

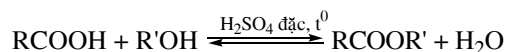
Chương 1: ESTE - LIPT

A-ESTE.

I – KHÁI NIỆM, DANH PHÁP

1. Khái niệm.

- Tổng quát:



→ Khi thay thế nhóm OH ở nhóm cacboxyl của axit cacboxylic bằng nhóm OR' thì được este.

CTCT của este đơn chức: **RCOOR'**

R: gốc hidrocarbon của axit hoặc H. R': gốc hidrocarbon của ancol (R ≠ H)

- Đối với hợp chất chứa các nguyên tố C, H hoặc C, H, O thì CTTQ là $\text{C}_n\text{H}_{2n+2-2k}\text{O}_z$ (trong đó k là độ bất bão hòa và $k = \pi + v$). Nên ta có các CTTQ của este như sau:

+ CTCT chung của este no đơn chức ($k=1$ và $z=2$): $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOC}_m\text{H}_{2m+1}$ ($n \geq 0, m \geq 1$) hoặc $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ ($n \geq 2$) hoặc RCOOR' với R và R' là những gốc HC no, R' có thể là H

+ CTTQ của este không no, 1 liên kết đôi, đơn chức là ($k=2$): $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{O}_2$ ($n \geq 3$) hoặc RCOOR' với R hoặc R' có chứa nối đôi.

2. Danh pháp: Tên gọi este: **Tên gốc hidrocarbon R' + tên anion gốc axit (đuôi “at”)**.

- Tên gốc axit: Xuất phát từ tên của axit tương ứng, thay đuôi ic → at.

Thí dụ: $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$: propyl axetat. HCOOCH_3 : metyl fomat

- **Tên một số gốc HC:**

* Gốc HC no:

+ CH_3 - metyl
+ $-\text{CH}_2$ - metylen
+ C_2H_5 - etyl
+ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2$ - propyl
+ $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)$ - isopropyl
+ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2$ - butyl
+ $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2$ - isobutyl
+ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)$ - secbutyl
+ $(\text{CH}_3)_3\text{CH}$ - tert-butyl
+ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2$ - pentyl
+ $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2$ - isoamyl

*Gốc HC không no:

+ $\text{CH}_2=\text{CH}$ - vinyl
+ $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2$ - anlyl
*Gốc HC thơm
+ C_6H_5 - phenyl
+ $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2$ - benzyl

- **Tên một số axit hữu cơ thường gặp:**

Một số axit hữu cơ đơn chức

H-COOH	Axit metanoic (Axit fomic)
CH_3COOH	Axit etanoic (axit axetic)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	Axit propanoic ($\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$; $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ Axit propionic ; Axit metylaxetic)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Axit butanoic ($\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$; $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ Axit butiric ; Axit etylaxetic)
$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{COOH}$	Axit 2-metylpropanoic ($\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$; $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ Axit isobutiric)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Axit pentanoic ($\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$; $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ Axit valeric)
$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Axit 3-metylbutanoic ($\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$; $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ Axit isovaleric)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Axit hexanoic ($\text{C}_5\text{H}_{11}\text{COOH}$; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$ Axit caproic)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Axit heptanoic ($\text{C}_6\text{H}_{13}\text{COOH}$; $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$ Axit enantoic)
$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_6\text{COOH}$	Axit octanoic ($\text{C}_7\text{H}_{13}\text{COOH}$; $\text{C}_8\text{H}_{14}\text{O}_2$ Axit caprilic)
$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_7\text{COOH}$	Axit nonanoic ($\text{C}_8\text{H}_{17}\text{COOH}$; $\text{C}_9\text{H}_{18}\text{O}_2$ Axit pelagonic)
$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_8\text{COOH}$	Axit decanoic ($\text{C}_9\text{H}_{19}\text{COOH}$; $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}_2$ Axit capric)

Một số axit béo thường gặp (axit béo cao, gặp trong chất béo,)

$\text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{COOH}$	Axit miristic; Axit tetradecanoic
$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$	Axit panmitic ; Axit hexadecanoic
$\text{C}_{15}\text{H}_{29}\text{COOH}$	Axit panmitoleic
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$	Axit stearic ; Axit octadecanoic
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	Axit oleic ; Axit cis-9-octadecenonic
$\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$	Axit linoleic ; Axit cis, cis-9, 12-octadecadienoic
$\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$	Axit linolenic ; Axit cis, cis-9, 12, 15-octadecatrienoic

Một số axit hữu cơ đơn chức không no

$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$	Axit propenoic; Axit acrylic
$\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{COOH}$	Axit 2- methylpropenoic; Axit metacrylic
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$	Axit 2-butenic; Axit crotonic (dạng trans)
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Axit 3-butenic; Axit vinylaxetic
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Axit 4-pentenoic; Axit alylaxetic
$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{COOH}$	Axit 2-butinoic; Axit tetrolic
$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{COOH}$	Axit propinoic; Axit propiolic

Một số axit hữu cơ đa chức

$\text{HOOC}-\text{COOH}$	Axit etandioic; Axit oxalic
$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Axit propandioic; Axit malonic
$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Axit butandioic; Axit succinic (Axit succinic)
$\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_3-\text{COOH}$	Axit pentandioic; Axit glutaric
$\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$	Axit hexandioic; Axit adipic (Axit adipic)
$\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_5-\text{COOH}$	Axit heptandioic; Axit pimelic
$\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_6-\text{COOH}$	Axit octandioic; Axit suberic; Axit terephthalic;
$\text{HOOC}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{COOH}$	Axit p – benzendicacboxilic; 1,4 – Đicacboxibenzen

Một số axit hữu cơ tạp chức

$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{COOH}$	Axit lactic ; Axit 2-hidroxiopropanoic; Axit α -hidroxi propionic
$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$	Axit glutamic ; Axit α -aminoglutaric; Axit 2-aminopentandioic
$\text{CH}_2(\text{OH})-[\text{CH}(\text{OH})]_4-\text{COOH}$	Axit gluconic ; Axit 2,3,4,5,6-hexahidroxihexanoic
$\text{HOOC}-\text{CH}_2-(\text{HO})\text{C}(\text{COOH})-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Axit xitric (Axit citric); Axit limonic;
<i>Axit 2-hidroxi-1,2,3-propantriacboxilic</i>	

II – TÍNH CHẤT VẬT LÝ

- Các este là chất lỏng hoặc chất rắn trong điều kiện thường, hầu như không tan trong nước.
- Có nhiệt độ sôi thấp hơn hẳn so với các axit đồng phân hoặc các ancol có cùng khối lượng mol phân tử hoặc có cùng số nguyên tử cacbon.

Thí dụ:

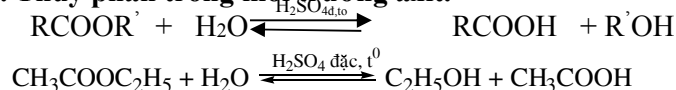
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_3\text{CH}_2\text{OH}$	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$
(M = 88)	(M = 88), $t_s^0 =$	(M = 88), $t_s^0 =$
$t_s^0 = 163,5^\circ\text{C}$	132°C	77°C
Tan nhiều trong nước	Tan ít trong nước	Không tan trong nước

Nguyên nhân: Do giữa các phân tử este không tạo được liên kết hiđro với nhau và liên kết hiđro giữa các phân tử este với nước rất kém.

- Các este thường có mùi đặc trưng: **isoamyl axetat** có mùi chuối chín, etyl butirát và etyl propionat có mùi dứa; geranyl axetat có mùi hoa hồng...

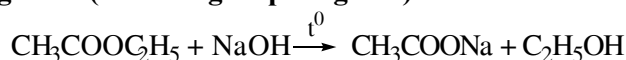
III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Thủy phân trong môi trường axit.



* Đặc điểm của phản ứng: Thuận nghịch và xảy ra chậm

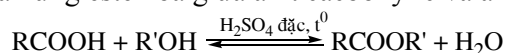
2. Thủy phân trong môi trường bazơ (Phản ứng xà phòng hoá)



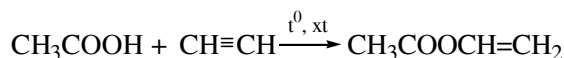
- Đặc điểm của phản ứng: Phản ứng chỉ xảy ra 1 chiều.

IV. ĐIỀU CHẾ

1. Phương pháp chung: Bằng phản ứng este hoá giữa axit cacboxylic và ancol.



2. Phương pháp riêng: Điều chế este của ancol không bền bằng phản ứng giữa axit cacboxylic và ankin tương ứng.



V. ỨNG DỤNG

- Dùng làm dung môi để tách, chiết chất hữu cơ (etyl axetat), pha sơn (butyl axetat),...
- Một số polime của este được dùng để sản xuất chất dẻo như poli(vinyl axetat), poli (metyl metacrylat),... hoặc dùng làm keo dán.
- Một số este có mùi thơm, không độc, được dùng làm chất tạo hương trong công nghiệp thực phẩm (benzyl fomat, etyl fomat,...), mỹ phẩm (linalyl axetat, geranyl axetat,...),...

VI. MỘT SỐ LƯU Ý KHI GIẢI BÀI TẬP ESTE

1. Phản ứng đốt cháy este

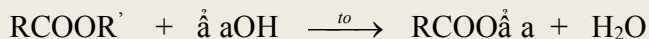
- Khi đốt cháy một este mà thu được số mol $\text{CO}_2 =$ số mol H_2O thì este ban đầu là este no, đơn chức mạch hở $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

2. Số đồng phân este no, đơn, hở là 2^{n-2} ($2 \leq n < 5$, $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ có 9 đồng phân este).

3. Este có thể tham gia phản ứng tráng gương là este của axit fomic HCOOR' (1 mol HCOOR' cho 2 mol Ag).

4. Lưu ý khi thủy phân este

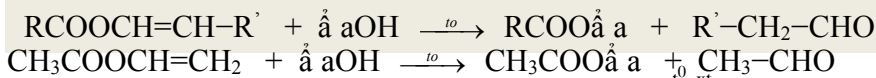
- Thủy phân este đơn chức trong môi trường kiềm mà thu được **1 muối và một ancol** thì đó là este thông thường:



Este này được tạo nên từ axit và ancol tương ứng $\text{RCOOH} + \text{R}'\text{OH} \xrightleftharpoons[\text{t}^0]{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ đặc}}$ $\text{RCOOR}' + \text{H}_2\text{O}$

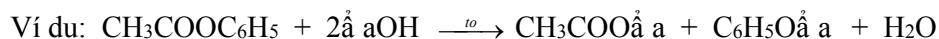
- Thủy phân este đơn chức trong môi trường kiềm mà thu được **1 muối và một andehit** thì đó là este $\text{RCOOCH}=\text{CH-R}'$.

Ví dụ:

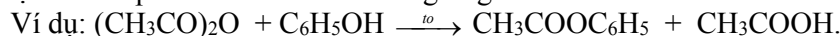


Este này được tạo nên từ axit cacboxylic và ank-1-in. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}\equiv\text{CH} \xrightarrow{t^0, \text{xt}} \text{CH}_3\text{COOCH}=\text{CH}_2$

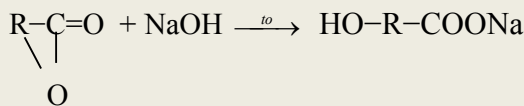
- Thủy phân este đơn chức trong môi trường kiềm mà thu được **2 muối** thì đó là este của phenol $\text{RCOOC}_6\text{H}_4\text{-R}'$



Este này được tạo nên từ phenol và anhidric tương ứng



- Khi thủy phân một este đơn chức mà chỉ thu được **một sản phẩm** thì đó là este vòng

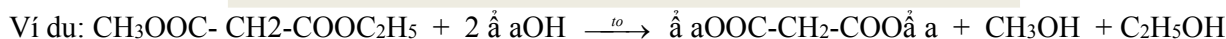
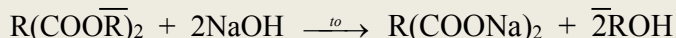


Este này được tạo nên từ phản ứng tự este hóa của hợp chất tạp chứa HO-R-COOH

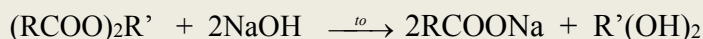
- Thủy phân 2 este đơn chức trong môi trường kiềm mà thu được 1 muối và 2 ancol thì 2 este đó chung gốc axit RCOOR_1 và RCOOR_2 .

- Thủy phân 2 este đơn chức trong môi trường kiềm mà thu được 2 muối và 1 ancol thì 2 este đó chung gốc ancol $\text{R}_1\text{COOR}'$ và $\text{R}_2\text{COOR}'$.

- Thủy phân 1 este mà thu được một muối và 2 ancol thì este đó là este 2 chức tạo bởi axit 2 chức $\text{R}(\text{COOH})_2$ và 2 ancol đơn chức R_1OH và R_2OH .



- Thủy phân 1 este mà thu được 2 muối và 1 ancol thì este đó là este 2 chức tạo bởi ancol 2 chức $\text{R}'(\text{OH})_2$ và 2 axit đơn chức R_1COOH và R_2COOH



Ví dụ: $\text{HCOO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OOC-CH}_3 + 2\text{aOH} \xrightarrow{t^0} \text{HCOOa} + \text{CH}_3\text{COOa} + \text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$.

– Khi đề cho công thức có dạng $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ có $k=1$ (chẳng hạn như $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) thì có thể là:

- + Este no, đơn chức, mạch hở RCOOR' (HCOOCH_3).
- + Axit no, đơn chức, mạch hở RCOOH (CH_3COOH).
- + Hợp chất tạp chức chứa nhóm OH và CHO ($\text{HO-CH}_2\text{-CHO}$)

B-LIPIT.

I – KHÁI NIỆM

Lipit là những hợp chất hữu cơ có trong tế bào sống, không hoà tan trong nước nhưng tan nhiều trong các dung môi hữu cơ không cực như ete, clorofom, xăng dầu... Lipit gồm chất béo, sáp, steroid, photpholipit. Chúng đều là những este phức tạp và ta chỉ nghiên cứu chất béo.

II – CHẤT BÉO

1. Khái niệm

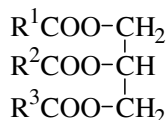
Chất béo là trieste của glixerol với axit béo, gọi chung là triglixerit hay là triaxylglixerol.

✚ Các axit béo hay gặp:

- $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ hay $\text{CH}_3[\text{CH}_2]_{16}\text{COOH}$: axit stearic
- $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ hay $\text{cis-CH}_3[\text{CH}_2]_7\text{CH=CH}[\text{CH}_2]_7\text{COOH}$: axit oleic
- $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ hay $\text{CH}_3[\text{CH}_2]_{14}\text{COOH}$: axit panmitic
- $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$: axit linoleic (chứa 2 liên kết đôi trong gốc HC)

→ Axit béo là những axit đơn chức có mạch cacbon dài, không phân nhánh, có thể no hoặc không no.

✚ CTCT chung của chất béo:



$\text{R}^1, \text{R}^2, \text{R}^3$ là gốc hidrocacbon của axit béo, có thể giống hoặc khác nhau.

Hay có thể viết CTTQ chất béo là $(\text{RCOO})_3\text{C}_3\text{H}_5$

Thí dụ:

- $(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_3\text{C}_3\text{H}_5$: tristearoylglixerol (tristearin)
- $(\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COO})_3\text{C}_3\text{H}_5$: trioleoylglixerol (triolein)
- $(\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COO})_3\text{C}_3\text{H}_5$: tripanmitoylglixerol (tripanmitin)

2. Tính chất vật lí

✚ Ở điều kiện thường: Là chất lỏng hoặc chất rắn.

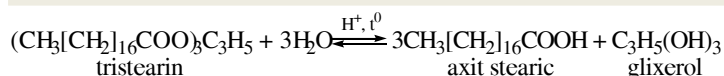
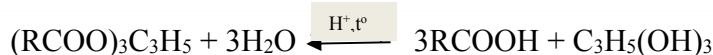
- $\text{R}^1, \text{R}^2, \text{R}^3$: Chủ yếu là gốc hidrocacbon no thì chất béo là chất rắn.
- $\text{R}^1, \text{R}^2, \text{R}^3$: Chủ yếu là gốc hidrocacbon không no thì chất béo là chất lỏng.

✚ Không tan trong nước nhưng tan nhiều trong các dung môi hữu cơ không cực: benzen, clorofom,...

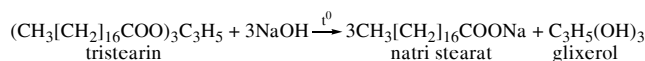
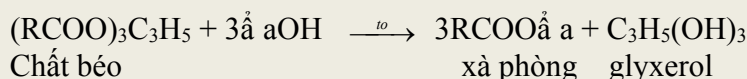
✚ Ít hoà tan trong nước, không tan trong nước.

3. Tính chất hoá học

a. Phản ứng thủy phân trong môi trường axit:

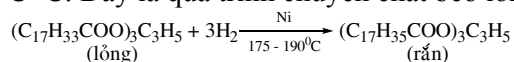


b. Phản ứng xà phòng hoá



c. Phản ứng cộng hidro của chất béo lỏng

Chất béo chứa gốc axit không no tác dụng với hidro ở nhiệt độ và áp suất cao có chất xúc tác. Khi đó H_2 cộng vào nối đôi $C=C$. Đây là quá trình chuyển chất béo lỏng thành rắn.



4. Ứng dụng

- Thức ăn cho người, là nguồn dinh dưỡng quan trọng và cung cấp phần lớn năng lượng cho cơ thể hoạt động.
- Là nguyên liệu để tổng hợp một số chất khác cần thiết cho cơ thể. Bảo đảm sự vận chuyển và hấp thụ được các chất hoà tan được trong chất béo.
- Trong công nghiệp, một lượng lớn chất béo dùng để sản xuất xà phòng và glixerol. Sản xuất một số thực phẩm khác như mì sợi, đồ hộp,...

C-KHÁI NIỆM VỀ XÀ PHÒNG VÀ CHẤT GIẶT RỬA TỔNG HỢP (Nằm trong nội dung giảm tải)

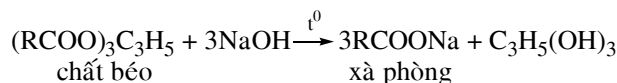
I – XÀ PHÒNG

1. Khái niệm

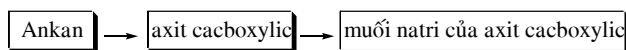
Xà phòng thường dùng là hỗn hợp muối natri hoặc muối kali của axit béo, có thêm một số chất phụ gia.

✚ Thành phần chủ yếu của xà phòng thường: Là muối natri của axit panmitic hoặc axit stearic. Ngoài ra trong xà phòng còn có chất độn (làm tăng độ cứng để đúc bánh), chất tẩy màu, chất diệt khuẩn và chất tạo hương,...

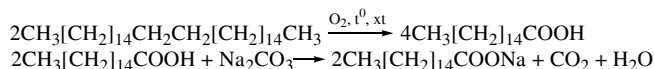
2. Phương pháp sản xuất



 Xà phòng còn được sản xuất theo sơ đồ sau:



Thí dụ:



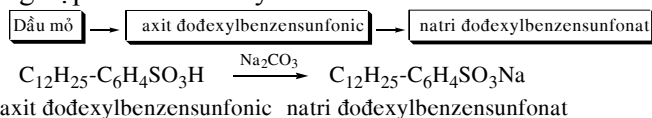
II – CHẤT GIẶT RỬA TỔNG HỢP

1. Khái niệm

â hững hợp chất không phải là muối natri của axit cacboxylic nhưng có tính năng giặt rửa như xà phòng được gọi là chất giặt rửa tổng hợp.

2. Phương pháp sản xuất

Được tổng hợp từ các chất lấy từ dầu mỡ.



3. Tác dụng tẩy rửa của xà phòng và chất giặt rửa tổng hợp

- Muối natri trong xà phòng hay trong chất giặt rửa tổng hợp có khả năng làm giảm sức căng bề mặt của các chất bẩn bám trên vải, da,... do đó về bản được phân tán thành nhiều phần nhỏ hơn và được phân tán vào nước.
- Các muối panmitat hay stearat của các kim loại hoá trị II thường khó tan trong nước, do đó không nên dùng xà phòng để giặt rửa trong nước cứng (nước có chứa nhiều ion Ca^{2+} , Mg^{2+}). Các muối của axit đodexylbensensulfonic lại tan được trong nước cứng, do đó chất giặt rửa có ưu điểm hơn xà phòng là có thể giặt rửa cả trong nước cứng.

CHƯƠNG 2 : CACBONHIĐRAT

A. KHÁI NIỆM VỀ CACBONHIĐRAT

Cacbonhidrat (gluxit, saccarit) là những hợp chất hữu cơ tạp chức, có chứa nhiều nhóm hydroxyl (-OH) và có nhóm cacbonyl (-CO-) trong phân tử, thường có công thức chung là $C_n(H_2O)_m$.

Cacbonhidrat được chia thành 3 nhóm chính:

- Monosaccarit là nhóm Cacbonhidrat đơn giản nhất không thể thủy phân được nữa như glucozơ và fructozơ ($C_6H_{12}O_6$)
- Disaccarit là nhóm Cacbonhidrat mà khi thủy phân sinh ra 2 phân tử monosaccarit như saccarozơ và mantozơ $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- Polisaccarit: là nhóm cacbohidrat phức tạp mà khi thủy phân đến cùng sinh ra nhiều monosaccarit như tinh bột và xenlulozơ ($C_6H_{10}O_5$)_n.

B. MONOSACCARIT

Monosaccarit là những cacbonhidrat đơn giản nhất không bị thủy phân.

Ví dụ : Glucozơ và fructozơ có công thức phân tử $C_6H_{12}O_6$.

B.1. GLUCOZƠ.

I. Tính chất vật lý và trạng thái thiên nhiên:

Chất rắn kết tinh, không màu, nóng chảy ở nhiệt độ $146^{\circ}C$ (dạng α) và $150^{\circ}C$ (dạng β), dễ tan trong nước. Có độ ngọt kém đường mía, có nhiều trong các bộ phận của cây và nhất là trong quả chín, đặc biệt là trong quả nho chín nên còn gọi là đường nho, Glucozơ có trong cơ thể người và động vật (chiếm 0,1% trong máu người).

II. Cấu trúc phân tử.

Glucozơ có công thức phân tử là $C_6H_{12}O_6$, tồn tại ở dạng mạch hở và mạch vòng.

1. Dạng mạch hở.

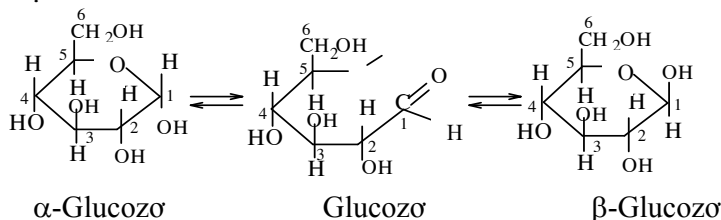
Glucozơ có cấu tạo của anđehit đơn chức và ancol 5 chức, có công thức cấu tạo thu gọn là

$CH_2OH-CHOH-CHOH-CHOH-CHOH-CH=O$ Hoặc viết gọn: $CH_2OH[CHOH]_4CHO$

2. Dạng mạch vòng.

-Ấm hóm -OH ở C_5 cộng vào nhóm $C=O$ tạo ra 2 dạng vòng 6 cạnh là α và β .

-Trong dung dịch, hai dạng này chiếm ưu thế hơn và luôn chuyển hoá lẫn nhau theo một cân bằng qua dạng mạch hở.



-Ấm hóm OH ở vị trí số 1 được gọi là **OH hemiacetal**

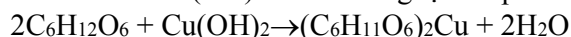
III. Tính chất hoá học.

Glucozơ có các tính chất của nhóm anđehit và ancol đa chức.

1. Tính chất của ancol đa chức (poliancol)

a. Tác dụng với $Cu(OH)_2$:

dd glucozơ hoà tan $Cu(OH)_2$ ở t^0 thường tạo dd phức có màu xanh



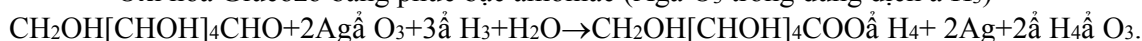
b. Phản ứng tạo este

Khi Glucozơ tác dụng với anhidrit axetic có thể tạo ra este chứa 5 gốc axit : $C_6H_7O(OCOCH_3)_5$

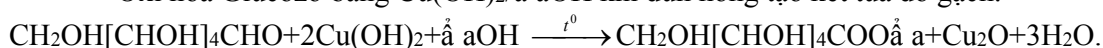
2. Tính chất của nhóm anđehit

a. Tính khử.

- Oxi hóa Glucozơ bằng phức bạc amoniac (Ag_2O_3 trong dung dịch Ag_3)

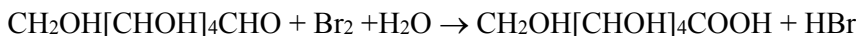


- Oxi hoá Glucozơ bằng $Cu(OH)_2$ ở aOH khi đun nóng tạo kết tủa đỏ gạch.

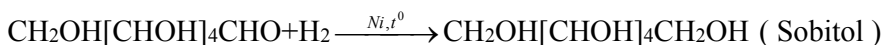


natri gluconat

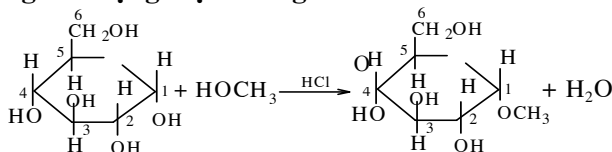
- Glucozo làm mất màu dd nước brom:



b. Tính oxihoá



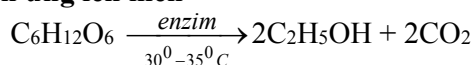
3. Tính chất riêng của dạng mạch vòng



Metyl α -glucozit

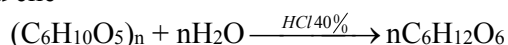
Khi nhóm -OH ở C₁ đã chuyển thành nhóm -OCH₃, thì dạng vòng không thể chuyển sang dạng mạch hở được nữa.

4. Phản ứng lên men



5. Điều chế và ứng dụng

a. Điều chế



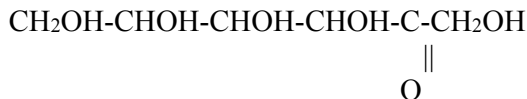
b. Ứng dụng:

Glucozo là chất dinh dưỡng giá trị của con người. Trong y học glucozo làm thuốc tăng lực. Trong công nghiệp dùng để tráng gương, tráng ruột phích và là sản phẩm trung gian trong quá trình sản xuất ancol etylic từ tinh bột và xenlulozo.

B.2. FRUCTÔZƠ (Đồng phân của GLUCÔZƠ).

- Công thức phân tử C₆H₁₂O₆

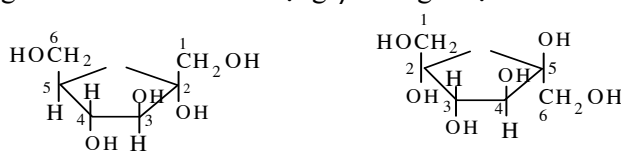
- Công thức cấu tạo :



Hoặc viết gọn: CH₂OH[CHOH]₃COCH₂OH

- Trong dd fructozơ có thể tồn tại ở dạng β mạch vòng 5 cạnh hoặc 6 cạnh.

- Ở dạng tinh thể: Fructozơ ở dạng β vòng 5 cạnh



α -Fructozơ

β -Fructozơ

Trong môi trường kiềm có sự chuyển hoá: Glucozơ $\xrightleftharpoons{\text{OH}^-}$ Fructozơ

* Tính chất:

- Tương tự glucozo, fructozơ tác dụng Cu(OH)₂ cho dd phức màu xanh, tác dụng H₂ cho poliancol (sorbitol), tham gia p/r tráng bạc, p/r khử Cu(OH)₂ /ở aOH cho kết tủa đỏ gạch

- Khác với glucozo, fructozơ không làm mất màu dd nước brom $\longrightarrow$ Dùng phản ứng này để phân biệt Glucozo với Fructozơ

C – DISACCARIT

Disaccarit là những cacbonhidrat khi bị thủy phân sinh ra 2 phân tử monosaccarit.

Ví dụ : Saccarozơ và Mantozơ công thức phân tử C₁₂H₂₂O₁₁

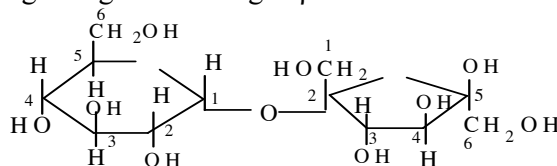
C.1. Saccarozo

I. Tính chất vật lý, trạng thái thiên nhiên:

Chất rắn kết tinh, không màu, tan tốt trong nước, nóng chảy ở nhiệt độ 185°C, có nhiều trong mía, củ cải đường, đường thốt nốt (từ cụm hoa thốt nốt)

II. Cấu trúc phân tử.

Phân tử saccarozo gồm 1 gốc α -glucozo + 1 gốc β -fructozo



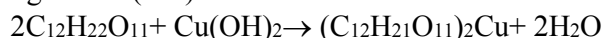
Saccarozo hợp bởi α - Glucozo và β - Fructozo.

