.3 Tính axit, bazơ của dung dịch muối

- Dung dịch muối cation bazơ mạnh-anion axit mạnh là dung dịch trung tính

- Dung dịch muối cation bazơ mạnh-anion axit yếu là dung dịch có tính kiềm

- Dung dịch muối cation bazơ yếu-anion axit mạnh là dung dịch có tính axit

- Dung dịch muối cation bazơ yếu-anion axit yếu:

+ $K_a = K_b$: Dung dịch có môi trường trung tính

+ $K_a > K_b$: Dung dịch có môi trường axit

+ $K_a < K_b$: Dung dịch có môi trường kiềm

7. Nồng độ dung dịch

❖ Khái niệm:

Nồng độ là đại lượng dùng để chỉ hàm lượng của một cấu tử (phân tử hay ion) trong dung dịch.

Các loại nồng độ thường được dùng trong hóa học:

7.1 Nồng độ thể tích:

Nồng độ thể tích của một chất lỏng là tỷ lệ thể tích của chất lỏng đó và thể tích của dung môi. (thường là nước).

Ví dụ: dung dịch HCl 1:4 là dung dịch gồm một thể tích HCl đặc (có $d = 1,185\text{g/ml}$) và 4 thể tích nước.

7.2 Nồng độ phần trăm khối lượng:

Nồng độ phần trăm khối lượng của một chất trong dung dịch là số gam chất đó tan trong 100 g dung dịch.

Ví dụ: dung dịch NaCl 25% là dung dịch có chứa 25g NaOH trong 100 g dung dịch, tức dung dịch gồm 25g NaOH và 75g nước.

7.3 Nồng độ mol:

Nồng độ mol của một chất là số mol chất đó trong 1 lít dung dịch.

Kí hiệu: M hoặc mol/l.

Ví dụ: dung dịch NaOH 0,1M tức là dung dịch chứa 0,1 mol NaOH trong 1 lít dung dịch.

Công thức:
$$C_M = \frac{n}{V}$$

Với n : số mol chất tan (mol)

V: thể tích dung dịch (lít)

7.4 Nồng độ đương lượng:

7.4.1 Đương lượng

Đương lượng của một nguyên tố là khối lượng của nguyên tố đó kết hợp (hay thay thế) 8 phần khối lượng oxi hay 1,008 phần khối lượng hidro.

Kí hiệu đương lượng: Đ

Theo định nghĩa: Đ_H = 1,008; Đ_O = 8

Ví dụ: 35,5 phần khối lượng Clo kết hợp với 1,008 phần khối lượng hidro, vậy Đ_{Cl} = 35,5

7.4.2 Định luật đương lượng

“ Số đương lượng của các chất tác dụng với nhau hoàn toàn bao giờ cũng bằng nhau”

Ví dụ: $A + B \rightarrow C + D$

Hai chất tác dụng hoàn toàn với nhau thì đương lượng của chúng phải bằng nhau.

- Nếu gọi V_A là thể tích dung dịch chất A; N_A là nồng độ đương lượng của dung dịch A; V_B và N_B là thể tích và nồng độ dung dịch chất B ta có:

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

- Nếu m_A (g) chất A tác dụng hết với m_B (g) chất B thì:

$$\frac{m_A}{Đ_A} = \frac{m_B}{Đ_B}$$

Ví dụ: Khi oxi hoá cẩn thận 0,253g Mg, được 0,420 MgO. Tính đương lượng của Mg

$$D_{M_g} = \frac{m_{M_g} \times D_O}{m_O} = \frac{0,253 \times 8}{0,420 - 0,253} = 12,15$$

7.4.3 *Đương lượng của nguyên tố, hợp chất:*

7.4.3.1 *Đương lượng của nguyên tố A bằng khối lượng nguyên tử của A chia cho số oxi hoá Z của nó khi tạo thành hợp chất.*

$$D_A = \frac{A}{Z}$$

A: Khối lượng nguyên tử Z: Số oxi hóa của nguyên tử

Ví dụ: Fe có A=56, số oxi hoá +2 thì đương lượng của Fe là 28

7.4.3.2 *Đương lượng của một hợp chất bằng khối lượng phân tử của chất đó chia cho số oxi hoá Z*

$$D_{hc} = \frac{M}{Z}$$

M: Khối lượng phân tử Z: Số oxi hóa

Trong đó Z có ý nghĩa khác nhau tùy từng loại phản ứng

- Đương lượng của một oxit kim loại:

Đương lượng của một oxit kim loại bằng khối lượng phân tử của oxit đó chia cho tổng hoá trị của kim loại trong oxit đó

Ví dụ: Đương lượng của Al_2O_3 là

$$\frac{102}{3 \times 2} = 17$$

- Đương lượng của một axit:

Đương lượng của một axit bằng khối lượng phân tử của axit chia cho số nguyên tử hydro được thay thế ở trong phân tử axit đó

Ví dụ: $H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$

$$D_{H_2SO_4} = 98$$

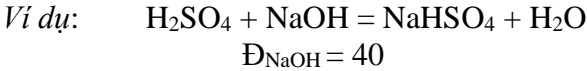
$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$

$$D_{H_2SO_4} = 98/2 = 49$$

- Đương lượng của một bazơ:

Đương lượng của một bazơ bằng khối lượng phân tử của bazơ

chia cho số nhóm OH của một phân tử bazơ thực tế tham gia phản ứng



- Đương lượng của một muối:

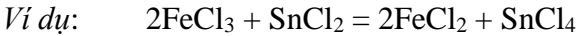
Đương lượng của một muối bằng khối lượng phân tử của muối chia cho tổng điện tích dương phần kim loại (cũng là tổng điện tích phần gốc axit)

Vi dụ: Đương lượng của muối $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ là

$$\frac{342}{3 \times 2} = 57$$

- Trong phản ứng oxi hoá khử:

Đương lượng của một chất bằng khối lượng phân tử của chất đó chia cho số electron mà một phân tử chất khử cho (hay một phân tử chất oxi hoá nhận)



$$\hat{A}_{\text{FeCl}_3} = \frac{162,5}{1} = 162,5$$

$$\text{Đ}_{\text{SnCl}_2} = 189,7/2 = 94,85$$

7.4.4 Nồng độ đương lượng của một chất: là số mol đương lượng (Đ) của chất đó trong một lít dung dịch hoặc số milimol đương lượng (mĐ) của chất đó trong 1ml dung dịch. Thường kí hiệu là C_N ; đơn vị là N.

Vi dụ: dung dịch NaOH 0,1 N là dung dịch chứa 0,1 mol đương lượng NaOH trong 1 lít dung dịch của nó.

Nếu a là số gam chất tan trong V lít dung dịch (hoặc a là số mg chất tan trong V ml dung dịch) và Đ là khối lượng mol đương lượng (Đ) thì có thể tính nồng độ đương lượng theo công thức sau:

$$C_N = \frac{a}{\text{Đ} \times V} \text{ (N)}$$

Nếu a biểu diễn theo gam, V theo ml thì

$$C_N = \frac{a \times 1000}{D \times V} \text{ (N)}$$

Từ công thức trên suy ra $C_N \cdot V$ là số mol đương lượng nếu V tính theo lít và là số milimol đương lượng nếu V tính theo mililit.

7.5 Nồng độ phần triệu và phần tỉ:

Đối với các dung dịch rất loãng hoặc có hàm lượng rất nhỏ người ta thường dùng khái niệm này.

Phần triệu (ký hiệu: ppm) là số microgam chất tan có trong 1 gam dung dịch.

$$C_{\text{ppm}} = \frac{m_t \text{ (g)}}{m_{\text{dd}} \text{ (g)}} \times 10^6 \text{ (ppm)}$$

Ví dụ: dung dịch Au^{3+} nồng độ 1ppm tức là dung dịch có chứa $1 \mu\text{g}$ Au trong 1 gam dung dịch.

Đối với các dung dịch loãng hơn, người ta dùng phần tỉ, kí hiệu ppb

$$C_{\text{ppm}} = \frac{m_t \text{ (g)}}{m_{\text{dd}} \text{ (g)}} \times 10^9 \text{ (ppb)}$$

BÀI 2 : CÁC NGUYÊN TỐ KIM LOẠI KHỐI IA, IIA

* Mục tiêu:

1. Xác định được vị trí và đặc điểm về cấu trúc electron của các kim loại nhóm IA, IIA.
 2. Liệt kê một số tính chất hóa học của các đơn chất
 3. Viết được phương trình phản ứng của các hợp chất điển hình của chúng
 4. Kể ra một số ứng dụng và vai trò sinh học của các đơn chất và hợp chất của các kim loại trên
- Vị trí các kim loại khối s trong bảng HTTH các nguyên tố hóa học:

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VI _A
2	Li	Be				
3	Na	Mg				
4	K	Ca				
5	Rb	Sr				
6	Cs	Ba				
7	Fr	Ra				

1. Nguyên tố kim loại nhóm IA - Kim loại kiềm.

Gồm các nguyên tố: Liti(Li), Natri(Na), Kali(K), Rubidi(Rb), Cesi(Cs) và Franxi(Fr), trong đó Fr là nguyên tố có tính phóng xạ.

1.1. Trạng thái tự nhiên

Do hoạt động hóa học mạnh nên các kim loại kiềm trong thiên nhiên không tồn tại ở dạng kim loại tự do mà chỉ ở dạng hợp chất.

Khoáng vật chính có chứa Li là alumosilicat [LiAl(Si₄O₁₀)] nhưng rất hiếm khi gặp. Những hợp chất trong thiên nhiên có chứa Na và K là NaCl, KCl (ở trong nước biển, mỏ muối). Rb và Cs là những nguyên tố rất phân tán. Nguồn dùng để khai thác chúng là những khoáng vật của Li và K. Fr có một lượng vô cùng bé trong các quặng chứa uran.

1.2. Tính chất

1.2.1. Các tính chất nguyên tử của kim loại kiềm

TRƯỜNG CAO ĐẲNG PHƯƠNG ĐÔNG QUẢNG NAM

- Nguyên tử của các kim loại kiềm M có một electron hóa trị ns^1 , bán kính nguyên tử lớn, điện tích hạt nhân nhỏ nên chúng rất dễ biến thành ion dương M^+ cho nên chúng là những kim loại rất hoạt động.

- Những nguyên tử kim loại kiềm giữ khá yếu electron hóa trị của nó (năng lượng ion hóa thấp), chính vì thế liên kết kim loại trong kim loại kiềm là liên kết yếu

- Bán kính nguyên tử tăng dần:

Li: 1,55 Na: 1,89 K: 2,36 Rb: 2,48 Cs: 2,68

- Năng lượng ion hoá (I) giảm dần:

Li: 5,39 Na: 5,14 K: 4,34 Rb: 4,176 Cs: 3.89

1.2.2. Tính chất lý học

- Các kim loại kiềm có màu trắng bạc và có ánh kim rất mạnh. Ánh kim đó biến mất nhanh chóng khi kim loại tiếp xúc với không khí.

- Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi đều thấp và giảm dần từ Li đến Cs là kết quả của liên kết kim loại yếu và liên kết đó càng yếu dần khi kích thước nguyên tử tăng lên.

- Các kim loại kiềm đều mềm và nhẹ (Li nhẹ hơn dầu hỏa, Na và K nhẹ hơn nước). Tính mềm của kim loại kiềm là do liên kết kim loại yếu ở trong mạng lưới tinh thể kim loại.

- Các kim loại kiềm có độ dẫn điện cao nhưng còn kém hơn nhiều so với Ag. Nguyên nhân là do khối lượng riêng của kim loại kiềm tương đối bé làm giảm số hạt mang điện tích.

Ví dụ: Trong 1cm^3 : số nguyên tử của Li là $4,6.10^{22}$ → Cs là $0,85.10^{22}$ còn Ag là $5,6.10^{22}$.

- Các kim loại kiềm khi đốt cháy ngọn lửa cho màu đặc trưng:

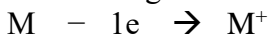
Li: màu đỏ tía K: màu tím Cs: màu xanh lam

Na: màu vàng Rb: màu tím hồng

Hiện tượng này được giải thích là do: ở trong ngọn lửa, những electron của nguyên tử và ion kim loại kiềm được kích động nhảy ra những mức năng lượng cao hơn. Khi nhảy về những mức ban đầu, những electron đó hoàn trả lại những năng lượng đã hấp thụ và được phát ra dưới dạng những bức xạ trông thấy. Vì vậy ngọn lửa có những màu đặc trưng của các kim loại.

1.2.3 Tính chất hóa học

Các kim loại kiềm rất hoạt động về mặt hoá học, chúng thể hiện tính khử mạnh và tính khử đó tăng lên đều đặn từ Li đến Cs.



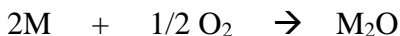
- **Tác dụng với nước:** giải phóng hidro



Khi tương tác với nước, Li không cho ngọn lửa, Na nóng chảy thành hạt tròn nổi và chạy trên mặt nước, hạt lớn có thể bốc cháy, K bốc cháy ngay còn Rb và Cs gây phản ứng nổ.

- **Tác dụng với phi kim**

- **Tác dụng với O₂:** tạo ra oxit (M₂O), peoxit (M₂O₂), supeoxit (MO₂)



* **Chú ý:** + Li chỉ tạo oxit

+ Na tạo oxit và peoxit

+ K, Rb, Cs: tạo oxit, peoxit, supeoxit

Phản ứng này xảy ra rất nhanh ở nhiệt độ thường vì vậy người ta thường giữ kim loại kiềm trong dầu hỏa hoặc trong khí trơ

- **Tác dụng với các phi kim khác:**

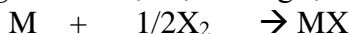
+ **Với hidro:** ở nhiệt độ cao tạo nên các hydrua



- Li: 600 - 700°C

- Các kim loại kiềm khác: 350 - 400°C

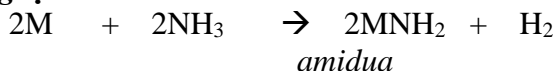
+ **Với halogen:** Ở nhiệt độ thường tạo nên các halogenua



- **Tác dụng với axit:** Tạo muối và có khí bay ra

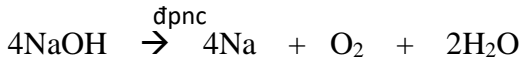
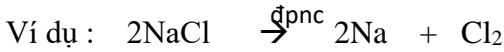


- **Phản ứng tạo amidua:**

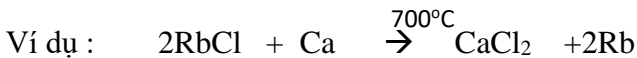


1.3. Phương pháp điều chế

- Phương pháp điều chế chủ yếu là bằng cách điện phân muối clorua nóng chảy hoặc hiđrôxít nóng chảy trong điều kiện không cho sản phẩm tiếp xúc với không khí.



