

TÓM TẮT LÝ THUYẾT HÓA HỌC LỚP 12

BAI 1 : ESTE

I. Khái niệm : Khi thay nhóm OH ở nhóm cacboxyl của axit cacboxylic bằng nhóm OR' thì được este Este đơn chức RCOOR' Trong đó R là gốc hidrocarbon hay H; R' là gốc hidrocarbon

Este no đơn chức mạch hở : $C_nH_{2n}O_2$ (với $n \geq 2$)

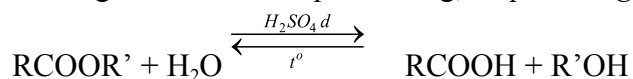
Danh pháp : Tên gốc R' (gốc ankyl) + tên gốc axit RCOO (đuôi at)

vd: $CH_3COOC_2H_5$: Etyl axetat ; $CH_2=CH-COOCH_3$:Metyl acrylat ; $HCOOCH(CH_3)_2$: isopropylfomat, $CH_3COOCH_2C_6H_5$: benzylaxetat , $CH_3COOCH=CH_2$ vinylaxetat

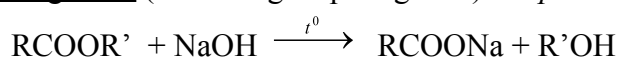
II. Lí tính :-Nhiệt độ sôi, độ tan trong nước thấp hơn axit và ancol có cùng số cacbon : axit > ancol > este.
-Mùi đặc trưng : vd:Isoamyl axetat : mùi chuối chín ; Etyl butiat ,etyl propionat có mùi dứa.

III. Tính chất hóa học :

a. Thủy phân trong môi trường axit :tạo ra 2 lớp chất lỏng, là phản ứng thuận nghịch (2 chiều)

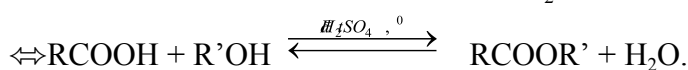


b. Thủy phân trong môi trường kiềm (Phản ứng xà phòng hóa) : là phản ứng 1 chiều



- ESTE đốt cháy tạo thành CO_2 và H_2O . Nếu $n_{CO_2} = n_{H_2O} \Rightarrow$ là este no đơn chức, m hở ($C_nH_{2n}O_2$)
- ESTE có phản ứng tráng bạc este của axit fomic : $HCOOR$ (metylfomat : $HCOOCH_3$)

IV. Điều chế : : Axit + Ancol $\xrightleftharpoons[H_2O]{H_2SO_4, t^o}$ Este + H_2O



Ngoài ra 1 số este còn có pp riêng .

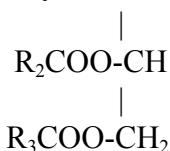
Bài 2 : LIPIT

I. Khái niệm:Lipit là những hợp chất hữu cơ có trong tế bào sống, không hòa tan trong nước nhưng tan nhiều trong dung môi hữu cơ không phân cực.

II. Chất béo:

1/ *Khái niệm*: Chất béo là trieste của glixerol với axit béo gọi chung là triglixerit hay triaxylglixerol.

Công thức chung : $R_1COO-CH_2$ R_1, R_2, R_3 : là gốc hidrocarbon giống hoặc khác nhau .



Vd : $(C_{17}H_{35}COO)_3C_3H_5$: tristearoylglixerol (tristearin) : chất béo no (chất rắn)

$(C_{15}H_{31}COO)_3C_3H_5$: tripanmitoylglixerol (tripanmitin) chất béo no (chất rắn)

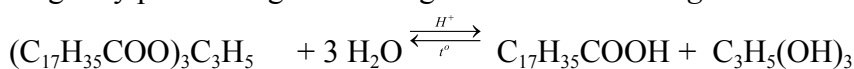
$(C_{17}H_{33}COO)_3C_3H_5$: trioleoylglixerol (triolein) chất béo không no (chất lỏng)

2/ *Tính chất vật lí*: - Ở nhiệt độ thường, chất béo ở trạng thái lỏng khi trong phân tử có gốc hidrocarbon không no. Ở trạng thái rắn khi trong phân tử có gốc hidrocarbon no.

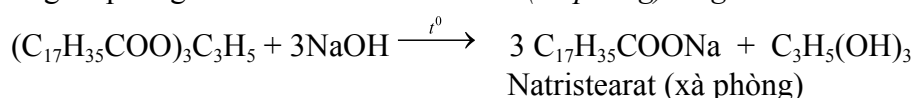
- không tan trong nước , nhẹ hơn nước .

3/ *Tính chất hóa học*:

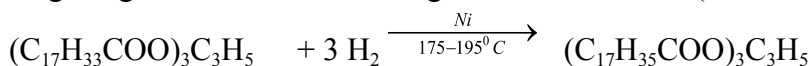
a. Phản ứng thủy phân: trong môi trường axit axit béo và glixerol



b. Phản ứng xà phòng hóa: muối của axit béo (xà phòng) và glixerol



c. Phản ứng cộng hidro của chất béo lỏng thành chất béo rắn (bơ nhân tạo)



ÔN TẬP CHƯƠNG 2 : CACBOHIDRAT

Cacbohidrat là những hợp chất hữu cơ tạp chức và thường có CTC : $C_n(H_2O)_m$

Cacbohidrat chia làm **3 loại** chủ yếu :

+ Monosaccarit là nhóm không bị thủy phân (**glucozơ & fuctozơ**)

+ Disaccarit là nhóm mà khi **thủy phân** mỗi phân tử sinh ra 2 phân tử monosaccarit (vd : **Saccarozơ** □ **1 Glu & 1 Fruc ...**)

+ Polisaccarit là nhóm mà khi thủy phân đến cùng mỗi phân tử sinh ra nhiều phân tử monosaccarit (vd : **tinh bột , xenlulozơ** □ nhiều phân tử Glucozơ)

BÀI : GLUCOZƠ

I. Lí tính. Trong máu người có nồng độ glucozơ không đổi khoảng **0,1%** .

II. Cấu tạo. Glucozơ có CTPT : $C_6H_{12}O_6$

Glucozơ có CTCT : $CH_2OH-CHOH-CHOH-CHOH-CHOH-CH=O$ hoặc $CH_2OH[CHOH]_4CHO$. (**h/chất hữu cơ tạp chức**)

Trong thực tế Glucozơ tồn tại chủ yếu ở dạng mạch vòng: dạng **α -glucozơ** và **β -glucozơ**

III. Hóa tính. Glucozơ có tính chất andehit và ancol đa chức (poliancol) .

1/ Tính chất của ancol đa chức:

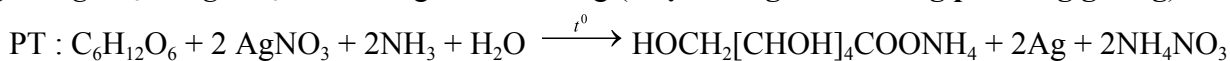
a/ Tác dụng với $Cu(OH)_2$: ở nhiệt độ thường □ tạo phức đồng glucozơ (**dd màu xanh lam** □ **nhận biết glucozơ**)

b/ Phản ứng tạo este: tạo este chứa 5 gốc axit.