III. Tính chất hoá học.

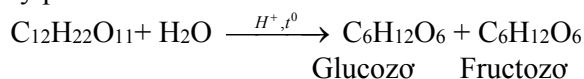
Saccarozo không còn tính khử vì không còn -OH hemixetal tự do nên không thể chuyển sang dạng mạch hở. Vì vậy **saccarozo chỉ còn tính chất của ancol đa chức và đặc biệt có phản ứng thủy phân của disaccarit.**

1. Phản ứng của ancol đa chức

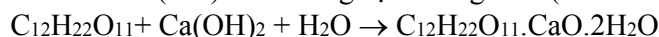
Phản ứng với $\text{Cu}(\text{OH})_2$



2. Phản ứng thủy phân



3. Phản ứng với sữa vôi $\text{Ca}(\text{OH})_2$ cho dung dịch trong suốt (canxi saccarat).



IV. ứng dụng và sản xuất đường saccarozo

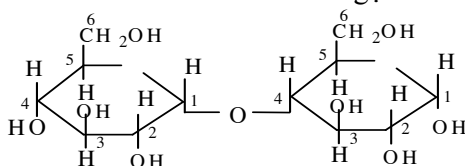
1. Ứng dụng: Saccarozo được dùng nhiều trong công nghiệp thực phẩm, để sản xuất bánh, kẹo, nước giải khát. Trong công nghiệp dược phẩm dùng để pha chế thuốc

2. Sản xuất đường saccarozo.

C.2. Đồng phân của saccarozo: mantozo

1. Cấu tạo.

- Phân tử mantozo do 2 gốc Glucozo liên kết với nhau ở C_1 gốc α -glucozo này với C_4 của gốc α -glucozo kia qua nguyên tử oxi. Liên kết α - C_1 -O- C_4 gọi là l/k α -1,4-glicozit



- Nhóm -OH hemiacetal ở gốc Glucozo thứ hai còn tự do nên trong dung dịch gốc này có thể mở vòng tạo ra nhóm -CHO.

2. Tính chất.

- Thể hiện tính chất của poliancol giống saccarozo, tác dụng với $\text{Cu}(\text{OH})_2$ cho phức đồng - mantozo.
- Có tính khử tương tự Glucozo (phản ứng với $\text{Ag}_2\text{O}_3/\text{H}_3$ tạo kết tủa bạc, phản ứng với $\text{Cu}(\text{OH})_2/\text{aOH}$ đun nóng tạo kết tủa đỏ gạch, làm mất màu nước Brom)
- Bị thủy phân sinh ra 2 phân tử Glucozo.

D. POLISACCARIT

Là những cacbonhidrat phức tạp khi bị thủy phân sinh ra nhiều phân tử monosaccarit.

Ví dụ: Tinh bột và xenlulozo đều có công thức phân tử $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$

I - TINH BỘT

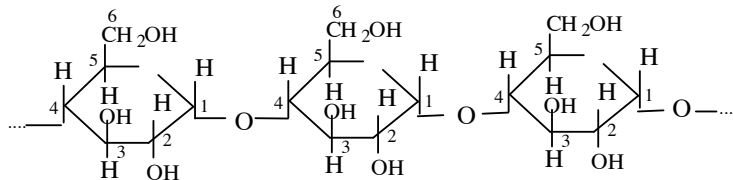
1- Tính chất vật lý, trạng thái thiên nhiên.

Tinh bột là chất rắn vô định hình, màu trắng, không tan trong nước lạnh, tan trong nước nóng tạo dung dịch keo (hồ tinh bột), là hợp chất cao phân tử có nhiều trong các loại hạt (gạo, mì, ngô...), củ (khoai, sắn...) và quả (táo, chuối...)

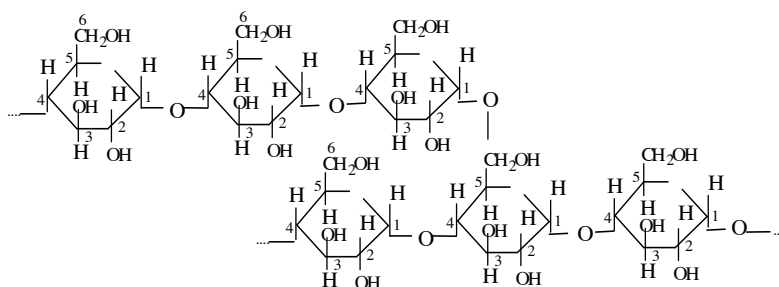
2. Cấu trúc phân tử

+ Tinh bột là hỗn hợp của 2 loại polisaccarit là amilozo và amilopectin. Cả 2 đều có công thức $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ là những gốc α -glucozo.

- Cấu trúc phân tử Amilozơ: gốc α -glucozơ liên kết với nhau bởi liên kết α -1,4-glucozit tạo thành chuỗi dài không phân nhánh, xoắn lại thành hình lò xo.



- Cấu trúc phân tử Amilopectin: gốc α -glucozơ liên kết với nhau bởi liên kết α -1,4-glucozit tạo và liên kết α -1,6-glucozit tạo thành chuỗi phân nhánh.

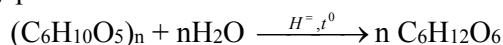


3. Tính chất hoá học

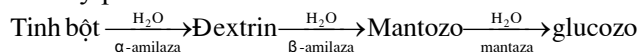
Là một polisaccarit có cấu trúc vòng xoắn, tính bột biểu hiện rất yếu tính chất của một poliancol, chỉ biểu hiện rõ tính chất thủy phân và phản ứng màu với iot.

a. Phản ứng thủy phân

+ Thủy phân nhờ xúc tác axit



+ Thủy phân nhờ enzym



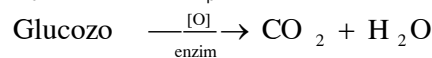
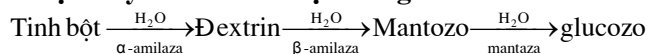
b. Phản ứng màu với dung dịch iot:

Ấm dung dịch iot vào ống nghiệm đựng dung dịch hồ tinh bột hoặc vào mặt cắt của củ khoai lang.

+ Hiện tượng : Dung dịch hồ tinh bột trong ống nghiệm cũng như mặt cắt của củ khoai lang đều nhuộm màu xanh tím. Khi đun nóng, màu xanh tím biến mất, khi để nguội màu xanh tím lại xuất hiện.

+ Giải thích: Ấm liên kết hiđro phân tử amilozơ tạo thành các vòng xoắn bao bọc các phân tử iot tạo ra hợp chất màu xanh tím đặc trưng. Khi đun nóng các phân tử amilozơ duỗi ra, iot bị giải phóng ra khỏi phân tử tinh bột làm mất màu xanh tím đó. Khi để nguội, iot bị hấp phụ trở lại làm dung dịch có màu xanh tím. Phản ứng này được dùng để nhận ra tinh bột bằng iot và ngược lại.

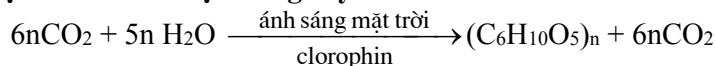
4. Sự chuyển hóa tinh bột trong cơ thể



enzim $\updownarrow$ enzym

glicogen

5. Sự tạo thành tinh bột trong cây xanh



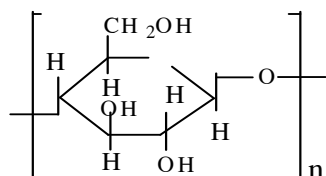
II. XENLULOZO

1. Tính chất vật lí. Trạng thái tự nhiên.

Xenlulozơ là chất rắn, dạng sợi, màu trắng, không tan trong nước, tan được trong dung dịch svayde (dung dịch $Cu(OH)_2$ trong NH_3), có trong gỗ, bông...

2. Cấu trúc phân tử

Xenlulozơ là một polime hợp thành từ các mắt xích β -glucozo nối với nhau bởi các liên kết β -1,4-glicozit có công thức $(C_6H_{10}O_5)_n$, phân tử xenlulozo không phân nhánh, vòng xoắn

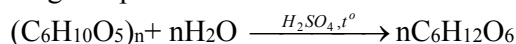


Mỗi mắt xích $C_6H_{10}O_5$ có 3 nhóm $-OH$ tự do, nên có thể viết công thức của xenlulozơ là $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n$

3. Tính chất hoá học

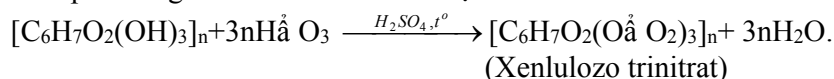
Xenlulozơ là polisaccarit và mỗi mắt xích có 3 nhóm $-OH$ tự do nên xenlulozơ có phản ứng thuỷ phân và phản ứng của ancol đa chức.

a. Phản ứng của polisaccarit

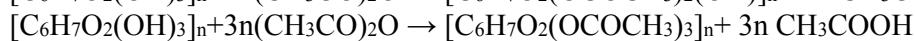
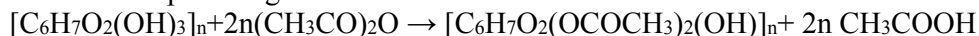


b. Phản ứng của ancol đa chức

+Xenlulozơ phản ứng với Hả O_3 có H_2SO_4 đặc xúc tác



+ Xenlulozơ phản ứng với anhidrit axetic



+Phản ứng với nước Svayde: $[Cu(ả H_3)_4](OH)_2$

Xenlulozơ phản ứng với nước Svayde cho dung dịch phức đồng- xenlulozơ dùng để sản xuất tơ đồng-amoniac

Bảng tóm tắt tính chất của cacbonhidrat.

	Glucozơ	Fructozơ	Saccarozơ	Mantozơ	Tinh bột	Xenlulozơ
$+ [Ag(ả H_3)_2]OH$	Ag ↓	+	-	Ag ↓	-	-
$+ CH_3OH/HCl$	Metyl glicozit	+	-	Metyl glicozit	-	-
$+ Cu(OH)_2$	Dd xanh lam	Dd xanh lam	Dd xanh lam	Dd xanh lam	-	-
$(CH_3CO)_2O$	+	+	+	+	+	Xenlulozo triaxetat
Hả O_3/H_2SO_4	+	+	+	+	+	Xenlulozo triaxetat
H_2O/H^+	-	-	glucozơ + fructozơ	glucozơ	glucozơ	glucozơ

(+) có phản ứng ; (-) không có phản ứng

CHƯƠNG 3: AMIN, AMINOAXIT VÀ PROTEIN

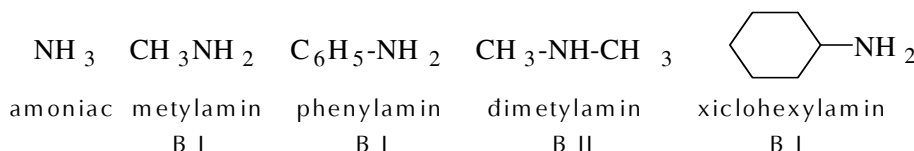
A. AMIN.

I – Khái niệm, phân loại, danh pháp.

1. Khái niệm.

Khái niệm: Khi thay thế một hay nhiều nguyên tử H trong phân tử H_3 bằng một hay nhiều gốc hidrocarbon ta được amin.

Thí dụ



- Bậc của amin: Bằng số nguyên tử hidro trong phân tử H_3 bị thay thế bởi gốc hidrocarbon.

2. Phân loại.

– Dựa vào đặc điểm cấu tạo của hidrocarbon có thể chia amin thành amin thơm (như anilin $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$), amin béo (etylamin $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$) vào amin dị vòng (pirolidin...).

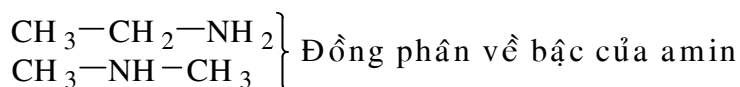
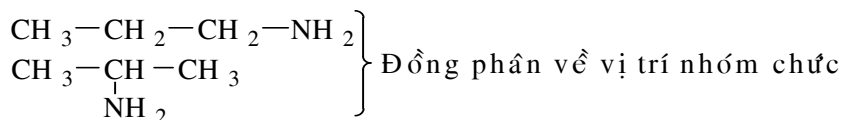
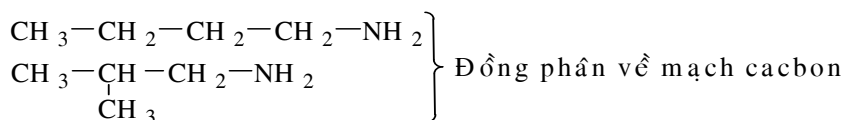
– Dựa vào bậc của amin thì chia thành amin bậc một ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$), amin bậc hai ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NHCH}_3$) và amin bậc ba ($(\text{CH}_3)_3\text{N}$).

3. Đồng phân.

- **Nhóm định chức** : nguyên tử N còn một cặp electron chưa liên kết nên có khả năng nhận proton (tính bazơ) và có thể tạo liên kết hidro.

- **Đồng phân** : Amin thường có đồng phân về mạch cacbon, về vị trí nhóm chức và về bậc của amin.

Thí dụ:



4. Danh pháp: Gọi tên theo tên gốc chức (tên gốc hidrocarbon + amin) và tên thay thế.

Thí dụ:

CTCT	Tên gốc – chức	Tên thay thế
CH_3NH_2	Metylamin	Metanamin
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$	Etylamin	Etanamin
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$	Propylamin	propan-1-amin
$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	Trimetylamin	â,â,â-dimetylmetanmin
$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_3\text{NH}_2$	Butylamin	butan-1-amin
$\text{C}_2\text{H}_5\text{NHCH}_2\text{C}_2\text{H}_5$	Dietylamin	â-etyletanmin
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	Phenylamin	Benzenamin
$\text{H}_2\text{N}[\text{CH}_2]_6\text{NH}_2$	Hexametylendiamin	Hexan-1,6-di-amin

II – Tính chất vật lí.

- Metylamin, dimetylamin, trimetylamin, etylamin là những chất khí, mùi khai, khó chịu, tan nhiều trong nước. Các amin có phân tử khối cao hơn là những chất lỏng hoặc rắn, *độ tan trong nước giảm dần theo chiều tăng của phân tử khối*

- **Điểm sôi** : Hidrocarbon < amin < ancol. (có khối lượng phân tử tương đương).

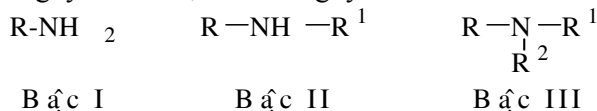
- Anilin là chất lỏng, không màu, ít tan trong nước và nặng hơn nước.

- Các amin đều rất độc.

III – Cấu tạo phân tử và tính chất hoá học.

1. Cấu tạo phân tử

- Tuỳ thuộc vào số liên kết và nguyên tử H tạo ra với nguyên tử cacbon mà ta có amin bậc I, bậc II, bậc III.

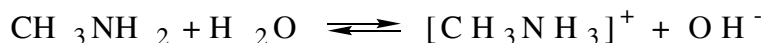


- Phân tử amin có nguyên tử nitơ tương tự trong phân tử H_3 nên các amin có tính bazơ. H ngoài ra amin còn có tính chất của gốc hiđrocacbon.

2. Tính chất hoá học

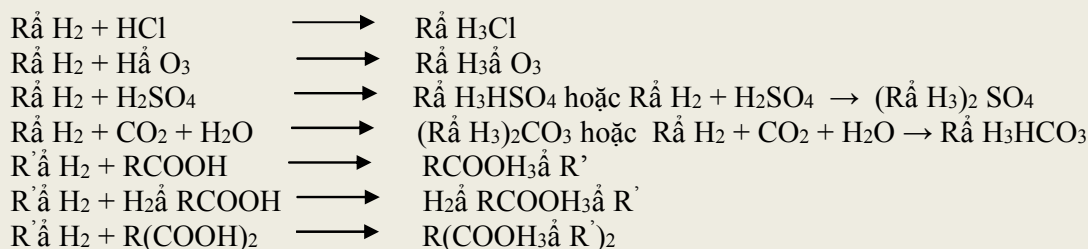
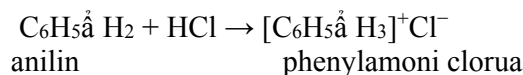
a. Tính bazơ

- Tác dụng với nước: Dung dịch các amin mạch hở trong nước làm quỳ tím hoá xanh, phenolphthalein hoá hồng.



Anilin và các amin thơm phản ứng rất kém với nước.

- Tác dụng với axit



Nhận xét:

- Các amin tan nhiều trong nước như metylamin, etylamin,... có khả năng làm xanh giấy quỳ tím hoặc làm hồng phenolphthalein, có tính bazơ mạnh hơn amoniac nhờ ảnh hưởng của nhóm ankyl.

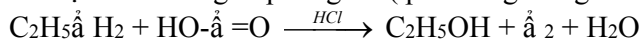
- Anilin có tính bazơ, nhưng dung dịch của nó không làm xanh giấy quỳ tím, cũng không làm hồng phenolphthalein vì tính bazơ của nó rất yếu và yếu hơn amoniac. Đó là ảnh hưởng của gốc phenyl (tương tự phenol).

Tính bazơ: $\text{aOH} > \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 > \text{CH}_3\text{NH}_2 > \text{NH}_3 > \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$.

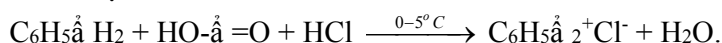
H ở gốc R là gốc đẩy electron (gốc HC no) thì làm tăng tính bazơ, còn nếu gốc R hút electron (gốc HC không no và thơm) thì làm giảm tính bazơ.

b. Phản ứng với axit nitơ (HNO_2)

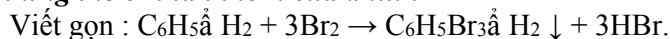
- Amin béo tạo ancol và giải phóng N_2 (phản ứng trong môi trường axit)



- Amin thơm tạo muối diazoi bền:

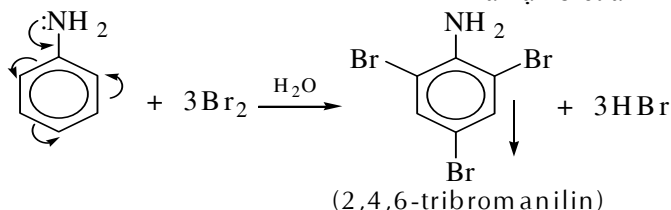


c. Phản ứng thế ở nhân thơm của anilin



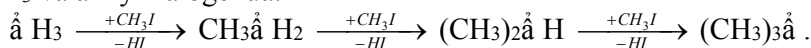
kết tủa màu trắng

$\Rightarrow$ H nhận biết anilin

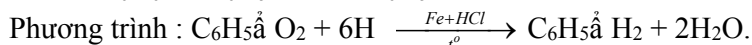


IV. Điều chế:

- Từ H_3 và ankyl halogenua.



- Điều chế anilin từ benzen.

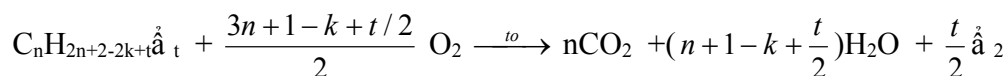


V- MỘT SỐ LƯU Ý KHI GIẢI BÀI TẬP AMIN.

1. Phản ứng đốt cháy amin.

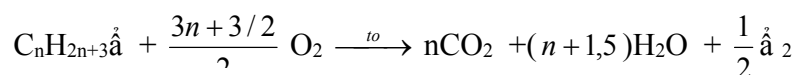
- Hợp chất chứa $\text{C}, \text{H}, \text{N}$ có CTTQ là $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_t$ hay có thể viết là $\text{C}_n\text{H}_{2n+2-2k+t}\text{N}_t$.

- Phản ứng đốt cháy:



$$n_X = \frac{n\text{H}_2\text{O} - n\text{CO}_2 - n\text{N}_2}{1-k}$$

- Đối với amin no, đơn chức, mạch hở ($k=0, t=1$) $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$:



$$n_X = n_{\text{H}_2\text{O}} - n_{\text{CO}_2} - n_{\text{N}_2}$$

2. Phản ứng thể hiện tính bazơ của amin.

- Dựa vào tỉ lệ mol $\frac{n_{\text{H}^+}}{n_{\text{amin}}}$ ta xác định được đó là amin đơn chức hay đa chức.

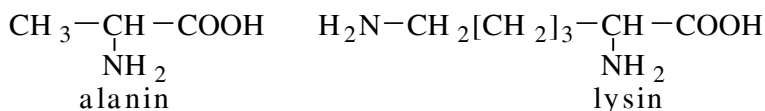
- Tương tự như H_3 , amin có thể tác dụng với dung dịch muối có hidroxit kết tủa như Fe^{3+} , Mg^{2+} , ... và cũng tạo phức với Cu^{2+} , Zn^{2+} , Ag^+ ...

B – AMINOAXIT

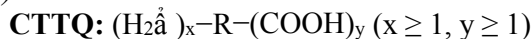
I – Khái niệm.

1. Khái niệm

Thí dụ:



Aminoaxit là những hợp chất hữu cơ tạp chức, phân tử chứa đồng thời nhóm amino (NH_2) và nhóm cacboxyl (COOH).



2. Danh pháp

- Xuất phát từ tên axit tương ứng (tên hệ thống, tên thường) có thêm tiếp đầu ngữ amino và số hoặc chữ cái Hi Lạp ($\alpha, \beta, \dots$) chỉ vị trí của nhóm H_2 trong mạch là tên thay thế, tên bán hệ thống

- Các α -amino axit có trong thiên nhiên thường được gọi bằng tên riêng.



Tên gọi của một số amino axit.

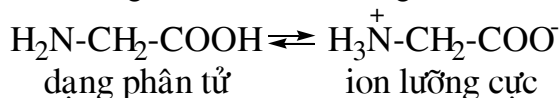
Công thức	Tên thay thế	Tên bán hệ thống	Tên thường	Ký hiệu
$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Axit aminoetanoic	Axit aminoaxetic	Glyxin	Gly
$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$	Axit 2-aminopropanoic	Axit α -aminopropionic	Alanin	Ala
$(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$	Axit 2-amino-3-metylbutanoic	Axit α -aminoisovaleric	Valin	Val
$\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$	Axit 2,6-diaminohexanoic	Axit α, ϵ -diaminocaproic	Lysin	Lys
$\text{HOOC}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Axit 2-	Axit α -	Axit	Glu

	aminopentandioic	aminoglutaric	glutamic	
--	------------------	---------------	----------	--

(các amino axit có trong cơ thể sinh vật là α – amino axit).

II – Cấu tạo phân tử và tính chất hoá học.

1. Cấu tạo phân tử: Tồn tại dưới hai dạng: Phân tử và ion lưỡng cực.

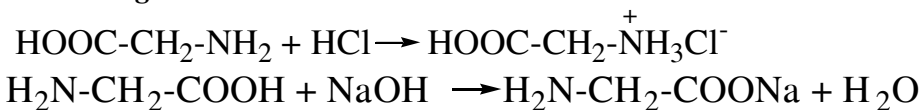


$\Rightarrow$ Các amino axit là những hợp chất ion nên ở điều kiện thường là chất rắn kết tinh, tương đối dễ tan trong nước và có nhiệt độ nóng chảy cao (phân huỷ khi đun nóng).

2. Tính chất hoá học

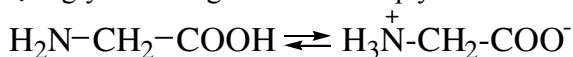
Các amino axit là những hợp chất lưỡng tính, tính chất riêng của mỗi nhóm chức và có phản ứng trùng ngưng.

a. Tính chất lưỡng tính

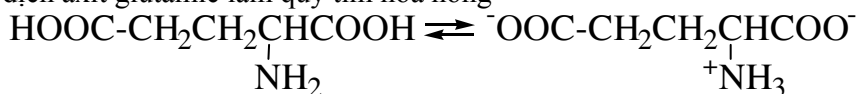


b. Tính axit – bazơ của dung dịch amino axit

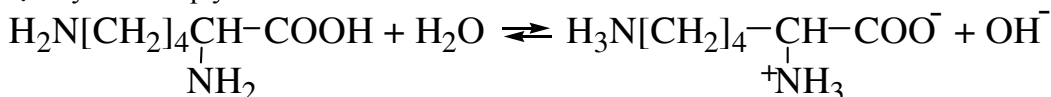
- Giả sử amino axit A là $(\text{H}_2\text{A})_x-\text{R}-(\text{COOH})_y$.
- + nếu $x < y$ thì A làm quỳ tím hóa đỏ
- + nếu $x > y$ thì A làm quỳ tím hóa xanh
- + nếu $x = y$ thì A không làm đổi màu quỳ tím
- Dung dịch glyxin không làm đổi màu quỳ tím.



- Dung dịch axit glutamic làm quỳ tím hoá hồng



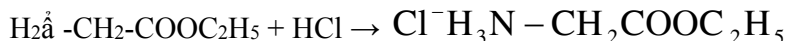
- Dung dịch lysin làm quỳ tím hoá xanh.



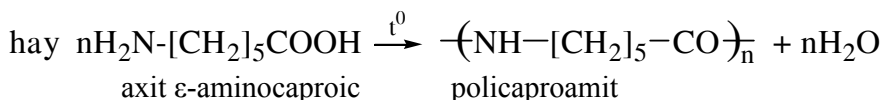
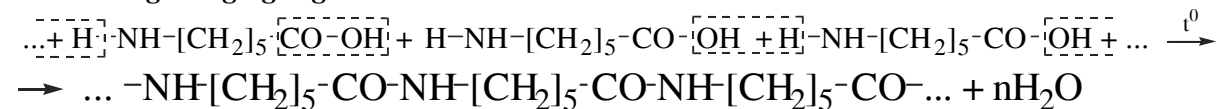
c. Phản ứng riêng của nhóm $-\text{COOH}$: phản ứng este hoá



Thực ra este hình thành dưới dạng muối.



d. Phản ứng trùng ngưng



III – Ứng dụng

- Các amino axit thiên nhiên (hầu hết là các α -amino axit) là những hợp chất cơ sở để kiến tạo nên các loại protein của cơ thể sống.
- Muối mononatri của axit glutamic dùng làm gia vị thức ăn (mì chính hay bột ngọt), axit glutamic là thuốc hỗ trợ thần kinh, methionin là thuốc bổ gan.
- Các axit 6-aminoheptanoic (ω -aminocaproic) và 7-aminoheptanoic (ϵ -aminoenantoic) là nguyên liệu để sản xuất tơ nilon như nilon-6, nilon-7,...

IV- MỘT SỐ LƯU Ý KHI GIẢI BÀI TẬP VỀ AMINOAXIT.

– Tác dụng với $a\text{OH}$:

Ptpr: $(\text{H}_2\text{A})_a - \text{R} - (\text{COOH})_b + b\text{aOH} \rightarrow (\text{H}_2\text{A})_a - \text{R} - (\text{COO}^-\text{a})_b + b\text{H}_2\text{O}$

$$b = \frac{n_{\text{NaOH}}}{n_{\text{a min}}} = \text{số nhóm chức axit (COOH)}$$

– Tác dụng với HCl :

Ptpr: $(\text{H}_2\text{A})_a - \text{R} - (\text{COOH})_b + a\text{HCl} \rightarrow (\text{ClH}_3\text{A})_a - \text{R} - (\text{COOH})_b$

$$a = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{a min}}} = \text{số nhóm chức bazơ (A H}_2\text{)}$$

– Khi cho amino axit X tác dụng với dung dịch axit (HCl ...) rồi lấy sản phẩm tác dụng vừa đủ với dung dịch bazơ (aOH) thì xem như X và HCl tác dụng vừa đủ với aOH .

– a ngược lại khi cho amino axit X tác dụng với dung dịch bazơ (aOH ...) rồi lấy sản phẩm tác dụng vừa đủ với dung dịch axit HCl thì xem như X và aOH tác dụng vừa đủ với HCl .

– Hợp chất chứa C, H, O, A có thể viết dưới dạng $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{A}_t$ hoặc $\text{C}_n\text{H}_{2n+2+t-2k}\text{O}_z\text{A}_t$ (k là độ bội). Do đó amino axit no, chứa một nhóm A H₂ và một nhóm COOH (z=2, t=1, k=1) có CTTQ là $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{O}_2\text{A}$

– Khi đề cho công thức $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{O}_2\text{A}$ (chẳng hạn như $\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2\text{A}$) thì đó có thể là:

+ Amino axit $\text{H}_2\text{A} - \text{R} - \text{COOH}$. ($\text{H}_2\text{A} - \text{C}_2\text{H}_4 - \text{COOH}$)

+ Este của amino axit $\text{H}_2\text{A} - \text{R} - \text{COOR}'$. ($\text{H}_2\text{A} - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_3$).

+ Muối amoni của axit cacboxylic $\text{R} - \text{COO} - \text{H}_3\text{A} - \text{R}'$ có một liên kết đôi ($\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{COO}^-\text{H}_4$, hoặc $\text{HCOO} - \text{H}_3\text{A} - \text{CH} = \text{CH}_2$)

C - PEPTIT VÀ PROTEIN

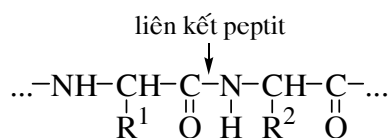
I – Peptit

1. Khái niệm, phân loại, đồng phân, danh pháp, tính chất vật lý.

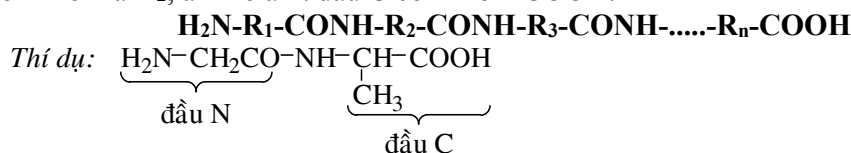
a. Khái niệm.

– Peptit là hợp chất chứa từ 2 đến 50 gốc α -amino axit liên kết với nhau bởi các liên kết peptit.

– Liên kết peptit là liên kết $-\text{CO}-\text{A}-\text{H}-$ giữa 2 đơn vị α -amino axit



* Phân tử peptit hợp thành từ các gốc α -amino axit bằng liên kết peptit theo một trật tự nhất định. Amino axit đầu A còn nhóm A H₂, amino axit đầu C còn nhóm COOH:



b. Phân loại: Các peptit chia thành 2 loại:

– Oligopeptit gồm các peptit có từ 2 đến 10 gốc α -amino axit được gọi là *di*, *tri*, *tetrapeptit*.