- Riêng đối với Rb và Cs được điều chế bằng cách dùng kim loại Ca khử các clorua ở nhiệt độ cao (700°C) và trong chân không.



1.4. Các hợp chất

1.4.1 Oxit, peoxit, supeoxit

❖ Tính chất

- Hợp chất peoxit (M_2O_2), supeoxit (MO_2) là hợp chất có tính oxi hóa mạnh

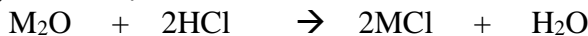
- Tác dụng với nước tạo thành các hiđroxit:



- Tác dụng với oxit axit



- Tác dụng với axit tạo muối và nước



1.4.2. Hidroxit MOH

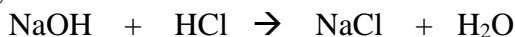
❖ Tính chất

- Tính chất bazơ mạnh dần từ LiOH đến CsOH

- Tác dụng với oxit axit:



- Tác dụng với axit:



- Tác dụng với muối:



- Tác dụng với các halogen:

+ Nhiệt độ thường:



+ Đun nóng:



* **Điều chế**

- Cho kim loại kiềm tác dụng với nước

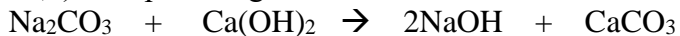
- Phương pháp điện phân dung dịch clorua có màng ngăn



(Nếu không có màng ngăn có thêm phản ứng:

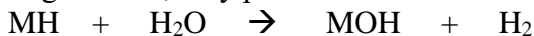


- Có thể điều chế NaOH bằng cách cho Na_2CO_3 tác dụng với Ba(OH)_2 , (Ca(OH)_2) theo phản ứng:



1.4.3. Các muối

- *Muối hydrua MH*: chúng rất dễ bị thủy phân



- *Muối halogenua MX*: Dùng nhiều trong y dược:

+ NaCl tinh khiết được dùng để pha dung dịch tiêm truyền

+ KBr, NaBr được dùng để làm thuốc an thần.

- Muối cacbonat: NaHCO_3 là chất dùng rất nhiều trong y dược, dùng làm thuốc để trung hoà axit trong dịch vị (thuốc muối)



1.5. Ứng dụng và vai trò của các hợp chất kim loại kiềm

1.5.1. Natri

- Chiếm khoảng 0,26% trọng lượng cơ thể, có trong cơ, xương, tế bào, máu.

- Na là nguyên tố quan trọng trong dịch ngoại bào, cùng với Cl^- và HCO_3^- duy trì thẩm thấu trong dịch ngoại bào, giúp điều hòa cân bằng axit, bazơ trong một số dịch cơ thể.

- NaCl : Dung dịch NaCl gần giống dịch ngoại bào của cơ thể hơn là dung dịch các muối khác, vì hơn 90% cation dịch ngoại bào là Na^+ và hơn 60% anion dịch ngoại bào là Cl^- . Sử dụng dung dịch NaCl 0,9% đẳng trương với dịch cơ thể để tiêm truyền tĩnh mạch cung cấp nước và chất điện giải trong trường hợp tiêu chảy, sốt cao, sau phẫu thuật, mất máu và các trường hợp mất nước khác.

+ Ngoài ra, dung dịch NaCl 0,9% còn dùng ngoài để tưới, rửa các mô bị tổn thương.

1.5.2. Kali

- Chiếm khoảng 0,7% trọng lượng cơ thể; có trong máu, cơ, mô thần kinh.

- Kali được xem là ion của tổ chức, cùng một số ion khác của nội bào tạo áp suất thẩm thấu cho dịch nội bào.

- KCl dùng làm chất điện giải dùng trong điều trị giảm Kali trong máu. K^+ chủ yếu ở trong tế bào để duy trì nồng độ đẳng trương và tham gia hệ thống điều hòa pH bên trong tế bào.

- Khi K trong máu giảm, xuất hiện triệu chứng mệt mỏi, yếu, liệt cơ, rối loạn co bóp tim. Tuy nhiên nếu thừa Kali lại có thể gây biến loạn cử động, mê man, thay đổi nhịp tim, ngừng tim.

- Thức ăn giàu Kali: thịt, cá, rau quả tươi, nước quả ép, chè búp, chuối..

2. Nguyên tố kim loại nhóm IIA – Kim loại kiềm thổ

Các kim loại kiềm thổ thuộc nhóm IIA của bảng tuần hoàn các nguyên tố. Nhóm này bao gồm những nguyên tố: Berili (Be), Magie (Mg), Canxi (Ca), Stronti (Sr), Bari (Ba) và Rađi (Ra)

2.1. Trạng thái tự nhiên

Các kim loại kiềm thổ tồn tại trong thiên nhiên ở dạng hợp chất. Dạng hợp chất chủ yếu của kim loại kiềm thổ tồn tại trong thiên nhiên là silicat, cacbonat, sunfat.

Ca có trong xương của động vật, trong mô thực vật và trong nước thiên nhiên. Xương người có chứa 80% $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ và 13% CaCO_3 . Ion Ca^{2+} có vai trò kích thích hoạt động của tim. Nhờ có ion Ca^{2+} , khi gặp không khí, máu đông lại cho nên người ta không mất máu khi bị trầy da.

2.2. Tính chất lí học

2.2.1 Đặc điểm của các nguyên tử kim loại kiềm thổ

Các nguyên tử kim loại kiềm thổ có hai electron hóa trị ns^2 nên dễ mất hai electron biến thành ion dương M^{2+} . Vì vậy chúng là những kim loại hoạt động và hoạt tính đó tăng dần từ Be \rightarrow Ba. Nhưng so kim loại kiềm ở trong cùng một chu kì, kim loại kiềm thổ kém hoạt động hơn vì có điện tích hạt nhân lớn hơn và bán kính nguyên tử bé hơn

2.2.2 Tính chất lí học

- Các kim loại kiềm thổ có màu trắng bạc hoặc xám nhạt. Trong không khí Be vẫn giữ được ánh kim còn các kim loại khác mất ánh kim nhanh chóng.

- Các kim loại kiềm thổ có nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi và độ cứng cao hơn kim loại kiềm vì: số electron liên kết trong kim loại kiềm thổ lớn gấp đôi nên liên kết kim loại trong kim loại kiềm thổ mạnh hơn kim loại kiềm

- Một số kim loại kiềm thổ và các muối của chúng khi đốt cháy ngọn lửa cho màu đặc trưng:

Ca: màu đỏ da cam Sr: màu đỏ son Ba: màu lục

hơi vàng

2.3. Tính chất hoá học

Các kim loại kiềm thổ là những kim loại hoạt động. Trong các phản ứng, chúng thể hiện tính khử và tính khử tăng dần từ Be \rightarrow Ba.



Tính khử của kim loại kiềm thổ nhỏ hơn kim loại kiềm

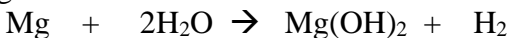
- **Tác dụng với nước:** giải phóng hiđrô



Chú ý:

- Thực tế Be không tác dụng với H_2O vì có lớp oxit bền bảo vệ

- Mg không tan trong nước lạnh nhưng tan chậm trong nước nóng

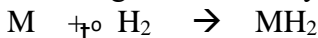


- **Tác dụng với oxi:** tạo ra oxit (MO)



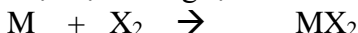
- Tác dụng với phi kim:

- Với hiđro: được đun nóng tạo nên các hydrua trừ Be

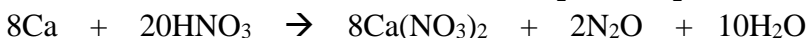


Các hydrua của kim loại kiềm thổ bền hơn hydrua của kim loại kiềm

- Với halogen: ở nhiệt độ thường tạo nên các halogenua

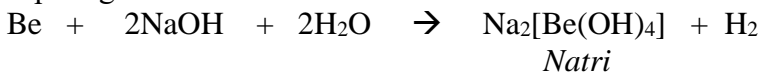


- **Tác dụng với axit** (tùy vào từng loại axit mà có sản phẩm khác nhau)

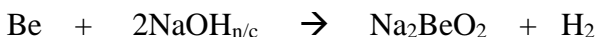


- Tác dụng với kiềm mạnh

Be có thể tan trong dung dịch kiềm mạnh hoặc trong kiềm nóng chảy giải phóng H₂



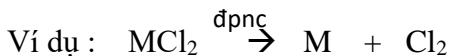
hydroxoberilat



Natri berilat

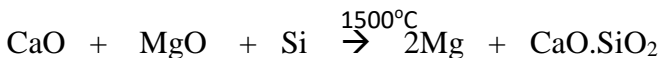
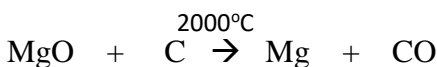
2.4. Phương pháp điều chế

- Điện phân muối clorua nóng chảy

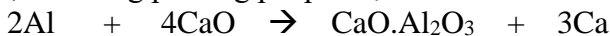


- Phương pháp nhiệt cacbon và nhiệt kim loại

+ Điều chế Mg:



+ Điều chế Ca, Sr, Ba: dùng phương pháp nhiệt nhôm



2.5. Các hợp chất

2.5.1. Oxit (MO)

Tính chất

- Tác dụng với nước:

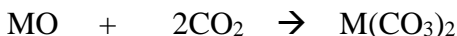
+ Các oxit của Ca, Sr, Ba tác dụng dễ dàng với nước tạo thành các hiđroxit:



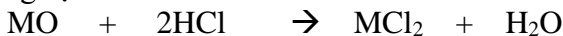
+ Oxit của Mg tan ít và tan chậm trong nước

+ Oxit của Be không tan trong nước

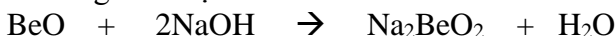
- Tác dụng với oxit axit



- Tác dụng với dung dịch axit



- BeO dễ tan trong kiềm tạo thành muối berilat



Natri berilat

- Ở nhiệt độ cao, các MO có thể bị nhôm, silic khử đến kim loại

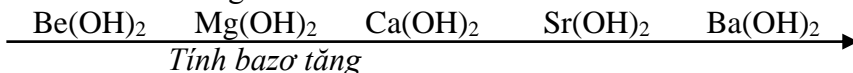


2.5.2. Hidroxit M(OH)₂

Tính chất

- So với hidroxit của kim loại kiềm ở trong cùng một chu kì, tính bazơ của M(OH)₂ yếu hơn

- Tính bazơ tăng dần:



Do bán kính ion tăng E²⁺ tăng đều từ Be²⁺ đến Ba²⁺, mật độ điện tích ion giảm, tác dụng gây phân cực yếu dần.

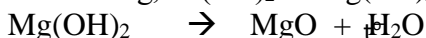
+ Be(OH)₂ có tính lưỡng tính

+ Mg(OH)₂ kết tủa trắng, là bazơ yếu, tan trong axit.

+ Ca(OH)₂ ít tan trong nước, là bazơ khá mạnh.

+ Ba(OH)₂ tan khá nhiều trong nước tạo thành dung dịch kiềm mạnh.

- Khi đun nóng, Be(OH)₂ và Mg(OH)₂ bị mất nước biến thành oxit:



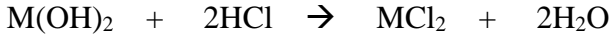
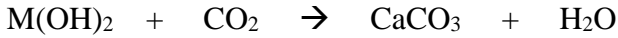
Chú ý: Khi cho khí clo tác dụng với Ca(OH)₂ hoặc CaO ta thu

được clorua vôi CaOCl_2 có công thức cấu tạo:



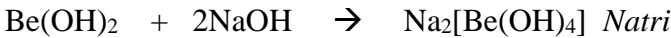
Clorua vôi là chất oxi hoá mạnh, dùng để sát trùng và tẩy trắng.

- Tác dụng với oxit axit; axit



- Tác dụng với bazo

Riêng Be(OH)_2 có khả năng tan trong dung dịch hidroxit tạo thành hydroxoberilat



hydroxoberilat

2.5.3. Các muối

- *Muối nitrat*: tan nhiều trong nước.

- *Muối clorua*: tan nhiều trong nước .

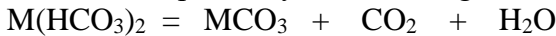
- *Muối sunfat*: từ BeSO_4 đến BaSO_4 độ tan giảm dần. BeSO_4 , MgSO_4 tan nhiều, SrSO_4 , BaSO_4 không tan.

- *Muối cacbonat*:

+ Muối cacbonat trung tính MCO_3 : Ít tan trong nước, khi nung nóng bị phân tích. t°



+ Muối cacbonat axit $\text{M(HCO}_3)_2$ tan nhiều trong nước, *chỉ tồn tại trong dung dịch* và dễ bị phân hủy khi đun nóng.



2.6 Ứng dụng và vai trò của các hợp chất kim loại kiềm thổ

2.6.1 Canxi

- Là nguyên tố cần thiết cho sự sống, chiếm khoảng 1,4% trọng lượng cơ thể. Ca tham gia tạo xương, răng, một lượng nhỏ Ca^{2+} trong dung dịch cơ thể, huyết tương, huyết thanh.

- Ca^{2+} có vai trò thiết yếu trong nhiều quá trình sinh lý, tham gia vào quá trình đông máu, điều hòa dẫn truyền thần kinh (giảm kích thích. Nếu Ca^{2+} trong máu giảm, cơ thể dễ bị co giật, khi ấy cần tiêm Ca^{2+} vào máu); tham gia điều hòa chuyển hóa trong cơ thể (do Ca^{2+} thúc đẩy hoạt động của nhiều enzym và cũng kìm hãm nhiều enzym khác).

- Ngoài ra, một số hợp chất của Canxi như CaCO_3 .. dùng là thuốc kháng axit hoặc dung phối hợp với các thuốc khác trong điều trị viêm loét, rối loạn đường tiêu hóa.