2/ Tính chất của andehit:

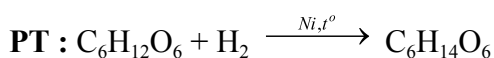
a/ Oxi hóa glucozơ:

+ bằng dd $AgNO_3$ trong NH_3 : □ amoni gluconat và Ag (**nhận biết glucozơ bằng pur trắng gương**)



+ bằng $Cu(OH)_2$ môi trường kiềm, đun nóng: □ natri gluconat và Cu_2O ↓ đỏ gạch (**nhận biết glucozơ**)

b/ Khử glucozơ bằng H_2 □ sobitol ($C_6H_{14}O_6$)



3/ Phản ứng lên men : $C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{enzim} 2 C_2H_5OH + 2 CO_2$ □

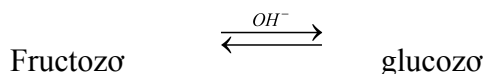
IV. Điều chế: trong công nghiệp (Thủy phân tinh bột hoặc Thủy phân xenlulozơ, xt HCl)

V. Ứng dụng: làm thuốc tăng lực, tráng gương, tráng ruột phích, ...

Fructozơ: $C_6H_{12}O_6$: đồng phân của glucozơ

+ CTCT mạch hở: $CH_2OH-CHOH-CHOH-CHOH-CO-CH_2OH$

+ Tính chất ancol đa chức (phản ứng $Cu(OH)_2$ ở nhiệt độ thường tạo dd xanh lam □ **nhận biết**)



+ Trong môi trường bazơ fructozơ chuyển thành glucozơ □ fructozơ bị oxi hóa bởi $AgNO_3/NH_3$ và $Cu(OH)_2$ trong môi trường kiềm tương tự glucozơ .

Lưu ý: Fructozơ không làm mất màu dd Br_2 , còn Glucozơ làm mất màu dd Br_2 => phân biệt glu và fruc

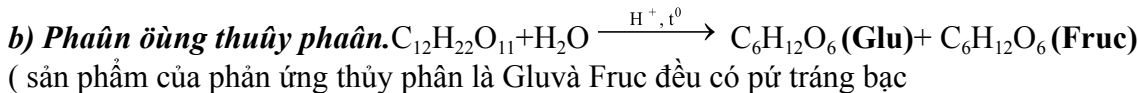
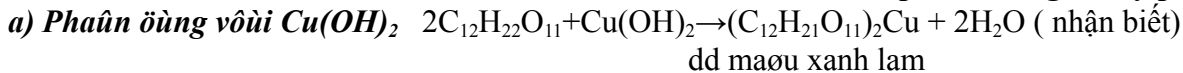
SACCAROZƠ , TINH BỘT , XENLULOZƠ

I. SACCAROZƠ (nôđông kính) có CTPT: $C_{12}H_{22}O_{11}$ có nhiều trong cây mía , củ cải đường , hoa thốt nốt ...

Saccarozơ là một đisaccarit nêđiê caáu tạo tở một góc glucozơ và một góc fructozơ liên kết vớu nhau qua nguyênn tởu oxi.

Khoảng còu nhòum chòuc CHO nên khoảng còu phânn òùng tràuugn bảic vào khoảng laøm maát maòu nôđuc brom.

Tính chaát hoà hoïc. Còu tính chaát cuõa **ancol ña chòuc vaø còu phaân òùng thuý phaân.**



II. TINH BỘT

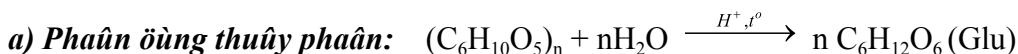
Tính chaát vaät lí: Làø chaát raén, ôu ñaĩng boät voà ñòngh hình, maøu traéng, khoāng tan trong nõõuc lảĩnh

Cấu trúc phân tử: Tinh bột thuộc loại polisaccarit, Phân tử tinh bột gồm nhiều mắt xích α -glucozô liên kết vòuì nhau và có CTPT : $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Các mắt xích α -glucozô liên kết vòuì nhau tạo hai ñaĩng : **khòāng phaân nhaũnh (amilozô) & phaân nhaũnh (amilopectin).**

Tinh bột (trong các hạt ngũ cốc, các loại củ...); Mạch tinh bột không kéo dài mà xoắn lại thành hạt có lỗ rỗng.

Tính chaát hoà hoïc.



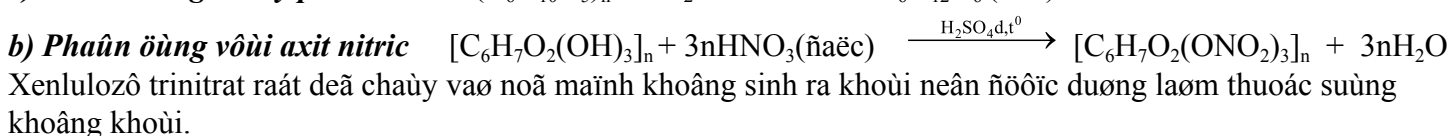
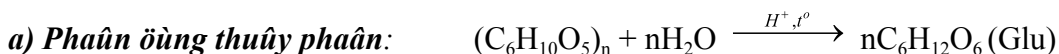
b) **Phaân òùng màu vòuì iot:** Taõo thaønh hõp chaát còu **maøu xanh tím** \Rightarrow dùng để nhận biết iot hoặc tinh bột.

III. XENLULOZÔ có CTPT : $(C_6H_{10}O_5)_n$ hay $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n$

TCVL TTTN: Xenlulozô làø chaát raén ñaĩng sôi, maøu traéng, khoāng tan trong nõõuc vaø dung môi hõũu cô, nhõng tan trong nõõuc Svayde (dd thu ñược khi hòa tan Cu(OH)₂ trong amoniac); Bông nõn có gần 98% xenlulozô

Cấu trúc phân tử: Xenlulozô là một polisaccarit, phân tử gồm nhiều góc β -glucozô liên kết vòuì nhau. Có cấu tạo mạch không phân nhánh

Tính chaát hoà hoïc:



ÔN TẬP CHƯƠNG 3 . AMIN, AMINO AXIT, PROTEIN

Tóm tắt lí thuyết.

Tác nhân	Tính chất hóa học			
	Amin bậc 1		Amino axit	protein
	R-NH ₂	C ₆ H ₅ -NH ₂	H ₂ N-CH-COOH R	...NH-CH-CO-NH-CH-CO... R R
H ₂ O	tạo dd bazơ	-	-	-
axit HCl	tạo muối	tạo muối	tạo muối	tạo muối hoặc bị thủy phân khi nung nóng
Bazơ tan (NaOH)	-	-	tạo muối	thủy phân khi nung nóng
Ancol ROH/ HCl	-	-	tạo este	
+ Br ₂ /H ₂ O	-	tạo kết tủa trắng	-	-
t ⁰ , xt	-		ϵ - và ω - aminoaxit tham gia phản ứng trùng ngưng	--

Cu(OH) ₂	-			tạo hợp chất màu tím
---------------------	---	--	--	----------------------

BÀI : AMIN

□ Kiến thức trọng tâm:

1. **Khái niệm:** Khi thay thế nguyên tử H trong phân tử NH₃ bằng gốc Hidrocacbon ta thu được amin.

Vd : CH₃NH₂, C₆H₅NH₂, CH₃-NH-CH₃, N(CH₃)₃,  xiclohexylamin

***Chú ý :** Amin no đơn chức có CTC: C_nH_{2n+3}N và Amin no đơn chức, bậc 1 có CTC: C_nH_{2n+1}NH₂

2. **Đồng phân:** Amin thường có đồng phân về mạch Cacbon, vị trí của nhóm chức, bậc amin.

vd: C₂H₅N (có 2 đp), C₃H₉N (có 4 đp), C₄H₁₁N (Có 8 đồng phân).