– Polipeptit là những phân tử peptit chứa nhiều gốc α -amino axit (từ 10 đến 50) hợp thành. Chúng là cơ sở tạo nên protein.

c. Đồng phân

– Mỗi phân tử peptit gồm một số xác định các gốc α -amino axit liên kết với nhau theo một trật tự nghiêm ngặt, nếu thay đổi trật tự đó sẽ tạo nên các peptit đồng phân.

– Ví dụ từ 2 amino axit Gly và Ala ta có được các peptit là Gly-Gly; Gly-Ala; Ala-Gly; Ala-Ala.

– a e u phân tử peptit chứa n gốc α -amino axit khác nhau thì số đồng phân loại peptit là n!

d. Danh pháp.

– Tên của peptit được hình thành bằng cách ghép tên gốc axyl của các α -amino axit đầu A rồi kết thúc bằng đầu C (giữ nguyên)

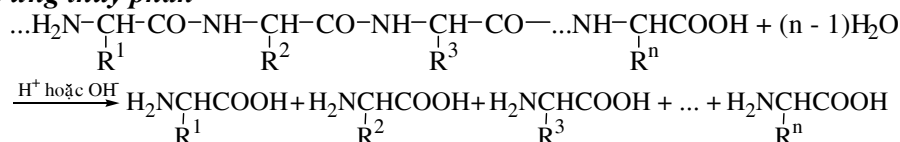
– Ví dụ: $\text{H}_2\text{A} - \text{CH}_2 - \text{CO}^-\text{H} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CO}^-\text{H} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{COOH}$ glyxylalanylalanin (Gly-Ala-Ala).

e. Tính chất vật lý.

Các peptit thường ở thể rắn, có nhiệt độ nóng chảy cao và dễ tan trong nước.

2. Tính chất hoá học

a. Phản ứng thủy phân



b. Phản ứng màu biure

Trong môi trường kiềm, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ tác dụng với peptit cho màu tím (màu của hợp chất phức đồng với peptit có từ 2 liên kết peptit trở lên). **Đipeptit không có phản ứng này** do chỉ có 1 liên kết peptit.

3. MỘT SỐ LƯU Ý KHI GIẢI BÀI TẬP PEPTIT.

- Peptit ($n \alpha\text{-a.a}$) + $(n-1) \text{H}_2\text{O} \longrightarrow n \alpha\text{-a.a}$

Trong đó $n_{\text{peptit}} = n_{\alpha\text{.a}} - n_{\text{H}_2\text{O}}$.

- Peptit ($n \alpha\text{-a.a}$) + $n \text{H}_2\text{O} \longrightarrow n$ muối của $\alpha\text{-a.a}$ + H_2O

- Peptit ($n \alpha\text{-a.a}$) + $(n-1)\text{H}_2\text{O} + n\text{HCl} \longrightarrow n$ muối của a.a

- Một amino axit X no, chứa một nhóm H_2 và một nhóm COOH là $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{O}_2$. Nếu peptit tạo nên từ những amino axit trên sẽ có dạng:

+ dipeptit X.2- H_2O : $\text{C}_{2n}\text{H}_{4n}\text{O}_3$ hoặc $\text{C}_x\text{H}_{2x}\text{O}_3$

+ tripeptit X.3- H_2O : $\text{C}_{3n}\text{H}_{6n-1}\text{O}_4$ hoặc $\text{C}_x\text{H}_{2x-1}\text{O}_4$

+ tetrapeptit X.4- H_2O : $\text{C}_{4n}\text{H}_{8n-2}\text{O}_5$ hoặc $\text{C}_x\text{H}_{2x-2}\text{O}_5$

+ pentapeptit X.5- H_2O : $\text{C}_{5n}\text{H}_{10n-3}\text{O}_6$ hoặc $\text{C}_x\text{H}_{2x-3}\text{O}_6$

- Đốt cháy một peptit cũng như đốt cháy các a.a mà nó tạo ra có số mol CO_2 như nhau, nhưng số mol H_2O phải trừ bớt H_2O mà peptit cần để thủy phân tạo a.a

II – Prôtêin.

1. Khái niệm: Protein là những polipeptit cao phân tử có khối lượng phân tử từ vài chục nghìn đến vài triệu.

Phân loại:

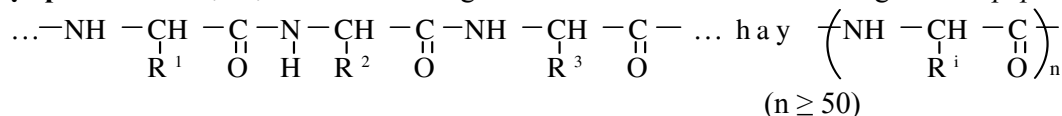
* Protein đơn giản: Là loại protein mà khi thủy phân chỉ cho hỗn hợp các α -amino axit.

Thí dụ: anbumin của lòng trắng trứng, fibroin của tơ tằm,...

* Protein phức tạp: Được tạo thành từ protein đơn giản cộng với thành phần “phi protein”.

Thí dụ: nucleoprotein chứa axit nucleic, lipoprotein chứa chất béo,...

2. Cấu tạo phân tử: Được tạo nên bởi nhiều gốc α -amino axit nối với nhau bằng liên kết peptit.



3. Tính chất

a. Tính chất vật lý:

- Dạng tồn tại: Protein có 2 dạng tồn tại chính là dạng hình sợi và dạng hình cầu. Dạng hình sợi như keratin của tóc, móng, sừng; miozin của cơ bắp; fibroin của tơ tằm, mạng nhện. Dạng protein hình cầu như anbumin của lòng trắng trứng, hemoglobin của máu.

- Tính tan: Protein hình sợi không tan trong nước trong khi protein hình cầu tan được trong nước tạo thành dung dịch keo

- Sự đông tụ: Khi đun nóng hoặc cho axit, bazơ, muối vào dung dịch protein nó sẽ đông tụ lại và tách ra khỏi dung dịch

Thí dụ: Hoà tan lòng trắng trứng vào nước, sau đó đun sôi, lòng trắng trứng sẽ đông tụ lại.

b. Tính chất hoá học

- Bị thủy phân nhờ xúc tác axit, bazơ hoặc enzym: Protein $\rightarrow$ chuỗi polipeptit $\rightarrow \alpha$ -amino axit

- Có phản ứng màu:

Protein + dd $\text{CuSO}_4/\text{OH}^- \rightarrow$ dung dịch có màu xanh tím. (phản ứng màu biure)

Protein + $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ hợp chất màu vàng.

III – Khái niệm về enzym và axit nucleic.

1. Enzim

a. Khái niệm: Là những chất hầu hết có bản chất protein, có khả năng xúc tác cho các quá trình hoá học, đặc biệt trong cơ thể sinh vật.

* Tên của enzym: Xuất phát từ tên của phản ứng hay chất phản ứng thêm đuôi *aza*.

Thí dụ: enzym amilazơ cho quá trình thủy phân tinh bột (amylum) thành matozơ.

b. Đặc điểm của enzym

- Hoạt động xt của enzym có tính chọn lọc rất cao: mỗi enzym chỉ xúc tác cho một sự chuyển hoá nhất định.
- Tốc độ phản ứng nhờ xúc tác enzym rất lớn, thường lớn gấp từ 10^9 đến 10^{11} lần tốc độ của cùng phản ứng nhờ xúc tác hoá học.

2. Axit nucleic

a. Khái niệm: Axit nucleic là polieste của axit photphoric và pentozơ (monosaccarit có 5C); mỗi pentozơ lại liên kết với một bazơ nitơ (đó là các hợp chất dị vòng chứa nitơ được kí hiệu là A, C, G, T, U).

* Axit nucleic thường tồn tại dưới dạng kết hợp với protein gọi là *nucleoprotein*. Axit nucleic có hai loại được kí hiệu là AĐD và ARĐ.

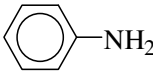
b. Vai trò

- Axit nucleic có vai trò quan trọng bậc nhất trong các hoạt động của cơ thể, như sự tổng hợp protein, sự chuyển các thông tin di truyền.

- AĐD chứa các thông tin di truyền. Đó là vật liệu di truyền ở cấp độ phân tử mang thông tin di truyền mã hoá cho hoạt động sinh trưởng và phát triển của các cơ thể sống.

- ARĐ chủ yếu nằm trong tế bào chất, nó tham gia vào quá trình giải mã thông tin di truyền.

Bảng tóm tắt tính chất :

Chất Vấn đề	Amin bậc 1		Amino axit	Protein
Công thức chung	R- H_2		$R-\underset{\underset{NH_2}{ }}{CH}-COOH$	$\cdots -HN-\underset{\underset{R^1}{ }}{CH}-CO-NH-\underset{\underset{R^2}{ }}{CH}-CO-\cdots$
Tính chất hoá học				
+ HCl	X	X	X	
+ aOH			X	X
+ R'OH/khí HCl			X	
+Br ₂ (dd)/H ₂ O		X		
Trùng ngưng			X	
Phản ứng biure + Cu(OH) ₂				X

Chương 4: POLIME VÀ VẬT LIỆU POLIME

A-ĐẠI CƯƠNG VỀ POLIME

I – KHÁI NIỆM: Polime là những hợp chất có phân tử khối lớn do nhiều đơn vị nhỏ gọi là mắt xích liên kết với nhau.

Thí dụ: polietilen $\text{-(CH}_2\text{-CH}_2\text{)}_n$, nilon-6 $\text{-(NH-[CH}_2\text{]}_5\text{-CO)}_n\text{-}$

n: Hệ số polime hoá hay độ polime hoá.

- Các phân tử như $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, $\text{H}_2\text{N-[CH}_2\text{]}_5\text{COOH}$: monome

* Tên gọi: Ghép từ poli trước tên monome.

ầu tên của monome gồm hai cụm từ trở lên thì được đặt trong dấu ngoặc đơn.

Thí dụ:

polietilen $\text{-(CH}_2\text{-CH}_2\text{)}_n$; poli(vinyl clorua) $\text{-(CH}_2\text{-CHCl)}_n$

* Một số polime có tên riêng:

Thí dụ:

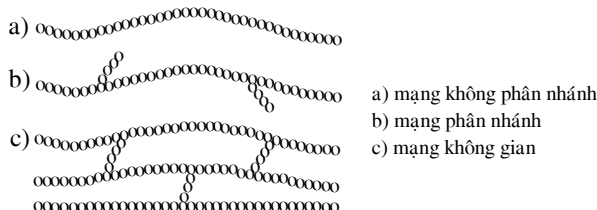
Teflon: $\text{-(CF}_2\text{-CF}_2\text{)}_n$

Nilon-6: $\text{-(NH-[CH}_2\text{]}_5\text{-CO)}_n$

Xenlulozơ: $\text{(C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5\text{)}_n$

II – ĐẶC ĐIỂM CẤU TRÚC

- ❖ Mạch không phân nhánh: amilozơ, tinh bột,...
- ❖ Mạch phân nhánh: amilopectin, glicogen,...
- ❖ Mạng không gian: cao su lưu hoá, nhựa bakelit,...



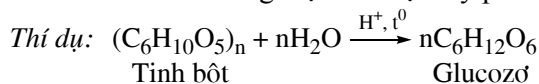
III – TÍNH CHẤT VẬT LÝ

Các polime hầu hết là những chất rắn, không bay hơi, không có nhiệt độ nóng chảy xác định. Polime khi nóng chảy cho chất lỏng nhớt, để nguội rắn lại gọi là chất nhiệt dẻo. Polime không nóng chảy, khi đun bị phân huỷ gọi là chất nhiệt rắn.

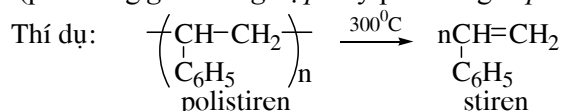
IV – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC (Giảm tải).

1. Phản ứng phân cắt mạch cacbon

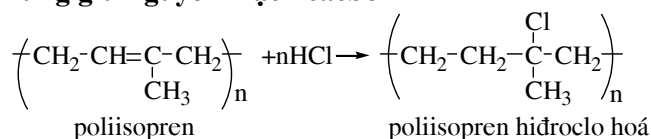
❖ Polime có nhóm chức trong mạch dễ bị thủy phân



❖ Polime trùng hợp bị nhiệt phân ở nhiệt độ thích hợp tạo thành các đoạn ngắn, cuối cùng thành monome ban đầu (phản ứng *giải trùng hợp* hay phản ứng *đepolime hoá*)

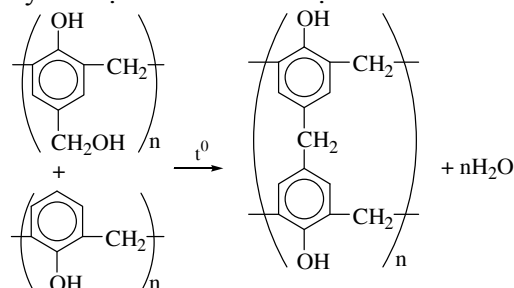


2. Phản ứng giữ nguyên mạch cacbon



3. Phản ứng tăng mạch polime (khâu mạch)

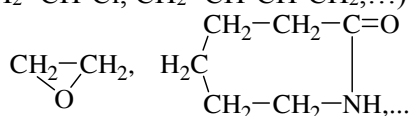
- ❖ Phản ứng lưu hoá chuyển cao su thành cao su lưu hoá.
- ❖ Phản ứng chuyển nhựa rezol thành nhựa rezit.



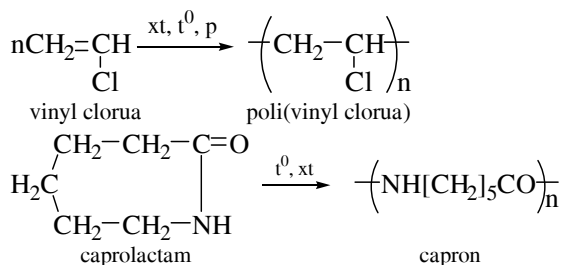
V – PHƯƠNG PHÁP ĐIỀU CHẾ

1. Phản ứng trùng hợp: Trùng hợp là quá trình kết hợp nhiều phân tử nhỏ (monome) giống nhau hay tương tự nhau thành phân tử lớn (polime).

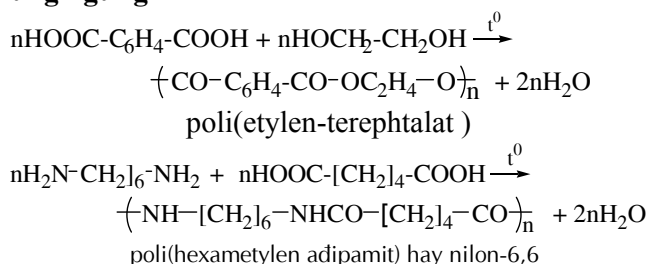
- ❖ Điều kiện cần về cấu tạo của monome tham gia phản ứng trùng hợp là trong phân tử phải có liên kết bội ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$, $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{Cl}$, $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$,...) hoặc là vòng kém bền có thể mở ra như:



Thí dụ:



2. Phản ứng trùng ngưng



- ❖ Trùng ngưng là quá trình kết hợp nhiều phân tử nhỏ (monome) thành phân tử lớn (polime) đồng thời giải phóng những phân tử nhỏ khác (thí dụ H_2O).
- ❖ Điều kiện cần về cấu tạo của monome tham gia phản ứng trùng ngưng là trong phân tử phải có ít nhất hai nhóm chức có khả năng phản ứng.

VI – ỨNG DỤNG: Vật liệu polime phục vụ cho sản xuất và đời sống: Chất dẻo, tơ, cao su, keo dán.

B- VẬT LIÊU POLIME

I – CHẤT DẼO

1. Khái niệm về chất dẻo và vật liệu composit

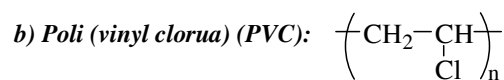
- Chất dẻo là vật liệu polime có tính dẻo.
- Vật liệu compozit là vật liệu hỗn hợp *gồm ít nhất hai thành phần phân tán vào nhau và không tan vào nhau.*

Thành phần của vật liệu compozit gồm chất nền (polime) và các chất phụ gia khác. Các chất nền có thể là nhựa nhiệt dẻo hay nhựa nhiệt rắn. Chất độn có thể là sợi (bông, đay, poliamit, amiăng,...) hoặc bột (silicat, bột nhẹ (CaCO_3), bột tan ($3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$),...

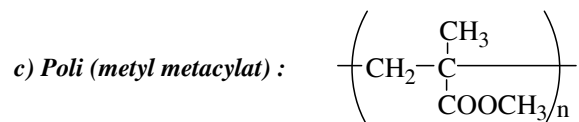
2. Một số polime dùng làm chất dẻo

a) **Polietilen (PE):** $\left(\text{CH}_2 - \text{CH}_2 \right)_n$

PE là chất dẻo mềm, nóng chảy ở nhiệt độ trên 110°C , có tính “trơ tương đối” của ankan mạch không phân nhánh, được dùng làm màng mỏng, vật liệu điện, bình chứa,...



PVC là chất rắn vô định hình, cách điện tốt, bền với axit, được dùng làm vật liệu cách điện, ống dẫn nước, vải che mưa.

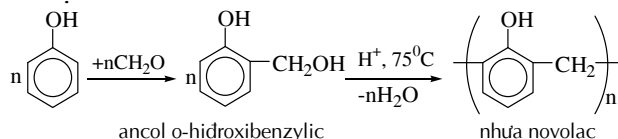


Là chất rắn trong suốt cho ánh sáng truyền qua tốt (gần 90%) nên được dùng chế tạo thủy tinh hữu cơ plexiglat.

d) Poli (phenol fomandehit) (PPF)

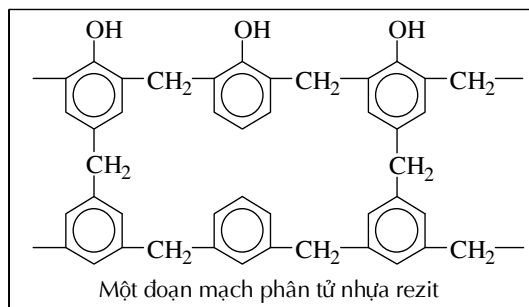
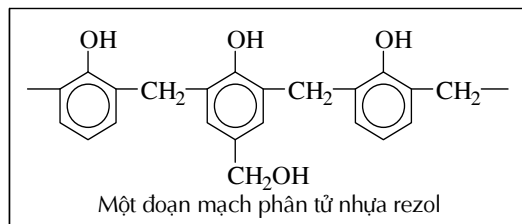
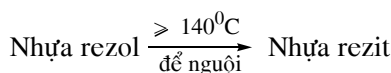
Có 3 dạng: nhựa novolac, nhựa rezol và nhựa rezit

- Sơ đồ điều chế nhựa novolac:



- Điều chế nhựa rezol: Đun nóng hỗn hợp phenol và fomandehit theo tỉ lệ mol 1:1,2 (xt kiềm), thu được nhựa rezol.

- Điều chế nhựa rezit:



II – TƠ

1. Khái niệm

- Tơ là những polime *hình sợi dài và mảnh* với *độ bền nhất định*.
- Trong tơ, những phân tử polime có mạch không phân nhánh, sắp xếp song song với nhau.

2. Phân loại

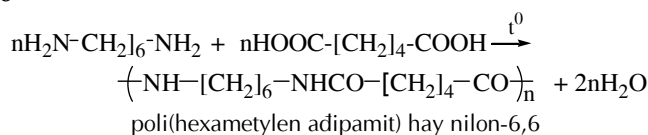
a. Tơ thiên nhiên (sẵn có trong thiên nhiên) như bông, len, tơ tằm.

b. Tơ hoá học (chế tạo bằng phương pháp hoá học)

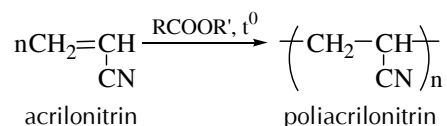
- Tơ tổng hợp (chế tạo từ polime tổng hợp): tơ poliamit (nilon, capron), tơ vinylic thể (vinilon, nitron,...)
- Tơ bán tổng hợp hay tơ nhân tạo (xuất phát từ polime thiên nhiên nhưng được chế biến thêm bằng con đường hoá học): tơ visco, tơ xenlulozơ axetat,...

3. Một số loại tơ tổng hợp thường gặp

a. Tơ nilon-6,6

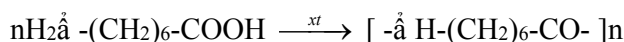


- Tính chất: Tơ nylon-6,6 dai, bền, mềm mại, óng mượt, ít thấm nước, giặt mau khô nhưng kém bền với nhiệt, với axit và kiềm.
 - Ứng dụng: Dệt vải may mặc, vải lót sầm lốp xe, dệt bít tất, bện làm dây cáp, dây dù, đan lưới,...
- b. Tơ nitron** (hay olon)



- *Tính chất:* Dai, bền với nhiệt và giữ nhiệt tốt.
- *Ứng dụng:* Dệt vải, may quần áo ấm, bên len đan áo rét.

c. To' enang.



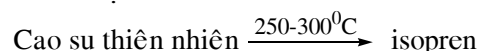
III – CAO SU

1. Khái niệm: Cao su là vật liệu có tính đàn hồi.

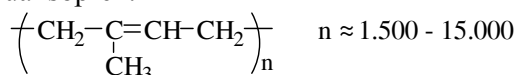
2. Phân loại: Có hai loại cao su: Cao su thiên nhiên và cao su tổng hợp.

a. Cao su thiên nhiên

❖ Cấu tạo:

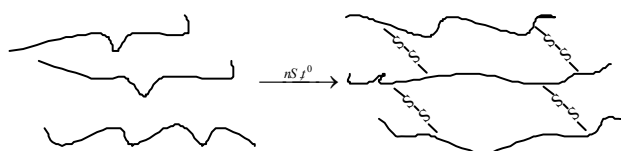


⇒ Cao su thiên nhiên là polime của isopren:



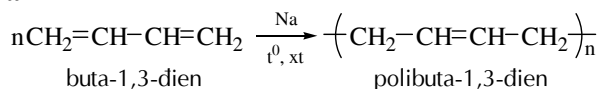
❖ Tính chất và ứng dụng

- Cao su thiên nhiên có tính đàn hồi, không dẫn điện và nhiệt, không thấm khí và nước, không tan trong nước, etanol, axeton,...nhưng tan trong xăng, benzen.
- Cao su thiên nhiên tham gia được phản ứng cộng (H_2 , HCl , Cl_2 ,...) do trong phân tử có chứa liên kết đôi. Tác dụng được với lưu huỳnh cho cao su lưu hoá có tính đàn hồi, chịu nhiệt, lâu mòn, khó hoà tan trong các dung môi hơn so với cao su thường.
- Bản chất của quá trình lưu hoá cao su (đun nóng ở $150^{\circ}C$ hỗn hợp cao su và lưu huỳnh với tỉ lệ khoảng 97:3 về khối lượng) là tạo cầu nối $-S-S-$ giữa các mạch cao su tạo thành mạng lưới.



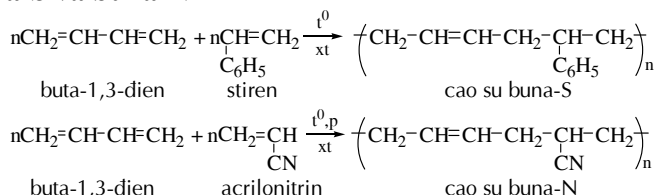
b. Cao su tổng hợp: Là loại vật liệu polime *tương tự cao su thiên nhiên*, thường được điều chế từ các ankadien bằng phản ứng trùng hợp.

◆ Cao su buna



Cao su buna có tính đàn hồi và độ bền kém cao su thiên nhiên.

❖ Cao su buna-S và buna-N

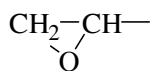


IV – KEO DÁN TỔNG HỢP(Giảm tải).

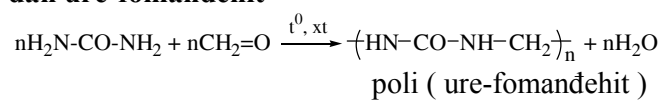
1. Khái niệm: Keo dán là vật liệu có khả năng kết dính hai mảnh vật liệu rắn giống hoặc khác nhau mà không làm biến đổi bản chất của các vật liệu được kết dính.

2. Một số loại keo dán tổng hợp thông dụng

- a. Nhựa vá săm:** Là dung dịch đặc của cao su trong dung môi hữu cơ.
b. Keo dán epoxi: Làm từ polime có chứa nhóm epoxi



c. Keo dán ure-fomandehit



Chương 5: ĐẠI CƯƠNG VỀ KIM LOẠI

A- GIỚI THIỆU CHUNG

1 – VỊ TRÍ CỦA KIM LOẠI TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

- ô hóm IA (trừ H), nhóm IIA, IIIA (trừ B) và một phần của các nhóm IVA, VA, VIA.
- Các nhóm B (từ IB đến VIIIB).
- Họ lantan và actini.

2 – CẤU TẠO CỦA KIM LOẠI

- ô nguyên tử của hầu hết các nguyên tố kim loại đều có ít electron ở lớp ngoài cùng (1, 2 hoặc 3e).

Thí dụ: ô a: $[Ar] 3s^1$ Mg: $[Ar] 3s^2$ Al: $[Ar] 3s^2 3p^1$

- Trong chu kì, nguyên tử của nguyên tố kim loại có bán kính nguyên tử lớn hơn và điện tích hạt nhân nhỏ hơn so với các nguyên tử của nguyên tố phi kim.

Thí dụ:

$_{11}^{23}\text{Na}$	$_{12}^{24}\text{Mg}$	$_{13}^{27}\text{Al}$	$_{14}^{28}\text{Si}$	$_{15}^{31}\text{P}$	$_{16}^{32}\text{S}$	$_{17}^{35}\text{Cl}$
0,157	0,136	0,125	0,117	0,110	0,104	0,099

B – TÍNH CHẤT VẬT LÝ CỦA KIM LOẠI

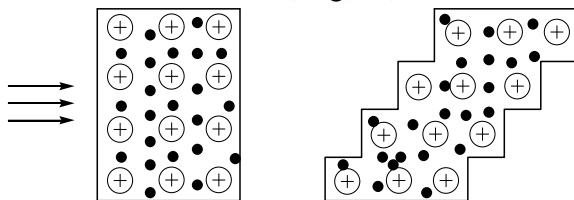
1. Tính chất chung: Ở điều kiện thường, các kim loại đều ở trạng thái rắn (trừ Hg), có tính dẻo, dẫn điện, dẫn nhiệt và có ánh kim.

2. Giải thích

a. Tính dẻo

Kim loại có tính dẻo là vì các ion dương trong mạng tinh thể kim loại có thể trượt lên nhau dễ dàng mà không tách rời nhau nhờ những electron tự do chuyển động dính kết chúng với nhau.

- ô hững kim loại có độ dẻo cao là: Au, Ag, Al, Cu...



b. Tính dẫn điện

- Khi đặt một hiệu điện thế vào hai đầu dây kim loại, những electron chuyển động tự do trong kim loại sẽ chuyển động thành dòng có hướng từ cực âm đến cực dương, tạo thành dòng điện.
- Ở nhiệt độ càng cao thì tính dẫn điện của kim loại càng giảm do ở nhiệt độ cao, các ion dương dao động mạnh cản trở dòng electron chuyển động.
- Một số kim loại dẫn điện tốt như: Ag, Cu, Al, Fe..

c. Tính dẫn nhiệt

- Các electron trong vùng nhiệt độ cao có động năng lớn, chuyển động hỗn loạn và nhanh chóng sang vùng có nhiệt độ thấp hơn, truyền năng lượng cho các ion dương ở vùng này nên nhiệt độ lan truyền được từ vùng này đến vùng khác trong khối kim loại.
- Thường các kim loại dẫn điện tốt cũng dẫn nhiệt tốt.

d. Ánh kim

Các electron tự do trong tinh thể kim loại phản xạ hầu hết những tia sáng nhìn thấy được, do đó kim loại có vẻ sáng lấp lánh gọi là ánh kim.

Kết luận: Tính chất vật lý chung của kim loại gây nên bởi sự có mặt của các **electron tự do** trong mạng tinh thể kim loại.

⚠ Không những các electron tự do trong tinh thể kim loại, mà đặc điểm cấu trúc mạng tinh thể kim loại, bán kính nguyên tử, ... cũng ảnh hưởng đến tính chất vật lý của kim loại.

❖ ô ngoài một số tính chất vật lý chung của các kim loại, kim loại còn có một số tính chất vật lý không giống nhau.

- Khối lượng riêng: ô hỏ nhất: Li ($0,5\text{g/cm}^3$); lớn nhất Os ($22,6\text{g/cm}^3$).
- ô nhiệt độ nóng chảy: Thấp nhất: Hg (-39°C); cao nhất W (3410°C).
- Tính cứng: Kim loại mềm nhất là K, Rb, Cs (dùng dao cắt được) và cứng nhất là Cr (có thể cắt được kính).

C. TÍNH CHẤT HÓA HỌC CHUNG CỦA KIM LOẠI

- Trong một chu kì: Bán kính nguyên tử của nguyên tố kim loại < bán kính nguyên tử của nguyên tố phi kim.

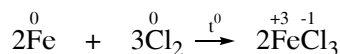
- Số electron hoá trị ít, lực liên kết với hạt nhân tương đối yếu nên chúng dễ tách khỏi nguyên tử.

⇒ Tính chất hoá học chung của kim loại là *tính khử*.

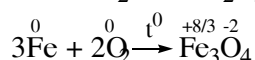
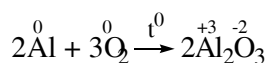


1. Tác dụng với phi kim

a. Tác dụng với clo

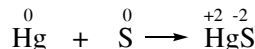
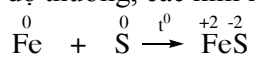


b. Tác dụng với oxi



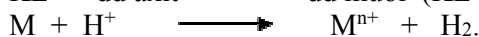
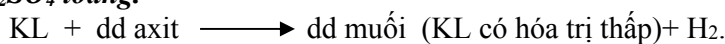
c. Tác dụng với lưu huỳnh

Với Hg xảy ra ở nhiệt độ thường, các kim loại cần đun nóng.