- Thực phẩm có chứa nhiều Ca là sữa, phomat, đậu, rau, lòng đỏ trứng..nếu thiếu Ca sẽ gây hiện tượng hạ Ca trong máu gây co rút tay chân.

2.6.2 Magie

- Chiếm khoảng 0,1% trọng lượng cơ thể; có trong xương (khoảng 50-75% lượng magiê trong cơ thể tập trung ở xương, magiê kết hợp với canxi và photpho trong quá trình tạo xương), đa phần còn lại phân bố ở cơ bắp, các tổ chức mô mềm và một lượng rất nhỏ trong máu. Trong cơ thể người, xếp theo vai trò quan trọng của các chất khoáng, Mg đứng thứ 3 sau Fe và Ca.

- Magie kiểm soát lượng Ca thâm nhập vào trong tế bào, nên có vai trò quan trọng trong việc giữ cho hệ thần kinh và cơ không hoạt động quá mức.

- Là chất hoạt hóa cho khoảng 300 enzym của cơ thể.

- Magiê còn tham gia vào sự phân hủy glucose, acid béo và các acid amin trong quá trình chuyển hóa năng lượng. Magiê cũng đóng vai trò quan trọng trong tổng hợp lipid và protein giúp quá trình tạo xương và các mô khác, bảo đảm tính bền vững dẫn truyền thần kinh và sự co cơ.

- Thiếu Mg sẽ gây còi xương, xốp xương. Các thực phẩm chứa nhiều Mg như sữa, rau xanh, hải sản, hạt dẻ...

- Vai trò của các hợp chất của Mg:

+ MgCl_2 được dùng trong sản xuất ximăng magiê dùng trong nha khoa (vì ximăng magiê có màu trắng, bền với axit và bazo)

+ $\text{Mg}(\text{OH})_2$, MgO là thuốc kháng axit dùng trong điều trị viêm loét dạ dày.

2.6.3 Bari:

- Các hợp chất của Bari đều độc, chỉ riêng BaSO_4 ít tan được dùng là thuốc dạng uống, có tính cản quang nên làm rõ nét ảnh chụp bằng tia X trong chuẩn đoán viêm loét đường tiêu hóa.

BÀI 3: CÁC NGUYÊN TỐ KIM LOẠI KHỐI IIIA, IVA

*** Mục tiêu:**

1. Xác định được vị trí và đặc điểm về cấu trúc electron của các kim loại nhóm III_A, IV_A.

2. Liệt kê một số tính chất hóa học của các đơn chất

3. Viết được phương trình phản ứng của các hợp chất điển hình của chúng

4. Kể ra một số ứng dụng và vai trò sinh học của các đơn chất và hợp chất của các kim loại trên

Vị trí các kim loại khối s trong bảng HTTH các nguyên tố hóa học:

	IA	IIA	III _A	IV _A	V _A	VI _A
2						
3			Al			
4			Ga	Ge		
5			In	Sn	Sb	
6			Tl	Pb	Bi	Po
7						

1. Nguyên tố kim loại nhóm IIIA

Các nguyên tố nhóm IIIA thuộc loại nguyên tố p gồm:

B, Al, Ga, In, Tl trong đó B thể hiện tính chất của phi kim

1.1. Trạng thái tự nhiên

Hàm lượng của bo và nhôm trong vỏ trái đất: Bo chiếm 5.10⁻⁴% tổng số nguyên tử, nhôm chiếm 5,5% tổng số nguyên tử. Hai khoáng vật quan trọng đối với công nghiệp của nhôm là boxit (Al₂O₃.xH₂O) và criolit (Na₃[AlF₆]). Khoáng vật chính của bo là borat (Na₂B₄O₇.10H₂O).

Trong thực tế bo nguyên tố thường được sử dụng ở dạng hợp kim, người ta dùng bo cho vào thép thay thế niken và crom. Chỉ cần thêm 0,001 - 0,003% B vào thép, độ cứng của thép tăng lên nhiều.

1.2. Tính chất lý học

1.2.1 Đặc điểm của nguyên tử

- Nguyên tử đều có chung một lớp electron hóa trị là ns^2np^1 .
- Vì năng lượng hydrat hóa của ion M^{3+} khá lớn nên dễ mất 3 electron hóa trị và do đó số oxy hóa đặc trưng là +3

- B là nguyên tố phi kim

1.2.2 Tính chất lí học

- Bo có một số dạng thù hình, nhưng dạng tứ diện là bền vững nhất, bo nguyên tố có màu đen, khó nóng chảy
- Nhôm là kim loại trắng như bạc, dễ dát mỏng, dễ kéo thành sợi, dẫn điện, nhiệt cao, nhôm là kim loại nhẹ

1.3. Tính chất hoá học

1.3.1 Bo (B)

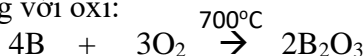
* Tính chất

- Ở điều kiện thường, B là nguyên tố rất trơ, chỉ tác dụng trực tiếp với flo.

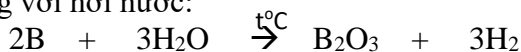


Nhưng ở nhiệt độ cao thì có thể tương tác với nhiều nguyên tố:

- Tác dụng với oxi:



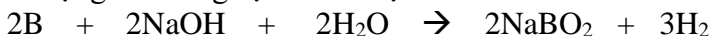
- Tác dụng với hơi nước:



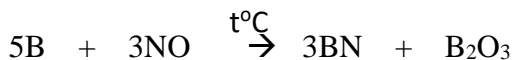
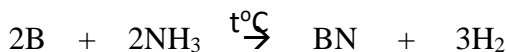
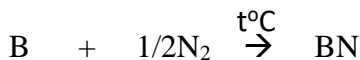
- Tác dụng với HNO_3 , H_2SO_4 đậm đặc tạo thành axit boric (H_3BO_3)



- Tác dụng với dung dịch kiềm đặc:



- Tác dụng với nitơ và NH_3 , NO tạo thành bo nitrua:



Chú ý: Bo không tác dụng được với H_2 , HCl và HF

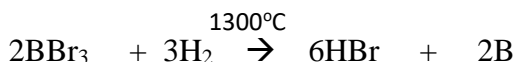
* Điều chế

- Phương pháp nhiệt kim loại: (hay dùng chất khử là Mg và Na)



Kali tetrafloroborat

- Phương pháp khử khí BBr_3 bằng H_2 :

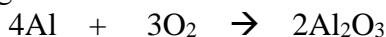


1.3.2 Nhôm (Al)

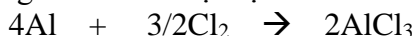
* **Tính chất hoá học**

Nhôm là nguyên tố hoạt động mạnh, ngay ở điều kiện bình thường nó cũng bị oxi không khí tác dụng tạo thành lớp oxit mỏng bền vững làm cho nhôm bị mờ đục nhưng lại giữ cho bên trong khỏi bị tác dụng tiếp.

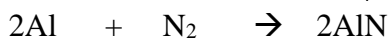
- Tác dụng với oxi:



- Tác dụng với halogen: Tác dụng với clo, brom ở nhiệt độ thường, tác dụng với iot ở nhiệt độ cao



- Tác dụng với phi kim:



- Tác dụng với H_2O

Ở nhiệt độ thường, Al không phản ứng với H_2O vì có lớp oxit bền vững bảo vệ. Nếu đánh bỏ lớp oxit đi, Al phản ứng với H_2O ở nhiệt độ thường.



Phản ứng trên nhanh chóng dừng lại vì $\text{Al}(\text{OH})_3$ □ bảo vệ không cho Al tiếp xúc với H_2O .

- Tác dụng axit:

+ Với HCl , H_2SO_4 tạo muối Al^{3+} và giải phóng khí H_2 :

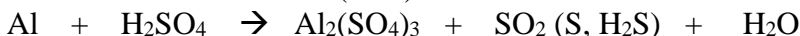


+ Với HNO_3 loãng tạo muối Al^{3+} và giải phóng các khí của hợp

chất nitơ (NO, N₂O, N₂, NH₄NO₃)



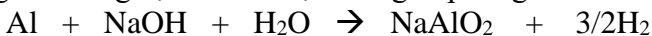
+ Với HNO₃, H₂SO₄ đặc nóng:



+ Với HNO₃, H₂SO₄ đặc nguội: Al thụ động không phản ứng.

Trên thực tế người ta dùng nhôm làm xitec đựng HNO₃ đặc nguội.

- Tác dụng với dung dịch kiềm mạnh và giải phóng hidro:



Chú ý: Al không tác dụng với hidro; với nước; dung dịch loãng H₃PO₄, CH₃COOH.

* Điều chế

- Điện phân dung dịch Al₂O₃ trong cryolit Na₃[AlF₆] nóng chảy ở 1000°C. Nhôm lỏng thoát ra ở catôt, còn ở anot là oxi



- Phương pháp clo hoá đất sét đã được nung trước để lấy nhôm clorua rồi dùng bột mangan khử ở nhiệt độ 230°C.

1.3.3. Các kim loại Ga, In, Tl

- Phản ứng với phi kim: O₂, Cl₂, Br₂, I₂ (đun nóng), S, N, C (nhiệt độ cao), không phản ứng với H₂.

- Phản ứng với axit: Tác dụng được với các axit thường (HCl, H₂SO₄ loãng)

+ Tl khi phản ứng với axit cho muối có oxi hóa +1 không tan do đó làm ngừng quá trình phản ứng

+ Không phản ứng với axit có tính oxy hóa (HNO₃ loãng, đặc, H₂SO₄ đặc) khi nguội

1.4. Các hợp chất

1.4.1 Oxit (E₂O₃)

Tính chất: các oxit hóa trị III của Al, Ga, In bền với nhiệt và lưỡng tính

- Tác dụng với nước:

+ B₂O₃ tan được trong nước tạo thành axit

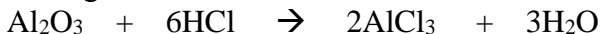


+ Al_2O_3 không tan trong nước

- Tác dụng với axit:

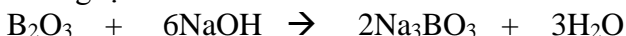
+ B_2O_3 không phản ứng

+ Al_2O_3 phản ứng mạnh tạo thành muối và nước

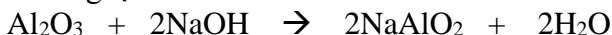


- Tác dụng với kiềm:

+ B_2O_3 phản ứng tạo thành muối borat và nước



+ Al_2O_3 phản ứng tạo thành muối aluminat



+ Tl có cả oxit hóa trị I và hóa trị III. Tl_2O_3 bị phân hủy ở 500°C



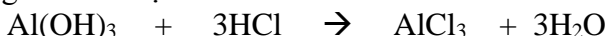
1.4.2 Hidroxit

Tính chất

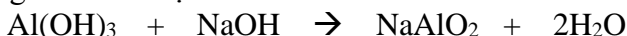
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ là chất kết tủa dạng keo, ít tan trong nước.

- Là hidroxit lưỡng tính, dễ tan trong axit và trong dung dịch kiềm, đặc biệt không tan vào dung dịch NH_4OH loãng.

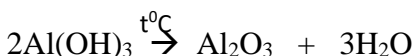
+ Tác dụng với axit: tạo thành muối và nước



+ Tác dụng với kiềm: tạo thành muối aluminat



- $\text{Al}(\text{OH})_3$ nung nóng bị mất nước:



- $\text{Tl}(\text{OH})_3$ chỉ tan trong axit. TlOH dễ tan trong nước và là một bazơ mạnh gần bằng KOH

1.4.3. Các muối

- Các muối nitrat, sunfat, halogenua của nhôm đều tan nhiều trong nước

- Muối nhôm clorua: $\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$ (khí)

- Muối phèn nhôm kali $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ được dùng làm cho nước trong



$\text{Al}(\text{OH})_3$ dạng keo sẽ bám lấy chất bẩn lắng xuống làm nước trong

1.5. Ứng dụng và tác dụng sinh học

1.5.1. Bo

- B và các hợp chất của nó có độc tính với lượng lớn, cả khi nuốt hoặc hấp thụ qua da thường xuyên.

- Axit boric và borat chỉ có tính kìm khuẩn yếu nên được dùng làm chất chống nhiễm khuẩn ngoài da.

- Natri tetraborat ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) dùng làm thuốc sát trùng nhẹ, súc miệng, bôi cổ họng.

1.5.2. Nhôm

- Không có vai trò sinh học, ngược lại thấy độc tính mạnh của Al ảnh hưởng đến não người cao tuổi.

- Nhiều hợp chất không tan của Al được dùng làm thuốc kháng axit dạ dày.

- $\text{Al}(\text{OH})_3$ dùng làm dung dịch keo đông để trung hòa HCl của dịch vị, chữa bệnh loét dạ dày.

2. Các nguyên tố kim loại IV_A

- Bao gồm các nguyên tố Sn, Pb

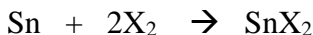
- Lớp electron hóa trị ns^2np^2 . Do đó chúng có thể có các số oxy hóa đặc trưng là +2, +4 trong các hợp chất

2.1 Tính chất hóa học

- Phản ứng với phi kim

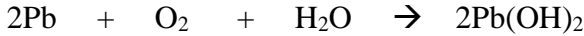
+ Với oxy: Trong không khí ở nhiệt độ thường thiếc không bị thay đổi, trong khi đó chì bị oxy hóa thành lớp oxit và dần dần chuyển thành chì cacbonat kiềm ngăn cản sự oxy hóa tiếp

+ Với các halogen thiếc cho sản phẩm có số oxy hóa +4 còn chì cho các chì(II) halid



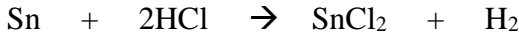
- Phản ứng với nước

Trong số 3 kim loại của nhóm IV_A, chỉ có chì, khi tiếp xúc với nước và có không khí thì lớp PbO bao ngoài bị tách dần và nó tiếp tục phản ứng:



- Phản ứng với axit

+ Sn và Pb đều phản ứng được với các axit thường (HCl, H₂SO₄ loãng):



Tuy nhiên phản ứng của chì chỉ xảy ra trên bề mặt, tạo ra PbCl₂ hay PbSO₄ khó tan. Chính các lớp này bảo vệ chì không tiếp tục phản ứng nữa.