3. **Phân loại:** theo hai cách

a. **Theo gốc hidrocacbon:** amin béo: CH₃NH₂, C₂H₅NH₂.. và Amin thơm: C₆H₅NH₂,

b. **Theo bậc amin:** Amin bậc 1: R-NH₂, Amin bậc 2: R-NH-R₁, Amin bậc 3: R-N(R₂)-R₃

4. **Danh pháp:**

a. **Tên gốc chức:**

Tên gốc H-C tương ứng + amin

vd: CH₃-NH₂ : Metylamin, C₆H₅NH₂ : phenylamin (**anilin**); CH₃CH₂CH₂NH₂ : propylamin ; (CH₃)₃N: trimetylamin

b. **Tên thay thế:**

Tên H-C + vị trí nhóm chức + amin, Nếu mạch có nhánh gọi tên nhánh trước

Vd: CH₃-NH₂ : Metanamin, C₂H₅NH₂ : etanamin, CH₃CH₂CH₂NH₂ : propan-1-amin

5. Tính chất vật lý Amin có phân tử khối nhỏ Metylamin, etylamin, đimetylamin, trimetylamin là chất khí, mùi khai, tan nhiều trong nước; Phân tử khối càng tăng thì: **Nhiệt độ sôi tăng dần và độ tan trong nước giảm dần.**

6. Tính chất hóa học:

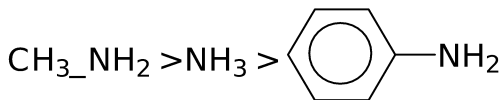
a. **Tính bazơ:**

- Các amin mạch hở tan nhiều trong nước và dd làm quỳ tím hóa xanh (làm hồng phenolphtalein) .

- **Anilin và các amin thơm khác: không làm đổi màu quỳ tím**

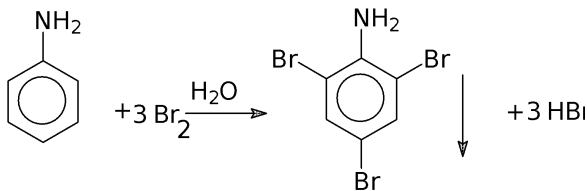
- **Tác dụng với axit:** CH₃NH₂ + HCl → CH₃NH₃Cl ; C₆H₅NH₂ + HCl → C₆H₅NH₃Cl

So sánh lực bazơ : vd : lực bazơ của :



NaOH > (CH₃)₃N > C₂H₅NH₂ > CH₃NH₂ > NH₃ > C₆H₅NH₂ > (C₆H₅)₂NH

b. **Phản ứng thế ở nhân thơm của anilin**



(2,4,6-tribromanilin)

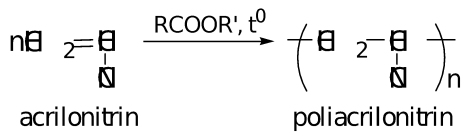
□ Phản ứng này dùng để nhận biết anilin (tạo kết tủa trắng)

BÀI : AMINOAXIT :

I. Khái niệm: Aminoaxit là những hợp chất hữu cơ tạp chức, phân tử chứa đồng thời nhóm amino (NH₂) và nhóm cacboxyl (COOH).

CTTQ: (H₂N)_x-R-(COOH)_y (x ≥ 1, y ≥ 1)

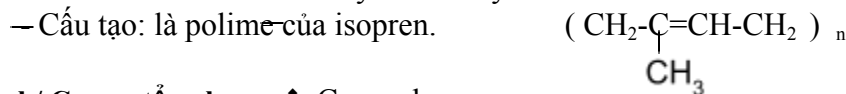
vd: H₂N-CH₂-COOH (glyxin)



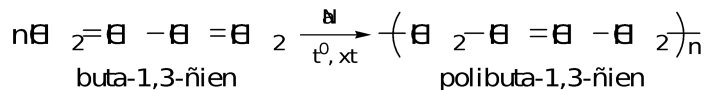
3. Cao su: Cao su là vật liệu polime có tính đàn hồi.

Phân loại: Có 2 loại (cao su thiên nhiên và cao su tổng hợp).

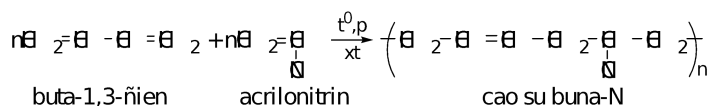
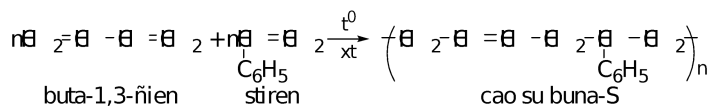
a/ Cao su thiên nhiên: lấy từ mủ cây cao su



b/ Cao su tổng hợp: ❖ Cao su buna:



❖ Cao su buna-S và buna-N



Chương: Đại Cương Về Kim Loại

Bài : VỊ TRÍ KIM LOẠI TRONG BẢNG HỆ THỐNG TUẦN HOÀN . CẤU TẠO CỦA KIM LOẠI

- I. VỊ TRÍ :**
- Nhóm **IA(-H), IIA, IIIA(-B), một phần nhóm IVA, VA, VIA**
 - Các nhóm B (**IB → VIII B**)
 - Họ **lantan** và **actini** (2 hàng cuối BTH)

II. CẤU TẠO KIM LOẠI

1. Cấu tạo nguyên tử: *Ít e lớp ngoài cùng (1 → 3e), bán kính nguyên tử tương đối lớn so với phi kim*

2. Cấu tạo tinh thể : **Trong mạng tinh thể Kim loại có :** Nguyên tử kim loại, Ion kim loại ở nút mạng và các electron tự do.

3. Liên kết kim loại: Liên kết được hình thành giữa các nguyên tử kim loại và ion kim loại do sự tham gia của các electron tự do.

Chú ý: - Mọi quan hệ giữa cấu hình e và vị trí trong BTH

+ Số hiệu ($Z = \text{số } e = \text{số } p$) ↔ O (số thứ tự)

+ Số lớp ↔ Chu kỳ

+ Số e lớp ngoài cùng ↔ Số thứ tự nhóm (nhóm A) đ/v nguyên tố s, p ↔ Hóa trị cao nhất với oxi (nhóm B : nguyên tố d : Số e hóa trị = Số e lớp ngoài cùng + e phân lớp d chưa bão hòa)

Bài : TÍNH CHẤT CỦA KIM LOẠI – DẪY ĐIỆN HÓA CỦA KIM LOẠI

I. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

1. Tính chất vật lý chung: 4 tính chất = **dẻo + dẫn điện + dẫn nhiệt + ánh kim**

2. Nguyên nhân: do e tự do gây ra

Chú ý: - t^0 càng cao → dẫn điện **giảm** (do ion dương cản trở e)

- Vàng (**dẻo nhất**), Bạc (**dẫn điện tốt nhất**), Thủy ngân (**thể lỏng, t^0 thấp nhất**), W (t^0_{nc} **cao nhất**), Cr (**cứng nhất**)

II. TÍNH CHẤT HÓA HỌC : **Tính khử = Nhường e = Bị oxi hóa**

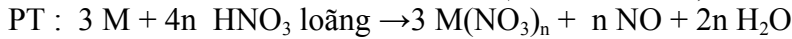
Nguyên nhân: Ít e lớp ngoài cùng + Bán kính lớn + Lực liên kết hạt nhân yếu.