2. Tác dụng với dung dịch axit

a. Dung dịch HCl, H₂SO₄ loãng.



Điều kiện: kim loại M phải đứng trước H trong dãy điện hóa.

- Tính khối lượng muối sunfat thu được khi hoà tan hết hỗn hợp kim loại bằng H₂SO₄ loãng giải phóng H₂:

$$m_{\text{sunfat}} = m_h^2 + 96n_{H_2}$$

- Tính khối lượng muối clorua thu được khi hoà tan hết hỗn hợp kim loại bằng dd HCl giải phóng H₂:

$$m_{\text{clorua}} = m_h^2 + 71n_{H_2}$$

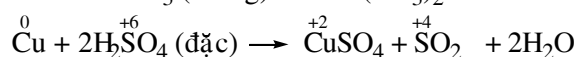
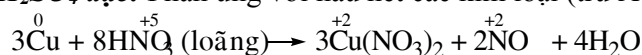
- Tính khối lượng muối sunfat thu được khi hoà tan hết hỗn hợp oxit kim loại bằng H₂SO₄ loãng:

$$m_{\text{sunfat}} = m_h^2 + 80n_{H_2SO_4}$$

- Tính khối lượng muối clorua thu được khi hoà tan hết hỗn hợp oxit kim loại bằng dd HCl:

$$m_{\text{clorua}} = m_h^2 + 27,5n_{HCl}$$

b. Dung dịch HNO₃, H₂SO₄ đặc: Phản ứng với hầu hết các kim loại (trừ Au, Pt)



TH1: $M + HNO_3 \rightarrow M(NO_3)_n + \text{sản phẩm khử (NO, NO}_2, N_2, N_2O, NH_4NO_3) + H_2O$

- Sản phẩm khử là gì tùy thuộc vào bản chất kim loại và nồng độ dung dịch H₂O₃.

+ Đối với kim loại trung bình và yếu (như Fe, Cu, Ag...) tác dụng với H₂O₃ đặc tạo khí H₂O và với H₂O₃ loãng cho khí H₂.

+ Đối với các kim loại mạnh như Mg, Al, Zn... với H₂O₃ đặc cho khí H₂O và với H₂O₃ loãng nó có thể khử sâu hơn sinh khí H₂, H₂O, H₂O, hoặc có thể tạo muối H₄NO₃.

☞ Tìm sản phẩm khử dựa vào định luật bảo toàn số mol electron

$$\sum i_{KL} \cdot n_{KL} = \sum i_{sp\text{ khử}} \cdot n_{sp\text{ khử}} = n_{NO_3^- / \text{tạo muối}}$$

$$VD: i_A \cdot n_A + i_B \cdot n_B = 3n_{NO} + 1 \cdot n_{NO_2} + 10n_{N_2} + 8n_{N_2O} + 8n_{NH_4NO_3}$$

Với: i_{KL} = số e nhường của kim loại = hóa trị cao nhất của kim loại.

$i_{sp\text{ khử}}$ = số e nhận của sp khử. $i_{NO} = 3e$; $i_{NO_2} = 1e$; $i_{N_2} = 10e$; $i_{N_2O} = 8e$; $i_{NH_4NO_3} = 8e$

Tính khối lượng muối nitrat kim loại thu được khi cho hỗn hợp các kim loại tác dụng H₂O₃.

$$\bigcirc \quad m_{\text{muối}} = m_{kl} + 62(3n_{NO} + n_{NO_2} + 8n_{N_2O} + 10n_{N_2} + 8n_{NH_4NO_3}) + 80n_{H_4NO_3}$$

Lưu ý: +) Không tạo ra khí nào thì số mol khí đó bằng 0.

➡ Tìm số mol axit tham gia phản ứng:

$$n_{HNO_3} = \sum (i_{sp\text{ khử}} + \text{số N trong spk}) \cdot n_{sp\text{ khử}}$$

$$VD: n_{HNO_3} = 4n_{NO} + 2n_{NO_2} + 12n_{N_2} + 10n_{N_2O} + 10n_{NH_4NO_3}$$

TH2: $M + H_2SO_4 \rightarrow M_2(SO_4)_n + \text{sản phẩm khử } S^x (S, SO_2, H_2S) + H_2O$

➡ Tìm sản phẩm khử dựa vào định luật bảo toàn số mol electron:

$$\sum i_{KL} \cdot n_{KL} = \sum i_{sp\text{ khử}} \cdot n_{sp\text{ khử}}$$

$$VD: i_A \cdot n_A + i_B \cdot n_B = 2n_{SO_2} + 8n_{H_2S} + 6n_S$$

➡ Tìm khối lượng muối sunfat thu được:

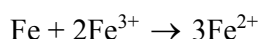
$$m_{\text{muối sunfat}} = m_{KL\text{ pứ}} + \left(\sum i_{spk} \cdot n_{spk} \right) \cdot \frac{96}{2} = m_{KL\text{ pứ}} + (3 \cdot n_S + n_{SO_2} + 4n_{H_2S}) \cdot 96$$

➡ Tìm số mol axit tham gia phản ứng:

$$n_{H_2SO_4} = \sum \left(\frac{i_{sp\text{ khử}}}{2} + \text{số S trong sản phẩm khử} \right) \cdot n_{sp\text{ khử}}$$

$$VD: n_{H_2SO_4} = 4n_S + 2n_{SO_2} + 5n_{H_2S}$$

⚡ **Chú ý:** Khi cho Fe tác dụng với Hả O_3 , H_2SO_4 đ, nóng nếu sau phản ứng Fe dư thì muối sinh ra là muối Fe^{2+} .



📌 **Lưu ý:** +) Không tạo ra khí nào thì số mol khí đó bằng 0.

+) Giá trị $n_{Hả\ O_3}$ không phụ thuộc vào số kim loại trong hỗn hợp.

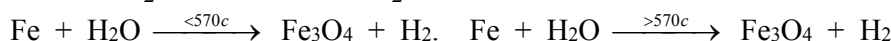
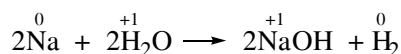
+) Chú ý khi tác dụng với Fe^{3+} vì Fe khử Fe^{3+} về Fe^{2+} nên số mol Hả O_3 đã dùng để hoà tan hỗn hợp kim loại nhỏ hơn so với tính theo công thức trên. Vì thế phải nói rõ Hả O_3 dư bao nhiêu %.

+ Một số kim loại như Fe, Al, Cr bị thụ động hóa trong Hả O_3 đặc nguội, H_2SO_4 đặc nguội.

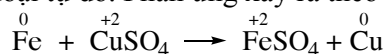
3. Tác dụng với nước

- Các kim loại có tính khử mạnh: kim loại nhóm IA và IIA (trừ Be, Mg) như Li, K, Ba, Ca, ... khử H_2O dễ dàng ở nhiệt độ thường.

- Các kim loại có tính khử trung bình chỉ khử nước ở nhiệt độ cao (Fe, Zn, ...). Các kim loại còn lại không khử được H_2O .



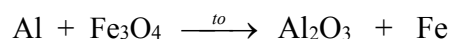
4. Tác dụng với dung dịch muối: Kim loại mạnh hơn có thể khử được ion của kim loại yếu hơn trong dung dịch muối thành kim loại tự do. Phản ứng xảy ra theo chiều dãy điện hóa và bắt đầu từ Mg.



5. Tác dụng với oxit kim loại.

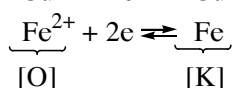
- Ở những kim loại mạnh như Mg, Al, ... có thể khử các oxit kim loại thành kim loại yếu hơn.

Ví dụ:



D – DÂY ĐIỆN HÓA CỦA KIM LOẠI

1. Cặp oxi hoá – khử của kim loại

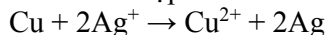


Dạng oxi hoá và dạng khử của cùng một nguyên tố kim loại tạo nên cặp oxi hoá – khử của kim loại.

Thí dụ: Cặp oxi hoá – khử Ag^+/Ag ; Cu^{2+}/Cu ; Fe^{2+}/Fe

2. So sánh tính chất của các cặp oxi hoá – khử

Thí dụ: So sánh tính chất của hai cặp oxi hoá – khử Cu^{2+}/Cu và Ag^+/Ag .



Kết luận: Tính khử: $\text{Cu} > \text{Ag}$

Tính oxi hoá: $\text{Ag}^+ > \text{Cu}^{2+}$

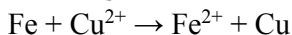
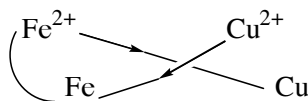
3. Dãy điện hoá của kim loại

K^+	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	H^+	Cu^{2+}	Ag^+	Au^{3+}
Tính oxi hoá của ion kim loại tăng												
K	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	H_2	Cu	Ag	Au
Tính khử của kim loại giảm												

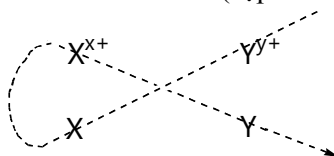
4. Ý nghĩa dãy điện hoá của kim loại

Dự đoán chiều của phản ứng oxi hoá – khử theo quy tắc α : Phản ứng giữa hai cặp oxi hoá – khử sẽ xảy ra theo chiều chất oxi hoá mạnh hơn sẽ oxi hoá chất khử mạnh hơn, sinh ra chất oxi hoá yếu hơn và chất khử yếu hơn.

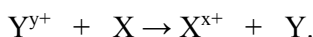
Thí dụ: Phản ứng giữa hai cặp Fe^{2+}/Fe và Cu^{2+}/Cu xảy ra theo chiều ion Cu^{2+} oxi hoá Fe tạo ra ion Fe^{2+} và Cu.



Tổng quát: Giả sử có 2 cặp oxi hoá – khử X^{x+}/X và Y^{y+}/Y (cặp X^{x+}/X đứng trước cặp Y^{y+}/Y).



Phương trình phản ứng:



5. MỘT SỐ DẠNG TOÁN VỀ KIM LOẠI TÁC DỤNG VỚI DUNG DỊCH MUỐI.

5.1. PHƯƠNG PHÁP GIẢI BÀI TOÁN MỘT KIM LOẠI TÁC DỤNG VỚI DUNG DỊCH CHỨA MỘT MUỐI

1.1- Phương pháp:

Dạng bài tập này thường cho dưới dạng nhúng một lá kim loại vào một dung dịch muối, sau phản ứng lấy lá kim loại ra khỏi dung dịch rồi cân lại thấy khối lượng lá kim loại thay đổi.

Phương trình: $\text{kim loại}_{\text{tan}} + \text{muối} \rightarrow \text{Muối mới} + \text{kim loại mới}_{\text{bám}}$.

+ â ếu đề bài cho khối lượng lá kim loại tăng hay giảm là m thì áp dụng như sau:

Khối lượng lá kim loại tăng lên so với trước khi nhúng ta có:

$$m_{\text{kim loại bám vào}} - m_{\text{kim loại tan ra}} = m_{\text{tăng}}$$

Khối lượng lá kim loại giảm so với trước khi nhúng ta có:

$$m_{\text{kim loại tan ra}} - m_{\text{kim loại bám vào}} = m_{\text{giảm}}$$

+ â ếu đề bài cho khối lượng lá kim loại tăng hay giảm là $x\%$ thì ta áp dụng như sau:

Khối lượng lá kim loại tăng lên $x\%$ so với trước khi nhúng ta có:

$$m_{\text{kim loại bám vào}} - m_{\text{kim loại tan ra}} = m_{\text{bd}} \cdot \frac{x}{100}$$

Khối lượng lá kim loại giảm xuống $x\%$ so với trước khi nhúng ta có:

$$m_{\text{kim loại tan ra}} - m_{\text{kim loại bám vào}} = m_{\text{bd}} \cdot \frac{x}{100}$$

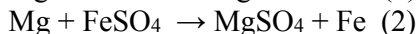
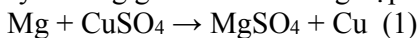
Với m_{bd} là khối lượng ban đầu của thanh kim loại hoặc đề sẽ cho sẵn khối lượng kim loại ban đầu.

5.2. PHƯƠNG PHÁP GIẢI BÀI TOÁN MỘT KIM LOẠI TÁC DỤNG VỚI DUNG DỊCH CHỨA HỖN HỢP MUỐI.

2.1- Phương pháp:

Cần lưu ý đến thứ tự các phản ứng: Ion kim loại trong các dung dịch muối lần lượt bị khử theo thứ tự giảm dần tính oxi hóa. Ắt hẳn là kim loại sẽ tác dụng với ion kim loại có tính oxi hóa mạnh trước.

Ví dụ: Cho Mg (z mol) phản ứng với dung dịch chứa đồng thời FeSO_4 a mol và CuSO_4 b mol thì ion Cu^{2+} sẽ bị khử trước và bài toán dạng này thường giải theo 3 trường hợp:



TH 1: Chỉ xảy ra pứ(1). Ắt hẳn là pứ(1) xảy ra vừa đủ lúc đó dung dịch sau phản ứng gồm: MgSO_4 , FeSO_4 chưa phản ứng và chất rắn chỉ có Cu.

TH 2: Xảy ra cả 2 pứ(1) và (2) vừa đủ. Ắt hẳn là dung dịch thu được chỉ có MgSO_4 và chất rắn gồm Cu và Fe.

TH 3: Pứ(1) xảy ra hết và pứ(2) xảy ra một phần, lúc này lại có 2 khả năng xảy ra

- Sau phản ứng (2) FeSO_4 dư:

Số mol FeSO_4 dư là $(a-x)$ mol với x là số mol FeSO_4 tham gia phản ứng (2).

Lúc đó dung dịch sau phản ứng gồm: MgSO_4 , $\text{FeSO}_{4\text{ dư}}$ và chất rắn gồm Cu và Fe.

- Sau phản ứng (2) Mg dư:

Số mol Mg dư là $z - (a+b)$ với $(a+b)$ là số mol Mg phản ứng với 2 muối.

Lúc đó dung dịch sau phản ứng gồm: MgSO_4 và chất rắn gồm Cu, Fe và Mg dư.

Bài toán dạng này thường chỉ xảy ra trường hợp 3, để giải được ta cần chú ý qui tắc sắp xếp của dãy điện hóa, cặp chất nào xảy ra trước và chú ý cách đặt số mol vào phương trình cho phù hợp. Phải xác định được dung dịch và chất rắn sau phản ứng gồm những chất nào với số mol bao nhiêu.

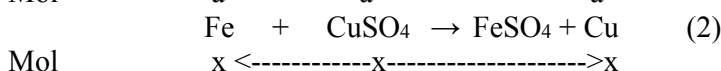
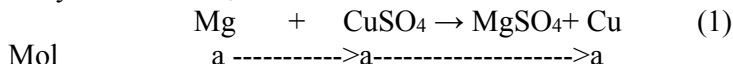
5.3. PHƯƠNG PHÁP GIẢI BÀI TOÁN HỖN HỢP KIM LOẠI TÁC DỤNG VỚI DUNG DỊCH CHỨA MỘT MUỐI.

3.1- Phương pháp:

Khi cho hỗn hợp kim loại vào dung dịch chứa 1 muối ta cần chú ý đến thứ tự của các phản ứng xảy ra: Kim loại nào có tính khử mạnh hơn sẽ phản ứng với ion kim loại trong dung dịch muối trước. Ắt ều sau phản ứng ion kim loại vẫn còn thì phản ứng tiếp với kim loại có tính khử mạnh tiếp theo.

Đối với những bài toán chưa cho số mol cụ thể ta phải lập các trường hợp để giải.

Ví dụ: Cho hỗn hợp Mg (a mol) và Fe (b mol) tác dụng với dung dịch chứa x mol CuSO_4 thì Mg sẽ phản ứng trước, khi nào Mg hết mà CuSO_4 vẫn còn thì phản ứng tiếp với Fe. Bài toán này cũng có 3 trường hợp có thể xảy ra theo thứ tự như sau:

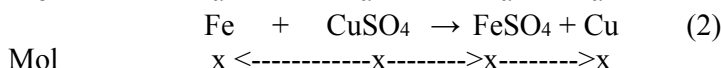
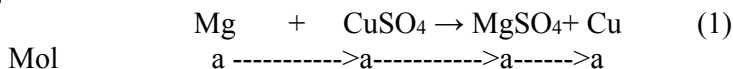


TH 1: Chỉ xảy ra phản ứng (1). Lúc đó dung dịch chỉ có MgSO_4 và chất rắn gồm Cu, Fe còn nguyên và có thể có Mg còn dư.

TH 2: Xảy ra cả 2 phản ứng (1) và (2) vừa đủ. Lúc đó dung dịch gồm MgSO_4 và FeSO_4 và chất rắn chỉ có Cu.

TH 3: Phản ứng (1) xảy ra hết và phản ứng (2) xảy ra một phần và thường có 2 khả năng

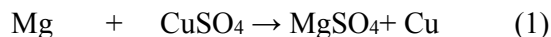
- Sau phản ứng Fe còn dư.

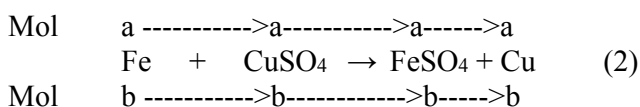


+ Dung dịch sau phản ứng gồm: MgSO_4 : a mol, FeSO_4 : x mol

+ Chất rắn sau phản ứng gồm: Cu $(a+x)$ mol và Fe dư: $(b-x)$ mol

- Sau phản ứng CuSO_4 còn dư.





+ Dung dịch sau phản ứng gồm: MgSO_4 : a mol, FeSO_4 : x mol, CuSO_4 dư: $[x - (a+b)]$ mol

+ Chất rắn sau phản ứng gồm: Cu (a+b) mol.

- Bài toán dạng này có 3 trường hợp, với phần thi trắc nghiệm và bài tập cho hỗn hợp kim loại thường chỉ xảy ra trường hợp 3, trong trường hợp 3 lại có 2 khả năng và thường nếu đề cho khối lượng chất rắn sau phản ứng ta giải trường hợp kim loại dư. Còn nếu bài toán cho dữ kiện sau phản ứng là dung dịch ta giải trường hợp dung dịch muối dư.

- Đây chỉ là một trong những phương pháp để giải dạng bài toán này, tuy nhiên tùy thuộc vào câu hỏi và đề bài mà có cách làm phù hợp, đặc biệt là với dạng toán trắc nghiệm nên chú ý thêm đến một số thủ thuật và phương pháp giải nhanh.

5.4. PHƯƠNG PHÁP GIẢI BÀI TOÁN HỖN HỢP KIM LOẠI TÁC DỤNG VỚI DUNG DỊCH CHỨA HỖN HỢP MUỐI.

4.1- Phương pháp:

Đối với dạng bài tập này có rất nhiều trường hợp có thể xảy ra, và do biết số mol nên ta áp dụng **định luật bảo toàn** electron để giải.

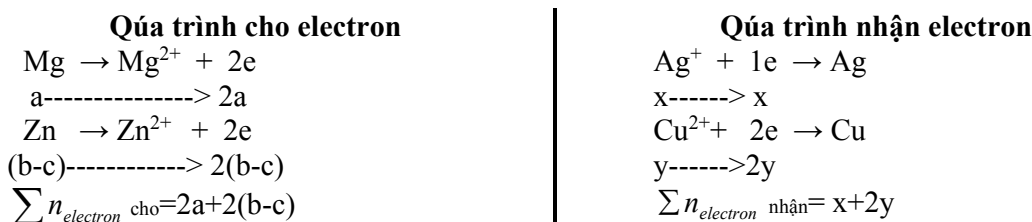
Ví dụ: Cho hỗn hợp Mg và Zn tác dụng với dung dịch chứa $\text{Cu}(\text{OH})_2$ và Ag_2O . Ở cuối sau phản ứng thu được hỗn hợp 3 kim loại thì 3 kim loại này chỉ có thể là: Cu, Ag, Zn (còn nguyên hoặc dư). Do Zn còn nên Ag_2O và $\text{Cu}(\text{OH})_2$ đều đã phản ứng hết.

Gọi a, b lần lượt là số mol Mg, Zn ban đầu

c là số mol Zn còn dư.

x, y là số mol Ag_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ đã dùng

Ta có các **quá trình cho** và **nhận electron** như sau



Áp dụng định luật bảo toàn electron ta có: $2a + 2(b-c) = x + 2y$

E. PIN ĐIỆN HÓA (giảm tải).

1. Cấu tạo.

+ Mô tả cấu tạo của pin điện hóa:

Là 1 thiết bị gồm: 2 lá kim loại, mỗi lá được nhúng vào 1 dd muối có chứa cation của kim loại đó; 2 dd này được nối với nhau bằng 1 cầu muối (dd điện li trơ: H_2SO_4 , K_2SO_4)

+ Suất điện động của pin điện hóa (vd: Zn- Cu)

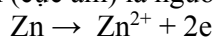
$$E_{\text{pin}} = 1,10 \text{ V}$$

Đ/v pin điện hóa Zn-Cu ở hình 5.3 ta có :

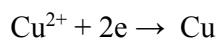
$$E^{\circ}_{\text{pin}} = E^{\circ}_{(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu})} - E^{\circ}_{(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn})}$$

2. Giải thích

* Điện cực Zn (cực âm) là nguồn cung cấp e, Zn bị oxi hoá thành Zn^{2+} tan vào dung dịch:



* Điện cực Cu (cực dương) các e đến cực Cu, ở đây các ion Cu^{2+} bị khử thành kim loại Cu bám trên bề mặt lá đồng.

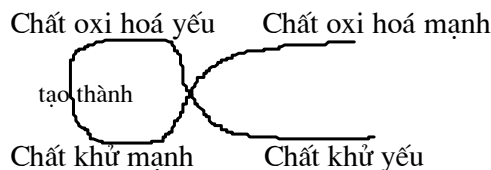
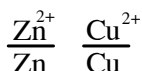
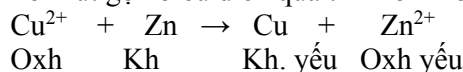


* **Vai trò của cầu muối** : Trung hòa điện tích của 2 dd

- Cation H_4^+ (hoặc K^+) và Zn^{2+} di chuyển sang cốc đựng dung dịch CuSO_4
- ngược lại : các anion O_3^- và SO_4^{2-} di chuyển sang cốc đựng dung dịch ZnSO_4 .

Sự di chuyển của các ion này làm cho các dung dịch muối luôn trung hoà điện.

- * Phương trình ion rút gọn biểu diễn quá trình oxi hoá-khử xảy ra trên bề mặt các điện cực của pin điện hoá:



3. Nhận xét

- Có sự biến đổi nồng độ các ion Cu^{2+} và Zn^{2+} trong quá trình hoạt động của pin. Cu^{2+} giảm, Zn^{2+} tăng
- ảnh hưởng của phản ứng oxi hóa – khử trong pin điện hóa đã sinh ra dòng điện một chiều.
- ảnh hưởng yếu tố ảnh hưởng đến suất điện động của pin điện hóa như:
 - * nhiệt độ.
 - * nồng độ của ion kim loại.
 - * bản chất của kim loại làm điện cực.

- Trong pin điện hóa:

- * Cực âm (anot) : xảy ra qt oxi hóa
- * Cực dương(catot) : xảy ra qt khử

4. Cấu tạo của điện cực hidro chuẩn.

- Điện cực platin.
- Điện cực nhúng vào dd axit H^+ 1 M.
- Cho dòng khí H_2 có p = 1 atm liên tục đi qua dd axit để bề mặt Pt hấp phụ khí H_2 .
- Trên bề mặt của điện cực hidro xảy ra cân bằng oxi hóa- khử của cặp oxi hoá - khử H^+/H_2



- người ta chấp nhận một cách quy ước rằng thế điện cực của điện cực hidro chuẩn bằng 0,00V ở mọi nhiệt độ : $E^{\circ}_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,00\text{V}$

5. Thế điện cực chuẩn của kim loại

- Thiết lập pin điện hoá gồm: điện cực chuẩn của kim loại ở bên phải, điện cực của hidro chuẩn ở bên trái vôn kế → hiệu điện thế lớn nhất giữa hai điện cực chuẩn: Suất điện động của pin
- Thế điện cực chuẩn của kim loại cần đo được chấp nhận bằng suất điện động của pin tạo bởi điện cực hidro chuẩn và điện cực chuẩn của kim loại cần đo.

Trong pin điện hóa: Nếu điện cực kim loại là cực âm → thì thế điện cực chuẩn của kim loại có giá trị âm, nếu điện cực kim loại là cực dương → thì thế điện cực chuẩn của kim loại có giá trị dương

* Xác định thế điện cực chuẩn của cặp Ag^+/Ag :

Các phản ứng xảy ra:

- Ag là cực dương (catot): $\text{Ag}^+ + \text{e} \rightarrow \text{Ag}$
- Hidro là cực âm (anot) : $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}$

Phản ứng xảy ra trong pin: $2\text{Ag}^+ + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{Ag} + 2\text{H}^+$

- Dây thế điện cực chuẩn của kim loại là dây được sắp xếp theo chiều tăng dần thế điện cực chuẩn của kim loại.

6. Ý nghĩa thế điện cực chuẩn của kim loại

- Trong dung môi nước, thế điện cực chuẩn của kim loại

$E^{\circ}_{\text{M}^{n+}/\text{M}}$ càng lớn thì tính oxi hóa của cation M^{n+} càng mạnh và tính khử của kim loại M càng yếu.

ngược lại thế điện cực chuẩn của kim loại càng nhỏ thì tính oxi hóa của cation càng yếu và tính khử của kim loại càng mạnh.

Học sinh phân tích phản ứng giữa 2 cặp oxi hóa–khử :

Cu^{2+}/Cu ($E^{\circ} = +0,34\text{V}$) và Ag^+/Ag ($E^{\circ} = +0,80\text{V}$) thấy:

- ion Cu^{2+} có tính oxi hóa yếu hơn ion Ag^+ .

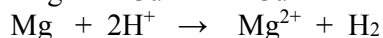
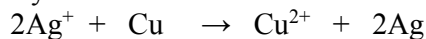
- kim loại Cu có tính khử mạnh hơn Ag.
- Cặp oxi hóa–khử Cu^{2+}/Cu có thế điện cực chuẩn nhỏ hơn của cặp oxi hóa –khử Ag^+/Ag .

7. Kết luận:

+ kim loại của cặp oxi hóa–khử có thế điện cực chuẩn nhỏ hơn có khử được cation kim loại của cặp oxi hóa–khử có thế điện cực chuẩn lớn hơn.

(Hoặc : Cation kim loại trong cặp oxi hóa–khử có thế điện cực chuẩn lớn hơn có thể oxi hóa được kim loại trong cặp có thế điện cực chuẩn nhỏ hơn.)

Hoặc theo quy tắc α : Chất oxi hóa mạnh hơn sẽ oxi hóa chất khử mạnh hơn , sinh ra chất oxi hóa yếu hơn và chất khử yếu hơn



+ Kim loại trong cặp oxi hóa- khử có thế điện cực chuẩn nhỏ hơn 0,00 V đẩy được hidro ra khỏi dd axit HCl, H_2SO_4 loãng. (Hoặc : cation H^+ trong cặp $2\text{H}^+/\text{H}_2$ oxi hóa được kim loại trong cặp oxi hóa – khử có thế điện cực chuẩn nhỏ hơn (thế điện cực chuẩn âm)

- Suất điện động chuẩn của pin điện hóa (E^0_{pin}) bằng thế điện cực chuẩn của **cực dương trừ** đi thế điện cực chuẩn của **cực âm**. Suất điện động của pin điện hóa **luôn là số dương**.

Ta có thể xác định được thế điện cực chuẩn của cặp oxi hóa–khử khi biết suất điện động chuẩn của pin điện hóa (E^0_{pin}) và thế điện cực chuẩn của cặp oxi hóa–khử còn lại . Thí dụ: với pin (Zn-Cu) ta có:

$$E^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^0_{\text{pin}}$$

F. LÝ THUYẾT VÀ BÀI TẬP VỀ ĐIỆN PHÂN.

I- Khái niệm

Sự điện phân là quá trình oxi hóa – khử xảy ra ở bề mặt các điện cực khi có dòng điện một chiều đi qua chất điện li nóng chảy hoặc dung dịch chất điện li.

II. Khảo sát quá trình điện phân:

Khảo sát quá trình điện phân gồm các bước:

- Viết phương trình điện ly, xác định các chất, ion trên từng điện cực
 - Cực âm (-) catot là nơi cation đi về, xảy ra quá trình khử cation
 - Cực dương (+) anot là nơi anion đi về, xảy ra quá trình oxi hóa anion
- Viết các bán phản ứng oxi hóa- khử trên từng điện cực
 - Cực âm (-) catot xảy ra quá trình khử cation làm giảm số oxi hóa
 - Cực dương (+) catot xảy ra quá trình oxi hóa anion làm tăng số oxi hóa

Chú ý thứ tự cho và nhận electron trên từng điện cực

- Tại cực âm, chất có tính oxi hóa mạnh hơn sẽ nhận electron trước
- Tại cực dương, chất có tính khử mạnh hơn sẽ nhường electron trước

3. Viết phương trình điện phân

- Cộng các bán phản ứng oxi hóa và khử (kèm theo hệ số để electron cho và nhận bằng nhau) ta được phương trình điện phân.

4. Xét phản ứng phụ xảy ra trên từng điện cực nếu có.

- Ta thường chú ý tới môi trường xảy ra sự điện phân, sản phẩm của quá trình điện phân, điện cực... có thể phản ứng với nhau.

5. Tối ưu hóa các điều kiện kỹ thuật.

- Xúc tác.
- Màng ngăn.