+ Với HNO₃ loãng giải phóng NO và muối nitrat (II)

+ Với axit H₂SO₄ đặc nóng oxy hóa thiếc đến Sn⁴⁺

- Phản ứng với dung dịch kiềm

Pb, Sn có thể tác dụng với kiềm khi đun nóng, giải phóng H₂



2.2 Hợp chất

2.2.1 Oxit (MO và MO₂)

- Các oxit MO đều khó tan trong nước

- Chì có 2 oxit phổ biến là PbO và PbO₂

- Tất cả các oxit của Sn và Pb đều hòa tan trong axit và kiềm

2.2.2 Hydroxit M(OH)₂

- Các hydroxit là hợp chất lưỡng tính, tan trong kiềm và trong axit. Khi đó tạo thành hydroxo stannit hay plumbit:



Kali hydroxo plumbit



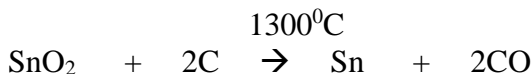
2.2.3. Muối

+ PbSO₄ là muối khó tan. Trong hóa học phân tích, sự kết tủa PbSO₄ được dùng làm phản ứng định tính cation Pb²⁺ hay anion SO₄²⁻

+ Ion Sn²⁺ là chất khử mạnh, nó dễ dàng bị oxi hóa đến Sn⁴⁺, trong khi đó Pb²⁺ lại không thể hiện tính chất này.

2.2.4. Điều chế

Thiếc được điều chế bằng cách dùng cacbon để khử SnO₂ theo phản ứng:



2.3 Tác dụng sinh học

- Chì và các hợp chất của nó đều độc do tác dụng của nó vào hệ thần kinh, ngăn cản quá trình tạo máu. Vì vậy phải cẩn thận khi tiếp xúc với nó

- Cũng vì lí do độc hại mà ngày nay người ta không cho phép dùng chì tetra ethyl $Pb(C_2H_5)_4$ pha vào xăng để làm chất chậm nổ. Chất này dễ dàng thấm qua niêm mạc miệng hay qua da để vào máu

- Bệnh nhiễm độc chì thường xảy ra phổ biến ở những công nhân thường xuyên tiếp xúc với chì (nhà máy sản xuất acquy, nhà máy hóa chất, xưởng in hay đúc chữ in...) Điều nguy hiểm của nhiễm độc này là nó diễn ra một cách từ từ, gây thiếu máu mạn tính. Trong khi đó thì cơ thể tự đào thải chì lại rất chậm.

BÀI 4: CÁC NGUYÊN TỐ KIM LOẠI CHUYỂN TIẾP

*Mục tiêu:

1. Xác định được vị trí và đặc điểm về cấu trúc electron của các kim loại phân nhóm phụ.

2. Trình bày một số tính chất hóa học của các kim loại nhóm I_B, II_B, VI_B, VII_B, VIII_B

3. Viết được các phương trình phản ứng của các hợp chất điển hình của chúng.

4. Nêu được vai trò sinh học của đơn chất và hợp chất của các kim loại trên

Vị trí các kim loại khối d trong bảng hệ thống tuần hoàn các nguyên tố hóa học:

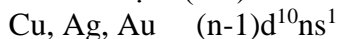
	III _B	IV _B	V _B	VI _B	VII _B	VIII _B			I _B	II _B
4	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
5	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
6	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg

1. Khái quát về kim loại chuyển tiếp

1.1 Vị trí và đặc điểm

- Các nguyên tố d nằm giữa khối nguyên tố s và khối nguyên tố p trong bảng hệ thống tuần hoàn dài. Chúng thuộc các nhóm từ I_B đến VIII_B.

- Lớp electron hóa trị là $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$. Có một số ngoại lệ như:



- Vì năng lượng của 2 phân mức $(n-1)d$ và ns xấp xỉ nhau nên chúng dễ dàng tách các electron hóa trị, thể hiện nhiều số oxy hóa khác nhau trong hợp chất.

Có các phân mức d trống do đó dễ tạo phức chất.

1.2 Một số tính chất chung

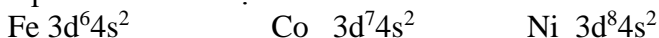
- Cấu trúc tinh thể thường có nhiệt độ nóng chảy , nhiệt độ sôi cao, khối lượng riêng lớn hơn so với những kim loại khác.
- Bền vững về mặt hóa học với tác dụng của oxy và nước.
- Một số kim loại như Au, Ag, Cu, Hg, Pt có thể oxy hóa khử dương nên không có phản ứng với các acid thường.
- Hầu hết các kim loại chuyển tiếp phản ứng được với các acid oxy hóa, ví dụ như H_2SO_{4d} , HNO_3 và tùy thuộc vào điều kiện phản ứng , vào kim loại mà cho những sản phẩm khác nhau.
- Có khả năng tạo phức do còn nhiều orbital d trống.

2. Nguyên tố kim loại nhóm VIIIB – Họ sắt

2.1 Vị trí và đặc điểm:

- Sắt (Fe), coban (Co) và Niken (Ni) là các nguyên tố thuộc nhóm VIIIB.

- Lớp electron hóa trị:

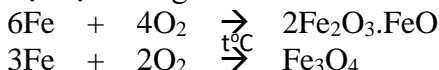


- Dễ dàng mất 2 electron ở phân mức 4s và một số electron ở phân mức 3d vì vậy chúng là kim loại hoạt động. Số oxy hóa thường gặp của Fe và Co là +2; +3; của Ni là +2.

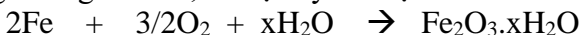
2.2. Tính chất hoá học

a. Phản ứng với phi kim

- Tác dụng với oxy: Co và Ni khá bền vững trong khi Fe phản ứng chậm với oxy ở nhiệt độ thường:



+ Trong không khí ẩm, Fe bị oxy hóa tạo thành rỉ sắt:



- Tác dụng với halogen và phi kim khác:

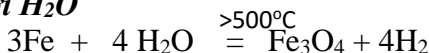
+ Phản ứng với các halogen tạo ra muối sắt (III) và coban (II), niken (II) halid.

+ Tác dụng với lưu huỳnh khi đun nóng tạo các sulfid.



+ Tác dụng với cacbon ở nhiệt độ cao tạo cacbit FeC_3 , CoC_2 .

b. Phản ứng với H_2O

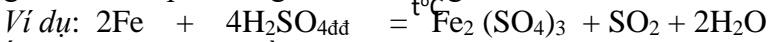


c. Phản ứng với acid

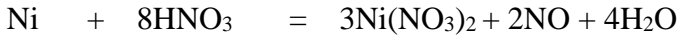
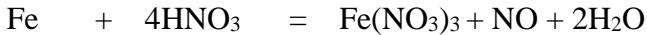
- Với acid thường, Fe thường dễ dàng phản ứng; Co, Ni phản ứng chậm:



- Đối với acid oxy hóa $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{đđ}}$; $\text{HNO}_{3\text{đđ}}$ thì các kim loại này bị thụ động hóa và chỉ phản ứng khi đun nóng:



- Sắt, coban và niken đều phản ứng với acid nitric loãng, chỉ Fe cho muối có số oxy hóa +3:



2.3. Các hợp chất

2.3.1. Oxyd

Tồn tại các dạng oxyd MO , M_2O_3 ; M_3O_4 không tan trong nước nhưng dễ tan trong acid.

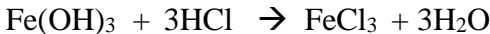
Ví dụ: Sắt tạo thành sắt (II) oxit (FeO) màu đen; sắt (III) oxit (Fe_2O_3) màu đỏ; oxyd sắt từ (Fe_3O_4) màu đen, quan trọng là Fe_2O_3 ; Fe_3O_4 vì chúng tồn tại trong thiên nhiên và là quặng chủ yếu của sắt.

2.3.2. Hydroxyd

- $\text{Fe}(\text{OH})_2$ trong không khí nhanh chóng bị oxy hóa thành $\text{Fe}(\text{OH})_3$. $\text{Co}(\text{OH})_2$ bị oxy hóa chậm.



- Các hydroxyd đều dễ tan trong acid tuy nhiên có sự khác nhau giữa hydroxyd Fe (III), hydroxyd Co (III) và Ni (II)



Phản ứng trên cho thấy các ion Co^{3+} , Ni^{2+} có tính oxy hóa mạnh hơn ion Fe^{3+} .

2.3.3. Muối

- Các muối clorid, nitrat, sulfat thường ở dạng tinh thể ngâm nước và đều dễ tan. Các tinh thể muối cũng như ion Fe^{2+} có màu xanh nhạt; của Fe^{3+} thường có màu vàng nâu, của Co^{3+} có màu hồng, của Ni^{2+} thường có màu xanh đậm.

- Hai muối kép thường gặp của Fe là $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (phèn

sắt amoni); $\text{NH}_4 \text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (muối Mohr). Ion Fe^{2+} trong muối Mohr rất bền còn các muối sắt (II) khác bị oxy hóa một phần trong không khí thành Fe^{3+} .

2.4. Trạng thái tự nhiên

Sắt là kim loại phổ biến nhất trong vỏ quả đất sau nhôm. Trong thiên nhiên, nguyên tố sắt tồn tại dưới dạng hợp chất như hematit (Fe_2O_3), pyrit (FeS_2), magnetit (Fe_3O_4)...

Coban và niken có trong các quặng CoS_2 , CoAs , NiAs .

2.5. Vai trò và ứng dụng trong Y – Dược

- Sắt, coban và niken tạo nên nhiều hợp kim quan trọng có ứng dụng to lớn trong kỹ thuật.

- Sắt là nguyên tố đặc biệt cần thiết đối với sự sống. Trong tất cả các tế bào động vật đều chứa sắt dưới dạng liên kết với các hợp chất hữu cơ cũng như ở dạng ion.

- Fe là nguyên tố vi lượng thiết yếu của cơ thể.

- Hemoglobin trong máu gồm globin là protein có khối lượng phân tử lớn liên kết với hem chứa Fe^{2+} ở dạng phức với porphyrin. Hemoglobin giữ vai trò vận chuyển oxy từ phổi đến mô.

- Ion Fe còn có mặt trong một số enzym oxy hóa khử. Các cytochrom và các enzym của chuỗi hô hấp ở động vật có chứa ion Fe dạng Fe^{2+} , dạng oxy hóa (Fe^{3+}). Sự thay đổi số oxy hóa của ion Fe là cơ sở của chức năng xúc tác của các chất trên trong quá trình oxy hóa thức ăn trong cơ thể.

- Nhu cầu về Fe hàng ngày từ 1-3mg. Nếu thiếu sắt, dẫn đến bệnh thiếu máu nhược sắt (là sự giảm sút về số lượng và chất lượng của hemoglobin trong hồng cầu); sự thiếu hụt sắt ở trẻ em đang lớn có thể làm giảm trí tuệ. Nhưng nếu sắt quá dư thừa trong cơ thể cũng sẽ gây ra nhiều bệnh nguy hiểm cho cơ thể. Thức ăn có chứa nhiều sắt là thịt nạc, gan, tim, lòng đỏ trứng, nấm hương, đậu, cần tây, quả lê, quả mơ...

- Ngoài ra, nhiều hợp chất đơn giản (các muối) hoặc phức chất của Fe^{2+} ; Fe^{3+} được sử dụng làm thuốc bổ máu do thiếu sắt, nhưng nay ít dùng do cảnh báo độc hại khi dư thừa sắt do dùng quá liều hay dùng không đúng bệnh.

3. Nguyên tố kim loại nhóm IB

3.1 Vị trí và đặc điểm

- Đồng (Cu), bạc (Ag) và vàng (Au) là các kim loại đứng gần cuối trong 10 nguyên tố d ở mỗi chu kỳ, hoạt động hóa học yếu.

- Lớp electron hóa trị $(n-1)d^{10}ns^1$.

- Lớp ngoài cùng cũng có 1 electron tương tự như các nguyên tố I_A nên trong một số hợp chất nó cũng có hóa trị 1. Tuy nhiên so với các nguyên tố nhóm I_A thì tính khử của các nguyên tố nhóm I_B yếu hơn rất nhiều (thế oxy hóa khử tiêu chuẩn rất dương ở I_B).

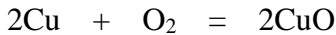
- Số oxy hóa đặc trưng của Cu là +2 của Ag là +1; của Au là +3;. Ngoài ra đồng và vàng còn có số oxy hóa là +1.

- Thuộc vào loại các nguyên tố chuyển tiếp nên chúng có khả năng tạo phức.

3.2 Tính chất hóa học

a. Phản ứng với phi kim

- Tác dụng với oxy: chỉ có Cu phản ứng với oxy khi đốt nóng (800^oC)



+ Nếu tiếp tục nung ở nhiệt độ cao hơn sẽ tạo thành Cu₂O có màu đỏ gạch.

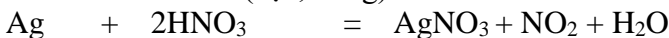
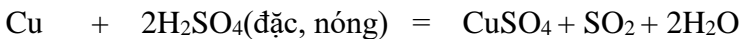
- Tác dụng với halogen: cả 3 nguyên tố đều bị oxy hóa, đặc biệt nhanh khi có hơi ẩm và nhiệt độ cao.

- Tác dụng với CO₂: ở nhiệt độ thường, trong không khí ẩm Cu phản ứng với CO₂ tạo thành đồng carbonat base (CuOH)₂CO₃ có màu xanh lá cây.

b. Phản ứng với các acid oxy hóa

Với thế khử tiêu chuẩn dương nên các nguyên tố nhóm I_B chỉ tác dụng với các acid có tính oxy hóa như H₂SO₄đđ, HNO₃đđ

+ Cu và Ag bị oxy hóa đến Cu²⁺, Ag⁺ bởi các acid có tính oxy hóa



+ Au chỉ bị hòa tan trong cường thủy:



c. Phản ứng với dung dịch muối



3.3. Hợp chất

3.3.1. Oxyd

- M_2O . Các oxyd dạng này chỉ có đối với đồng và bạc.

+ Cu_2O nhận được khi cho dung dịch muối đồng (II) tác dụng với kiềm có mặt chất khử như glucose, hydroxylamin... Thoạt đầu có kết tủa đồng (I) hydroxyd CuOH màu vàng, khi đun nóng chuyển thành Cu_2O màu đỏ gạch.

+ Ag_2O tạo ra khi cho OH^- vào dung dịch chứa ion Ag^+ .