1. Tác dụng với phi kim ($\text{Cl}_2, \text{O}_2, \text{S}$)

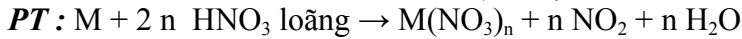
2. Tác dụng với axit

- a. dd HCl, H₂SO₄ loãng (kim loại trước H₂) → Muối (Số oxi thấp) + H₂
b. dd HNO₃, H₂SO₄ đặc (tất cả kim loại trừ Au, Pt) → Muối (Số oxi cao) + Sp khử + H₂O

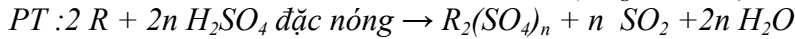
Thường: * $KL + HNO_3 \text{ loãng} \rightarrow \text{muối nitrat} + NO_{(ko \text{ màu, dễ hóa nâu/KK})} + H_2O$



* $KL + HNO_3 \text{ đặc} \rightarrow \text{muối nitrat} + NO_{2(màu \text{ nâu})} + H_2O$

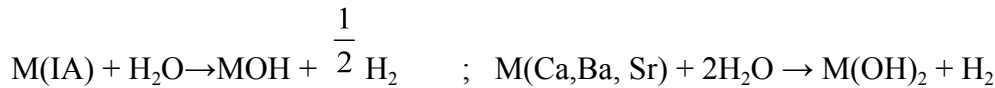


* $KL + H_2SO_4 \text{ đặc nóng} \rightarrow \text{muối sunfat} + SO_{2(không \text{ màu mùi hắc})} + H_2O$



Chú ý: Al, Fe, Cr không phản ứng với HNO₃ và H₂SO₄ đặc nguội

3. **Tác dụng với nước:** Kim loại IA + IIA (trừ Be, Mg) + H₂O → dd bazơ + H₂



4. Tác dụng với dd muối

- Kim loại (**không tan trong nước**) đẩy được kim loại yếu hơn ra khỏi muối.
- Kim loại (**tan trong nước**) thì không đẩy được kim loại yếu ra khỏi muối mà xảy ra theo nhiều giai đoạn:
 - + Phản ứng với nước → dd bazơ
 - + dd bazơ phản ứng trao đổi với dd muối (nếu sau phản ứng có kết tủa)
 - + Nếu kết tủa có tính lưỡng tính thì tiếp tục tan.

5. **Tác dụng với dung dịch bazơ:** Al, Zn tan được trong dung dịch bazơ □ H₂

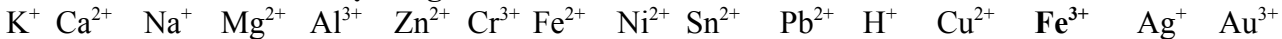


III. DÃY ĐIỆN HÓA

- Nguyên tắc sắp xếp: Từ trái sang phải:

+ **Tính khử kim loại giảm dần**

+ **Tính oxi hóa ion kim loại tăng dần**

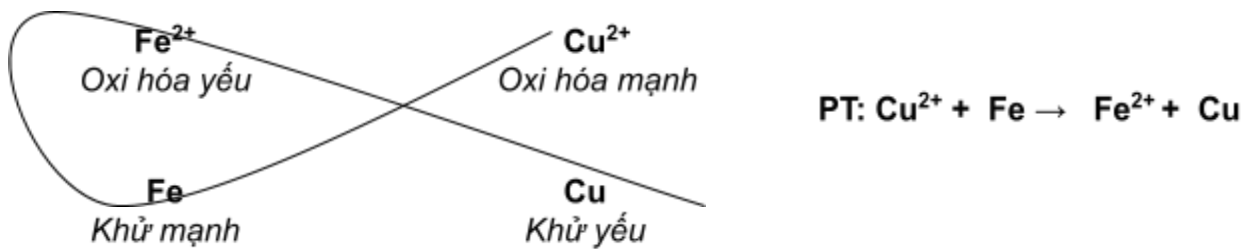


Tính oxi hóa ion kim loại tăng



Tính khử kim loại giảm

- Chiều phản ứng: **Chất oxi hóa mạnh + Chất khử mạnh → Chất oxi hóa yếu + Chất khử yếu**



Ý nghĩa: dự đoán chiều của phản ứng giữa 2 cặp oxi hóa- khử theo quy tắc α

Bài: SỰ ĂN MÒN KIM LOẠI

I. KHÁI NIỆM: Là sự phá hủy kim loại hoặc hợp kim do tác dụng các chất trong môi trường xung quanh

II. CÁC DẠNG ĂN MÒN KIM LOẠI: Có 2 dạng ăn mòn kim loại: **Hóa học** và **điện hóa**

1. **Ăn mòn hóa học:** quá trình oxi hóa khử, e của K loại chuyển trực tiếp đến các chất trong môi trường

2. **Ăn mòn điện hóa**

- Khái niệm:** quá trình oxi hóa khử, do tác dụng chất điện li → tạo dòng e di chuyển từ cực âm đến cực dương.
- Điều kiện ăn mòn:** (hội tụ đủ 3 điều kiện)

- Có 2 điện cực khác chất (2 KL khác nhau , KL-PK , KL- hợp chất ..)
- 2 điện cực tiếp xúc với nhau (trực tiếp hoặc gián tiếp)
- Đặt trong môi trường chất điện li (dung dịch ; không khí ẩm cũng là môi trường điện li)

c. **Cơ chế ăn mòn:**

- Cực âm (*anot*) = kim loại mạnh = quá trình oxi hóa = kim loại bị ăn mòn

$$M \rightarrow M^{n+} + n e$$
- Cực dương (*catot*) = kim loại yếu (hoặc PK) = quá trình khử

$$2H^+ + 2e \rightarrow H_2$$

$$O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$$

Tóm lại: Nếu ăn mòn điện hóa thì kim loại mạnh bị ăn mòn trước

III. CHỐNG ĂN MÒN KIM LOẠI : Có 2 cách chống ăn mòn:

1. Bảo vệ bề mặt: bôi, sơn, mạ, tráng... = vật liệu bền với môi trường
2. Phương pháp điện hóa: Dùng kim loại hoạt động hơn để bảo vệ (kim loại hoạt động hơn sẽ bị ăn mòn trước)
Vd : Vỏ tàu biển bằng thép được gắn vào các khối kẽm (khi đó Zn bị ăn mòn điện hóa)

ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI

I. NGUYÊN TẮC: Khử ion kim loại thành kim loại: $M^{n+} + ne \rightarrow M$ (kim loại)

II. PHƯƠNG PHÁP. (3 phương pháp chính)

1. **Nhiệt luyện:**

- Nguyên tắc: Dùng chất khử mạnh (**C, CO, H₂, Al**) để khử kim loại trong oxit (Từ Zn → Cu)
- Ứng dụng: Điều chế kim loại hoạt động **trung bình** (Từ Zn → Cu)
- Vd : $4CO + Fe_3O_4 \xrightarrow{t^0} 3Fe + 4CO_2$

2. **Thủy luyện:**

- Nguyên tắc: Dùng kim loại có tính khử mạnh khử ion của kim loại yếu hơn ra khỏi muối
- Ứng dụng: Điều chế kim loại hoạt động trung bình và yếu