6. Tính sản phẩm thu được

Công thức của định luật Faraday $m = \frac{AIt}{nF}$

Trong đó: A là khối lượng mol (gam/mol)

I là cường độ dòng điện (A)

t là thời gian điện phân (s)

n là số electron trao đổi

F là hằng số Faraday (F=96500)

m là khối lượng sản phẩm thu được (g)

Tuy nhiên công thức trên ít được sử dụng trong hóa học vì khó xác định được giá trị n, thường ta sử dụng

công thức

$$n = \frac{It}{F}$$

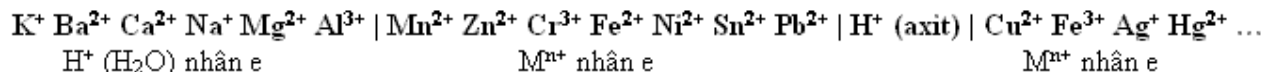
Trong đó n là số mol electron trao đổi ở mỗi điện cực

III- Một số kết quả và chú ý quan trọng

1. Thứ tự cho và nhận electron ở các điện cực

- Catot (-) xảy ra quá trình khử cation theo thứ tự ưu tiên: chất oxi hóa mạnh hơn sẽ nhận electron trước theo thứ tự ngược chiều dãy điện hóa

Độ mạnh tính oxi hóa tăng dần



Tổng quát: $\text{M}^{n+} + ne \rightarrow \text{M}$

Chú ý: $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$ (H^+ của dung dịch axit)

$2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (H^+ trong nước nhận e)

- Anot (+) xảy ra quá trình oxi hóa anion theo thứ tự ưu tiên: Chất khử mạnh hơn sẽ nhường electron trước $\text{S}^{2-} > \text{I}^- > \text{Br}^- > \text{Cl}^- > \text{OH}^- > \text{H}_2\text{O} > (\text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_3^- \dots)$ gốc axit có oxi coi như không bị điện phân.

Tổng quát: Anion phi kim $\rightarrow$ phi kim + ne

Ví dụ $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e$

Chú ý: $4\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e$ (OH^- có trong điện phân nóng chảy hoặc điện phân dung dịch aOH).

$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e$.

2. Điện phân nóng chảy và điện phân dung dịch.

- Chỉ khác nhau cơ bản vì sự có mặt của nước

a. Đối với điện phân nóng chảy:

- Điều kiện chất điện phân nóng chảy: chất điện phân phải bền ở nhiệt độ nóng chảy hoặc cao hơn (ví dụ từ AlCl_3 không thể điện phân nóng chảy ra Al được vì nó thăng hoa), chất phải có nhiệt độ nóng chảy tương đối thấp hoặc có thể hạ thấp bằng xúc tác để đỡ tốn năng lượng,

- Chất thường đem điện phân nóng chảy

+ Muối của axit không có oxi như aCl , MgCl_2 , ..

+ Oxit của kim loại mạnh như Al_2O_3 , ...

+ Hidroxit của kim loại mạnh như aOH , KOH ...

b. Điện phân dung dịch.

- Chất đem điện phân phải tan.

- Chú ý sự điện phân của nước ở hai điện cực.

- Có 4 trường hợp điện phân dung dịch muối.

+ Muối = Kim loại (Al về trước) + axit có oxi $\rightarrow$ chính là điện phân $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$.

Ví dụ điện phân dung dịch a_2SO_4 . Tại catot (-) có a^+ , H_2O thì $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$.

Tại Anot (+) có SO_4^{2-} và H_2O thì $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e$.

$\rightarrow$ Phương trình điện phân là $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

+ Muối = Kim loại (Al về sau) + axit có oxi $\rightarrow \text{KL} + \text{O}_2 + \text{axit}$ (như CuSO_4 , Ag_2O_3 ...)

Ví dụ điện phân dung dịch CuSO_4 . Tại Catot (-) có Cu^{2+} , H_2O thì $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$

Tại Anot (+) có SO_4^{2-} và H_2O thì $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e$.

$\rightarrow$ Phương trình điện phân là $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$.

+ Muối = Kim loại (Al về trước) + axit không có oxi $\rightarrow \text{bazo} + \text{H}_2 + \text{PK}$ (như aCl , CaCl_2 ...).

Ví dụ điện phân dung dịch aCl Tại catot (-) có a^+ , H_2O thì $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$.

Tại Anot (+) có Cl^- và H_2O thì $2\text{Cl}^- + 2e \rightarrow \text{Cl}_2$.

$\rightarrow$ Phương trình điện phân là $2\text{aCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{aOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$.

+ Muối = Kim loại (Al về sau) + axit không có oxi $\rightarrow \text{KL} + \text{PK}$ (ví dụ CuCl_2 , FeCl_3 ...)

Ví dụ điện phân dung dịch CuCl_2 Tại catot (-) có Cu^{2+} , H_2O thì $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$

Tại Anot (+) có Cl^- và H_2O thì $2\text{Cl}^- + 2e \rightarrow \text{Cl}_2$.

$\rightarrow$ Phương trình điện phân là $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{Cl}_2$.

3. Một số phản ứng phụ xảy ra sau khi điện phân.

- Ví dụ điện phân nóng chảy Al_2O_3 thì sau phản ứng ngoài khí oxi ta còn thu được CO và CO_2 do điện cực làm bằng cacbon than chì nên có phản ứng với oxi sinh ra

- Hoặc điện phân dung dịch aCl không màng ngăn thì Cl_2 sinh ra lại tác dụng với aOH tạo nước gia-ven

$$2\text{aCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{đpdd có mn}} 2\text{aOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$$
- ở ầu không màng ngăn: $\text{Cl}_2 + 2\text{aOH} \rightarrow \text{aCl} + \text{aClO} + \text{H}_2\text{O}$.
- Hoặc điện phân dung dịch $\text{Cu}(\text{aO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2\text{H}\text{aO}_3$.
- ở ầu để nguyên dung dịch sau điện phân thì $3\text{Cu} + 8\text{H}\text{aO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{aO}_3)_2 + 2\text{aO} + 4\text{H}_2\text{O}$

G- Hợp kim

I – KHÁI NIỆM: Hợp kim là vật liệu kim loại có chứa một số kim loại cơ bản và một số kim loại hoặc phi kim khác.

Thí dụ:

- Thép là hợp kim của Fe với C và một số nguyên tố khác.
- Đuỵra là hợp kim của nhôm với đồng, mangan, magie, silic.

II – TÍNH CHẤT

Tính chất của hợp kim phụ thuộc vào thành phần các đơn chất tham gia cấu tạo mạng tinh thể hợp kim.

❖ Tính chất hoá học: Tương tự tính chất của các đơn chất tham gia vào hợp kim.

Thí dụ: Hợp kim Cu-Zn

- Tác dụng với dung dịch aOH : Chỉ có Zn phản ứng

$$\text{Zn} + 2\text{aOH} \rightarrow \text{a}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$$
- Tác dụng với dung dịch H_2SO_4 đặc, nóng: Cả 2 đều phản ứng

$$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

❖ Tính chất vật lí, tính chất cơ học: Khác nhiều so với tính chất của các đơn chất.

Thí dụ:

- Hợp kim không bị ăn mòn: Fe-Cr-ở i (thép inoc),...
- Hợp kim siêu cứng: W-Co, Co-Cr-W-Fe,...
- Hợp kim có nhiệt độ nóng chảy thấp: Sn-Pb (thiếc hàn, $t_{nc} = 210^\circ\text{C}$,...)
- Hợp kim nhẹ, cứng và bền: Al-Si, Al-Cu-Mn-Mg.

III – ỨNG DỤNG

- ở hững hợp kim nhẹ, bền chịu được nhiệt độ cao và áp suất cao dùng để chế tạo tên lửa, tàu vũ trụ, máy bay, ô tô,...
- ở hững hợp kim có tính bền hoá học và cơ học cao dùng để chế tạo các thiết bị trong ngành dầu mỏ và công nghiệp hoá chất.
- ở hững hợp kim không gỉ dùng để chế tạo các dụng cụ y tế, dụng cụ làm bếp,...
- Hợp kim của vàng với Ag, Cu (vàng tây) đẹp và cứng dùng để chế tạo đồ trang sức và trước đây ở một số nước còn dùng để đúc tiền.

H- Sự ăn mòn kim loại.

I – KHÁI NIỆM: Sự ăn mòn kim loại là sự phá huỷ kim loại hoặc hợp kim do tác dụng của các chất trong môi trường xung quanh.

Hệ quả: Kim loại bị oxi hoá thành ion dương



II – CÁC DẠNG ĂN MÒN

1. Ăn mòn hoá học:

Thí dụ:

- Thanh sắt trong nhà máy sản xuất khí Cl_2

$$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$$
- Các thiết bị của lò đốt, các chi tiết của động cơ đốt trong

$$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t^0} \text{Fe}_3\text{O}_4$$

$$3\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^0} \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$$

⇒ Ăn mòn hoá học là quá trình oxi hoá – khử, trong đó các electron của kim loại được chuyển trực tiếp đến các chất trong môi trường.

2. Ăn mòn điện hoá

a. Khái niệm

❖ *Thí nghiệm:* (SGK)

❖ *Hiện tượng:*

- Kim điện kế quay $\Rightarrow$ chứng tỏ có dòng điện chạy qua.
- Thanh Zn bị mòn dần.
- Bọt khí H_2 thoát ra cả ở thanh Cu.

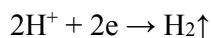
❖ *Giải thích:*

- Điện cực âm (anot); Zn bị ăn mòn theo phản ứng:



Ion Zn^{2+} đi vào dung dịch, các electron theo dây dẫn sang điện cực Cu.

- Điện cực dương (catot): ion H^+ của dung dịch H_2SO_4 nhận electron biến thành nguyên tử H rồi thành phân tử H_2 thoát ra.

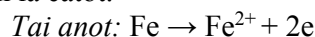


$\Rightarrow$ Ăn mòn điện hoá là quá trình oxi hoá – khử, trong đó kim loại bị ăn mòn do tác dụng của dung dịch chất điện li và tạo nên dòng electron chuyển dời từ cực âm đến cực dương.

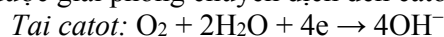
b. Ăn mòn điện hoá học hợp kim sắt trong không khí ẩm

Thí dụ: Sự ăn mòn gang trong không khí ẩm.

- Trong không khí ẩm, trên bề mặt của gang luôn có một lớp nước rất mỏng đã hoà tan O_2 và khí CO_2 , tạo thành dung dịch chất điện li.
- Gang có thành phần chính là Fe và C cùng tiếp xúc với dung dịch đó tạo nên vô số các pin nhỏ mà sắt là anot và cacbon là catot.



Các electron được giải phóng chuyển dịch đến catot.



Ion Fe^{2+} tan vào dung dịch chất điện li có hoà tan khí O_2 , Tại đây, ion Fe^{2+} tiếp tục bị oxi hoá, dưới tác dụng của ion OH^- tạo ra gỉ sắt có thành phần chủ yếu là $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$.

c. Điều kiện xảy ra sự ăn mòn điện hoá học

- ❖ Các điện cực phải khác nhau về bản chất: Cặp KL – KL; KL – PK; KL – Hợp chất hoá học
- ❖ Các điện cực phải tiếp xúc trực tiếp hoặc gián tiếp qua dây dẫn.
- ❖ Các điện cực cùng tiếp xúc với một dung dịch chất điện li.

III – CHỐNG ĂN MÒN KIM LOẠI

1. Phương pháp bảo vệ bề mặt

Dùng những chất bền vững với môi trường để phủ mặt ngoài những đồ vật bằng kim loại như bôi dầu mỡ, sơn, mạ, tráng men,...

Thí dụ: Sắt tây là sắt được tráng thiếc, tôn là sắt được tráng kẽm. Các đồ vật làm bằng sắt được mạ niken hay crom.

2. Phương pháp điện hoá

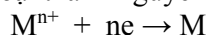
Ắt oxi kim loại cần bảo vệ với một kim loại hoạt động hơn để tạo thành pin điện hoá và kim loại hoạt động hơn sẽ bị ăn mòn, kim loại kia được bảo vệ.

Thí dụ: Bảo vệ vỏ tàu biển làm bằng thép bằng cách gắn vào mặt ngoài của vỏ tàu (phần chìm dưới nước) những khối Zn, kết quả là Zn bị nước biển ăn mòn thay cho thép.

H- ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI.

I – NGUYÊN TẮC ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI

Khử ion kim loại thành nguyên tử.



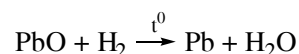
II – PHƯƠNG PHÁP

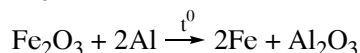
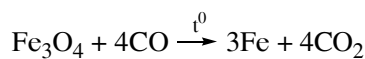
1. Phương pháp nhiệt luyện

❖ *Nguyên tắc:* Khử ion kim loại trong hợp chất ở nhiệt độ cao bằng các chất khử như C, CO, H_2 hoặc các kim loại hoạt động như Al, Mg...

❖ *Phạm vi áp dụng:* Sản xuất các kim loại có tính khử trung bình (Zn, Fe, Sn, Pb,...) trong công nghiệp.

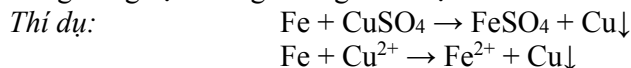
Thí dụ:





2. Phương pháp thủy luyện

❖ **Nguyên tắc:** Dùng những dung dịch thích hợp như: H_2SO_4 , aOH , $\text{aC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, ... để hoà tan kim loại hoặc các hợp chất của kim loại và tách ra khỏi phần không tan có ở trong quặng. Sau đó khử những ion kim loại này trong dung dịch bằng những kim loại có tính khử mạnh như Fe, Zn, ...



❖ **Phạm vi áp dụng:** Thường sử dụng để điều chế các kim loại có tính khử yếu.

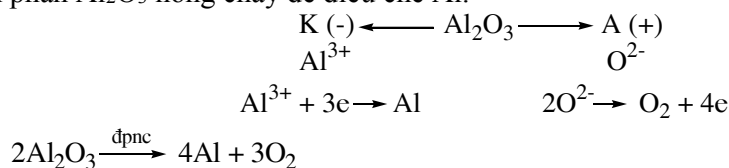
3. Phương pháp điện phân

a. Điện phân hợp chất nóng chảy

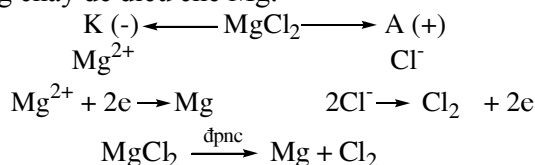
❖ **Nguyên tắc:** Khử các ion kim loại bằng dòng điện bằng cách điện phân nóng chảy hợp chất của kim loại.

❖ **Phạm vi áp dụng:** Điều chế các kim loại hoạt động hoá học mạnh như K, a, Ca, Mg, Al.

Thí dụ 1: Điện phân Al_2O_3 nóng chảy để điều chế Al.



Thí dụ 2: Điện phân MgCl_2 nóng chảy để điều chế Mg.

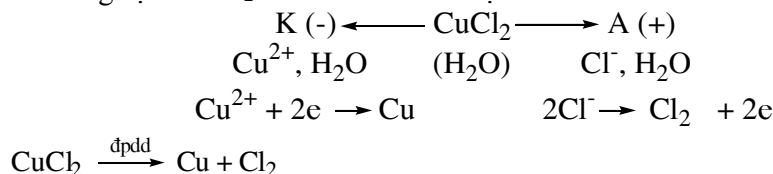


b. Điện phân dung dịch

❖ **Nguyên tắc:** Điện phân dung dịch muối của kim loại.

❖ **Phạm vi áp dụng:** Điều chế các kim loại có độ hoạt động hoá học trung bình hoặc yếu.

Thí dụ: Điện phân dung dịch CuCl_2 để điều chế kim loại Cu.



c. Tính lượng chất thu được ở các điện cực

Dựa vào công thức Faraday: $m = \frac{AIt}{nF}$, trong đó:

m: Khối lượng chất thu được ở điện cực (g).

A: Khối lượng mol nguyên tử của chất thu được ở điện cực.

n: Số electron mà nguyên tử hoặc ion đã cho hoặc nhận.

I: Cường độ dòng điện (ampe)

t: Thời gian điện phân (giây)

F: Hằng số Faraday ($F = 96.500$).

CHƯƠNG 6 – KIM LOẠI KIỀM, KIỀM THỔ VÀ NHÔM

BÀI 1: KIM LOẠI KIỀM

I - Vị trí và cấu tạo:

1. Vị trí của kim loại kiềm trong bảng tuần hoàn.

Các kim loại kiềm thuộc nhóm IA, gồm 6 nguyên tố hóa học: Liti(Li), Kali(K), ắ atri(ắ a), Rubiđi(Rb), Xesi(Cs), Franxi(Fr). Franxi là nguyên tố phóng xạ tự nhiên. Sở dĩ được gọi là kim loại kiềm vì hidroxit của chúng là chất kiềm mạnh.

2. Cấu tạo và tính chất của kim loại kiềm.

- Cấu hình electron chung: ns^1
- ắ ăng lượng ion hóa: Các nguyên tử kim loại kiềm có năng lượng ion hóa I_1 nhỏ nhất so với các kim loại khác cùng chu kì.
- ắ ăng lượng ion hóa I_2 lớn hơn năng lượng ion hóa I_1 nhiều lần (6 đến 14 lần), năng lượng ion hóa I_1 giảm dần từ Li đến Cs.
- Liên kết kim loại trong kim loại kiềm là liên kết yếu.
- Cấu tạo mạng tinh thể: Lập Phương Tâm Khối. (Rỗng $\rightarrow$ nhẹ + mềm).

II - Tính chất vật lí

Các kim loại kiềm có màu trắng bạc và có ánh kim rất mạnh, biến mất nhanh chóng khi kim loại tiếp xúc với không khí. (Bảo quản trong dầu hỏa).

1. Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi: ắ ết độ nóng chảy và nhiệt độ sôi của kim loại kiềm thấp hơn nhiều so với các kim loại khác, giảm dần từ Li đến Cs do liên kết kim loại trong mạng tinh thể kim loại kiềm kém bền vững, yếu dần khi kích thước nguyên tử tăng lên.

2. Khối lượng riêng: Khối lượng riêng của kim loại kiềm cũng nhỏ hơn so với các kim loại khác do nguyên tử của các kim loại kiềm có bán kính lớn và do cấu tạo mạng tinh thể của chúng kém đặc khít.

3. Tính cứng: Các kim loại kiềm đều mềm, có thể cắt chúng bằng dao do liên kết kim loại trong mạng tinh thể yếu.

4. Độ dẫn điện: Các kim loại kiềm có độ dẫn điện cao nhưng kém hơn nhiều so với bạc do khối lượng riêng tương đối bé làm giảm số hạt mang điện tích.

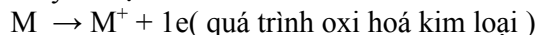
5. Độ tan: Tất cả các kim loại kiềm có thể hòa tan lẫn nhau và đều dễ tan trong thủy ngân tạo nên hỗn hống. ắ gài ra chúng còn tan được trong amoniac lỏng và độ tan của chúng khá cao.

* **LƯU Ý:** Các kim loại tự do cũng như hợp chất dễ bay hơi của chúng khi được đưa vào ngọn lửa không màu làm ngọn lửa trở nên có màu đặc trưng:

- Li cho màu đỏ tía
- ắ a màu vàng
- K màu tím
- Rb màu tím hồng
- Cs màu xanh lam.

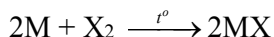
III. Tính chất hóa học

Tính khử mạnh hay dễ bị oxi hoá.

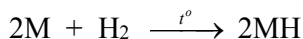


1. Tác dụng với phi kim

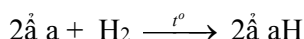
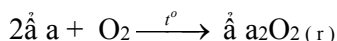
- Ở nhiệt độ thường : tạo oxit có công thức M_2O (Li, ắ a) hay tạo M_2O_2 (K, Rb, Cs, Fr).
- Ở nhiệt độ cao : tạo M_2O_2 (ắ a) hay MO_2 (K, Rb, Cs, Fr) (trừ trường hợp Li tạo LiO).
- Phản ứng mãnh liệt với halogen (X_2) để tạo muối halogenuA.



- Phản ứng với hiđro tạo kim loại hiđrua.



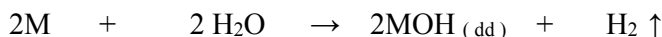
Thí dụ:



2. Tác dụng với nước và dung dịch axit ở điều kiện thường: (gây nổ ☹ $\rightarrow$ ☹)

Do hoạt động hóa học mạnh nên các kim loại kiềm phản ứng mãnh liệt với nước và các dung dịch axit.

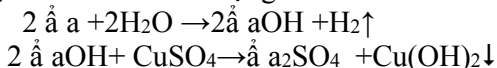




3. Tác dụng với cation kim loại

- Với oxit kim loại: $2\hat{a} + CuO \xrightarrow{t^o} \hat{a}_2O + Cu$
- Với cation kim loại của muối tan trong nước thì kim loại kiềm tác dụng với nước trước mà không tuân theo quy luật bình thường là kim loại hoạt động mạnh đẩy kim loại hoạt động yếu ra khỏi muối của chúng.

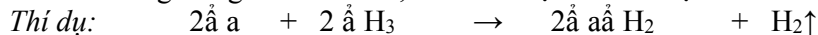
Thí dụ: Khi cho $\hat{a}$ tác dụng với dd muối $CuSO_4$.



4. Tác dụng với các kim loại khác: Một số kim loại kiềm tạo thành hợp kim rắn với các kim loại khác, natri tạo hợp kim rắn với thủy ngân – hỗn hống natri ($\hat{a}$ -Hg).

5. Tác dụng với NH_3

Khi đun nóng trong khí amoniac, các kim loại kiềm dễ tạo thành amidua:



IV – Ứng dụng và điều chế

1. Ứng dụng của kim loại kiềm

Kim loại kiềm có nhiều ứng dụng quan trọng:

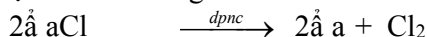
- Chế tạo hợp kim có nhiệt độ nóng chảy thấp dùng trong thiết bị báo cháy,...
- Các kim loại $\hat{a}$ và K dùng làm chất trao đổi nhiệt trong 1 vài loại lò phản ứng hạt nhân.
- Kim loại xesi dùng chế tạo tế bào quang điện.
- Điều chế 1 số kim loại hiếm bằng phương pháp nhiệt luyện.
- Dùng nhiều trong tổng hợp hữu cơ.

2. Điều chế kim loại kiềm:

- Trong tự nhiên kim loại kiềm chỉ tồn tại ở dạng hợp chất.
- Phương pháp thường dùng để điều chế kim loại kiềm là điện phân nóng chảy muối halogenua hoặc hidroxit của kim loại kiềm trong điều kiện không có không khí.

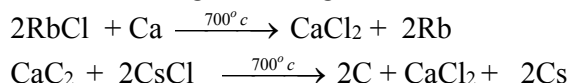
Thí dụ:

* $\hat{a}$ được điều chế bằng cách điện phân nóng chảy hỗn hợp $\hat{a}Cl$ với 25% $\hat{a}F$ và 12% KCl ở nhiệt độ cao, cực dương than chì và cực âm làm bằng Fe.



* Li được điều chế bằng cách điện phân hỗn hợp LiCl và KCl

* Rb và Cs được điều chế bằng cách dung kim loại Ca khử các clorua ở nhiệt độ cao và trong chân không:



BÀI 2: MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA KIM LOẠI KIỀM

I. NATRI HIDROXIT($NaOH$).

1. Tính chất

a) Tính chất vật lí:

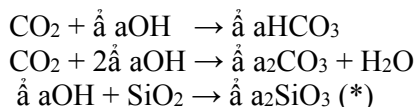
- Chất rắn màu trắng, hút ẩm mạnh, nhiệt độ nóng chảy tương đối thấp 328^oC .
- Tan tốt trong nước và rượu, quá trình tan tỏa nhiều nhiệt.

b) Tính chất hóa học:

- Là bazơ mạnh(hay còn gọi là kiềm hay chất ăn da), làm đổi màu chất chỉ thị: làm quỳ tím hóa xanh, phenolphthalein hóa hồng.
- Phân li hoàn toàn trong nước: $\hat{a}OH_{dd} \rightarrow \hat{a}^+ + OH^-$
- $\hat{a}OH$ có đầy đủ tính chất của một hidroxit.

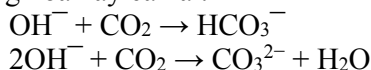
* Với axit: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

* Với oxit axit:

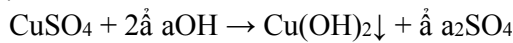


❖ Lưu ý:

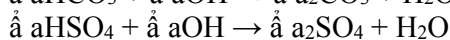
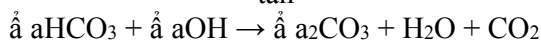
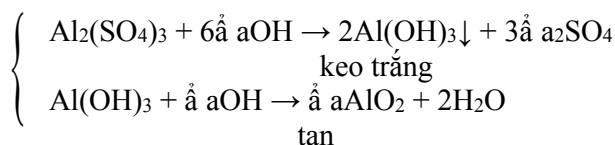
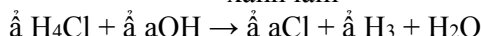
- Phản ứng (*) là phản ứng ăn mòn thủy tinh (ở aOH ở nhiệt độ nóng chảy) vì thế khi nấu chảy ở aOH, người ta dùng các dụng cụ bằng sắt, niken hay bạc.
- Khi tác dụng với axit và oxit axit trung bình, yếu thì tùy theo tỉ lệ mol các chất tham gia mà muối thu được có thể là muối axit, muối trung hòa hay cả hai.



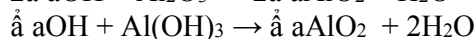
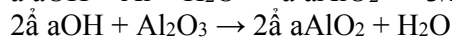
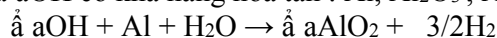
* Với dung dịch muối :



xanh lam

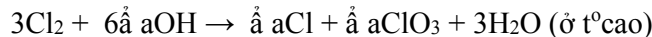
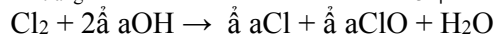
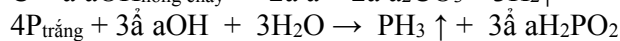
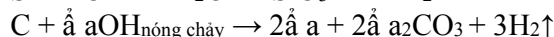
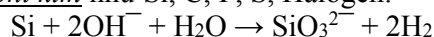


* **Chú ý :** - Dung dịch aOH có khả năng hoà tan : Al , Al_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$



- Tương tự, $\alpha\text{-OH}$ có thể tác dụng với kim loại Be, Zn, Sb, Pb và oxit và hiđroxit tương ứng của chúng

** Tác dụng với một số phi kim như Si, C, P, S, Halogen:*

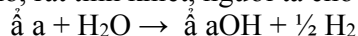


2. Ứng dụng:

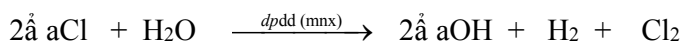
Sản xuất xà phòng, giấy, tơ nhân tạo, tinh dầu thực vật và các sản phẩm chưng cất dầu mỏ, chế phẩm nhuộm và dược phẩm nhuộm, làm khô khí và là thuốc thử rất thông dụng trong phòng thí nghiệm.

3.Điều chế:

- ã ẽu cần một lương nhỏ, rất tinh khiết, người ta cho kim loại kiềm tác dụng với nước:



- Trong công nghiệp, người ta dùng phương pháp điện phân dung dịch aCl có màng ngăn.



II. NATRI HIDROCACBONAT VÀ NATRI CACBONAT(NaHCO_3 , Na_2CO_3):

	Natri hidro cacbonat : NaHCO_3	Natri cacbonat : Na_2CO_3
- Tính tan trong H_2O	Tinh thể màu trắng , ít tan	điatricacbonat (hay soda) là chất bột màu trắng , hút ẩm và $t_{\text{nc}} = 851^\circ\text{C}$, Dễ tan trong nước và tỏa nhiều nhiệt.
- Nhiệt phân	$2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Không bị nhiệt phân
- Với bazơ	$\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Không phản ứng
- Với axit	$\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\Rightarrow$ ion HCO_3^- lưỡng tính.	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- Thủy phân	d^2 có tính kiềm yếu $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ $\text{pH} > 7$ (không làm đổi màu quỳ tím)	d^2 có tính kiềm mạnh $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ $\text{pH} > 7$ (Làm quỳ tím hóa xanh)
- Ứng dụng	- aHCO_3 được dùng trong y khoa chữa bệnh dạ dày và ruột do thừa axit, khó tiêu, chữa chứng nôn mửa, giải độc axit. - Trong công nghiệp thực phẩm làm bột nở gây xốp cho các loại bánh	- a nguyên liệu trong Công nghiệp sản xuất thủy tinh, xà phòng, giấy dệt và điều chế muối khác. - Tẩy sạch vết mỡ bám trên chi tiết máy trước khi sơn, tráng kim loại. - Công nghiệp sản xuất chất tẩy rửa
- Điều chế	$\text{a}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{aHCO}_3$	$\text{aCl} + \text{CO}_2 + \text{aH}_3 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{aHCO}_3 + \text{aH}_4\text{Cl}$ $2\text{aHCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{a}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

III. NATRI CLORUA (NaCl)

1. Trạng thái tự nhiên:

- aCl là hợp chất rất phổ biến trong thiên nhiên. a có trong nước biển (khoảng 3% về khối lượng), nước của hồ nước mặn và trong khoáng vật halit (gọi là muối mỏ). a hững mỏ muối lớn có lớp muối dày tới hàng trăm, hàng ngàn mét.
- a gười ta thường khai tác muối từ mỏ bằng phương pháp ngầm, nghĩa là qua các lỗ khoan dùng nước hòa tan muối ngầm ở dưới lòng đất rồi bơm dung dịch lên để kết tinh muối ăn.
- Cô đặc nước biển bằng cách đun nóng hoặc phơi nắng tự nhiên, người ta có thể kết tinh muối ăn.