Các oxit Cu_2O , Ag_2O có cấu trúc tinh thể. Cả hai đều hòa tan trong NH_3 tạo ra các phức tương ứng $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ và $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$.

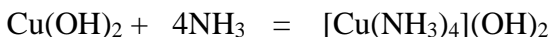
- MO . Các oxyd dạng MO chỉ đặc trưng cho Cu. CuO tạo thành khi nung đồng trong không khí hay trong oxy, CuO dễ hòa tan trong acid tạo muối đồng (II).

3.3.2. Hydroxyd

Các hydroxyd tương ứng của M_2O ít bền, dễ bị phân hủy thành oxyd M_2O .

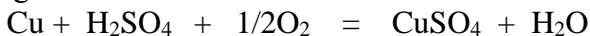
- $\text{Cu}(\text{OH})_2$ là chất kết tủa nhầy màu xanh, tạo ra khi cho muối đồng tác dụng với base.

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ dễ dàng hòa tan trong NH_3 tạo ra các phức tetraamin đồng màu xanh thẫm.



3.3.3. Muối

Đa số muối Cu (II) ngậm nước kết tinh và dễ tan trong nước. Muối quan trọng nhất là $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$



Các muối bạc halid tạo thành do phản ứng của ion bạc và các ion Cl^- , Br^- rất ít tan trong nước và trong acid loãng. Tính chất này có ý nghĩa to lớn trong phân tích định tính và định lượng các ion halogen.

Muối tan của Ag được sử dụng rộng rãi là AgNO_3 được điều chế bằng phản ứng trực tiếp của Ag và HNO_3 . Nhiều chất hữu cơ khử AgNO_3 đến Ag vì vậy da hay áo quần bị đen khi dính AgNO_3 .

Các hợp chất hóa trị III chỉ đặc trưng đối với vàng : AuCl_3 .

3.4. Trạng thái thiên nhiên

Trong tự nhiên đồng, vàng và bạc tồn tại chủ yếu dưới dạng sulfit kèm với các kim loại khác.

+ Quặng đồng quan trọng nhất là cancopirit CuFeS_2 và cancozin Cu_2S . Ag_2S thường gặp dưới dạng tạp chất trong các quặng sulfit của chì và đồng...

Vàng chủ yếu dưới dạng đơn chất phân tán trong đất.

3.5. Ứng dụng và vai trò sinh học

- Đồng (Cu) là kim loại quan trọng trong kĩ thuật và công nghiệp: dùng trong công nghiệp điện và trong việc điều chế các hợp kim.

Đồng là nguyên tố vi lượng thiết yếu, người lớn cần 1,5-2 mg/ngày. Đồng thúc đẩy sự tạo máu, tăng cường tác dụng sinh lý của Fe. Đồng có mặt trong nhiều enzyme, phân bố rộng rãi trong cơ thể để điều chỉnh chuyển hóa protid, lipid, glucid.. Ngoài ra đồng cũng điều chỉnh sự hấp thu và phân bố các vitamin, tăng sức đề kháng trong cơ thể...

- Bạc (Ag) dẫn điện tốt, bền về mặt hóa học nên được sử dụng trong kĩ thuật điện tử, công nghiệp thực phẩm, công nghiệp hóa chất...

4. Nguyên tố kim loại nhóm II_B

4.1. Vị trí và đặc điểm

- Kẽm (Zn), cadimi (Cd) và thủy ngân (Hg) là các kim loại đứng cuối cùng trong số 10 nguyên tố d ở mỗi chu kỳ.

- Lớp electron hóa trị: $(n-1)d^{10}ns^2$.

- Lớp trong bão hòa nên rất bền. Lớp ngoài cùng có 2 electron vì vậy các nguyên tố này thể hiện số oxy hóa tối đa là +2 tương tự như các nguyên tố nhóm II_A. Tuy nhiên so với các nguyên tố nhóm II_A tính khử của các nguyên tố nhóm II_B yếu hơn. Đó là do chúng có thể ion hóa khá lớn.

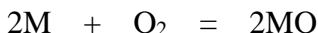
- Ngoài số oxy hóa là +2, Hg còn thể hiện số oxy hóa +1 do 2 nguyên tử của chúng có khả năng tạo liên kết cộng $-\text{Hg}-\text{Hg}$. Vì vậy trong dung dịch chỉ tồn tại ion Hg_2^{2+} chứ không phải ion Hg^+ .

- Thuộc vào loại các nguyên tố d nên chúng có khả năng tạo phức lớn.

4.2. Tính chất hóa học

4.2.1. Phản ứng với phi kim

- Tác dụng với oxy: Trong không khí ẩm bị bao phủ bởi lớp màng oxyd khá dày nhưng khi nung nóng, dễ dàng kết hợp với oxy tạo oxyd MO:

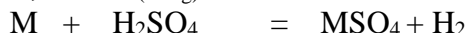


- Tác dụng với phi kim khác:

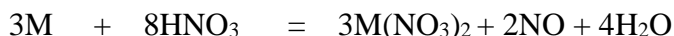
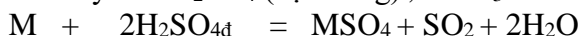
+ Phản ứng với các halogen và lưu huỳnh ở nhiệt độ đun nóng. Riêng Hg phản ứng với lưu huỳnh ở nhiệt độ thường tạo HgS (người ta lợi dụng phản ứng này để thu gom và loại tác dụng độc hại của thủy ngân bị rơi vãi bằng cách dùng bột lưu huỳnh).

4.2.2. Phản ứng với acid

- Trừ thủy ngân, các nguyên tố Zn, Cd có thể oxy hóa khử thiêu chuẩn khá âm nên chúng có thể tác dụng với các acid không có tính oxy hóa như HCl, H₂SO₄ (loãng)



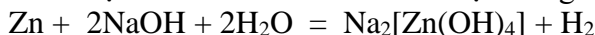
- Đối với acid oxy hóa H₂SO₄ (đặc nóng); HNO₃



Khi M là kẽm thì các phản ứng trên có thể dẫn đến tạo ra S, H₂S (với H₂SO₄) hay N₂O, N₂, NH₄⁺ (với HNO₃ loãng).

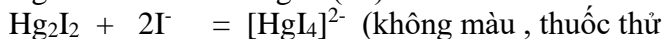
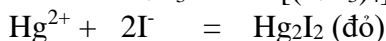
4.2.3. Phản ứng với dung dịch kiềm

Trong số 3 kim loại nhóm II_B chỉ có Zn tan được trong kiềm :



4.2.4. Phản ứng tạo phức của các ion

Cation của các kim loại này dễ dàng tạo phức với các phối tử như NH₃, CN⁻, amin..

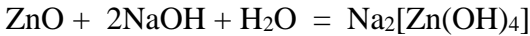


Nesle)

4.3. Hợp chất

4.3.1. Oxyd

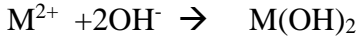
Trong 3 oxyd chỉ có ZnO thể hiện tính lưỡng tính: tác dụng với acid tạo muối và tác dụng với kiềm tạo zinat:



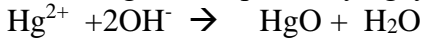
HgO dễ bị phân hủy bởi nhiệt.

4.3.2. Hydroxyd

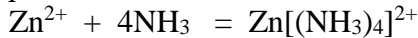
Các hydroxyd kẽm và cadimi được tạo thành do phản ứng



Trong khi đó ion Hg^{2+} tác dụng với kiềm chỉ thu được HgO do kết tủa $\text{Hg}(\text{OH})_2$ vừa tạo ra không bền, bị phân hủy ngay.



$\text{Zn}(\text{OH})_2$ cũng là hydroxyd lưỡng tính, có thể tan được trong cả acid và kiềm dư tạo muối kẽm và zinat. Tuy nhiên $\text{Zn}(\text{OH})_2$ còn tan được trong amoniac tạo phức.



4.3.3. Muối

- + Các muối sulfat và nitrat đều dễ tan.
- + Các muối cacbonat và sulfit khó tan.
- + Các muối halid có độ tan giảm dần từ clorit đến iodid và cũng từ muối kẽm đến muối thủy ngân.

Ví dụ: $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnBr}_2 \rightarrow \text{ZnI}_2$

Đặc biệt HgI_2 rất ít tan trong nước nhưng lại dễ tan khi có mặt KI tạo phức.

4.4. Trạng thái thiên nhiên

Trong tự nhiên kẽm, cadimi và thủy ngân tồn tại chủ yếu dưới dạng sulfit kèm với các kim loại khác như chì và đồng.

+ ZnS và CdS có trong quặng aphanerit; HgS gặp trong quặng xinaba.

Thủy ngân cũng tồn tại ở dạng tự do vì các hợp chất của nó kém bền, dễ bị phân hủy thành kim loại.

4.5 Vai trò sinh học

- **Kẽm (Zn):** là nguyên tố thiết yếu của cơ thể. Toàn cơ thể chứa khoảng 2-2,5g kẽm, gần bằng lượng sắt và gấp hơn 20 lần lượng đồng.

Ion kẽm có trong thành phần (coenzyme) của nhiều enzyme như carboanhydrase (trong hồng cầu), alcoldehydrogenase của gan. Ngoài ra kẽm rất cần thiết cho sự hình thành và hoạt động của một số hormon..

Đối với người lớn, mỗi ngày cần khoảng 15-20mg. Lượng này chủ yếu được đưa vào cơ thể qua thịt và một phần rau quả. Tuy chỉ là vi lượng nhưng nếu thiếu sẽ phát sinh hàng loạt triệu chứng và bệnh lý như: chán ăn, chậm phát triển, suy giảm miễn dịch, rối loạn chuyển hóa glucid, protid, giảm sinh sản ở cả nam và nữ, dị dạng bào thai.....

- **Thủy ngân (Hg):** Hơi thủy ngân rất độc, vì vậy cần đựng thủy ngân trong bình đậy kín. Khi nhiễm độc cấp thường gây viêm niêm mạc miệng. Gây rối loạn ruột, thận.

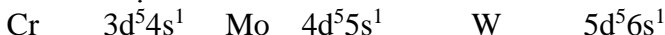
Ion thủy ngân (II) có độc tính cao do nó có khả năng kết hợp bền với protein. Trong cơ thể nó có tác dụng chủ yếu lên mô thận làm mất khả năng bài tiết của tổ chức này. Khi bị nhiễm độc thủy ngân cần ăn lòng trắng trứng và uống sữa (protein trong các thực phẩm này có tác dụng kết tủa thủy ngân trong dạ dày).

5. Các nguyên tố kim loại nhóm VI_B – Nhóm Crom

5.1. Vị trí và đặc điểm

- Crom (Cr), molipden (Mo) và vonfram (W) là các kim loại thuộc nhóm II_B.

- Lớp electron hóa trị:



- Dễ bị mất các electron ở lớp ngoài cùng (ns) và một số electron ở phân mức (n-1)d của lớp trong. Vì vậy chúng là các kim loại điển hình, số oxy hóa cao nhất là +6. Số oxy hóa thường gặp và bền của Cr là +3, +6.

5.2. Tính chất hóa học

a. Phản ứng với phi kim

- Bền vững trong không khí ở nhiệt độ thường. ở nhiệt độ cao, crom dạng bột cháy trong oxy tạo crom (III) oxyd:



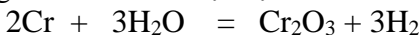
- Phản ứng với flo ở nhiệt độ thường, với clo và brom khi đun

nóng.

- Chỉ phản ứng với nitơ, cacbon, lưu huỳnh ở nhiệt độ cao tạo nên các hợp chất có thành phần khác nhau.

b. Phản ứng với nước:

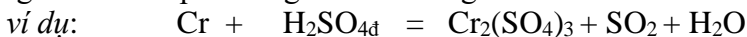
Cr phản ứng với nước ở nhiệt độ $>600^{\circ}\text{C}$



c. Phản ứng với acid

- Với acid thường như HCl hay H_2SO_4 (loãng) chỉ có Cr phản ứng chậm tạo H_2 ví dụ: $\text{Cr} + \text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2$

- Đối với acid oxy hóa H_2SO_4 (đặc); HNO_3 (đặc); các kim loại thụ động hóa và chỉ phản ứng khi đun nóng:

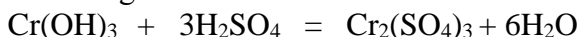


5.3. Hợp chất

5.3.1. Oxyd và hydroxyd

- Crom thường tồn tại ở dạng oxyd Cr_2O_3 , CrO_3

+ Cr_2O_3 và hydroxyd tương ứng $\text{Cr}(\text{OH})_3$ đều không tan trong nước và có tính chất lưỡng tính:



+ CrO_3 là oxyd acid, dễ tan trong nước, hydroxyd tương ứng H_2CrO_4 và $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ là các acid có tính oxy hóa:



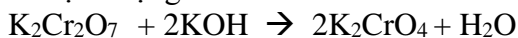
5.3.2. Muối

Các muối crom(VI) thường gặp là kali cromat K_2CrO_4 (tinh thể màu vàng) và kali dicromat $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (tinh thể màu đỏ da cam).

Các ion CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ đều bền và dễ dàng chuyển hóa cho nhau tùy thuộc vào pH của môi trường:



Trong môi trường kiềm chủ yếu tồn tại dạng muối cromat, trong môi trường acid tồn tại ở dạng dicromat.



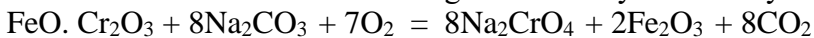
5.4. Trạng thái thiên nhiên và điều chế

Crom tồn tại trong thiên nhiên dưới dạng quặng sắt cromit FeO .

Cr_2O_3 .

Crom được điều chế bằng phương pháp nhiệt nhôm hay điện phân dung dịch dicromat.

Trong cromat và dicromat được điều chế bằng cách nung chảy cromit với Na_2CO_3 ở 1200°C đồng thời thổi oxy nên để oxy hóa:



Sau đó acid hóa dung dịch cromat ta thu được dicromat.

5.5. Ứng dụng và vai trò của các kim loại nhóm crom

- Cr, Mo, W tạo nên nhiều hợp kim quan trọng ứng dụng to lớn trong kỹ thuật.

- Crom: Trong máu và mô động vật đều có chứa lượng crom khác nhau dưới dạng liên kết cũng như ở dạng ion.