3. **Điện phân:**

- Khử ion kim loại bằng dòng điện một chiều
- Catot (cực âm): xảy ra quá trình khử = khử cation □ thu được kim loại
- Anot (cực dương) : xảy ra quá trình oxi hóa □ thu được chất khí

a. Điện phân nóng chảy: Điều chế kim loại mạnh (**IA, IIA, Al**)

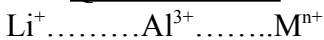
b. Điện phân dung dịch: Điều chế kim loại hoạt động trung bình hoặc yếu

Kiến thức cần nhớ:

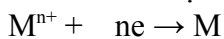
*. Sơ đồ điện phân dung dịch



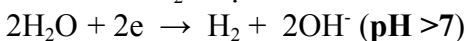
Quá trình khử:



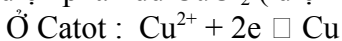
Chỉ có ion kim loại **sau Al³⁺ mới bị khử** trong dung dịch



Hết Mⁿ⁺ thì H₂O bị khử



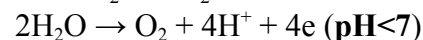
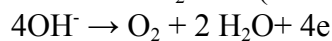
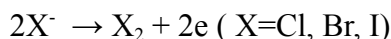
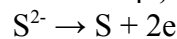
Vd : điện phân dd CuCl₂ (điện cực trơ)



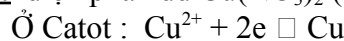
Quá trình oxi hóa

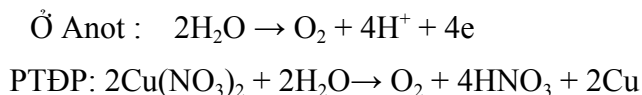
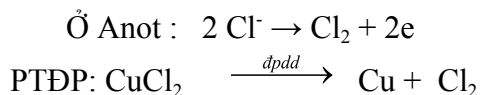


Anion **SO₄²⁻, NO₃⁻ không bị oxi hóa**



vd: điện phân dd Cu(NO₃)₂ (điện cực trơ)





*. Nhớ định luật Faraday tính khối lượng các chất thoát ra ở các điện cực.

$$m = A.I.t / 96500.n$$

Trong đó: m: khối lượng chất thoát ra ở điện cực ; A: Khối lượng mol nguyên tử

n: Số e cho hoặc nhận ; I: Cường độ dòng điện (Ampe) ; t: Thời gian điện phân (Giây)

Tóm tắt lí thuyết : KIM LOẠI KIỀM

I. VỊ TRÍ – CẤU HÌNH ELECTRON

- Vị trí: **Nhóm IA** = Li Na K Rb Cs Fr (phóng xạ)

- Cấu hình: $\dots ns^1$

II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ.

- t° sôi, t° nóng chảy, khối lượng riêng nhỏ, độ cứng **thấp**

- Nguyên nhân: cấu tạo tinh thể lập phương **tâm khối(rỗng)** + liên kết kim loại **yếu**

III. TÍNH CHẤT HÓA HỌC

- Tính **khử** rất **mạnh**: $M \rightarrow M^+_{(\text{số oxi hóa} +1)} + 1 \text{ e}$; - Tính khử **tăng** dần từ **Li** → **Cs**

1. Tác dụng với phi kim: Phản ứng xảy ra dễ dàng

2. Tác dụng với axit: Mãnh liệt + nổ $M + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + 1/2\text{H}_2$

3. Tác dụng với nước: Mãnh liệt + nổ $M + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MOH} + 1/2\text{H}_2$

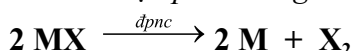
Chú ý: Do kim loại kiềm dễ phản ứng với oxi, nước → ngâm trong dầu hỏa để bảo quản.

IV. ỨNG DỤNG – TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN – ĐIỀU CHẾ.

1. **Ứng dụng:**

2. **Trạng thái tự nhiên:** Dạng hợp chất nước biển, đất ...

3. **Điều chế:** Điện phân nóng chảy muối halogen (hoặc hidroxit)



HỢP CHẤT KIM LOẠI KIỀM (NaOH , Na_2CO_3 , NaHCO_3)

I. NATRIHIDROXIT: NaOH

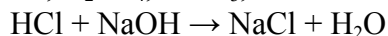
1. **Tính chất** - Phân li hoàn toàn → môi trường bazơ ($\text{pH} > 7$)

- Tính chất của **bazơ (mạnh)**

+ Tác dụng được **oxit axit**: CO_2 , SO_2 , ...



+ Tác dụng với **axit**: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , ...



+ Tác dụng với **muối**: (phản ứng phải sinh ra kết tủa): vd: $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$

II. NATRIHIDROCARBONAT (NaHCO_3)	III. NATRICARBONAT (Na_2CO_3)
<p>1. Tính chất</p> <p>a. Kém bền với nhiệt</p> $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>b. Tính lưỡng tính</p> $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	<p>1. Tính chất</p> <p>a. Bền với nhiệt</p> <p>b. Tính chất của muối</p> <p>(+ axit, muối, bazơ/ sau phản ứng phải có ↑, ↓)</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaOH}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ <p>c. Trong dd cho môi trường kiềm ($\text{pH} > 7$)</p>

Ôn tập Bài : KIM LOẠI KIỀM THỔ

I. VỊ TRÍ – CẤU HÌNH ELECTRON

- Vị trí: **IIA** = Be Mg Ca Sr Ba Ra (phóng xạ)

- Cấu hình: ...ns²

II. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

- t° sôi, t° nóng chảy, khối lượng riêng thấp (cao hơn KLK) *biến đổi không theo quy luật*

- Nguyên nhân: Cấu tạo **mạng tinh thể khác** nhau: + Be, Mg (**lục phương**),
+ Ca, Sr, Ba (**lập phương tâm diện**)

III. TÍNH CHẤT HÓA HỌC

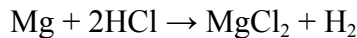
- Tính khử mạnh: $M \rightarrow M^{2+} \text{ (số oxi hóa +2) } + 2e$

- Tính khử tăng dần từ Be → Ba

1. Tác dụng với phi kim (Cl₂, O₂, S)

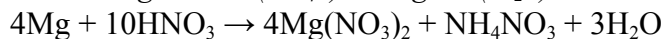
2. Tác dụng với axit

a. HCl, H₂SO₄ loãng → muối + H₂



b. H₂SO₄ đặc, HNO₃ → muối + sản phẩm khử + H₂O

KL kiềm thổ có khả năng khử S⁺⁶(SO₄²⁻) xuống S⁻² (H₂S), S⁰ và N⁺⁵(NO₃⁻) xuống N⁻³(NH₄NO₃)...