2. Tính chất:

* Tính chất vật lý:

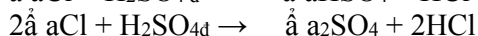
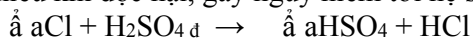
- Là hợp chất ion có dạng mạng lưới lập phương tâm diện. Tinh thể aCl không có màu và hoàn toàn trong suốt.
- a nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi cao, $t^\circ_{\text{nc}} = 800^\circ\text{C}$, $t^\circ_{\text{s}} = 1454^\circ\text{C}$.
- Dễ tan trong nước và độ tan không biến đổi nhiều theo nhiệt độ nên không dễ tinh chế bằng cách kết tinh lại.
- Độ tan của aCl ở trong nước giảm xuống khi có mặt aOH , HCl , MgCl_2 , CaCl_2 , ... Lợi dụng tính chất này người ta sục khí HCl vào dung dịch muối ăn bão hòa để điều chế aCl tinh khiết.

* Tính chất hóa học:

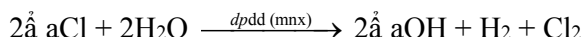
- Khác với các muối khác, aCl không phản ứng với kim loại, axit, bazơ ở điều kiện thường. Tuy nhiên, aCl vẫn phản ứng với một muối:



- Ở trạng thái rắn, aCl phản ứng với H_2SO_4 đậm đặc (phản ứng sản xuất HCl , nhưng hiện nay rất ít dùng vì phương pháp tạo ra nhiều khí độc hại, gây nguy hiểm tới hệ sinh thái, ô nhiễm môi trường).



- Điện phân dung dịch aCl :



- 3. Ứng dụng:** Là nguyên liệu để điều chế a , Cl_2 , HCl , aOH và hầu hết các hợp chất quan trọng khác của natri. a goài ra, aCl còn được dùng nhiều trong các ngành công nghiệp như thực phẩm (muối ăn...), nhuộm, thuộc da và luyện kim.

BÀI 3: KIM LOẠI KIỀM THỔ

I. VỊ TRÍ CẤU TẠO:

1) Vị trí của kim loại kiềm thổ trong bảng tuần hoàn:

- Kim loại kiềm thổ thuộc nhóm IIA của bảng tuần hoàn; trong một chu kì, kiềm thổ đứng sau kim loại kiềm.
- Kim loại kiềm thổ gồm: Beri (Be); Magie (Mg); Canxi (Ca); Stronti (Sr); Bari (Ba); Radium (Ra) (Radium là nguyên tố phóng xạ không bền).

2) Cấu tạo và tính chất của kim loại kiềm thổ:

*

Nguyên tố	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Cấu hình electron	[He]2s ²	[Ne]3s ²	[Ar]4s ²	[Kr]5s ²	[Xe]6s ²
Bán kính nguyên tử (nm)	0,089	0,136	0,174	0,191	0,220
Ánh xạ ion hóa I ₂ (kJ/mol)	1800	1450	1150	1060	970
Độ âm điện	1,57	1,31	1,00	0,95	0,89
Thế điện cực chuẩn E ^o _{M²⁺/M} (V)	-1,85	-2,37	-2,87	-2,89	-2,90
Mạng tinh thể	Lục phương		Lập phương tâm điện		Lập phương tâm khối

Lưu ý :

- + Be tạo nên chủ yếu những hợp chất trong đó liên kết giữa Be với các nguyên tố khác là liên kết cộng hóa trị.
- + Ca, Sr, Ba và Ra chỉ tạo nên hợp chất ion.
- + Bảng phương pháp nhiễu xạ Røghen, người ta xác định được rằng trong một số rất ít hợp chất kim loại kiềm thổ có thể có số oxi hóa +1. Thí dụ : Trong hợp chất CaCl được tạo nên từ CaCl₂ và Ca (ở 1000°C)

II. TÍNH CHẤT VẬT LÝ :

- Màu sắc : kim loại kiềm thổ có màu trắng bạc hoặc xám nhạt.
- Một số tính chất vật lý quan trọng của kim loại kiềm thổ :

Nguyên tố	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Điểm nóng chảy (°C)	1280	650	838	768	714
Điểm sôi (°C)	2770	1110	1440	1380	1640
Khối lượng riêng (g/cm ³)	1,85	1,74	1,55	2,6	3,5
Độ cứng (lấy kim cương = 10)		2,0	1,5	1,8	

* Nhận xét:

- Điểm nóng chảy, nhiệt độ sôi thấp (trừ Be) và biến đổi không theo một chiều. Vì các nguyên tố có cấu trúc tinh thể khác nhau Be, Mg, Ca có mạng lưới lục phương ; Ca và Sr có mạng lưới lập phương tâm điện ; Ba lập phương tâm khối.
- Độ cứng : kim loại kiềm thổ cứng hơn kim loại kiềm, nhưng nhìn chung kim loại kiềm thổ có độ cứng thấp ; độ cứng giảm dần từ Be → Ba (Be cứng nhất có thể vạch được thủy tinh ; Ba chỉ hơi cứng hơn chì).
- Khối lượng riêng : tương đối nhỏ, nhẹ hơn nhôm (trừ Ba).

* **Lưu ý :** Trừ Be, Mg ; các kim loại kiềm thổ tự do và hợp chất dễ bay hơi, cháy khi đưa vào ngọn lửa không màu, làm cho ngọn lửa có màu đặc trưng.

- Ca : màu đỏ da cam
- Sr : màu đỏ son
- Ba : màu lục hơi vàng.

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC:

Các kim loại kiềm thổ có tính **khử mạnh**, yếu hơn so với kim loại kiềm. Tính khử của các kim loại kiềm thổ tăng từ Be → Ba.



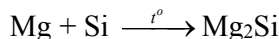
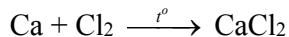
1) Tác dụng với phi kim :

- Khi đốt nóng trong không khí, các kim loại kiềm thổ đều bốc cháy tạo oxit, phản ứng phát ra nhiều nhiệt.

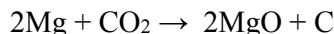
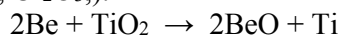


- Trong không khí ẩm Ca, Sr, Ba tạo nên lớp cacbonat (phản ứng với không khí như oxi) cho nên cần cất giữ các kim loại này trong bình rất kín hoặc dầu hỏa khan.

- Khi đun nóng, tất cả các kim loại kiềm thổ tương tác mãnh liệt với halogen, nitơ, lưu huỳnh, photpho, cacbon, silic.

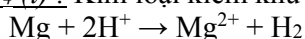


- Do có ái lực lớn hơn oxi, khi đun nóng các kim loại kiềm thổ khử được nhiều oxit bền (B_2O_3 , CO_2 , SiO_2 , TiO_2 , Al_2O_3 , Cr_2O_3).

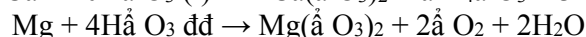
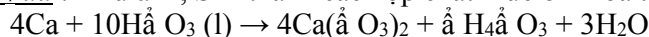


2) Tác dụng với axit:

A. HCl, H₂SO₄ (l): Kim loại kiềm khử ion H⁺ thành H₂

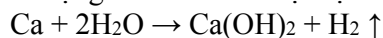


B. HNO₃, H₂SO₄ đđ: Khử S^{+6} , N^{+5} thành các hợp chất mức oxi hoá thấp hơn.

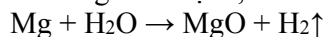


3) Tác dụng với nước:

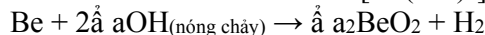
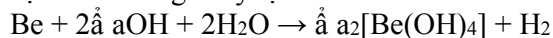
- Ca, Sr, Ba tác dụng với nước ở nhiệt độ thường tạo dung dịch bazơ:



- Mg không tan trong nước lạnh, tan **chậm** trong nước nóng tạo thành MgO.



- Be không tan trong nước dù ở nhiệt độ cao vì có lớp oxit bền bảo vệ. Ắt hẳn Be có thể tan trong dung dịch kiềm mạnh hoặc kiềm nóng chảy tạo berilat:



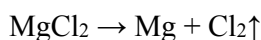
IV. ỨNG DỤNG VÀ ĐIỀU CHẾ

1) Ứng dụng:

- Kim loại Be: làm chất phụ gia để chế tạo hợp kim có tính đàn hồi cao, bền, chắc, không bị ăn mòn.
- Kim loại Ca: dùng làm chất khử để tách oxi, lưu huỳnh ra khỏi thép, làm khô 1 số hợp chất hữu cơ.
- Kim loại Mg có nhiều ứng dụng hơn cả: tạo hợp kim có tính cứng, nhẹ, bền để chế tạo máy bay, tên lửa, ô tô... Mg còn được dùng để tổng hợp nhiều hợp chất hữu cơ. Bột Mg trộn với chất oxi hóa dùng để chế tạo chất chiếu sáng ban đêm dùng trong pháo sáng, máy ảnh.

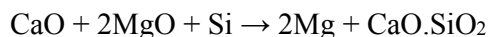
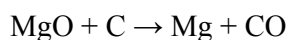
2) Điều chế kim loại kiềm thổ:

- Trong tự nhiên, kim loại kiềm thổ chỉ tồn tại dạng ion M²⁺ trong các hợp chất.
- Phương pháp cơ bản là điện phân muối nóng chảy của chúng.



- Một số phương pháp khác:

- + Dùng than cốc khử MgO; CaO từ dolomit bằng febsitic (hợp chất Si và Fe) ở nhiệt độ cao và trong chân không.



- + Dùng nhôm hay magie khử muối của Ca, Sr, Ba trong chân không ở 1100°C → 1200°C.



BÀI 4: MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA KIM LOẠI KIỀM THỔ

I. CaO (Canxi oxit) : Vô i sống.

- Tác dụng với nước, tỏa nhiệt : $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ ít tan.
- Với axit : $\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Với oxit axit : $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ (vô chất)

II. Những hiđroxit $M(OH)_2$ của các kim loại kiềm thổ:

1) Tính chất:

- Các hiđroxit $M(OH)_2$ khan đều ở dạng màu trắng.
- Tính tan: $Be(OH)_2$; $Mg(OH)_2$ rất ít tan trong nước.

Ca(OH)_2 tương đối ít tan (0,12g/100g H_2O).

Các hidroxit còn lại tan nhiều trong nước.

- Độ bền nhiệt của hidroxit tăng từ Be→Ba: $\text{Mg}(\text{OH})_2$ mất nước ở 150°C ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ mất nước ở 1000°C tạo thành oxit.
- Tính bazơ: $\text{Be}(\text{OH})_2$ là bazơ rất yếu, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ là bazơ trung bình, $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Sr}(\text{OH})_2$ là bazơ mạnh.

* **Ca(OH)₂ Canxi hidroxit** : Vô tội

- Ít tan trong nước : $\text{Ca(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- Với axit : $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Với oxit axit : $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (1)
- $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$ (2)
- Với d² muối : $\text{Ca(OH)}_2 + \text{a}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{aOH}$

2) Ứng dụng:

Hợp chất hidroxit kim loại kiềm thổ Ca(OH)_2 ứng dụng rộng rãi hơn cả :trộn vữa xây nhà, khử chua đất trồng, sản xuất clorua vôi dùng để tẩy trắng và khử trùng.

III. CANXICACBONAT (CaCO_3) VÀ CANXI HIDRO CACBONAT (CaHCO_3)

	CaCO₃ : Canxi cacbonat	Ca(HCO₃)₂ : Canxi hidro cacbonat
Với nước	Canxi cacbonat là chất rắn màu trắng, không tan trong nước. nhưng tan trong amoniaclorua: $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_4\text{Cl} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_3\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	Tan trong nước: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$
Với bazơ mạnh	Không phản ứng	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Với axit mạnh	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\Rightarrow$ lưỡng tính
Ổn định phân	Bị phân hủy ở nhiệt độ cao: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{1000^\circ\text{C}} \text{CaO} + \text{CO}_2$	Bị phân hủy khi đun nóng nhẹ: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Phản ứng trao đổi với $\text{CO}_3^{2-}, \text{PO}_4^{3-}$	Không	$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow \text{ (trắng)}$ $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow \text{ (đỏ)}$
Với CO ₂	$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ không tan tan Chiều thuận (1): Giải thích sự xâm thực của nước mưa đối với đá vôi tạo hang động. Chiều nghịch (2): Giải thích sự tạo thành thạch nhũ trong hang động.	

VI. CANXISUNFAT (CaSO₄)

1) Tính chất:

- Là chất rắn màu trắng tan ít trong nước (ở 25°C tan 0,15g/100g H₂O).
- Tùy theo lượng nước kết tinh trong muối sunfat, ta có 3 loại:
 - + CaSO₄.2H₂O : thạch cao sống trong tự nhiên, bền ở nhiệt độ thường.
 - + CaSO₄.H₂O hoặc CaSO₄.0,5H₂O : thạch cao nung (hemihidrat)

$$\text{CaSO}_4.2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaSO}_4.0,5\text{H}_2\text{O} + 1,5\text{H}_2\text{O} \quad (125^\circ\text{C})$$
- Đun nóng 200°C; thạch cao nung thành thạch cao khan. (CaSO₄)

$$\text{CaSO}_4.0,5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaSO}_4 + 0,5\text{H}_2\text{O} \quad (200^\circ\text{C})$$
- CaSO₄: không tan trong nước, không tác dụng với nước, chỉ phân hủy ở nhiệt độ rất cao.

$$2\text{CaSO}_4 \rightarrow 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \quad (960^\circ\text{C})$$

2) Ứng dụng:

- Thạch cao nung có thể kết hợp với nước tạo thành thạch cao sống và khi đông cứng thì giãn nở thể tích, do vậy thạch cao rất ăn khuôn. Thạch cao nung thường được đúc tượng, đúc các mẫu chi tiết tinh vi dùng trang trí nội thất, làm phấn viết bảng, bó bột khi gãy xương...
- Thạch cao sống dùng để sản xuất xi măng.

V. NƯỚC CỨNG:

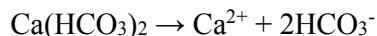
1).Khái niệm Nước cứng.

Ấu ước cứng là nước có chứa nhiều cation Ca²⁺, Mg²⁺. ấu ước chứa ít hoặc không chứa các ion trên được gọi là nước mềm.

2) Phân loại:

Căn cứ vào thành phần các anion gốc axit có trong nước cứng, người ta chia nước cứng ra 3 loại:

a) Nước cứng tạm thời: Tính cứng tạm thời của nước cứng là do các muối Ca(HCO₃)₂, Mg(HCO₃)₂ gây ra:



- Gọi là tạm thời vì độ cứng sẽ mất đi khi đun sôi: $\text{M}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

b) Nước cứng vĩnh cửu: Tính cứng vĩnh cửu của nước là do các muối CaCl₂, MgCl₂, CaSO₄, MgSO₄ gây ra, gọi là vĩnh cửu vì khi đun nóng muối đó sẽ không phân hủy:

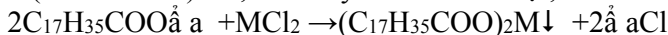
c) Nước có tính cứng toàn phần: Là nước có cả tính cứng tạm thời và vĩnh cửu.

- ấu ước tự nhiên thường có cả tính cứng tạm thời và vĩnh cửu.

3) Tác hại của nước cứng:

*** Về mặt đời sống thường ngày:**

- Giặt áo quần bằng xà phòng (natri stearat C₁₇H₃₅COO⁻ a) trong nước cứng sẽ tạo ra muối không tan là canxi stearat (C₁₇H₃₅COO)₂Ca, chất này bám trên vải sợi, làm cho quần áo mau mục nát.



- ấu ước cứng làm cho xà phòng có ít bọt, giảm khả năng tẩy rửa.
- ấu ước dùng nước cứng để nấu thức ăn, sẽ làm cho thực phẩm lâu chín và giảm mùi vị do phản ứng của các ion và các chất trong thực phẩm.

*** Về mặt sản xuất công nghiệp:**

- Khi đun nóng, ở đáy nồi hay ống dẫn nước nóng sẽ gây ra lớp cặn đá kềm dẫn nhiệt làm hao tổn chất đốt, gây nổ nồi hơi và tắc nghẽn ống dẫn nước nóng (không an toàn)..
- Làm hỏng nhiều dụng cụ cần pha chế.
- Vì vậy, việc làm mềm nước cứng trước khi dùng có ý nghĩa rất quan trọng.

4. Các phương pháp làm mềm nước cứng:

Ấu nguyên tắc làm mềm nước cứng là giảm nồng độ các cation Ca²⁺, Mg²⁺ trong nước cứng.

a) Phương pháp kết tủa:

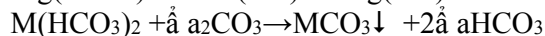
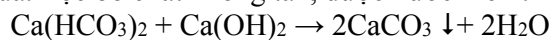
*** Đối với nước có tính cứng tạm thời**

- Đun sôi nước có tính cứng tạm thời trước khi dùng, muối hidrocacbonat chuyển thành muối cacbonat không tan:

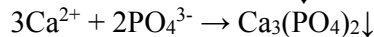
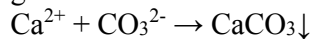


→ Lọc bỏ kết tủa được nước mềm.

- Dùng một khối lượng vừa đủ dung dịch $\text{Ca}(\text{OH})_2$, a_2CO_3 để trung hòa muối hidrocacbonat thành muối cacbonat kết tủa. Lọc bỏ chất không tan, được nước mềm:



*** Đối với nước có tính cứng vĩnh cửu:** Dùng dung dịch a_2CO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ và dung dịch a_3PO_4 để làm mềm nước cứng:



B. Phương pháp trao đổi ion:

- Phương pháp trao đổi ion được dùng phổ biến để làm mềm nước. Phương pháp này dựa trên khả năng trao đổi ion của các hạt zeolit (các aluminosilicat kết tinh, có trong tự nhiên hoặc được tổng hợp, trong tinh thể có chứa những lỗ trống nhỏ) hoặc nhựa trao đổi ion.

- Thí dụ:

Cho nước cứng đi qua chất trao đổi ion là các hạt zeolit thì số mol ion a^+ của zeolit rời khỏi mạng tinh thể, đi vào trong nước nhường chỗ cho các ion Ca^{2+} và Mg^{2+} bị giữ lại trong mạng tinh thể silicat.

BÀI 5: NHÔM

I. VỊ TRÍ VÀ CẤU TẠO:

1) Vị trí của nhôm trong bảng tuần hoàn:

- Nhôm có số hiệu nguyên tử 13, thuộc nhóm IIIA, chu kỳ 3.

- Cấu tạo của nhôm: Cấu hình electron: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, hay $[\text{a}e] 3s^2 3p^1$. Al là nguyên tố p, a ăng lượng ion hóa: $I_3 : I_2 = 2744 : 1816 = 1,5 : 1$. Độ âm điện 1,61. Mạng tinh thể: nhôm có cấu tạo kiểu mạng lập phương tâm diện.

II. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

- Nhôm là kim loại màu trắng bạc, mềm, dễ kéo sợi và dát mỏng. Có thể dát mỏng được, lá nhôm mỏng 0,01mm.

- Nhôm là kim loại nhẹ ($2,7\text{g/cm}^3$), nóng chảy ở 660°C .

- Nhôm dẫn điện và nhiệt tốt. Độ dẫn nhiệt bằng 2/3 đồng nhưng lại nhẹ hơn đồng ($8,92\text{g/cm}^3$) 3 lần. Độ dẫn điện của nhôm hơn sắt 3 lần.

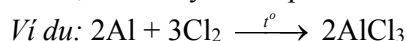
III. TÍNH CHẤT HÓA HỌC

Nhôm có **tính khử mạnh**. $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$. a hìn chung tính khử của nhôm yếu hơn các kim loại kiềm và kiềm thổ.

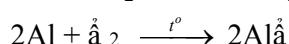
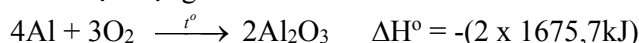
1. Tác dụng với phi kim

- Nhôm tác dụng mãnh liệt với các phi kim, điển hình là với các halogen, oxi, lưu huỳnh...

- Nhôm tự bốc cháy khi tiếp xúc với các halogen



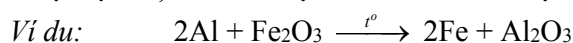
- Phản ứng với oxi: Bột nhôm cháy trong không khí cho ngọn lửa sáng chói và phát ra một nhiệt lượng lớn tạo ra nhôm oxit và một lượng nhỏ nitrua:

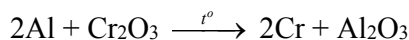


- Nhôm phản ứng với oxi tạo ra một màng oxit mỏng (không quá 10^{-6}cm) ngăn cản không cho oxi tác dụng sâu hơn, màng oxit này lại rất đặc khít không thấm nước, vì vậy nó bảo vệ cho nhôm chống được sự ăn mòn.

2. Tác dụng với oxit kim loại:

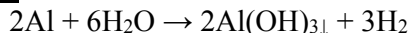
- Ở nhiệt độ cao, Al khử được nhiều oxit kim loại như (Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , CuO ...) thành kim loại tự do.





- ả nhiệt độ của phản ứng lên tới gần 3000°C làm nhôm oxit nóng chảy. Do đó phản ứng của Al với oxit kim loại gọi là phản ứng nhiệt nhôm.

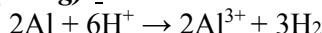
3. Tác dụng với nước.



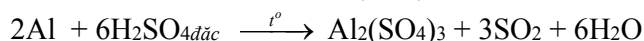
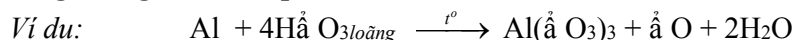
Phản ứng nhanh chóng ngừng lại vì lớp $\text{Al}(\text{OH})_3$ không tan trong nước đã ngăn cản không cho nhôm tiếp xúc với nước $\rightarrow$ vật liệu bằng nhôm không phản ứng với nước.

4. Tác dụng với axit.

A. HCl, H_2SO_4 (loãng): ả nhôm khử H^+ thành H_2



B. Nhôm khử N^{+5} trong HNO_3 ở dung dịch loãng hoặc đặc, nóng và S^{+6} trong H_2SO_4 ở dung dịch đặc, nóng xuống số oxi thấp hơn:

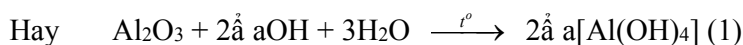
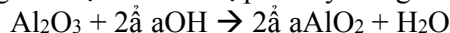


- ả nhôm không tác dụng với H_2SO_4 và $\text{H}\text{ả O}_3$ đặc, nguội. ả hững axit này đã oxi hóa bề mặt kim loại tạo thành một màng oxit có tính trơ, làm cho nhôm thụ động. ả nhôm thụ động sẽ không tác dụng với các dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng.

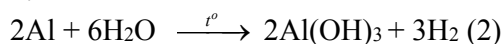
5. Tác dụng với dung dịch kiềm

ả nhôm bị hòa tan trong dung dịch kiềm như ả aOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2, \dots$ Hiện tượng này được giải thích như sau:

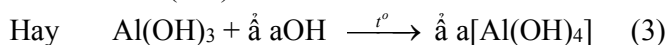
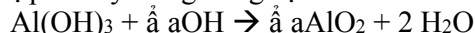
- Trước hết, màng bảo vệ là Al_2O_3 bị phá hủy trong dung dịch kiềm:



- Tiếp đến, kim loại nhôm khử H_2O :

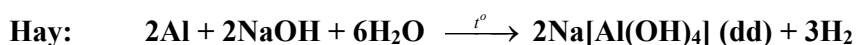


- Màng $\text{Al}(\text{OH})_3$ bị phá hủy trong dung dịch bazơ:



- Các phản ứng (2) và (3) xảy ra luân phiên nhau cho đến khi nhôm bị hòa tan hết.

- Có thể viết gọn thành:



IV. ỨNG DỤNG VÀ SẢN XUẤT

1. Ứng dụng

- ả nhôm có nhiều ưu điểm nhưng vì nó khá mềm lại kém dai nên người ta thường chế tạo hợp kim nhôm với magie, đồng, silic... để tăng độ bền. Sau đây là vài hợp kim và ứng dụng của nó:

+ Đura (95% Al, 4% Cu, 1% Mg, Mn, Si). Hợp kim đura nhẹ bằng $\frac{1}{3}$ thép, cứng gần như thép.

+ Silumin (~90% Al, 10% Si): nhẹ, bền.

+ Almelec (98,5% Al. còn lại là Mg, Si, Fe) dùng làm dây cáp.

+ Hợp kim electron (10,5% Al, 83,3% Mg, còn lại là Zn, Mn...), hợp kim này chỉ nặng bằng 65% Al lại bền hơn thép, chịu được sự thay đổi đột ngột nhiệt độ trong một giới hạn lớn nên được dùng làm vỏ tên lửa.

- ả nhôm được dùng chế tạo các thiết bị trao đổi nhiệt và dụng cụ nấu ăn gia đình, nhôm còn được dùng là khung cửa và trang trí nội thất.

- Bột nhôm dùng để chế tạo hỗn hợp tecmit (hỗn hợp bột Al và Fe_2O_3), được dùng để hàn đường ray,...

2. Trạng thái tự nhiên và sản xuất

2.1 Trạng thái tự nhiên.

- Trong tự nhiên nhôm chiếm khoảng 5,5% tổng số nguyên tử trong quả đất.

- Phần lớn tập trung vào các alumosilicat, ví dụ như orthoclazo ($\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$), mica ($\text{K}_2\text{O} \cdot 2\text{H}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$), nefelin [$(\text{ả a}, \text{K})_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$].

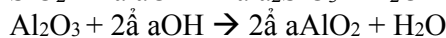
- Hai khoáng vật quan trọng đối với công nghiệp của nhôm là boxit ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) và criolit ($\text{ả a}_3[\text{AlF}_6]$).

- Bôxít có hàm lượng lớn ở nhiều tỉnh như Lạng Sơn, Hà Tuyên, Sơn La, Lai Châu, Hải Hưng, ắ ghệ Tĩnh, Lâm Đồng.

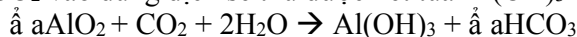
2.2 Sản xuất: Gồm 3 giai đoạn:

***Giai đoạn 1:** làm sạch quặng bôxít lẫn $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2$

- Cho quặng vào dung dịch ắ aOH dư, SiO_2 Al_2O_3 và tan ra, lọc bỏ Fe_2O_3



- Sục CO_2 vào dung dịch sẽ thu được kết tủa $\text{Al}(\text{OH})_3$



- Lọc kết tủa đem đun nung thu được oxit:



***Giai đoạn 2:** Chuẩn bị chất điện ly nóng chảy: criolit 3ắ aF. AlF_3 nhằm:

+ Giảm nhiệt độ nóng chảy của Al_2O_3 ($2050^\circ\text{C} \rightarrow 900^\circ\text{C}$) $\rightarrow$ Tiết kiệm năng lượng

+ Hỗn hợp chất lỏng dẫn điện tốt hơn.

+ Criolit ắ hệ, nổi lên ngăn cản nhôm nóng chảy sinh ra tác dụng với không khí.

***Giai đoạn 3:** đpnc Al_2O_3 : $2\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 4\text{Al} + 3\text{O}_2$

Catot anot

Sản phẩm thu được khá tinh khiết và có hàm lượng vào khoảng 99,4 - 99,8%. Điện phân lần hai có thể đến hàm lượng 99,9998%.

BÀI 6: MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA NHÔM

I. NHÔM OXIT Al_2O_3

1. Tính chất vật lí:

- Al_2O_3 là chất rắn màu trắng, chịu nhiệt rất tốt, rất cứng, không tan trong nước.

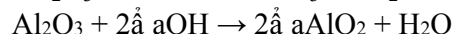
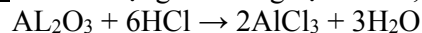
- Trong tự nhiên tồn tại ở cả dạng ngậm nước như $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ và dạng khan như emeri, corindon có độ cứng cao.

- Dạng thù hình nguyên chất là những tinh thể trong suốt, không lẫn màu của các loại đá quý: màu đỏ ngọc rubi (tạp chất Cr^{2+} , màu xanh ngọc xaphia (tạp chất Fe^{3+} và Ti^{4+}).

2. Tính chất hóa học:

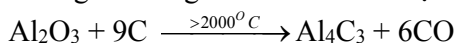
- **Tính bền:** Ion Al^{3+} có điện tích lớn(3+) và bán kính nhỏ(0.048nm), bằng $\frac{1}{2}$ bán kính ion ắ a⁺ nên lực hút giữa ion Al^{3+} và ion O^{2-} rất mạnh, tạo ra liên kết rất bền vững. Vì thế Al_2O_3 có nhiệt độ nóng chảy rất cao(2050°C) và rất khó bị khử thành kim loại Al.

- **Tính lưỡng tính:** Vừa tác dụng với dung dịch kiềm, vừa tác dụng với dung dịch axit.



- Vì rất bền nên Al_2O_3 rất khó bị khử thành kim loại:

- Khử Al_2O_3 bằng C không cho Al mà thu được Al_4C_3 :



- Al_2O_3 không tác dụng với H_2 , CO ở bất kì nhiệt độ nào.

3. Ứng dụng:

- Điều chế đá quý nhân tạo bằng cách nấu chảy Al_2O_3 với một lượng nhỏ oxit của kim loại tạo màu ở trong ngọn lửa hiđro – oxi hoặc hồ quang rồi cho kết tinh thành những tinh thể lớn. ắ hững đá quý này trong suốt, lấp lánh và có màu rất đẹp nên được dùng làm đồ trang sức.

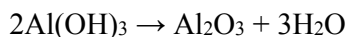
- Tinh thể Al_2O_3 còn được dùng để chế tạo các chi tiết trong các ngành kĩ thuật chính xác như chân kính đồng hồ, thiết bị phát tia laze,...

- Bột Al_2O_3 có độ cứng cao(emer) được dùng làm vật liệu mài.

- Phần chủ yếu nhôm oxit được dùng để điều chế nhôm.

- ắ goài ra, Al_2O_3 còn được dùng làm vật liệu chịu lửa: chén nung, ống nung và lớp lót trong các lò điện. ắ hôm oxit tinh khiết còn được dùng làm xi măng tram răng.