+ Crom có trong thành phần pepsin. Sự thiếu hụt crom gây ra những bệnh về mắt, gây rối loạn trao đổi carbohydrat và tiến triển bệnh đái tháo đường.

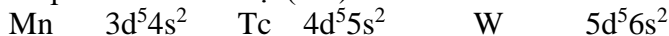
- Molipden: ở người và động vật molipden có trong gan, thận, tuyến nội tiết. Mo cũng tham gia vào thành phần các enzyme flavin, aldehydase. Một lượng sinh lí của Mo có tác dụng kích thích sinh trưởng và tăng khả năng miễn dịch của cơ thể đối với một số bệnh nhiễm trùng.

6. Nguyên tố kim loại nhóm VII_B – Nhóm Mangan

6.1. Vị trí và đặc điểm

- Mangan (Mn), Tecnexi (Tc) và Reni (Re) là các kim loại thuộc nhóm VII_B.

- Cấu hình lớp electron hóa trị: $(n-1)d^5ns^2$



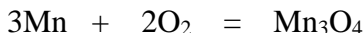
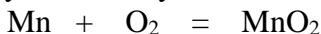
- Dễ bị mất các electron ở lớp ngoài cùng (ns) và một số electron ở phân mức $(n-1)d$ của lớp trong. Vì vậy chúng là các kim loại điển hình, số oxy hóa cao nhất là +7. Số oxy hóa thường gặp và bền của Mn là +2, +4 và +7.

6.2. Tính chất hóa học

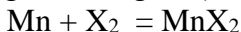
a. Phản ứng với phi kim

Ở dạng bột và khi đun nóng, Mn phản ứng mạnh với oxy, halogen.

- Tác dụng với oxy tạo các oxyd MnO_2 , Mn_2O_3 hoặc Mn_3O_4



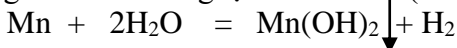
- Phản ứng với halogen: (X là halogen)



- Phản ứng với các phi kim khác như: nitơ, cacbon, lưu huỳnh, phospho; Mn chỉ phản ứng ở nhiệt độ cao tạo nên các hợp chất có thành phần khác nhau.

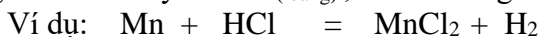
b. Phản ứng với nước:

Trong dãy điện thế, Mn đứng trước hydro, vì vậy Mn ở dạng bột có thể phản ứng với nước nóng tạo kết tủa $Mn(OH)_2$:



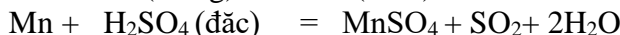
c. Phản ứng với acid

- Với acid thường như HCl hay H_2SO_4 (loãng); Mn dễ dàng bị hòa tan tạo muối:



- Đối với acid oxy hóa H_2SO_4 (đặc); HNO_3 :

ví dụ: $Mn + HNO_3$ (loãng) = $3Mn(NO_3)_3 + 2NO_2 + 4H_2O$



6.3. Hợp chất

6.3.1. Oxyd và hydroxyd

- Mangan tác dụng với oxy tạo nhiều loại oxyd, trong đó MnO_2 , Mn_2O_3 và Mn_3O_4 là các oxyd bền vững.

+ MnO và Mn_2O_3 là các oxyd base, tương ứng với hydroxit $Mn(OH)_2$ và $Mn(OH)_3$.

+ MnO_2 có tính lưỡng tính.

+ Mn_2O_7 là oxyd acid, hydroxyd tương ứng $HMnO_4$ -acid permanganic là một acid mạnh nhưng chỉ tồn tại trong dung dịch.

6.3.2. Muối

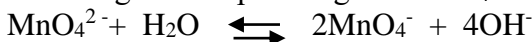
- Các muối Mn^{+2} là muối bền nhất trong các muối của mangan.

- Các muối của mangan thường gặp là kali permanganat $KMnO_4$ có dạng tinh thể màu tím, dễ tan trong nước, ion permanganat MnO_4^- trong dung dịch có màu hồng tím. Khi đun nóng tinh thể $KMnO_4$ bị phân hủy:



Kali manganat

- Ion MnO_4^{2-} (ion manganat) trong dung dịch có màu xanh. Trong dung dịch có sự cân bằng với ion permanganat MnO_4^- :



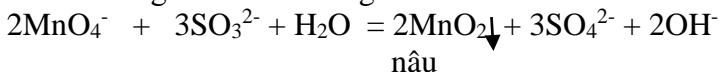
Như vậy MnO_4^{2-} chỉ tồn tại trong môi trường kiềm, còn trong môi trường acid, chủ yếu tồn tại ion MnO_4^- .

- Ion MnO_4^- có tính oxy hóa mạnh và tùy thuộc vào môi trường mà cho những sản phẩm khác nhau.

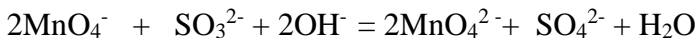
Ví dụ: phản ứng oxy hóa K_2SO_3 trong 3 môi trường



hồng tím không màu



nâu



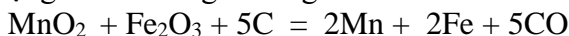
Xanh

6.4. Trạng thái thiên nhiên và điều chế

Mangan tồn tại trong thiên nhiên dưới dạng quặng piroluzit MnO_2 , hotmanit Mn_3O_4 .

Mn có thể được điều chế bằng phương pháp điện phân dung dịch muối mangan clorid hay sulfat khi có mặt $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ hay khử oxit của nó bằng Si trong lò điện.

Một lượng lớn mangan được điều chế dưới dạng feromangan khi khử hỗn hợp quặng sắt và mangan bằng C:



6.5. Vai trò sinh học của mangan

- Mangan là nguyên tố vi lượng thiết yếu, có vai trò sinh học quan trọng. Cơ thể trưởng thành chứa khoảng 10-20mg mangan, có trong mọi tế bào, tập trung cao ở xương, gan, thận.

- Ion mangan có trong thành phần của các enzyme như phosphatase máu, peptidase huyết thanh, decarboxylase.., nó làm tăng cường hoạt động của các enzyme này..

- Sự nhiễm độc cấp mangan làm tổn thương hệ thần kinh trung ương, khi tác dụng lâu dài có thể dẫn đến xơ gan.

BÀI 5: CÁC NGUYÊN TỐ PHI KIM

*Mục tiêu

1. Xác định được vị trí và đặc điểm về cấu trúc của các phi kim nhóm IV_A, V_A, VI_A, VII_A.
2. Trình bày một số tính chất hóa học của các đơn chất.
3. Viết được phương trình phản ứng của các hợp chất điển hình của chúng.
4. Nêu một số ứng dụng và vai trò sinh học của đơn chất và hợp chất của các phi kim.

Vị trí các phi kim trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học

	I _A	II _A	III _A	IV _A	V _A	VI _A	VII _A	VIII _A
1	H							He
2			B	C	N	O	F	Ne
3				Si	P	S	Cl	Ar
4					As	Se	Br	Kr
5						Te	I	Xe
6							At	Rn

1. Các nguyên tố phi kim nhóm VII_A

1.1. Vị trí và đặc điểm

- Các nguyên tố phi kim nhóm VII_A gồm F, Cl, Br, I, At (halogen). Ở điều kiện thường, F, Cl là chất khí; Br là chất lỏng; I là chất rắn. At không tồn tại ở dạng tự do.

- Các nguyên tử halogen X chỉ còn thiếu một electron nữa ở lớp ngoài cùng là có được vỏ electron bền của khí hiếm, nên dễ dàng kết hợp thêm một electron tạo thành ion X⁻ mang một điện tích âm hoặc dễ tạo nên một liên kết cộng hóa trị -X. Do đó halogen là những nguyên tố phi kim điển hình..

Trong hợp chất với hầu hết nguyên tố, các halogen có số oxy hóa -1, flo không có số oxy hóa dương, còn các halogen khác có số oxy hóa dương từ +1 đến +7 ở trong các hợp chất với những nguyên tố có độ âm điện lớn hơn như O và N.

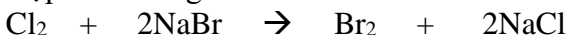
1.2. Tính chất hoá học

Các nguyên tố thuộc họ halogen có tính oxy hóa mạnh. Trong đó flo có tính oxy hóa mạnh nhất và cũng là nguyên tố có tính oxy hóa mạnh nhất trong bảng tuần hoàn. Tính chất oxy hóa giảm dần từ flo đến iot ($F > Cl > Br > I$).

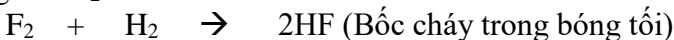
Ngoài ra halogen còn có tính khử yếu, tính khử tăng dần từ flo đến iot (thực tế, flo không có tính khử).

a. Tính oxy hóa

- Trong dãy, nguyên tố đứng trước có thể đẩy nguyên tố đứng sau ra khỏi các hợp chất halogenua của nó



- Tác dụng với H_2 :



- Tác dụng với kim loại tạo ra muối halogenua:



Chú ý: Trong điều kiện hoàn toàn khô (không có hơi nước) clo không phản ứng được với sắt. Vì vậy có thể chứa clo trong bình thép.

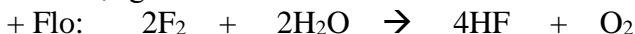
Flo có thể phản ứng được với hầu hết các kim loại ở điều kiện thường. Song tác dụng đó bị hạn chế bởi sự tạo thành một lớp florua kim loại trên bề mặt kim loại. Lớp này ngăn cản không cho flo tiếp tục tác dụng với kim loại. Ví dụ như Cu, Ni, Mg do sự tạo thành một lớp muối bảo vệ nên chúng rất bền với flo.

- Tác dụng với phi kim: Các halogen phản ứng được với hầu hết các phi kim



b. Tính oxy hóa khử

- Tác dụng với nước:



+ Clo, brom, iot: $X_2 + H_2O \rightleftharpoons HXO + HX$ (phản ứng này halogen vừa thể hiện tính khử, vừa thể hiện tính oxy hóa)

- Tác dụng với bazơ:



+ Clo, brom, iot: (phản ứng này halogen vừa thể hiện tính khử, vừa thể hiện tính oxy hóa)

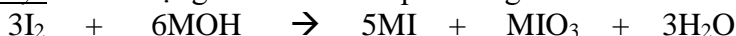
* Ở nhiệt độ thường:



* Đun nóng:



Chú ý: Iot tác dụng với kiềm theo phản ứng:



1.3. Các hợp chất

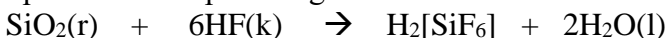
1.3.1. Hợp chất có số oxy hóa -1:

a. HX

- Các hydro halogenua hòa tan rất nhiều trong nước, khi hòa tan trong nước HX cho ra các acid. Liên kết HX càng kém bền, HX càng dễ phân ly cho ra ion H^+ nên acid càng mạnh. Vì độ bền của liên kết HX giảm dần từ HF đến HI, độ mạnh của acid HX tăng dần từ HF đến HI.

HF là acid rất yếu; HCl, HBr, HI đều là những acid mạnh.

Tuy HF là acid yếu nhưng nó có khả năng ăn mòn thủy tinh do có khả năng tạo phức tan theo phản ứng sau:

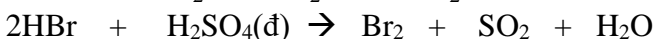
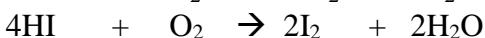
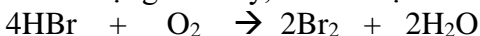


Vì vậy không được chứa HF trong bình thủy tinh và nhờ đó người ta dùng HF bay hơi để khắc trên thủy tinh.

- Trong dãy HF - HCl - HBr - HI tính khử tăng dần:

+ HF và HCl: không tác dụng với oxy, H_2SO_4 đặc

+ HI và HBr: tác dụng với oxy, H_2SO_4 đặc



b. Các muối halogen

Muối halogenua MX: Dùng nhiều trong y dược:

+ NaCl tinh khiết được dùng để pha dung dịch tiêm truyền

+ KBr, NaBr được dùng để làm thuốc an thần.

+ Dung dịch $CaCl_2$ được dùng làm thuốc đông máu.

+ $MgCl_2$ được dùng trong sản xuất xi măng magiê dùng trong nha khoa

1.3.2. Hợp chất có số oxy hóa + 1

HXO (acid hipohalogenơ: acid yếu) và muối MXO (hipohalogenit)

Ví dụ: HClO: acid hipoclorơ

NaClO: natri hipocloric

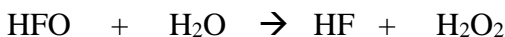
HXO và MXO: có tính oxy hóa mạnh và tính oxy hóa của chúng giảm dần từ clo đến iot.

a. HXO

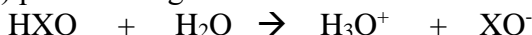
- HXO là các acid yếu (yếu hơn H_2CO_3), tính acid giảm dần từ HClO đến HIO

- Trong các acid HXO, HFO có những tính chất khác biệt hơn so với HClO, HBrO, HIO

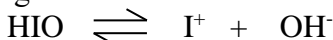
+ HFO tác dụng với H_2O :



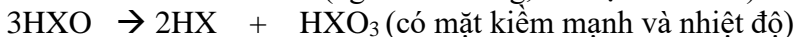
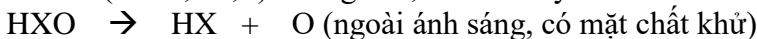
+ HXO (X: Cl, Br) phân li trong nước:



+ HIO phân li trong nước:



- HXO (X: Cl, Br, I) không bền, dễ mất oxy:



- Chú ý: HXO không tác dụng với $CaCO_3$

b. MXO

- Phân hủy:



- Nước Giaven:

Khi cho khí Cl_2 chạy qua dung dịch NaOH thì được một dung dịch gọi là nước Giaven:



Nhờ tác dụng của CO_2 của không khí, NaOCl biến thành acid hipoclorơ



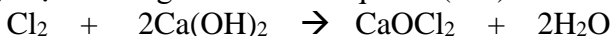
HClO không bền, phân hủy tạo thành HCl và oxy nguyên tử.

Nhờ khả năng phá hủy sắc tố của oxy nguyên tử nên nước Giaven có khả năng tẩy màu.

- Clorua vôi:

Thành phần chính là CaOCl_2 có nhiều ứng dụng trong thực tế.