3. Tác dụng với nước: - t° thường: Be **không** phản ứng, Mg p/ư *chậm*

- Kim loại còn lại phản ứng mạnh : $M + 2H_2O \rightarrow M(OH)_2 + H_2$

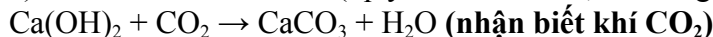
IV. ĐIỀU CHẾ: Điện phân nóng chảy muối halogen : $MX_2 \xrightarrow{đpnc} M + X_2$

Bài : HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA CANXI

I. CANXI HDROXIT

- Ca(OH)₂ rắn = **vôi tôi**, ddịch tan trong nước gọi là nước **vôi trong**

- Ca(OH)₂ có tính chất một bazơ (quỳ tím hóa xanh , tác dụng axit , oxit axit , dd muối)

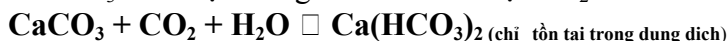


Ứng dụng: Sx NH₃, clorua vôi (CaOCl₂), vật liệu xây dựng

II. CANXI CABONAT

- Bị phân hủy ở 1000°C: $CaCO_3 \rightarrow CaO_{(vôi sống)} + CO_2$ (*pứ xảy ra trong quá trình nung vôi*)

- CaCO₃ tan được trong nước khi có mặt CO₂

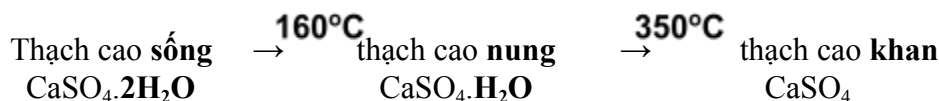


Khi t°, giảm P_{CO2} thì Ca(HCO₃)₂ bị phân hủy → giải thích hiện tượng **thạch nhũ**, **cặn** trong ấm

- Trong tự nhiên CaCO₃ có: **đá vôi**, **đá hoa**, **đá phấn**, vỏ các loài **ốc**, **sò**,...

- **Ứng dụng**: nhiều trong xây dựng, sản xuất xi măng

III. CANXI SUNFAT: Canxi sunfat = thạch cao



Bài : NƯỚC CỨNG

I. KHÁI NIỆM: Chứa nhiều ion Ca²⁺, Mg²⁺

II. PHÂN LOẠI (3 loại)

1. **Tạm thời**: Chứa anion HCO₃⁻ → chứa 2 muối Ca(HCO₃)₂ và Mg(HCO₃)₂

Tạm thời vì: **đun sôi** muối **phân hủy** làm **mất độ cứng** của nước

2. **Vĩnh cửu**: Chứa anion: Cl⁻, SO₄²⁻ → chứa 4 muối: CaCl₂, MgCl₂, CaSO₄, MgSO₄

3. **Toàn phần** = tạm thời + Vĩnh cửu

III. TÁC HẠI

- Tồn nhiên liệu gây nổ

- Giảm lưu lượng nước trong ống dẫn

- Tôn xà phòng, quần áo mau hư
- Giảm hương vị của trà, nấu lâu chín và giảm mùi thức ăn.

IV. CÁCH LÀM MỀM NƯỚC CỨNG

1. Nguyên tắc: Giảm nồng độ ion Ca^{2+} , Mg^{2+}

2. Phương pháp

a. Phương pháp kết tủa

* Đối với tính cứng tạm thời :

- Đun \rightarrow mất độ cứng tạm thời : $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- Dùng hóa chất: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ vừa đủ, Na_2CO_3 , Na_3PO_4

* Đối với tính cứng vĩnh cửu (toàn phần) : Dùng hóa chất: Na_2CO_3 , Na_3PO_4

b. Phương pháp trao đổi ion

Ôn tập Bài : NHÔM

I. VỊ TRÍ – CẤU HÌNH ELETRON

- Vị trí: Ô: 13; Chu kỳ: 3; Nhóm: IIIA ; - Cấu hình: $\dots 3s^2 3p^1$ hoặc $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$

II. TÍNH CHẤT HÓA HỌC- Tính khử mạnh (chỉ sau KL nhóm IA, IIA) ; - Nhường 3e: $\text{M} \rightarrow \text{M}^{3+} + 3\text{e}$

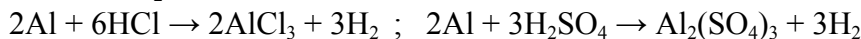
1. Tác dụng với phi kim (O_2 , $\text{Cl}_2 \dots$)



Chú ý: Al bền trong không khí do có lớp màng oxit (Al_2O_3) bảo vệ

2. Tác dụng với axit

a. HCl, H_2SO_4 loãng \rightarrow muối + H_2



b. H_2SO_4 đặc, nóng; $\text{HNO}_3 \rightarrow$ muối + sản phẩm khử + H_2O

Chú ý: Al thụ động trong H_2SO_4 và HNO_3 đặc nguội

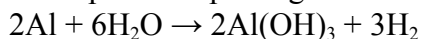
3. Tác dụng với oxit kim loại = phản ứng nhiệt nhôm



4. Tác dụng với nước

- Al không phản ứng với nước vì có lớp màng oxit Al_2O_3 bảo vệ

- Nếu phá vỡ lớp màng oxit thì Al phản ứng



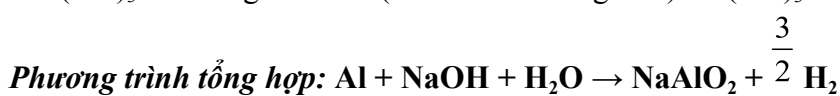
- Phản ứng dừng lại do $\text{Al}(\text{OH})_3$ không tan sinh ra \Rightarrow nên thực tế vật bằng nhôm không tác dụng với nước .

5. Tác dụng với dung dịch kiềm: Al tan được trong dung dịch kiềm là do

- Al_2O_3 bảo vệ tan ra (do có tính lưỡng tính)

- Al phản ứng với nước : $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2$

- $\text{Al}(\text{OH})_3$ tan trong dd kiềm (do có tính lưỡng tính): $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

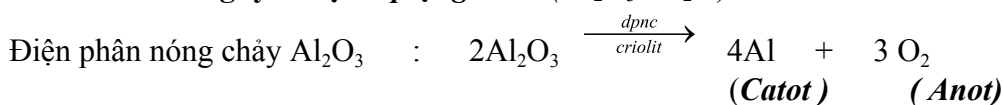


III. TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN – SẢN XUẤT

1. Tự nhiên: - Al đứng thứ 2 (sau Oxi, Silic) trong vỏ trái đất

- Có trong: đất sét ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), mica ($\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$), boxit ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), Criolit ($3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$)

2. Điều chế: nguyên liệu : quặng boxit ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)



Thêm criolit vào nhằm mục đích: + Hạ nhiệt độ nóng chảy ;

+ Tăng khả năng dẫn điện

+ Bảo vệ Al khỏi bị oxi hóa bởi oxi trong không khí

HỢP CHẤT CỦA NHÔM

I. NHÔM OXIT	II. NHÔM HIDROXIT
<p>1. Tính chất: - Al₂O₃ có tính lưỡng tính</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Ứng dụng</p> <ul style="list-style-type: none"> - Đồ trang sức - Xúc tác trong hóa hữu cơ 	<ul style="list-style-type: none"> - Al(OH)₃ chất rắn, kết tủa dạng keo trắng - Al(OH)₃ là hidroxit có tính lưỡng tính $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Chú ý: Al(OH)₃ không tan được trong dd NH₃, trong axit cacbonic(CO₂+ H₂O)</p>
<p>Chú ý: Al(OH)₃ ↔ HAlO₂.H₂O</p> <p>Dạng bazơ Dạng axit (axit aluminic) (trội hơn) Axit rất yếu (yếu hơn axit cacbonic)</p> <p>→ bị axit mạnh đẩy ra khỏi muối</p> <ul style="list-style-type: none"> - CO₂ đẩy được gốc aluminat ra khỏi muối $\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al(OH)}_3 + \text{NaHCO}_3$ <p>CO₂ không hòa tan được Al(OH)₃ nên phản ứng dừng lại ở kết tủa keo trắng</p> <ul style="list-style-type: none"> - Nếu sử dụng axit mạnh đẩy thì tạo kết tủa keo trắng sau đó tan ra $\text{NaAlO}_2 + \text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al(OH)}_3 + \text{NaCl}$ $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	