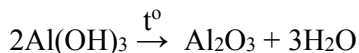
4. Điều chế: Trong công nghiệp, Al_2O_3 được điều chế bằng cách nung $\text{Al}(\text{OH})_3$ ở nhiệt độ cao 1200 – 1400°C:



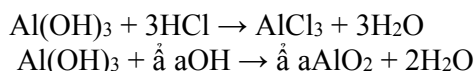
II. NHÔM HIDROXIT $\text{Al}(\text{OH})_3$:

1. Tính chất:

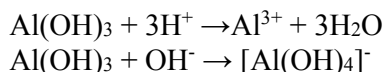
- Là hợp chất màu trắng, kết tủa keo, không tan trong nước, không bền nhiệt.
- Dễ bị nhiệt phân thành nhôm oxit:



- Tính lưỡng tính:

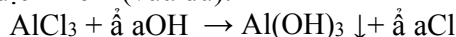


Pt ion:

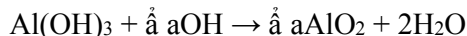


2. Điều chế:

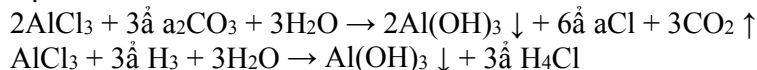
- Muối nhôm tác dụng với dung dịch kiềm (vừa đủ):



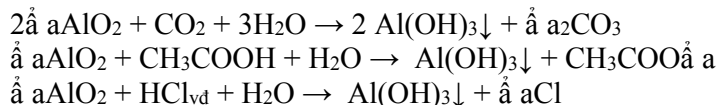
 a dư:



- Để thu được kết tủa trọn vẹn:



- Từ muối aAlO₂:

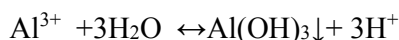
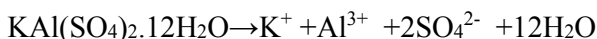


III. NHÔM SUNFAT VÀ PHÈN CHUA:

- a hêm sunfat Al_2SO_4 là chất bột màu trắng, bị phân hủy nhiệt trên 770°C. a hêm sunfat kết hợp với kim loại kiềm tạo thành loại muối gọi là phèn nhôm, mà quan trọng nhất là phèn chua $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$.

- Phèn chua có dạng tinh thể, không màu, có vị hơi chua và chất.

- Phèn chua được dùng nhiều trong công nghiệp giấy, nhuộm, thuộc da và đánh trong nước. a hững công dụng này đều xuất phát từ sự thủy phân khá mạnh trong nước của muối nhôm tạo thành nhôm hidroxit:



- Khi nhuộm vải, hidroxit đỏ được sợi vải hấp phụ và giữ chặt trên sợi sẽ kết hợp với phẩm nhuộm tạo thành màu bền, nên nó được gọi là chất cắn màu.

- Tác dụng đánh trong nước cũng là do hidroxit gây ra, nó kéo các chất bay lơ lửng trong nước cùng lắng xuống.

- Trong công nghiệp giấy, nhôm sunfat và phèn nhôm được cho vào bột giấy cùng với muối ăn. a hêm clorua được tạo nên do phản ứng trao đổi, bị thủy phân mạnh hơn nên cho hidroxit. Hidroxit này sẽ kết dính các phân tử xenlulozơ với nhau làm giấy không bị nhòe mực khi viết.

IV. HỢP KIM CỦA NHÔM

Hợp kim	Thành phần	Tính chất	Ứng dụng chế tạo	Dấu hiệu nhận ra
Đuyra	94% Al, 4% Cu (Mn, Mg, Si)	Bền hơn Al 4 lần	Máy bay, ô tô	(có mặt Cu)
Silumin	Al, Si (10 – 14%)	ã he, bền, ăn nhôm	Cấu tạo bộ phận máy	Tan hoàn toàn trong xút
Almelec	98%Al	Rnhỏ, dai,	dây cáp điện	Tính chất

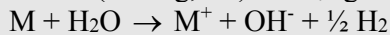
	(Mg, Si, Fe)	bền		ứng dụng
Electron	Mg (83,3%) Al, Zn, Mn	hệ, bền chịu và chạm	Tàu vũ trụ, vệ tinh	% Al thấp

A.
CÁ
C

DẠNG BÀI TẬP

DẠNG 1: KIM LOẠI KIỀM – KIỀM THỔ - NHÔM TÁC DỤNG VỚI NƯỚC

- Khi cho KL kiềm, kiềm thổ (trừ Mg, Be) tác dụng với nước ở nhiệt độ thường theo phản ứng:



Ta thấy:

$$n_{OH^-} = 2.n_{H_2}$$

- ắt ều có kim loại Al thì OH^- sẽ tác dụng với Al: $Al + OH^- + H_2O \rightarrow AlO_2^- + \frac{3}{2} H_2$

DẠNG 2: BÀI TOÁN CO_2 , SO_2 TÁC DỤNG VỚI DUNG DỊCH BAZO

I. TÁC DỤNG VỚI NaOH, KOH

- Khi cho CO_2 (hoặc SO_2) tác dụng với ắt aOH, KOH ều xảy ra 3 khả năng tạo muối. Ta ường lập tỉ lệ

$$k = \frac{n_{NaOH}}{n_{CO_2}} \text{ hoặc } k = \frac{n_{NaOH}}{n_{SO_2}}$$

- ắt ều :
- $k \leq 1$: Chỉ tạo muối ắt aHCO₃
 - $1 < k < 2$: Tạo 2 muối ắt aHCO₃ và ắt a₂CO₃
 - $k \geq 2$: Chỉ tạo muối ắt a₂CO₃

* **Chú ý:** Với những bài toán không thể tính k, ta có thể dựa vào dữ kiện đề bài đã cho để tìm ra khả năng tạo muối như thế nào.

- Hấp thu CO_2 vào ắt aOH dư chỉ tạo muối ắt a₂CO₃
- Hấp thu CO_2 dư vào ắt aOH chỉ tạo muối ắt aHCO₃
- Hấp thu CO_2 vào ắt aOH tạo dd muối. Sau đó thêm BaCl₂ vào dd muối thấy có kết tủa, thêm tiếp Ba(OH)₂ dư vào thấy xuất hiện thêm kết tủa: Tạo 2 muối ắt a₂CO₃ và ắt aHCO₃
- ắt ều bài toán không cho bất kì dữ liệu nào thì phải chia trường hợp để giải.

II. TÁC DỤNG VỚI Ca(OH)₂, Ba(OH)₂

Tương tự như trên, trường hợp này cũng có 3 khả năng tạo muối, ta lập tỉ lệ:

$$k = \frac{n_{OH^-}}{n_{CO_2}}$$

- ắt ều :
- $k \leq 1$: Chỉ tạo muối Ca(HCO₃)₂
 - $1 < k < 2$: Tạo 2 muối Ca(HCO₃)₂ và CaCO₃ lúc đó $n_{CaCO_3} = n_{OH^-} - n_{CO_2}$
 - $k \geq 2$: Chỉ tạo muối CaCO₃ lúc đó $n_{CaCO_3} = n_{CO_2}$

* **Chú ý:** Với những bài toán không thể tính k, ta có thể dựa vào dữ kiện đề bài đã cho để tìm ra khả năng tạo muối như thế nào.

- Hấp thu CO_2 vào nước vôi trong dư chỉ tạo muối CaCO₃
- Hấp thu CO_2 dư vào nước vôi trong (lúc đầu có kết tủa trắng, sau đó kết tủa tan): chỉ tạo muối Ca(HCO₃)₂
- Hấp thụ CO_2 vào nước vôi trong thấy tạo kết tủa, sau đó thêm ắt aOH dư vào thấy có kết tủa nữa: Tạo 2 muối
- Hấp thụ CO_2 vào nước vôi trong thấy tạo kết tủa, lọc bỏ kết tủa rồi đun nóng nước lọc lại thấy kết tủa nữa: tạo 2 muối.
- ắt ều bài toán không cho bất kì dữ liệu nào thì phải chia trường hợp để giải.

III. TÁC DỤNG VỚI HỖN HỢP GỒM CẢ NaOH / KOH VÀ Ca(OH)₂ / Ba(OH)₂

Lập tỉ lệ:

$$k = \frac{n_{OH^-}}{n_{CO_2}}$$

- ắt ều :
- $k \leq 1$: Chỉ tạo ion HCO₃⁻
 - $1 < k < 2$: Tạo 2 ion HCO₃⁻ và CO₃²⁻ lúc đó $n_{CO_3^{2-}} = n_{OH^-} - n_{CO_2}$ rồi so sánh với $n_{Ca^{2+}}$ hoặc $n_{Ba^{2+}}$ để xem chất nào phản ứng hết. Lượng kết tủa tính theo số mol chất phản ứng hết.
 - $k \geq 2$: Chỉ tạo ion CO₃²⁻

* **Chú ý:** PTHH tạo muối: $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{OH}^- + \text{CO}_2 \rightarrow \text{HCO}_3^-$

Công thức tính V_{CO_2} cần hấp thụ hết vào 1 dd $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hoặc $\text{Ba}(\text{OH})_2$ để thu được 1 lượng kết tủa theo yêu cầu:

Dạng này có 2 kết quả:

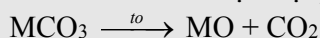
$$\begin{cases} n_{\text{CO}_2} = n_{\downarrow} \\ n_{\text{CO}_2} = n_{\text{OH}^-} - n_{\downarrow} \end{cases}$$

DẠNG 3: TOÁN VỀ MUỐI CACBONAT

+) Phản ứng nhiệt phân ➤ Muối Hidrocacbonat cho muối cacbonat:



➤ Muối cacbonat của KL kiềm thổ chỉ bị nhiệt phân ở nhiệt độ cao cho oxit bazo:

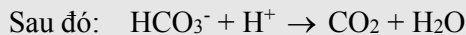


+) Phản ứng trao đổi: ➤ Với axit $\rightarrow$ tạo khí CO_2

➤ Với một số muối $\rightarrow$ tạo kết tủa.

- Hay sử dụng: Định luật bảo toàn khối lượng và Định luật tăng giảm khối lượng để giải

Lưu ý: Khi cho từ từ dd HCl vào hỗn hợp muối cacbonat và hidrocacbonat, phản ứng xảy ra theo trình tự:



- Muối cacbonat + dd HCl $\rightarrow$ Muối clorua + CO_2 + H_2O . Tính nhanh khối lượng muối clorua bằng công thức:

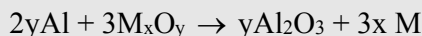
$$m_{\text{muối clorua}} = m_{\text{muối cacbonat}} + 11.n_{\text{CO}_2}$$

- Muối cacbonat + H_2SO_4 loãng $\rightarrow$ Muối sunfat + CO_2 + H_2O . Tính nhanh khối lượng muối sunfat bằng CT:

$$m_{\text{muối sunfat}} = m_{\text{muối cacbonat}} + 36.n_{\text{CO}_2}$$

DẠNG 4: PHẢN ỨNG NHIỆT NHÔM

Cho bột nhôm phản ứng với các oxit kim loại. Tính hiệu suất phản ứng hoặc thành phần khối lượng sau phản ứng....



- **Chú ý:**

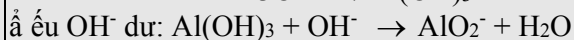
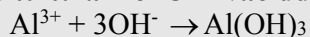
+) Trường hợp phản ứng xảy ra hoàn toàn ($H = 100\%$), nếu cho sản phẩm tác dụng với dung dịch kiềm có khí H_2 thoát ra thì sản phẩm sau phản ứng có **Al dư**, **M** và Al_2O_3 .

+) Trường hợp phản ứng xảy ra không hoàn toàn ($H < 100\%$), khi đó sản phẩm có **Al dư**, Al_2O_3 , M_xO_y dư, **M**.

+) Hay sử dụng Định luật bảo toàn khối lượng, định luật bảo toàn nguyên tố....

DẠNG 5: TOÁN VỀ SỰ LƯỠNG TÍNH CỦA $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$

Dạng 1: Cho từ từ a mol OH^- vào dd chứa b mol Al^{3+} . Tìm khối lượng kết tủa.



- Khi đó tùy theo tỉ lệ mol OH^- ; số mol Al^{3+} mà có kết tủa hoặc không có kết tủa hoặc vừa có kết tủa vừa có muối tan.

Xét tỉ lệ $k = \text{số mol OH}^- / \text{số mol Al}^{3+}$

+ nếu $k \leq 3$: chỉ có kết tủa $\text{Al}(\text{OH})_3$ và $n_{\text{Al}(\text{OH})_3} = n_{\text{OH}^-} / 3$

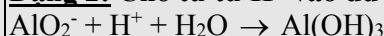
+ nếu $3 < k < 4$: vừa có $\text{Al}(\text{OH})_3$ và AlO_2^- lúc đó $n_{\text{Al}(\text{OH})_3} = 4n_{\text{Al}^{3+}} - n_{\text{OH}^-}$

+ nếu $k \geq 4$: chỉ có AlO_2^- .

- Nếu đề cho $\text{Al}(\text{OH})_3$ và Al^{3+} và yêu cầu các định số mol OH^- . Dạng này phải có **hai** kết quả. Công thức:

$$\begin{cases} n_{\text{OH}^-} = 3.n_{\downarrow} \\ n_{\text{OH}^-} = 4.n_{\text{Al}^{3+}} - n_{\downarrow} \end{cases}$$

Dạng 2: Cho từ từ H^+ vào dd chứa AlO_2^- (hay $\text{Al}(\text{OH})_4^-$) tạo kết tủa.



Điều kiện H⁺ dư: $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$

- Khi đó tùy theo tỉ lệ mol H⁺; số mol AlO_2^- mà có kết tủa hoặc không có kết tủa hoặc vừa có kết tủa vừa có muối tan.

* Để giải nhanh bài toán này ta có công thức tính nhanh:

Dạng này phải có **hai** kết quả. Công thức:

$$\begin{cases} n_{\text{H}^+} = n_{\downarrow} \\ n_{\text{H}^+} = 4.n_{[\text{Al(OH)}_4]^-} - 3.n_{\downarrow} \end{cases}$$

Dạng 3: Công thức V_{ddNaOH} cần cho vào dd Zn^{2+} để xuất hiện 1 lượng kết tủa theo yêu cầu:

Dạng này có 2 kết quả:
$$\begin{cases} n_{\text{OH}^-} = 2n_{\downarrow} \\ n_{\text{OH}^-} = 4n_{\text{Zn}^{2+}} - 2n_{\downarrow} \end{cases}$$

BÀI 1: SẮT

I – VỊ TRÍ VÀ CẤU TẠO

- *Vị trí* : Sắt là nguyên tố kim loại chuyển tiếp, thuộc nhóm VIIIB, chu kì 4, số hiệu nguyên tử là 26.
- *Cấu hình electron nguyên tử* : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$; hoặc viết gọn là $[Ar] 3d^6 4s^2$.
- *Cấu hình electron của ion Fe^{2+}* : $[Ar] 3d^6$
- *Cấu hình electron của ion Fe^{3+}* : $[Ar] 3d^5$
- *Số oxi hóa* : Trong các hợp chất, sắt có các số oxi hóa là +2, +3.
- *Cấu tạo đơn chất* : Tùy thuộc vào nhiệt, kim loại Fe có thể tồn tại ở mạng tinh thể lập phương tâm khối (Fe_α) hoặc lập phương tâm diện (Fe_γ)
- *Năng lượng ion hóa* : $I_1 = 760$ (KJ/mol) ; $I_2 = 1560$ (KJ/mol) ; $I_3 = 2960$ (KJ/mol).
- *Bán kính nguyên tử và ion* : $R_{(Fe)} = 0,162$ (nm) ; $R_{(Fe^{2+})} = 0,076$ (nm) ; $R_{(Fe^{3+})} = 0,064$ (nm).
- *Thế điện cực chuẩn* : $E_{(Fe^{2+}/Fe)}^0 = -0,44V$; $E_{(Fe^{3+}/Fe)}^0 = -0,036V$; $E_{(Fe^{3+}/Fe^{2+})}^0 = +0,77V$.

II – TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

Sắt chiếm khoảng 5% khối lượng vỏ Trái Đất, đứng hàng thứ hai trong các kim loại (sau nhôm). Trong tự nhiên, sắt tồn tại chủ yếu ở dạng hợp chất trong các loại quặng, sắt tự do chỉ tìm thấy trong các mảnh thiên thạch.

Quặng sắt quan trọng là : **quặng hematit đỏ (Fe_2O_3 khan), quặng hematit nâu ($Fe_2O_3.nH_2O$), quặng manhetit (Fe_3O_4), quặng xiderit ($FeCO_3$), quặng pirit sắt (FeS_2).**

III – TÍNH CHẤT VẬT LÝ

Sắt là kim loại màu trắng hơi xám, dẻo, dễ rèn, nóng chảy ở nhiệt độ $1540^\circ C$, có khối lượng riêng $7,9 g/cm^3$. Sắt có tính dẫn điện, dẫn nhiệt tốt, đặc biệt có tính nhiễm từ.

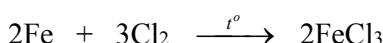
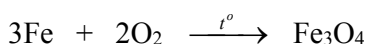
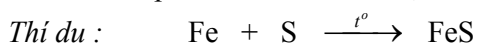
IV – TÍNH CHẤT HÓA HỌC

Sắt là kim loại có tính khử trung bình. Khi tác dụng với chất oxi hóa yếu Fe bị oxi hóa thành Fe^{2+} , với chất oxi hóa mạnh Fe bị oxi hóa thành Fe^{3+} .



1. Tác dụng với phi kim

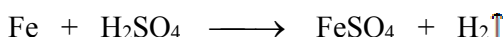
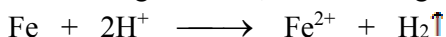
- Sắt khử nhiều phi kim thành ion âm, trong khi đó Fe bị oxi hóa thành Fe^{2+} hoặc Fe^{3+} .



2. Tác dụng với axit

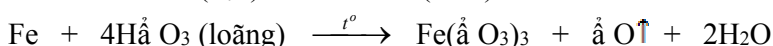
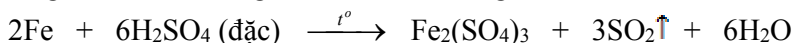
a) Với axit HCl, H_2SO_4 loãng

Fe khử dễ dàng ion H^+ trong axit HCl, H_2SO_4 loãng thành khí H_2 , đồng thời Fe bị oxi hóa thành Fe^{2+} .



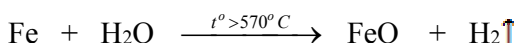
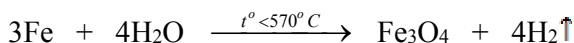
b) Với axit HNO_3 , H_2SO_4 đặc

- Sắt bị thụ động hóa trong axit H_2SO_4 đặc, nguội và HNO_3 đặc, nguội.
- Với axit H_2SO_4 loãng, HNO_3 đặc nóng và H_2SO_4 đặc nóng, Fe bị oxi hóa mạnh thành Fe^{3+} .



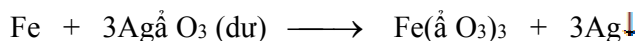
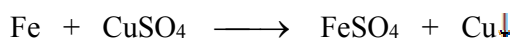
3. Tác dụng với nước

- Ở nhiệt độ cao, sắt khử được hơi nước :



4. Tác dụng với dung dịch muối

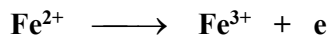
- Sắt khử được những ion của kim loại yếu hơn trong dung dịch muối thành kim loại tự do.



BÀI 2: HỢP CHẤT CỦA SẮT

I – HỢP CHẤT SẮT (II)

- Trong các phản ứng hóa học, ion Fe^{2+} dễ nhường 1 electron để trở thành ion Fe^{3+} :



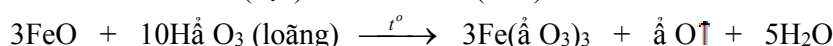
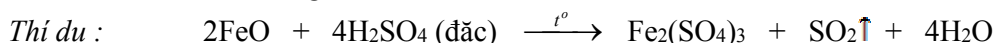
Như vậy, tính chất hóa học đặc trưng của hợp chất sắt (II) là tính khử.

1. Sắt (II) oxit, FeO

- FeO là chất rắn, màu đen, không tan trong nước và không có trong tự nhiên.
- **FeO là oxit bazơ**, tác dụng với axit HCl , H_2SO_4 ,... tạo ra muối Fe^{2+} .



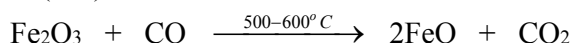
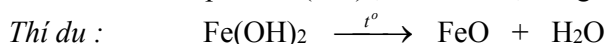
- **FeO có tính khử**, tác dụng với chất oxi hóa như axit H_2O_2 , H_2SO_4 đặc,... tạo thành muối Fe^{3+} .



- **FeO có tính oxi hóa**, tác dụng với chất khử mạnh như Al , CO , H_2 ,... tạo thành Fe .

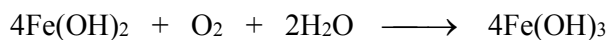


- **Điều chế** : $\text{Fe}(\text{OH})_2$ khử Fe_2O_3 , dùng Fe khử H_2O ở $t^\circ > 570^\circ\text{C}$,...



2. Sắt (II) hidroxit, $\text{Fe}(\text{OH})_2$

- $\text{Fe}(\text{OH})_2$ là chất rắn, màu trắng xanh, không tan trong nước. Trong không khí ẩm, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ dễ bị oxi hóa trong thành $\text{Fe}(\text{OH})_3$ màu nâu đỏ.



- **$\text{Fe}(\text{OH})_2$ là hidroxit kém bền, dễ bị phân hủy bởi nhiệt.**

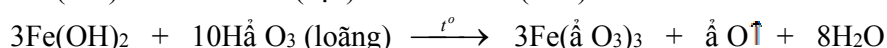
- $\text{Fe}(\text{OH})_2$ không có không khí (không có O_2) : $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$

- $\text{Fe}(\text{OH})_2$ trong không khí (có O_2) : $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$

- **$\text{Fe}(\text{OH})_2$ là một bazơ**, tác dụng với axit HCl , H_2SO_4 loãng,... tạo ra muối Fe^{2+} .



- **$\text{Fe}(\text{OH})_2$ có tính khử**, tác dụng với chất oxi hóa như axit H_2O_2 , H_2SO_4 đặc,... tạo thành muối Fe^{3+} .



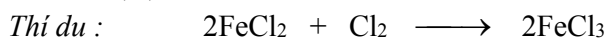
- **Điều chế** $\text{Fe}(\text{OH})_2$ bằng cách cho muối sắt (II) tác dụng với dung dịch bazơ trong điều kiện không có không khí.



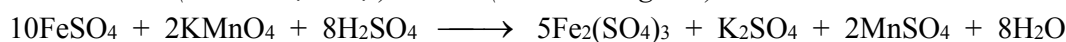
3. Muối sắt (II)

- Đa số muối sắt (II) tan trong nước, khi kết tinh thường ở dạng ngậm nước như $\text{FeSO}_4.7\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeCl}_2.4\text{H}_2\text{O}$,...

- **Muối sắt (II) có tính khử**, bị các chất oxi hóa mạnh oxi hóa thành muối sắt (III).



(dd màu lục nhạt) (dd màu vàng nâu)



(dd màu tím hồng) (dd màu vàng)

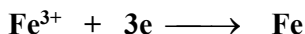
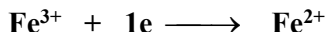
- **Điều chế** muối sắt (II) bằng cách cho Fe hoặc các hợp chất sắt (II) như FeO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$,... tác dụng với axit HCl , H_2SO_4 loãng (không có không khí). Dung dịch muối sắt (II) thu được có màu lục nhạt.

4. Ứng dụng của hợp chất sắt (II)

Muối FeSO_4 được dùng làm chất diệt sâu bọ có hại cho thực vật, pha chế sơn, mực và dùng trong kỹ nghệ nhuộm vải.

II – HỢP CHẤT SẮT (III)

- Trong các phản ứng hóa học, tùy thuộc vào chất khử mạnh hay yếu, ion Fe^{3+} có khả năng nhận 1 hoặc 3 electron :

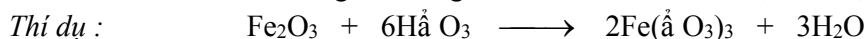


- Như vậy, tính chất hóa học đặc trưng của hợp chất sắt (III) là tính oxi hóa.

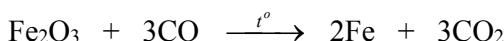
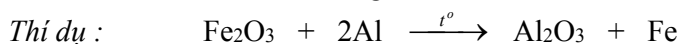
1. Sắt (III) oxit, Fe_2O_3

- Fe_2O_3 là chất rắn, màu đỏ nâu, không tan trong nước.

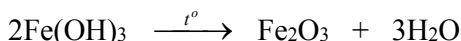
- Fe_2O_3 là oxit bazơ, tan trong các dung dịch axit mạnh như HCl, H_2SO_4 , H₂O₃,... tạo ra muối Fe^{3+} .



- Fe_2O_3 có tính oxi hóa, tác dụng với chất khử như Al, C, CO, H₂,... ở nhiệt độ cao.



- Điều chế Fe_2O_3 bằng cách nhiệt phân $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ở nhiệt độ cao.



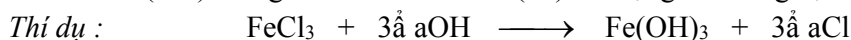
2. Sắt (III) hidroxit, $\text{Fe}(\text{OH})_3$

- $\text{Fe}(\text{OH})_3$ là chất rắn, màu nâu đỏ, không tan trong nước.

- $\text{Fe}(\text{OH})_3$ là một bazơ, dễ tan trong các dung dịch axit như HCl, H_2SO_4 , H₂O₃,... tạo ra muối Fe^{3+} .



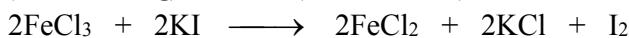
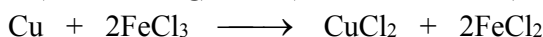
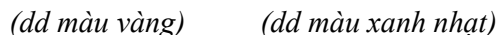
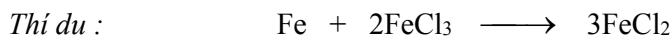
- Điều chế $\text{Fe}(\text{OH})_3$ bằng cách cho muối sắt (III) tác dụng với dung dịch bazơ.



3. Muối sắt (III)

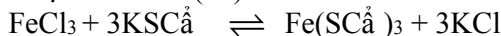
- Đa số muối sắt (III) tan trong nước, khi kết tinh thường ở dạng ngậm nước như $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$,...

- Muối sắt (III) có oxi hóa, dễ bị khử thành muối sắt (II).

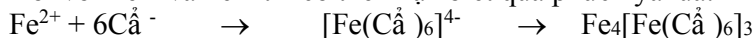


- Điều chế : Cho Fe tác dụng với các chất oxi hóa mạnh như Cl_2 , H₂O₃, H_2SO_4 đặc,... hoặc các hợp chất sắt (III) tác dụng với axit HCl, H_2SO_4 loãng,... Dung dịch muối sắt (III) thu được có màu vàng nâu.

- Nhận biết muối sắt (III) nhờ tác dụng với dung dịch muối kali hoặc muối amoni sunfoxianua (KSCN , NH_4SCN) để tạo muối sắt (III) sunfoxianua màu đỏ máu:

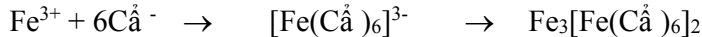


Đối với Fe^{2+} và Fe^{3+} thì có thể nhận biết qua phức xyanua:



Ferrioxianua

xanh Prusse



Ferrioxianua

xanh Turn bull

4. Ứng dụng của hợp chất sắt (III)

Muối FeCl_3 được dùng làm chất xúc tác trong một số phản ứng hữu cơ. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ có trong phen sắt-amoni ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$). Fe_2O_3 được dùng để pha chế sơn chống gỉ

BÀI 3: SẢN XUẤT GANG - THÉP

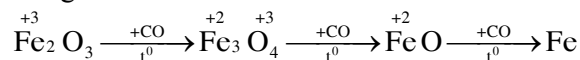
I. SẢN XUẤT GANG

1. Nguyên liệu

Quặng sắt (không chứa hoặc chứa rất ít S, P), chất chảy

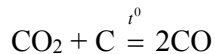
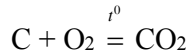
2. Nguyên tắc

Dùng CO để khử dần dần Fe_2O_3 thành Fe

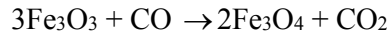


3. Các phản ứng xảy ra trong quá trình sản xuất gang

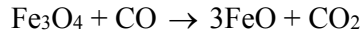
- Phản ứng tạo chất khử CO



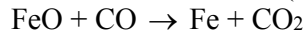
- Phần trên thân lò ở 400°C đến 1200°C



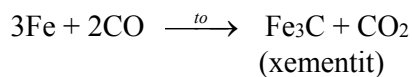
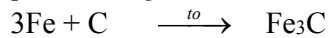
- Phần giữa của thân lò nhiệt độ (500°C - 600°C)



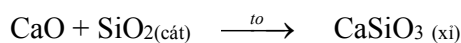
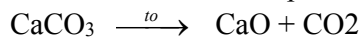
- Phần dưới thân lò nhiệt độ (700 - 800°C)



- Sắt chảy qua C xuống dưới thu được sản phẩm gang lỏng ở 1200°C và xảy ra các phản ứng phụ:



- Ở ngoài ra còn thu được xỉ từ các phản ứng phụ sau:



Và khí lò cao gồm CO, H₂, CH₄, dùng làm nhiên liệu.

II. SẢN XUẤT THÉP

1. Nguyên liệu

Gang trắng, gang xám, sắt phế liệu

Không khí hoặc oxi

Ấn phẩm: dầu madút hoặc khí đốt

Chất chảy: canxi oxit

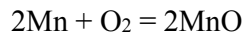
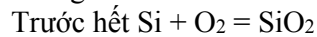
2. Nguyên tắc

Oxi hóa các tạp chất trong gang (Si, Mn, S, P, C) thành oxit nhằm làm giảm hàm lượng của chúng trong thép.