Nó được tạo ra bằng cách cho Cl_2 qua Ca(OH)_2 :



Ở nhiệt độ thường, clorua vôi dần dần phân hủy tạo thành oxy nguyên tử



Vì vậy, nó là chất oxy hóa mạnh, có khả năng tẩy màu

c. Hợp chất có số oxy hóa + 3

HXO_2 (acid halogenơ) và muối MXO_2 (halogenit)

Ví dụ: HClO_2 : acid clorơ

NaClO_2 : natri clorit

- Acid HXO_2 mạnh hơn acid HXO , độ mạnh acid giảm dần từ HClO_2 đến HIO_2

- Tính oxy hóa acid HXO_2 yếu hơn acid HXO , tính oxy hóa giảm dần từ HClO_2 đến HIO_2

d. Hợp chất có số oxy hóa + 5

HXO_3 (acid halogenic: acid yếu) và muối MXO_3 (halogenat)

Ví dụ: HClO_3 : acid cloric NaClO_3 : natri clorat

- Acid HXO_3 mạnh hơn acid HXO_2 , độ mạnh acid giảm dần từ HClO_3 đến HIO_3

- Tính oxy hóa acid HXO_3 yếu hơn acid HXO_2 , tính oxy hóa giảm dần từ HClO_3 đến HIO_3

e. Hợp chất có số oxy hóa + 7

HXO_4 (acid pehalogenic: acid yếu) và muối MXO_4 (pehalogenat)

Ví dụ: HClO_4 : acid pecloric; NaClO_4 : natri peclorat

- Acid HXO_4 mạnh hơn acid HXO_3 , độ mạnh acid giảm dần từ

HClO₄ đến HIO₄.

2. Nguyên tố phi kim nhóm VIA

Lưu huỳnh thuộc nhóm VIA của bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học.

2.1. Trạng thái tự nhiên

- Lưu huỳnh chiếm 0,05% nguyên tử. Phần lớn lưu huỳnh tồn tại trong thiên nhiên ở dạng hợp chất, phổ biến nhất là khoáng vật sunfua như pirit (FeS₂), khoáng vật sunfat như thạch cao.

- Lưu huỳnh còn có trong thành phần protein cho nên luôn luôn có trong thành phần động vật và thực vật.

2.2. Vị trí và đặc điểm

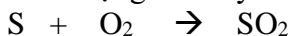
- Các nguyên tố phi kim nhóm VIA của bảng tuần hoàn gồm O, S, Se, Te.

- Lớp electron hóa trị là $ns^2 np^4$ gần với cấu hình electron bền của khí hiếm. Trừ oxy, các nguyên tố khác trong nhóm còn có phân mức nd trống vì vậy ngoài các số oxy hóa -2, +2, còn có các số oxy hóa +4, +6 do có sự chuyển các electron từ phân mức s, p sang phân mức d tạo ra 4,6 electron độc thân.

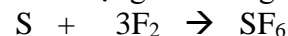
2.3. Tính chất hoá học của lưu huỳnh

a. Tính khử

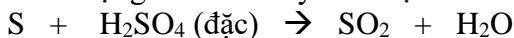
- Tác dụng với oxy:



- Tác dụng với halogen:



- Tác dụng với chất oxy hóa mạnh như H₂SO₄ đặc, KClO₃

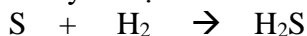


b. Tính oxy hoá

- Tác dụng với kim loại (trừ Au, Ag, Pt) → muối sunfua



- Tác dụng với hydro tạo thành H₂S



- Tác dụng với phi kim (trừ N₂, I₂) → sunfua

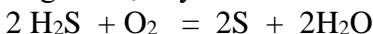


2.4. Các hợp chất

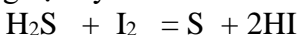
2.4.1. H_2X H_2O H_2S H_2Se H_2Te

- H_2O : có nhiều tính chất bất thường về nhiệt độ sôi, nhiệt độ nóng chảy, khối lượng riêng so với các hợp chất tương tự. Nguyên nhân là do sự tồn tại liên kết hydro giữa các phân tử nước.

- H_2S : Khí H_2S được hình thành trong quá trình thối rữa động vật dưới tác dụng của vi khuẩn. Dung dịch H_2S là acid yếu, tính khử mạnh, trong không khí bị oxy hóa dần thành S.



- H_2S cũng bị oxy hóa bởi các halogen, ví dụ:

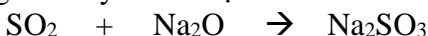


2.4.2. Khí sunfuro (SO_2)

Tính chất hoá học

* Tính oxyd acid

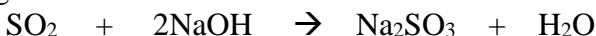
- Tác dụng với oxyd kim loại:



- Tác dụng với nước:

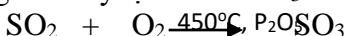


- Tác dụng với kiềm:

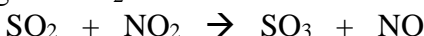


* Tính khử

- Tác dụng với oxy tạo thành SO_3



- Tác dụng với NO_2 :

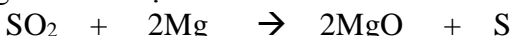


- Tác dụng với halogen:

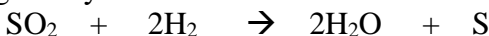


* Tính oxy hoá

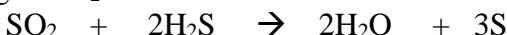
- Tác dụng với kim loại:



- Tác dụng với hydro:



- Tác dụng với H_2S

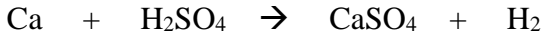


2.4.3. Acid sunfuric (H_2SO_4)

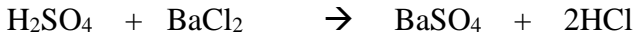
Tính chất hoá học

* Acid loãng:

- Tác dụng với kim loại đứng trước $H_2 \rightarrow$ giải phóng H_2 :



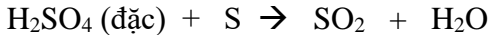
- Tác dụng với oxyd bazơ, bazơ, với muối:



* Acid đậm đặc (tính oxy hoá mạnh)

- Háo nước

- Oxy hoá các phi kim



- Oxy hoá các kim loại (trừ Au, Pt) $\rightarrow M_2(SO_4)_n + SO_2$ (S, H_2S) + H_2O

Chú ý:

- Kim loại khử yếu, trung bình $\rightarrow SO_2$

- Kim loại khử mạnh (kiềm, kiềm thổ, Al, Zn) $\rightarrow SO_2, S, H_2S$

- H_2SO_4 đặc nguội không tác dụng với Al, Fe, Cr

Điều chế

- Từ quặng pirit: $FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

2.5. Vai trò sinh học của lưu huỳnh

- Ở người trưởng thành, S chiếm khoảng 0,25% trọng lượng cơ thể:

+ S tham gia cấu tạo protid từ các aminoacid chứa S như methiomin, cystein, cystin. Protid chứa S là thành phần chủ yếu trong cơ quan che phủ như da, lông, tóc, móng.

+ Các hợp chất của S, các enzym chứa nhóm -SH tham gia quá trình khử độc, quá trình oxy hóa khử trong cơ thể. S cũng có mặt trong một số hormon.

+ S có nhiều trong các loại thực phẩm như: hải sản, hành tỏi, thịt, trứng...

- S kết tủa điều chế bằng phương pháp kết tủa có hạt mịn, hoạt

tính lớn, dùng làm thuốc mỡ hoặc huyền phù để điều trị ghẻ, nấm.

- S thăng hoa điều chế bằng phương pháp thăng hoa có kích thước hạt lớn, dùng uống là thuốc tẩy, giải độc chì, thủy ngân.

- Hỗn hợp $K_2S_2O_3$ và K_2S_x dùng điều trị các bệnh ngoài da rất có hiệu quả do tác dụng của S nguyên tử được giải phóng khi xoa lên vùng da mắc bệnh...

3. Các nguyên tố phi kim nhóm V_A

3.1. Vị trí và đặc điểm

- Các nguyên tố phi kim trong nhóm V_A của bảng tuần hoàn gồm:

Nitơ (N); Phospho(P) và Arsen (As)

- Lớp electron hóa trị là ns^2np^3 . Trừ nitơ, các nguyên tố khác trong nhóm có phân mức nd trống nên các electron của phân mức ns có thể chuyển lên phân mức nd tạo ra 5 electron độc thân. Do đó chúng có thể có hóa trị tối đa là 5.

- Để đạt được cấu hình electron bền của nguyên tử khí hiếm đứng sau, nguyên tử nitơ có khả năng kết hợp thêm 3 electron của những kim loại hoạt động tạo nên ion N^{3-} .

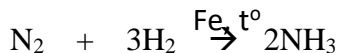
- Đối với các nguyên tố khác, nguyên tử nitơ tạo nên những cặp electron và cho những hợp chất trong đó chúng có số oxy hóa +3 hoặc -3. Hai electron còn lại thường tạo nên liên kết cho nhận với những nguyên tố có độ âm điện lớn.

Số oxy hóa cao nhất của nitơ là +5, đây là số oxy hóa đặc biệt quan trọng đối với hợp chất có chứa oxy.

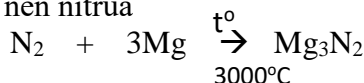
3.2. Tính chất hoá học của nitơ

a. Tính oxy hoá:

- Tác dụng với H_2 :

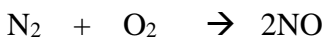


- Tác dụng với kim loại mạnh tạo nên nitrua



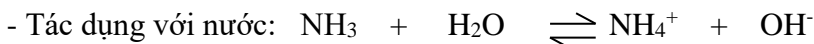
b. Tính khử:

- Tác dụng với O_2 :



* Chú ý: $NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$

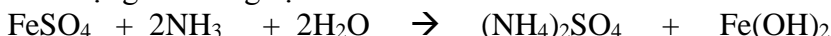
3.3. Các hợp chất của nitơ

a. Amoniac (NH₃)***Tính chất hoá học**** *Tính bazơ:*

- Tác dụng với acid



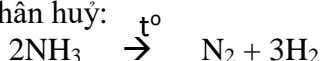
- Tác dụng với dung dịch muối

Chú ý: Tác dụng với các dung dịch muối chứa Cu²⁺, Zn²⁺, Ag⁺

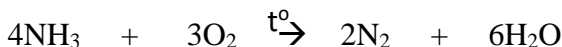
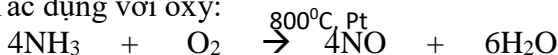
tạo phức chất tan

* *Tính khử*

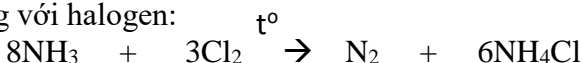
- Phân huỷ:



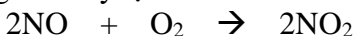
- Tác dụng với oxy:



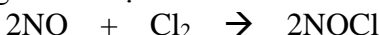
- Tác dụng với halogen:



- Tác dụng với một số oxyd kim loại:

**b. Nito oxyd (NO)*****Tính chất hoá học**** *Tính khử*- Tác dụng với oxy tạo thành NO₂

- Tác dụng với clo tạo thành NOCl

*nitrozyl clorua** *Tính oxy hoá*- Tác dụng với SO₂- Tác dụng với H₂S



c. Nitơ dioxyd (NO₂)

Tính chất hoá học

* Tính oxyd acid:

- Tác dụng với nước:



- Tác dụng với bazơ:

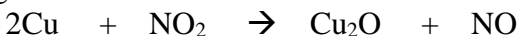


* Tính khử

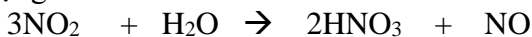
- Tác dụng với clo:



- Tác dụng với Cu:



- Tác dụng với nước:

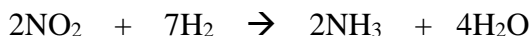


* Tính oxy hoá:

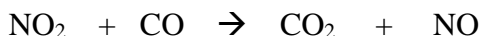
- Tác dụng với SO₂:



- Tác dụng với hidro:



- Tác dụng với CO:

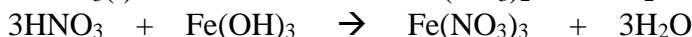
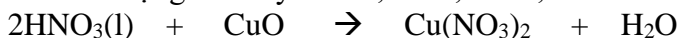


d. Acid nitric (HNO₃)

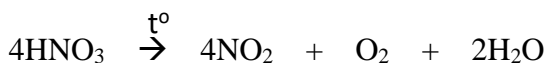
Tính chất hoá học

* Tính acid

- Tác dụng với oxyd bazơ, bazơ, muối;



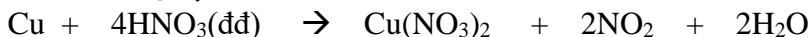
- Phân huỷ



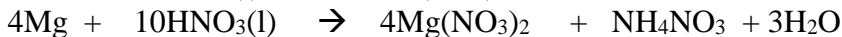
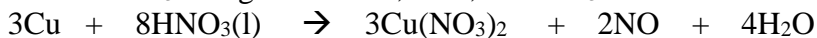
* Tính oxy hoá mạnh

- Tác dụng với kim loại (trừ Au, Pt) \rightarrow Kim loại số oxy hoá cao

+ Nếu HNO₃ đặc → NO₂

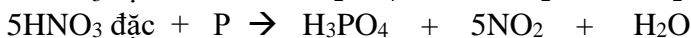


+ Nếu HNO₃ loãng → NO, N₂O, NH₄NO₃



+ Nếu HNO₃ loãng lạnh + kim loại hoạt động: giải phóng H₂

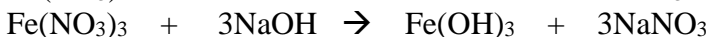
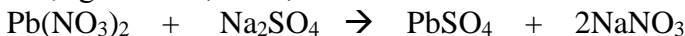
- Tác dụng với phi kim:



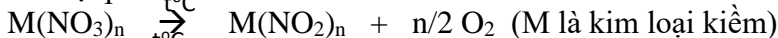
e. Muối nitrat M(NO₃)_n

Tính chất hoá học

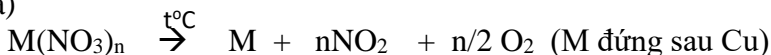
- Tác dụng với acid, kiềm, muối



- Nhiệt phân muối:



Ca)



3.4. Vai trò của nitơ đối với cơ thể và ứng dụng của nó trong Y

- Dược

- Nitơ chiếm khoảng 2,7% trọng lượng của cơ thể, có mặt trong các thành phần hợp chất hữu cơ cơ bản của cơ thể như protid, lipid, một số kích thích tố...