III. NHÔM SUNFAT

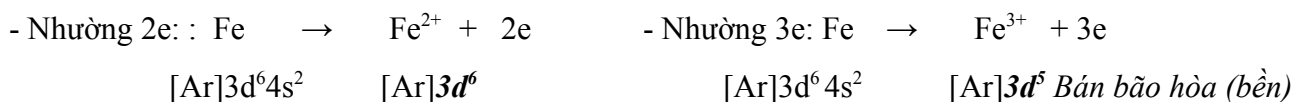
- Công thức phen chua: K₂SO₄.Al₂(SO₄)₃.24H₂O hay KAl(SO₄)₂.12H₂O
- Thay K⁺=Na⁺,Li⁺,NH₄⁺ →phen nhôm
- Ứng dụng: trong nước, ngành da, nhuộm, giấy

Ôn tập Bài : SẮT

I. VỊ TRÍ – CẤU TẠO – TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

1. Vị trí – cấu tạo : Số thứ tự: 26, chu kỳ 4, nhóm VIII B

Cấu hình electron : 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁶4s² hoặc [Ar]3d⁶4s²



Khi tác dụng với chất oxi hóa yếu . vd :S, dd HCl, H₂SO₄ loãng , dd muối : Ni²⁺> Cu²⁺, Fe³⁺) ...

Khi tác dụng với chất oxi hóa mạnh . vd : Cl₂, dd HNO₃, dd H₂SO₄ đặc nóng, dd AgNO₃ dư ...

2. Trạng thái tự nhiên

Quặng	Hematit đỏ:	Hematit nâu	Manhetit	Xiderit	Pirit sắt
Công thức	Fe ₂ O ₃	Fe ₂ O ₃ .nH ₂ O	Fe ₃ O ₄	FeCO ₃	FeS ₂
			%Fe cao nhất		

II. HÓA TÍNH

Fe là kim loại có tính khử trung bình(Zn > Cr > Fe > Ni ...)

Tác dụng chất oxi hóa yếu: Fe → Fe²⁺ + 2e

Tác dụng chất oxi hóa mạnh: Fe → Fe³⁺ + 3e

Tính chất	Ví dụ
-----------	-------

1. Tác dụng với phi kim.	$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$; $Fe + S \rightarrow FeS$ $3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$ ($FeO \cdot Fe_2O_3$)
2. Tác dụng với axit. a. Với dung dịch HCl, H ₂ SO ₄ loãng. ($Fe \rightarrow Fe^{2+}$, $H^+ \rightarrow H_2$) b. Với dung dịch H ₂ SO ₄ và HNO ₃ đặc nóng ($Fe \rightarrow Fe^{3+}$, N^{+5} và S^{+6} bị khử xuống SOXH thấp hơn)	$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$ $Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$ $Fe + 4HNO_3 \text{ loãng} \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$ <i>Fe thụ động bởi HNO₃ và H₂SO₄ đặc nguội</i>
3. Tác dụng với dung dịch muối (khử được kim loại đứng sau)	$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + FeSO_4$ $Fe + FeCl_3 \rightarrow FeCl_2$

HỢP CHẤT CỦA SẮT

I.HỢP CHẤT SẮT (II): Tính chất hóa học đặc trưng là **tính khử**: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1e$

và tính oxi hóa : $Fe^{2+} + 2e \rightarrow Fe$

1. Hợp chất sắt (II) oxit: FeO (màu đen)

Tính chất	Vd
Tính bazơ	$FeO + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$
Tính khử	$3FeO + 10HNO_3 \rightarrow 3Fe(NO_3)_3 + NO + 5H_2O$ $2FeO + 4H_2SO_4 \text{ đặc} \xrightarrow{t^o} Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + 4H_2O$
Tính oxi hóa	$FeO + H_2 \rightarrow Fe + H_2O$; $FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$
Điều chế: $Fe_3O_4 + CO \rightarrow 3FeO + CO_2$ hoặc $Fe(OH)_2 \xrightarrow{t^o} FeO + H_2O$ (ko có oxi)	

2. Hợp chất sắt (II) hidroxit: Fe(OH)₂ chất rắn, màu trắng xanh, hóa nâu ngoài không khí

Tính chất	Vd
Tính bazơ	$Fe(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2O$
Tính khử	$3Fe(OH)_2 + 10HNO_3 \rightarrow 3Fe(NO_3)_3 + NO + 8H_2O$ $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$ <i>trắng xanh</i> <i>nâu đỏ</i>
Điều chế: $Fe^{2+} + OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$	

3. Muối sắt (II):

Tính chất	Vd
Tác dụng dd bazơ	$FeCl_2 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2 + 2NaCl$
Tính khử	$2FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

Tính oxi hóa	$Zn + FeCl_2 \rightarrow Fe + ZnCl_2$
Điều chế: Fe (FeO hoặc Fe(OH) ₂) tác dụng với HCl hoặc H ₂ SO ₄ loãng	

Chú ý: Fe₃O₄ là hỗn hợp của FeO.Fe₂O₃ = tính chất của FeO + Fe₂O₃

II. HỢP CHẤT SẮT (III) Tính chất hóa học đặc trưng là tính **oxi hóa**: $Fe^{3+} + 1e \rightarrow Fe^{2+}$ hoặc $Fe^{3+} + 3e \rightarrow Fe$

1. **Hợp chất sắt (III) oxit: Fe₂O₃ (màu đỏ nâu)**

Tính chất	Vd
Tính bazơ	$Fe_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O$ $Fe_2O_3 + 6HNO_3 \rightarrow 2Fe(NO_3)_3 + 3H_2O$
Tính oxi hóa	$Fe_2O_3 + 3H_2 \xrightarrow{t^o} 3Fe + 3H_2O$ $Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{t^o} 2Fe + 3CO_2$ $Fe_2O_3 + 2Al \xrightarrow{t^o} 2Fe + Al_2O_3$
Điều chế: $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^o} Fe_2O_3 + 3H_2O$	

2. **Hợp chất sắt (III) hidroxit: Fe(OH)₃ chất rắn màu nâu đỏ**

Tính chất	vd
Tính bazơ	$Fe(OH)_3 + 3HCl \rightarrow FeCl_3 + 3H_2O$
Nhiệt phân	$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^o} Fe_2O_3 + 3H_2O$
Điều chế: $Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$	

3. **Muối sắt (III) : dd có màu vàng**

Tính chất	Vd
Tác dụng dd bazơ	$FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 + 3NaCl$
Tính oxi hóa	$2FeCl_3 + Cu \rightarrow 2FeCl_2 + CuCl_2$ $2FeCl_3 + Fe \rightarrow 3FeCl_2$

HỢP KIM CỦA SẮT

GANG	THÉP
<p>1. Thành phần: Gang là hợp kim của Fe với C (2-5%) và một số nguyên tố khác: Si, Mn, S...</p> <p>2. Phân loại:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Gang xám: chứa nhiều C_{than chì}, Si Gang xám dùng đúc vật dụng - Gang trắng: chứa ít C_{xementit}, rất ít Si, Gang trắng dùng để luyện thép 	<p>1. Thành phần: Thép là hợp kim của Fe với C (0,01-2%) và một số nguyên tố khác: Si, Mn</p> <p>2. Phân loại:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Thép thường (thép cacbon) + Thép mềm: chứa không quá 0,1%C + Thép cứng: chứa không quá 0,9%C