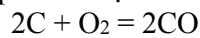
3. Những phản ứng hóa học xảy ra

a. Phản ứng tạo thép

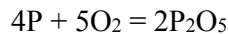
- Oxi không khí sẽ oxi hóa các tạp chất trong gang



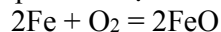
- Tiếp đến C bị oxi hóa thành CO (1.200°C)



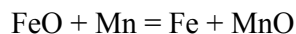
- Sau đó S + O₂ = SO₂



- Một phần Fe bị oxi hóa

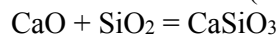
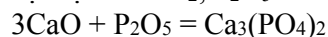


- Sau khi cho thêm lượng gang giàu Mangan Mn là chất khử mạnh hơn Fe sẽ khử ion sắt trong FeO thành sắt.



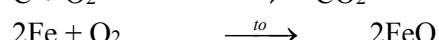
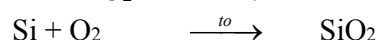
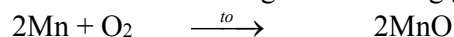
b. Phản ứng tạo xỉ

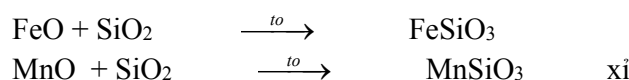
- Ở nhiệt độ cao SiO₂, P₂O₅ tác dụng với CaO tạo xỉ dễ nóng chảy, có tỉ khối nhỏ nổi trên thép.



Ngày nay có một số phương pháp luyện thép chủ yếu sau đây:

1. Phương pháp Bessemer: Thổi không khí vào trong gang lỏng để đốt cháy các tạp chất trong gang:



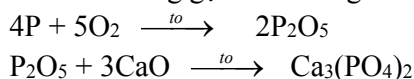


*** Đặc điểm:**

- Xảy ra nhanh (15 – 20 phút), không cho phép điều chỉnh được thành phần của thép.
- Không loại bỏ được P, S do đó không luyện được thép nếu gang có chứa những tạp chất đó.

2. Phương pháp Bessemer cải tiến:

a) **Phương pháp Thomas:** Lót bằng gạch chứa MgO và CaO để loại bỏ P:



*** Đặc điểm:** Cho phép loại được P nhưng không loại được lưu huỳnh.

b) Phương pháp thổi Oxi: thay không khí bằng O₂ tinh khiết có áp suất cao (khoảng 10atm) để oxi hóa hoàn toàn các tạp chất. Đây là phương pháp hiện đại nhất hiện nay.

*** Đặc điểm:**

- ả ảnh cao chất lượng và chủng loại thép
- Dùng được quặng sắt và sắt thép gỉ để làm phối liệu
- Khí O₂ có tốc độ lớn xuyên qua phôi liệu nóng chảy và oxi hóa các tạp chất một cách nhanh chóng. ả nhiệt lượng tỏa ra trong phản ứng oxi hóa giữ cho phôi liệu trong lò luôn ở thể lỏng.
- Công suất tối ưu.

3. Phương pháp Martin: chất oxi hóa là oxi không khí và cả sắt oxit của quặng sắt.

*** Đặc điểm:** - tốn nhiên liệu để đốt lò

- Xảy ra chậm (6 – 8h) nên kiểm soát được chất lượng thép theo ý muốn.

4. Phương pháp hồ quang điện: nhờ nhiệt độ trong lò điện cao (> 3000°C) nên có thể luyện được các loại thép đặc biệt chứa những kim loại khó nóng chảy như Mo, W, ...

BÀI 4: CROM

Crom là một **kim loại** cứng, mặt bóng, màu xám thép với độ bóng cao và nhiệt độ nóng chảy cao. ả ó là chất không mùi, không vị và dễ rèn. Các trạng thái **ôxi hóa** phổ biến của crom là +2, +3 và +6, với +3 là ổn định nhất. Các trạng thái +1, +4 và +5 là khá hiếm. Các hợp chất của crom với trạng thái ôxi hóa +6 là những chất có tính ôxi hóa mạnh. Trong **không khí**, crom được **ôxy** thụ động hóa, tạo thành một lớp mỏng ôxit bảo vệ trên bề mặt, ngăn chặn quá trình ôxi hóa tiếp theo đối với kim loại ở phía dưới.

Trong tự nhiên nguyên tố Cr tồn tại ở các loại quặng chính nào?

- Khoáng vật chính của Cr là : sắt cromit : Fe(CrO₂)₂ , chì cromat : PbCrO₄
- Trong cơ thể sống, chủ yếu là thực vật có khoảng 1-4% Cr theo khối lượng.
- Trong nước biển: Crom chiếm 5.10⁻⁵ mg/1lit ;

I. VỊ TRÍ VÀ CẤU TẠO

- Crom là kim loại chuyển tiếp, thuộc nhóm VIB, chu kì 4, số hiệu nguyên tử là 24.
- Sự phân bố electron vào các mức năng lượng: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s¹3d⁵
- Cấu hình electron nguyên tử: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵4s¹

hay [Ar] 3d⁵4s¹

- Crom có số oxi hóa +1 đến +6. Phổ biến hơn cả là các số oxi hóa +2, +3 và +6.
- Độ âm điện: 1,61
- Bán kính nguyên tử Cr 0,13 nm (1 nm = 1×10⁻⁹ m = 1×10⁻³ μm)
- Bán kính ion Cr²⁺ là 0,084 nm và Cr³⁺ là 0,069 nm.

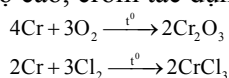
II. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

Crom có màu trắng ánh bạc, rất cứng (cứng nhất trong số các kim loại), khó nóng chảy (1890°C). Crom là kim loại nặng, có khối lượng riêng 7,2 g/cm³.

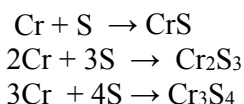
III. TÍNH CHẤT HÓA HỌC

1. Tác dụng với phi kim

Ở nhiệt độ cao, crom tác dụng được với nhiều phi kim



* Với lưu huỳnh: ở nhiệt độ cao bột Cr với bột S thu được các sunfua màu trắng nhau như : CrS, Cr₂S₃, Cr₃S₄, Cr₅S₆, Cr₇S₈.

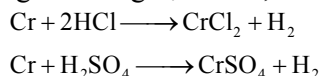


2. Tác dụng với nước.

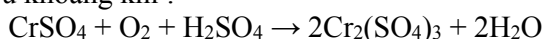
Crom có thế điện cực chuẩn nhỏ ($E^0_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0,74\text{V}$) âm hơn so với thế điện cực hidro ở pH = 7 ($E^0_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,74\text{V}$). Tuy nhiên, trong thực tế crom không phản ứng với nước.

3. Tác dụng với axit

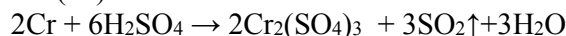
- Tác dụng với dung dịch HCl, H₂SO₄ loãng tạo ra muối Cr(II).



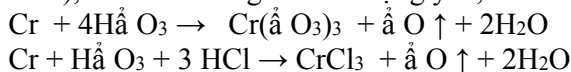
- Khi có không khí :



* Cr bị H₂SO₄ đặc nguội thụ động hóa (giống Al, Fe), Cr cũng tan trong H₂SO₄ đặc loãng tạo ra SO₂ và muối Cr(III).



* H₂O₂ loãng, đặc, nước cường toan: Khi nguội không tác dụng với Cr (nguyên nhân là do "tính thụ động" của Cr), khi đun nóng Cr tác dụng yếu, khi đun sôi phản ứng xảy ra mạnh tạo muối Cr(III).



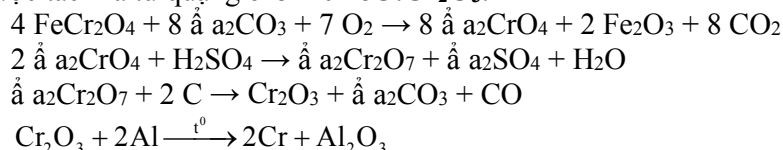
IV. ỨNG DỤNG

- Thép chứa 2,8-3,8% crom có độ cứng cao, bền, có khả năng chống gỉ.
- Thép chứa 18% crom là thép không gỉ (thép inox).
- Thép chứa 25-30% crom siêu cứng dù ở nhiệt độ cao.
- Crom dùng để mạ thép. Thép mạ crom bảo vệ kim loại khỏi bị ăn mòn và tạo vẻ đẹp cho đồ vật.

V. SẢN XUẤT

Phương pháp nhiệt nhôm:

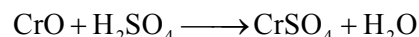
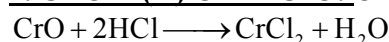
Cr₂O₃ được tách ra từ quặng **chromit FeO.Cr₂O₃**.



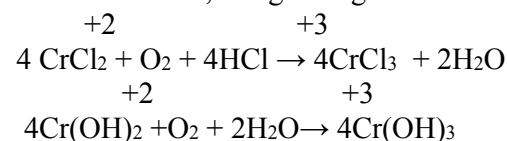
BÀI 5: MỘT SỐ HỢP CHẤT CỦA CROM

I. HỢP CHẤT CROM (II)

1. CROM (II) OXIT CrO: CrO là một oxit bazơ. Màu đen



CrO có tính khử, trong không khí CrO dễ bị oxi hóa thành Cr₂O₃.



Tại sao dung dịch CrCl₂ để ngoài không khí lại chuyển từ màu xanh lam sang màu lục ?

CrCl₂ trong dung dịch phân ly ra Cr²⁺ và Cl⁻. Ion Cr²⁺ tồn tại ở dạng [Cr(H₂O)₆]²⁺ có màu xanh, nên dung dịch CrCl₂ có màu xanh.

Mặt khác trạng thái oxi hóa +2 của Cr có tính khử mạnh ,ngay trong dung dịch CrCl_2 bị oxi hóa bởi oxi không khí chuyển thành CrCl_3 . Ion Cr^{3+} trong dung dịch tồn tại dưới dạng $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ có màu lục.Nên trong không khí CrCl_2 chuyển từ màu xanh lam sang màu lục .

2. $\text{Cr}(\text{OH})_2$

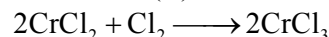
- $\text{Cr}(\text{OH})_2$ là chất rắn, màu vàng.
- $\text{Cr}(\text{OH})_2$ có tính khử, trong không khí oxi hóa thành $\text{Cr}(\text{OH})_3$

$$4\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{Cr}(\text{OH})_3$$
- $\text{Cr}(\text{OH})_2$ là một bazơ.

$$\text{Cr}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{CrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

3. Muối crom (II)

Muối crom (II) có tính khử mạnh.

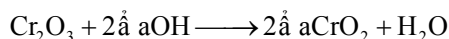
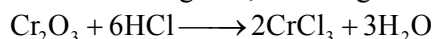


III. HỢP CHẤT CROM (III)

1. Cr_2O_3

* Cr_2O_3 có cấu trúc tinh thể, màu lục thẫm, có nhiệt độ nóng chảy cao(2263⁰C)

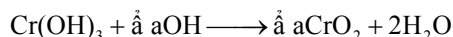
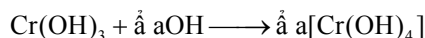
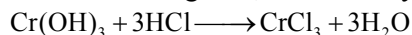
* Cr_2O_3 là oxit lưỡng tính, tan trong axit và kiềm đặc.



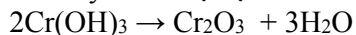
Cr_2O_3 được dùng tạo màu lục cho đồ sứ, đồ thủy tinh.

2. $\text{Cr}(\text{OH})_3$

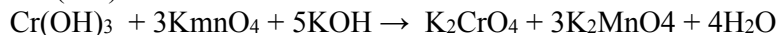
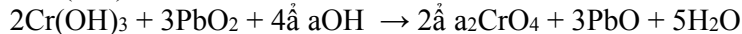
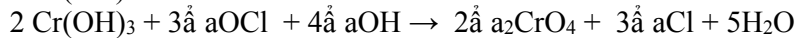
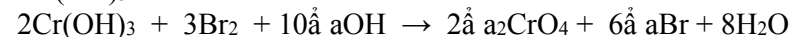
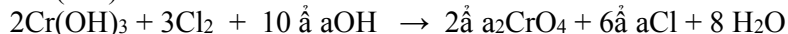
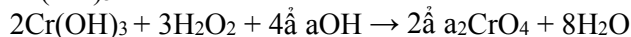
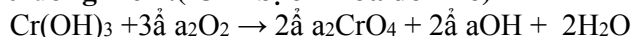
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ là hiđroxit lưỡng tính, kết tủa nhầy, màu lục nhạt, tan được trong dung dịch axit và dung dịch kiềm.



+ Bị phân huỷ bởi nhiệt tạo oxit tương ứng :



Vd1 : Viết các phản ứng của $\text{Cr}(\text{OH})_3$ lần lượt với Na_2O_2 , H_2O_2 , Cl_2 , Br_2 , NaOCl , PbO_2 , KMnO_4 trong môi trường kiềm.(Cr^{3+} bị oxi hóa đến +6)

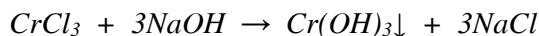


Vd2: Cho NaOH đến dư vào dung dịch CrCl_3 , sau đó cho vào dung dịch thu được một ít tinh thể Na_2O_2 .

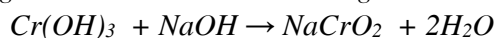
Nêu hiện tượng và viết PTHH?

Hiện tượng :

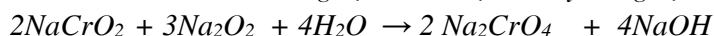
- Ban đầu xuất hiện kết tủa keo màu xanh nhạt ,lượng kết tủa tăng dần đến cực đại ,do phản ứng :



- Lượng kết tủa tan dần đến hết trong NaOH dư

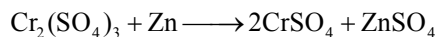
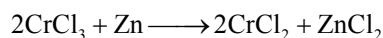


- Cho tinh thể Na_2O_2 vào dung dịch thu được , thấy dung dịch xuất hiện màu vàng do tạo muối cromat

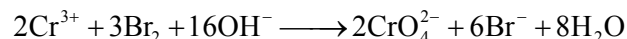
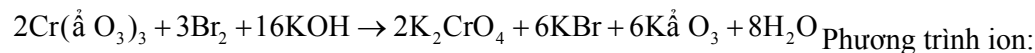
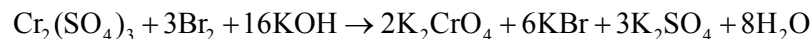
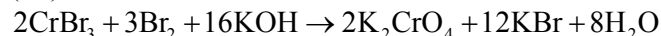


3. Muối crom (III)

- Muối crom (III) có tính khử và tính oxi hóa.
- Muối $\text{Cr}(\text{III})$: CrCl_3 màu tím, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ màu hồng. Chú ý khi vào dung dịch, muối $\text{Cr}(\text{III})$ có màu tím-đỏ ở nhiệt độ thường và màu lục khi đun nóng.
- Trong môi trường axit, muối crom (III) có tính oxi hóa bị Zn khử thành muối crom (II)



- Trong môi trường kiềm, muối crom (III) có tính khử và bị chất oxi hóa mạnh oxi hóa thành muối crom (VI).

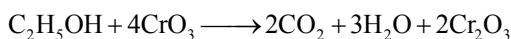
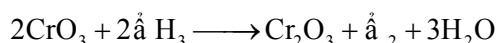
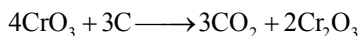
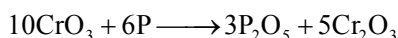
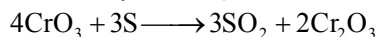


- Phen crom-kali $\text{K}_2\text{SO}_4.\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3.24\text{H}_2\text{O}$ có màu xanh tím, được dùng để nhuộm da, làm chất cảm màu trong ngành nhuộm vải.

III. HỢP CHẤT CROM (VI)

1. CrO_3

- CrO_3 là chất oxi hóa rất mạnh. Một số chất vô cơ và hữu cơ như S, P, C, H_2 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$... bốc cháy khi tiếp xúc với CrO_3 , CrO_3 bị khử thành Cr_2O_3 .

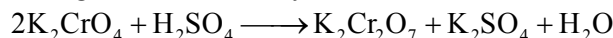


- CrO_3 là oxit axit, khi tác dụng với nước tạo thành hỗn hợp axit cronic H_2CrO_4 và axit đicromic $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Hai axit này không thể tách ra ở dạng tự do, chỉ tồn tại trong dung dịch. Để tách ra khỏi dung dịch, chúng bị phân hủy thành CrO_3 .

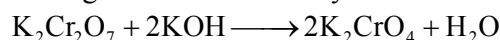
2. Muối cromat và đicromat

- Ion cromat CrO_4^{2-} có màu vàng. Ion đicromat $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ có màu da cam.

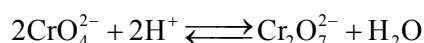
- Trong môi trường axit, cromat chuyển hóa thành đicromat.



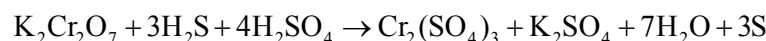
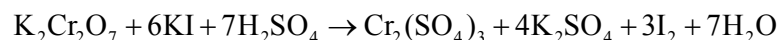
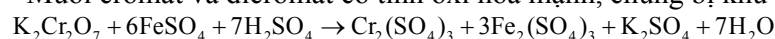
- Trong môi trường kiềm đicromat chuyển hóa thành cromat.



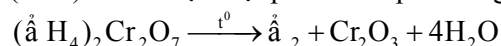
Tổng quát:



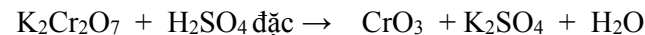
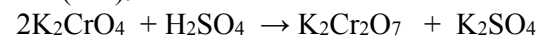
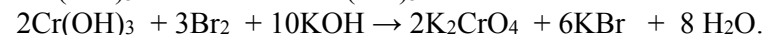
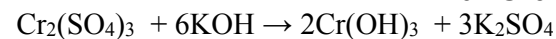
- Muối cromat và đicromat có tính oxi hóa mạnh, chúng bị khử thành muối Cr(III).



$(\text{H}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ bị nhiệt phân theo phản ứng:



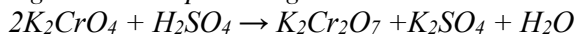
Phèn Crom : $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3.\text{K}_2\text{SO}_4.24\text{H}_2\text{O}$



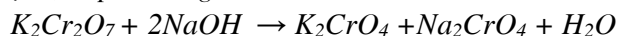
VD: Thêm từ từ từng giọt dung dịch H_2SO_4 loãng vào dung dịch K_2CrO_4 đến môi trường axit; sau đó lại thêm tiếp từng giọt dung dịch NaOH loãng cho đến môi trường kiềm. Nêu hiện tượng và giải thích bằng các phương trình phản ứng?

Giải:

- Dung dịch K_2CrO_4 có màu vàng đậm, có phản ứng trung hoà với quỳ, khi cho thêm axit chuyển sang màu vàng da cam do phản ứng:



- Khi cho tiếp $NaOH$ đến môi trường kiềm màu của dung dịch lại chuyển từ màu vàng da cam sang vàng đậm, do phản ứng:



BÀI 6: ĐỒNG VÀ HỢP CHẤT CỦA ĐỒNG

A. ĐỒNG

1. Vị trí và cấu tạo:

- Kim loại chuyển tiếp, thuộc nhóm IB, Chu kỳ 4, Số hiệu 29, Ký hiệu Cu $\rightarrow {}^{64}_{29}Cu$.

- Cấu hình e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ hoặc: $[Ar] 3d^{10} 4s^1$.

- Trong các hợp chất đồng có số phổ biến là: +1; +2.

- Cấu hình e của: Ion Cu^+ : $[Ar] 3d^{10}$ Ion Cu^{2+} : $[Ar] 3d^9$

2. Cấu tạo của đơn chất:

- Đồng có BKA T nhỏ hơn kim loại nhóm IA

- Ion đồng có điện tích lớn hơn kim loại nhóm IA

- Kim loại đồng có cấu tạo kiểu mạng tinh thể lập phương tâm diện là tinh thể đặc chắc $\rightarrow$ liên kết trong đơn chất đồng bền vững hơn.

3. Một số tính chất khác của đồng:

- BKA T: 0,128 (nm).

- BK các ion Cu^{2+} : 0,076(nm); Cu^+ : 0,095 (nm)

- Độ âm điện: 1,9

- ăng lượng ion hóa I_1, I_2 : 744; 1956 (KJ/mol)

- Thế điện cực chuẩn: $E^0_{Cu^{2+}/Cu}$: +0,34(V).

II. Tính chất vật lý:

- Là kim loại màu đỏ, dẻo, dễ kéo sợi và tráng mỏng.

- Dẫn điện và nhiệt rất cao (chỉ kém hơn bạc). $D = 8,98g/cm^3$; $t^0_{nc} = 1083^0C$

III. Hóa tính: Cu là KL kém hoạt động; có tính khử yếu.

1. Pứ với phi kim:

- Khi đốt nóng $2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$ (đồng II oxit)

- Cu td Với $Cl_2, Br_2, S...$ ở nhiệt độ thường hoặc đun nóng.

PT: $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$ (đồng clorua) $Cu + S \rightarrow CuS$ (đồng sunfua).

2. Tác dụng với axit:

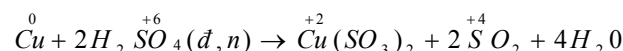
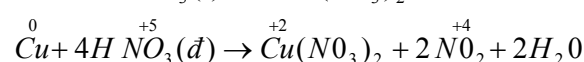
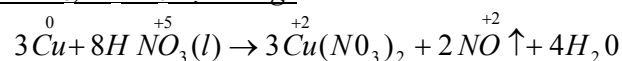
a. Với $HCl, H_2SO_4(l)$:

Không phản ứng nhưng nếu có mặt O_2 của không khí thì Cu bị oxi $\rightarrow Cu^{2+}$

PT: $2Cu + 4HCl + O_2 \rightarrow 2CuCl_2 + 2H_2O$.

$2Cu + 2H_2SO_4(l) + O_2 \rightarrow 2CuSO_4 + 2H_2O$

b. Với HNO_3, H_2SO_4 đặc nóng:



3. Tác dụng với dung dịch muối:

- Đồng khử được ion của những kim loại đứng sau nó trong dãy điện hóa ở trong dd muối $\rightarrow$ KL tự do

VD: $Cu + 2Ag\overset{+1}{\downarrow} \rightarrow Cu(\overset{+2}{\downarrow}) + 2Ag\downarrow$ $Cu + 2Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2Ag\downarrow$

B. Một số hợp chất của đồng:

1. Đồng (II) Oxit: CuO là chất rắn, màu đen



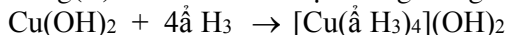
Tính oxi bazơ: $CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$

2. Đồng (II) hidroxit: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ Chất rắn, màu xanh

- **Tính bazơ:** Phản ứng với axit $\rightarrow \text{M} + \text{H}_2\text{O}$



- Phản ứng tạo phức: đồng(II) hidroxit tan được trong dung dịch NH_3 đặc do tạo thành phức chất amoniacac bền:



- **$\text{Cu}(\text{OH})_2$ dễ bị nhiệt phân:** $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^0} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

3. Muối Đồng II: CuSO_4 (khan) màu trắng, chất rắn. CuSO_4 hấp thụ nước tạo thành $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ màu xanh $\rightarrow$ dùng CuSO_4 khan dùng để phát hiện dấu vết của nước trong các chất lỏng.

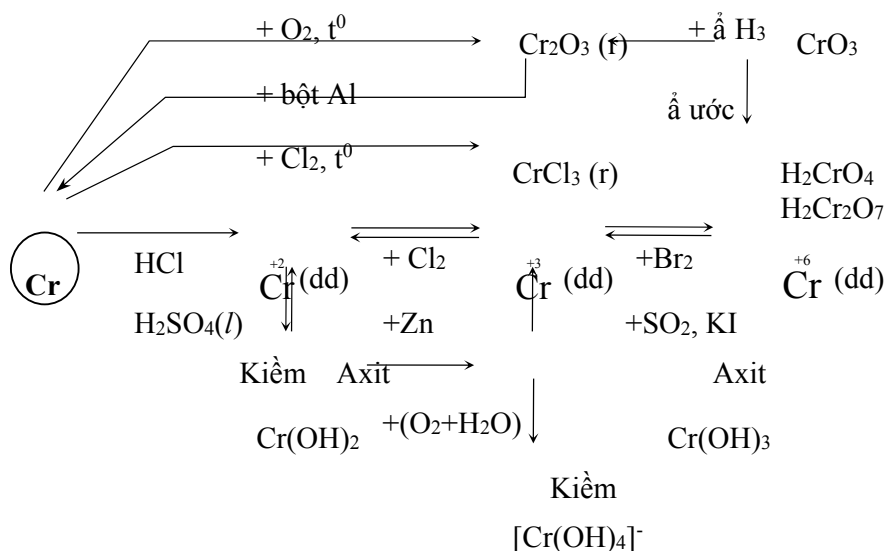
A – MỘT SỐ VẤN ĐỀ LÝ THUYẾT CẦN NẮM VỮNG

1. Crom – Sắt – Đồng

- Cấu hình electron nguyên tử Cr : $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$; Fe : $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$, Cu : $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^1$.

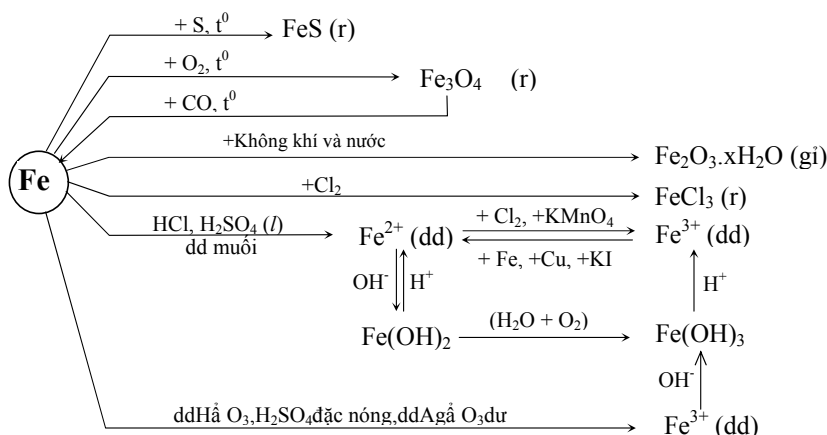
- Thế điện cực chuẩn $E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^0 = -0,74\text{V}$; $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44\text{V}$; $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,77\text{V}$, $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34\text{V}$.

2. Sơ đồ minh họa tính chất hoá học của crom



Số oxi hoá +2	Số oxi hoá +3	Số oxi hoá +6
- Tính khử .	- Tính khử và tính oxi hoá .	- Tính oxi hoá .
- Oxit và hidroxit có tính bazơ .	- Oxit và hidroxit có tính lưỡng tính .	- Oxit và hidroxit có tính axit .

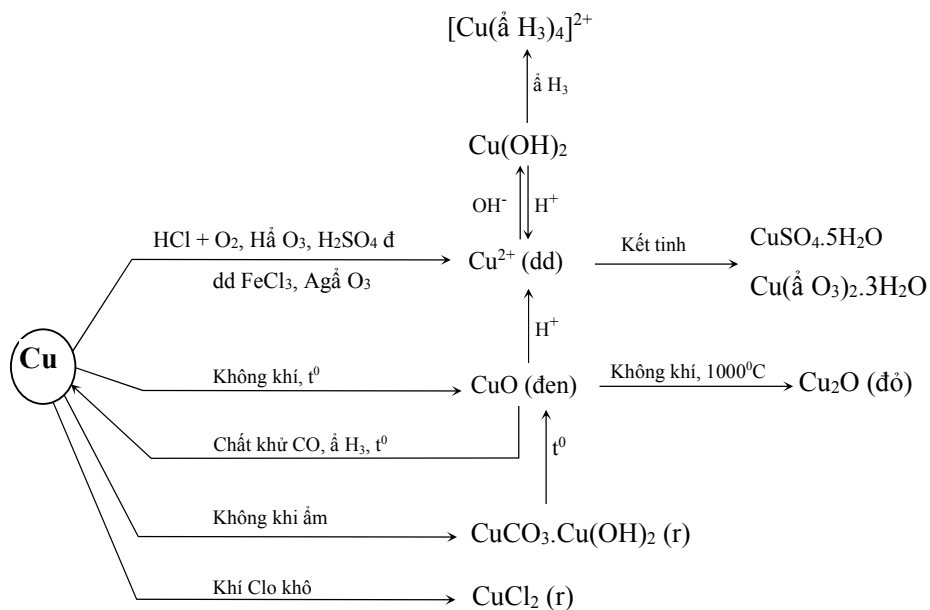
3. Sơ đồ minh họa tính chất hoá học của sắt và hợp chất



Số oxi hoá +2	Số oxi hoá +3
- Tính khử .	- Tính oxi hoá .

- Oxit và hiđroxit có tính *bazơ*. - Oxit và hiđroxit có tính *bazơ*.

4. Sơ đồ minh họa tính chất hoá học đồng



Số oxi hoá
+2
- Tính <i>oxi hoá</i> .
- Oxit và hiđroxit có tính <i>bazơ</i> .

5. Sơ lược về các kim loại Ag, Au, Ni, Zn, Sn, Pb

	Ag	Au	Ni	Zn	Sn	Pb
Số oxi hoá	+1, (+2)	+1, +3	+2, (+3)	+2	+2, +4	+2, +4
$E^o(V)$	Ag^+/Ag +0,08	Au^{3+}/Au +1,5	Ni^{2+}/Ni -0,26	Zn^{2+}/Zn -0,76	Sn^{2+}/Sn -0,14	Pb^{2+}/Pb -0,13
Tính khử	Rất yếu	Rất yếu	T.Bình	Mạnh	Yếu	Yếu