- Nitơ là nguyên tố dùng làm môi trường tro trong ống tiêm và đồ bao gói để bảo quản dược chất không bị ảnh hưởng bởi oxi trong không khí.

- N₂O chứa 20 – 25% oxy dùng gây mê phẫu thuật trong thời gian ngắn.

- NaNO₂ dùng làm thuốc giải độc CN⁻, do NO₂⁻ tác dụng với hemoglobin tạo ra methemoglobin thu hút CN⁻ tạo ra cyanmethemoglobin không hoạt động nên hô hấp tế bào được bảo vệ, sau đó với sự có mặt của Na₂S₂O₃ được tiêm thêm vào cơ thể, được

gan và thận chuyển thành SCN^- không độc, thải ra ngoài.

- Ion NO_2^- gây độc do tác dụng với hemoglobin tạo ra methemoglobin làm cho hồng cầu không gắn được với oxi. NO_2^- là mối nguy hiểm tiềm tàng vì tạo các dẫn xuất N-nitroso của amin, amid gọi chung là nitrosamin – những chất có thể gây ung thư, do vậy việc sử dụng NO_3^- , NO_2^- trong bảo quản thực phẩm là vấn đề cần được kiểm soát.

4. Nguyên tố phi kim nhóm IV_A

4.1. Vị trí và đặc điểm

- Các nguyên tố phi kim trong nhóm IV_A bảng tuần hoàn gồm:

 Carbon (C) và silic (Si)

- Lớp electron hóa trị : $ns^2 np^2$. Một electron của phân mức s dễ dàng chuyển lên phân mức p tạo ra 4 electron độc thân $ns^1 np^3$. Do đó trong hầu hết các hợp chất, cacbon và silic có hóa trị IV và chỉ tạo các liên kết cộng hóa trị, nghĩa là không tồn tại các ion C^{4+} hay Si^{4+} . Tuy nhiên số oxy hóa của C trong hợp chất có thể từ -4 đến +4.

- Khác với cacbon, silic còn có các orbital 3d trống vì vậy có khả năng tạo phức.

- Cacbon có tính chất đặc biệt là khả năng tạo mạch đồng nhất – C-C-C-... Đó là nguyên nhân tạo nên tính đa dạng của các hợp chất hữu cơ.

4.2. Tính chất hoá học

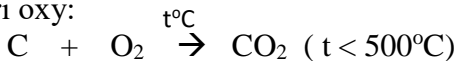
4.2.1. Cacbon

- Ở nhiệt độ thường, cacbon rất trơ về mặt hoá học nhưng ở nhiệt độ cao nó trở nên rất hoạt động.

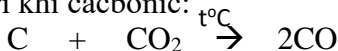
- Cacbon vừa có tính khử, vừa có tính oxy hoá.

a. Tính khử: tính khử cacbon khá mạnh

+ Tác dụng với oxy:



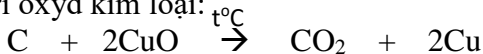
+ Tác dụng với khí cacbonic:



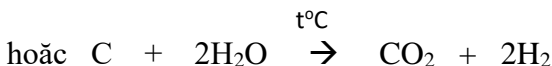
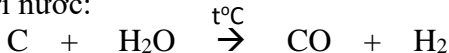
+ Tác dụng với lưu huỳnh:



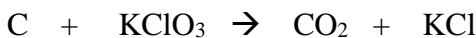
+ Tác dụng với oxyd kim loại:



+ Tác dụng với nước:



+ Tác dụng với clorat:

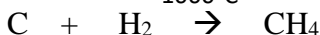


+ Tác dụng với HNO_3 , H_2SO_4

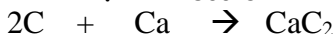


b. Tính oxy hoá: tính oxy hoá của cacbon yếu

+ Tác dụng với hydro:



+ Tác dụng với kim loại:

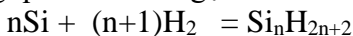


4.2.2. Silic

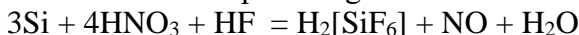
- Silic là đơn chất có cấu trúc giống kim cương, có tính bán dẫn.

- Phản ứng với oxy, clo ở nhiệt độ cao ($400-600^{\circ}\text{C}$).

- Phản ứng với hydro ở nhiệt độ hồ quang tạo ra hợp chất có công thức tổng quát $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ gọi là các silan ($n < 14$).



- Ở nhiệt độ thường, không tác dụng với acid nhưng bị hòa tan trong hỗn hợp HNO_3 và HF theo phản ứng:



- Phản ứng với kiềm:



4.3. Các hợp chất cacbon

a. Hợp chất với hidro

Cháy trong không khí tạo nên khí CO_2 và nước

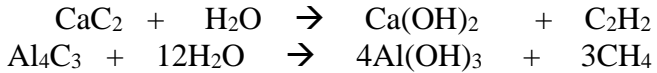


b. Cacbua kim loại

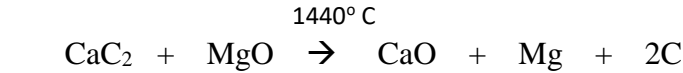
Tính chất

Trong các cacbua kim loại, quan trọng đối với thực tế là canxi cacbua

- Canxi cacbua tương tác mãnh liệt với nước:



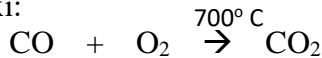
- Khi đun nóng, canxi cacbua có thể khử được oxit và clorua của các kim loại



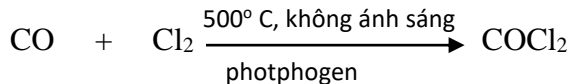
c. Carbon oxit (CO)

Tính chất: CO có tính khử mạnh

- Tác dụng với oxi:

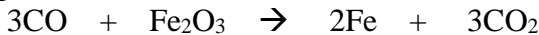


- Tác dụng với halogen:



Photgen độc, được dùng làm bom hơi ngạt trong chiến tranh thế giới thứ nhất

- Tác dụng với một số oxit kim loại:

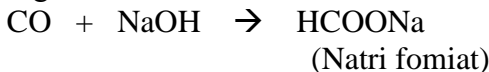


Chú ý: CO không thể khử một số oxyd kim loại quá bền như MgO, Al₂O₃, BaO. Với các oxyd quá bền và khi kim loại tương đối dễ bay hơi người ta dùng phương pháp nhiệt nhôm.

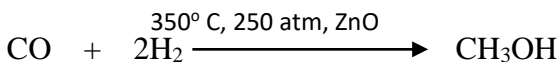
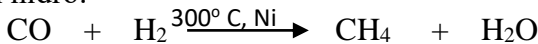
- Tác dụng với khí NO:



- Tác dụng với kiềm tạo thành muối fomiat:



- Tác dụng với hidro:



- Tác dụng với hemoglobin (Hb):



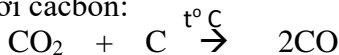
Làm cho hemoglobin không làm được nhiệm vụ chuyển tải oxy từ phổi đến các mao quản của các cơ quan trong cơ thể. Hút thuốc lá, khói thuốc có từ 0,5-1% khí CO. Để trừ khí độc CO, trong mặt nạ phòng độc CO người ta không dùng than hoạt tính mà dùng hỗn hợp MnO_2 và CuO .

d. Cacbon đioxit (CO_2)

Tính chất

Cacbon đioxyd khá bền, không cháy và không duy trì sự cháy, không duy trì sự sống

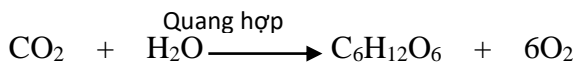
- Tác dụng với cacbon:



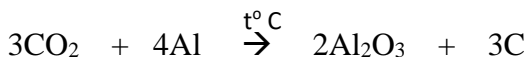
- Phân huỷ ở nhiệt độ cao (2000°C)\



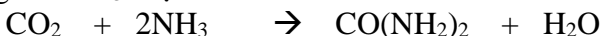
- Tác dụng với nước:



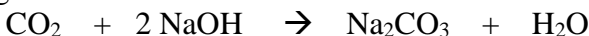
- Tác dụng với K, Mg, Al, Zn:



- Tác dụng với NH_3 : Tạo thành ure.



- Tác dụng với kiềm:



Nếu dư NaOH thu được muối trung hoà, nếu dư CO_2 chỉ được muối hydrocacbonat

e. Muối cacbonat

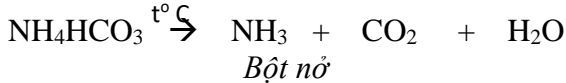
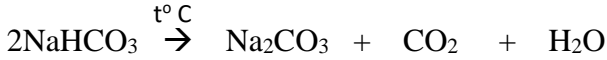
- Tồn tại 2 loại muối cacbonat.

+ Muối carbonat trung hoà : Na_2CO_3 , CaCO_3 , ...

+ Muối hydrocarbonat (muối acid): NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, ...

- Phản ứng nhiệt phân: Cacbonat trung hoà bền hơn hydro

carbonat

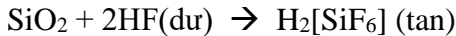
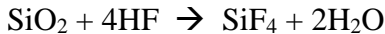


4.4. Hợp chất của silic

Silic oxyd SiO₂ và acid silicic

- SiO₂ là oxyd acid. Acid tương ứng có công thức chung xSiO₂.yH₂O (H₄SiO₄ –acid ortho silicic, H₂SiO₃ –acid meta silicic).

- SiO₂ không tác dụng với các acid, trừ acid HF:



- Trong môi trường kiềm hay cacbonat kim loại kiềm nóng chảy SiO₂ tạo thành silicat.



4.5. Vai trò và ứng dụng Y – Dược

4.5.1. Cacbon trong cơ thể

- Có trong các hợp chất hữu cơ quan trọng như glucid, protid, lipid....

4.5.2. Ứng dụng trong Y – Dược

- Than hoạt dược dụng: sản xuất từ gỗ, không được tẩm chất chất hóa học, được than hóa ở 500-900⁰C trong thùng kín không có không khí, có 2 dạng:

+ Dạng mịn: để hấp phụ trong môi trường lỏng. Than hoạt dạng mịn được dùng làm thuốc giải độc dạng uống để cấp cứu ngộ độc thuốc hoạt hóa chất, điều trị tiêu chảy do có thể hấp phụ các độc tố của các vi khuẩn, phối hợp với các thuốc khác để điều trị đầy hơi, khó tiêu.

+ Dạng thô, xốp để hấp phụ trong môi trường khí, là một thành phần của hỗn hợp chất trong mặt nạ phòng độc.

- Cacbonat

+ NaHCO_3 : dùng làm thuốc kháng acid (dạ dày) dạng uống, dùng súc miệng, rửa vết thương, vết bỏng (dung dịch 5-50%).

+ Cacbonat ít tan của Ca^{2+} , Mg^{2+} , Al^{3+} được dùng làm thuốc kháng acid ở bệnh viêm loét dạ dày, tá tràng.

+ KHCO_3 dùng như nguồn ion K^+ trong bổ sung chất điện giải.

TÀI LIỆU THAM KHẢO

1. PGS Nguyễn Đình Chi, *Hóa học đại cương*, Nhà xuất bản Giáo dục, 2009
2. PGS-TSKH Phan Anh, *Hóa học vô cơ – hóa học hữu cơ*, Nhà xuất bản Y học, 2008
3. Vũ Đăng Bộ, Triệu Thị Nguyệt, *Hóa học vô cơ tập 1*, Nhà xuất bản Giáo dục, 2008
4. Vũ Đăng Bộ, Triệu Thị Nguyệt, *Hóa học vô cơ tập 2*, Nhà xuất bản Giáo dục, 2008
5. Nguyễn Đức Chung, *Hóa học đại cương*, Nhà xuất bản Đại học Quốc gia TP Hồ Chí Minh, 2003
6. Cao Cự Giác, *Tuyển tập bài giảng hóa học vô cơ*, Nhà xuất bản Đại học Sư phạm, 2005
7. Lê Mậu Quyền, *Hóa học đại cương*, Nhà xuất bản giáo dục, năm 2007
8. Đào Đình Thúc, *Hóa học đại cương*, Nhà xuất bản Đại học Quốc gia Hà Nội, 1998
9. Nguyễn Trọng Thọ, Ngô Ngọc An, *Nồng độ dung dịch và sự điện li*, Nhà xuất bản giáo dục, 1998
10. Bộ môn Hóa hữu cơ (Đại học Dược Hà Nội), *Hóa học hữu cơ tập I*, Trường Đại học Dược Hà Nội, 2005
11. Bộ môn Hóa hữu cơ (Đại học Dược Hà Nội), *Hóa học hữu cơ tập II*, Trường Đại học Dược Hà Nội, 2005
12. Nguyễn Thị Thanh, Dương Văn Tuệ, Vũ Đào Thắng, Hồ Công Xinh, Hoàng Trọng Yên, *Hóa học hữu cơ tập II*, Nhà xuất bản Khoa học và Kỹ thuật Hà Nội, 1999.
13. Hoàng Nhân, *Hóa học vô cơ tập I*, Nhà xuất bản giáo dục, 2002
14. Hoàng Nhân, *Hóa học vô cơ tập II*, Nhà xuất bản giáo dục, 2002
15. Cao Cự Giác, *Tuyển tập bài giảng hóa học vô cơ*, Nhà xuất bản Đại học Sư phạm, 2005
16. Lê Mậu Quyền, *Hóa học vô cơ*, Nhà xuất bản Khoa học và Kỹ thuật, 2000

MỤC LỤC

BÀI 1: DUNG DỊCH.....	2
BÀI 2 : CÁC NGUYÊN TỐ KIM LOẠI KHỐI I _A , II _A	17
BÀI 3: CÁC NGUYÊN TỐ KIM LOẠI KHỐI III _A , IV _A	28
BÀI 4: CÁC NGUYÊN TỐ KIM LOẠI CHUYỂN TIẾP.....	36
BÀI 5: CÁC NGUYÊN TỐ PHI KIM.....	50
TÀI LIỆU THAM KHẢO.....	68