<p>3. Nguyên liệu sản xuất</p> <ul style="list-style-type: none"> - Quặng sắt - Than cốc - Chất chảy CaCO_3 - Không khí <p>4. Nguyên tắc sản xuất</p> <p><i>Khử oxit sắt bằng CO ở nhiệt độ cao</i></p> $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$ <p>5. Các phản ứng hóa học chính.</p> $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$ <p>400°C : $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO}_2$</p> <p>500°C-600°C : $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \rightarrow 3\text{FeO} + \text{CO}_2$</p> <p>700°C-800°C : $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$</p> <p>Phản ứng tạo xỉ (tháo bỏ)</p> <p>1000°C : $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$</p> <p>1300°C : $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$</p>	<p>- Thép đặc biệt: thêm các nguyên tố khác như: <i>Mn, Cr, Ni, W,...</i> dùng chế tạo dụng cụ cao cấp: lò xo, đường ray,...</p> <p>3. Nguyên liệu sản xuất</p> <ul style="list-style-type: none"> - Gang, sắt thép phế liệu - Chất chảy CaO - Không khí hoặc O_2 - Dầu ma dút hoặc khí đốt <p>4. Nguyên tắc sản xuất</p> <p><i>Oxi hóa</i> các tạp chất trong gang (<i>Si, Mn, S, P, C...</i>) thành oxit rồi tách ra để giảm hàm lượng của chúng</p> <p>5. Các phản ứng hóa học chính</p> $\text{Si} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2$ $2\text{Mn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MnO}$ $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$ <p>Phản ứng tạo xỉ (tháo bỏ)</p> $3\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$
---	--

Ôn tập : CROM

I. VỊ TRÍ – CẤU TẠO Cr: Z = 24, chu kỳ 4, nhóm VIB

- Cấu hình e: $[\text{Ar}]3d^54s^1$ (1e ở 4s chuyển sang 3d → cấu hình bán bão hòa bền hơn)

II. HÓA TÍNH:

Tính khử Cr mạnh hơn Fe, yếu hơn kẽm (Cr có số oxi hóa +1 đến +6, **thường gặp** +2, +3, +6)

Tính chất	Ví dụ
<p>1. Tác dụng với phi kim: $\text{Cl}_2, \text{O}_2, \text{S}, \dots$ □ Cr(III)</p>	$4\text{Cr} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Cr}_2\text{O}_3$ $2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CrCl}_3$ $2\text{Cr} + 3\text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{Cr}_2\text{S}_3$
<p>2. Tác dụng với nước</p>	<p>Không phản ứng, có màng oxit bảo vệ</p>

3. Tác dụng với axit Đun nóng thì Cr phản ứng được HCl, H ₂ SO ₄ loãng Cr thụ động với HNO₃, H₂SO₄ đặc, nguội	$\text{Cr} + 2\text{HCl} \xrightarrow{t^{\circ}} \text{CrCl}_2 + \text{H}_2 \text{ (ko có O}_2 \text{)}$ $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^{\circ}} \text{CrSO}_4 + \text{H}_2$
--	---

HỢP CHẤT CỦA CROM

HỢP CHẤT CROM (III).	HỢP CHẤT CROM (VI)
1.Crom (III) oxit: Cr ₂ O ₃ : lục thẫm <i>Cr₂O₃ có tính lưỡng tính</i> $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2.Crom (III) hidroxit: Cr(OH) ₃ (màu lục xám) <i>Cr(OH)₃ Có tính lưỡng tính</i> $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 3.Muối Crom (III): có tính khử và tính oxi hóa <i>a. Môi trường axit: Cr⁺³ → Cr⁺²</i> $2\text{CrCl}_3 + \text{Zn} \rightarrow 2\text{CrCl}_2 + \text{ZnCl}_2$ <i>b.Môi trường kiềm: Cr⁺² → Cr⁺⁶</i> $2\text{NaCrO}_2 + 3\text{Br}_2 + 8\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaBr} + 4\text{H}_2\text{O}$	1. Crom (VI) oxit : CrO ₃ : màu đỏ thẫm - CrO ₃ là một oxit axit $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4 \text{ axit cromic}$ $2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ axit dicromic}$ - CrO ₃ có tính oxi hóa mạnh: t/d C,S,P,NH ₃ ... 2. Muối Crom (VI) : muối cromat (CrO ₄ ²⁻) và muối đicromat (Cr ₂ O ₇ ²⁻) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$ <p style="text-align: center;"><i>Đỏ cam (H⁺) vàng (OH⁻)</i></p> * Muối cromat, đicromat có tính oxi hóa mạnh $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl} \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + 2\text{KCl} + 3\text{Cl}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$

ĐỒNG & HỢP CHẤT ĐỒNG

I. VỊ TRÍ CẤU TẠO- Cu: Z = 29, chu kỳ 4, nhóm IB

- Cấu hình e: [Ar]3d¹⁰4s¹ (có sự chuyển 1e từ 4s qua 3d)

II. HÓA TÍNH

Tính chất	Ví dụ
1. Tác dụng với phi kim	$2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$

2. Tác dụng với axit <i>a. Với HCl, H₂SO₄ loãng</i> <i>b. Với HNO₃, H₂SO₄ đặc, nóng</i>	Không phản ứng $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \text{ đặc} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
3. Tác dụng với muối <i>(Khử được ion đứng sau trong dãy điện hóa)</i>	$\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$ $\text{Cu} + 2\text{FeCl}_3 \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$

Ôn tập :NHẬN BIẾT MỘT SỐ ION TRONG DUNG DỊCH

I. NGUYÊN TẮC: Tạo kết tủa hoặc bay hơi

II. NHẬN BIẾT DUNG DỊCH

CATION		ANION	
Cation	Hiện tượng + Phương trình	Anion	Hiện tượng + Phương trình
Na⁺	Đốt→lửa màu vàng		
NH₄⁺	Dd kiềm→khí mùi khai(xanh quì ẩm) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	NO₃⁻	bột Cu + mt axit→dd màu xanh, khí nâu đỏ $3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$
Ba²⁺	Dd H ₂ SO ₄ l →↓ trắng, ko tan H ₂ SO ₄ dư $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$	SO₄²⁻	Dd muối Ba ²⁺ (mt axit)→↓trắng ko tan $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$
Al³⁺	Dd kiềm dư→↓keo trắng, tan trong OH ⁻ dư $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	Cl⁻	Dd AgNO ₃ →↓trắng $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$
Fe²⁺	Dd kiềm→↓trắng xanh→đỏ nâu (kokhí) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$ $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$	CO₃²⁻	Dd axit→sủi bọt khí $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Fe³⁺	Dd kiềm →↓đỏ nâu $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$		
Cu²⁺	Dd NH ₃ →↓Xanh, tạo phức tan màu xanh $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 \rightarrow \text{Cu}[(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$		

III. NHẬN BIẾT CHẤT KHÍ

Chất	Hiện tượng – phương trình
CO₂	Dd Ca(OH) ₂ hoặc Ba(OH) ₂ dư→kết tủa trắng $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

