

TỔNG HỢP KIẾN THỨC CHUYÊN ĐỀ HALOGEN - LƯU HUỖNH

PHẦN 1: NHÓM HALOGEN (NHÓM VIIA)

A. TỔNG QUAN VỀ NHÓM HALOGEN

1. Vị trí và cấu hình electron

- Vị trí:** Nhóm VIIA trong bảng tuần hoàn, gồm các nguyên tố: Flo (F), Clo (Cl), Brom (Br), Iot (I), Atatin (At), Tennessine (Ts).
- Cấu hình electron lớp ngoài cùng:** ns^2np^5 (có 7 electron).
- Đặc điểm:** Dễ dàng nhận thêm 1 electron để đạt cấu hình bền vững của khí hiếm, thể hiện tính oxi hóa mạnh.

2. So sánh tính chất các Halogen

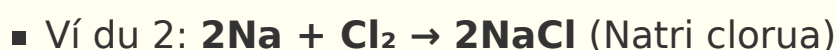
Đặc điểm	Flo (F ₂)	Clo (Cl ₂)	Brom (Br ₂)	Iot (I ₂)
Trạng thái (ĐK thường)	Chất khí, màu lục nhạt	Chất khí, màu vàng lục	Chất lỏng, màu nâu đỏ	Chất rắn, tinh thể màu đen tím, có hiện tượng thăng hoa
Độ âm điện	3.98 (Lớn nhất)	3.16	2.96	2.66
Tính oxi hóa	Giảm dần từ F ₂ đến I ₂			

B. ĐƠN CHẤT HALOGEN

1. Clo (Cl_2)

- **Tính chất hóa học:** Clo là một chất oxi hóa rất mạnh.

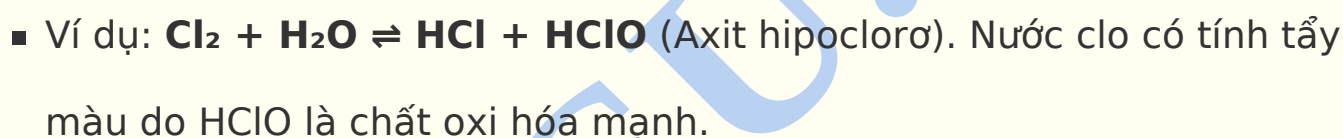
1. **Tác dụng với kim loại:** Tác dụng với hầu hết kim loại (trừ Au, Pt) tạo muối clorua, kim loại có hóa trị cao nhất.



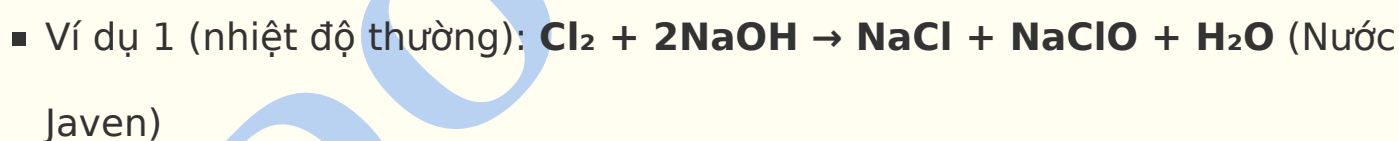
2. **Tác dụng với phi kim (H_2):** Cần có ánh sáng hoặc nhiệt độ.



3. **Tác dụng với nước (phản ứng thuận nghịch):**



4. **Tác dụng với dung dịch kiềm:**



5. **Đẩy Halogen yếu hơn ra khỏi muối:**



- **Điều chế:**

- **Trong phòng thí nghiệm:** Cho axit HCl đặc tác dụng với chất oxi hóa mạnh.



- **Trong công nghiệp:** Điện phân dung dịch NaCl có màng ngăn.



C. HỢP CHẤT CỦA HALOGEN

1. Axit Halohidric (HX) và Muối Halide

- **Tính axit:** Dung dịch HX là axit. Tính axit tăng dần: HF (yếu) HCl HBr HI (mạnh).
- **Tính khử:** Tính khử tăng dần: $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{I}^-$. HCl thể hiện tính khử khi tác dụng chất oxi hóa mạnh (KMnO_4 , MnO_2), HBr và HI có tính khử mạnh hơn.
 - Ví dụ 1: $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl}(\text{đặc}) \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$
 - Ví dụ 2: $\text{Cl}_2 + 2\text{HBr} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{Br}_2$

2. Nhận biết ion Halide (Cl^- , Br^- , I^-)

- **Thuốc thử:** Dung dịch Bạc nitrat (AgNO_3).
- **Hiện tượng và phương trình:**
 - $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$ (kết tủa trắng, bền với ánh sáng)
 - $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$ (kết tủa vàng nhạt, hóa xám đen ngoài ánh sáng)

- **$\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$** (kết tủa vàng đậm, không tan trong NH_3)
- Ví dụ: Để nhận biết 3 dung dịch NaCl , NaBr , NaI , ta nhỏ dung dịch AgNO_3 vào từng mẫu thử. Quan sát màu kết tủa tạo thành để phân biệt.

PHẦN 2: NHÓM OXI - LƯU HUỖNH (NHÓM VIA)

A. TỔNG QUAN VỀ NHÓM OXI - LƯU HUỖNH

- **Vị trí:** Nhóm VIA trong bảng tuần hoàn, gồm: Oxi (O), Lưu huỳnh (S), Selen (Se), Telu (Te), Poloni (Po).
- **Cấu hình electron lớp ngoài cùng:** ns^2np^4 (có 6 electron).
- **Đặc điểm:** Dễ nhận 2 electron, thể hiện tính oxi hóa (đặc biệt là Oxi và Lưu huỳnh).

B. LƯU HUỖNH (S)

- **Tính chất hóa học:** Lưu huỳnh vừa có tính oxi hóa, vừa có tính khử.
 1. **Tính oxi hóa (khi tác dụng với kim loại và hidro):** Số oxi hóa giảm từ 0 xuống -2.
 - Ví dụ 1: **$\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$** (Sắt(II) sunfua) (đun nóng)
 - Ví dụ 2: **$\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$** (Hidro sunfua) (đun nóng)
 2. **Tính khử (khi tác dụng với phi kim mạnh hơn như O_2 , F_2):** Số oxi hóa tăng từ 0 lên +4, +6.
 - Ví dụ 1: **$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$** (Lưu huỳnh đioxit) (đun nóng)

- Ví dụ 2: $\text{S} + 3\text{F}_2 \rightarrow \text{SF}_6$ (Lưu huỳnh hexaflorua)

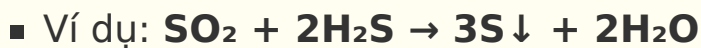
C. HỢP CHẤT CỦA LƯU HUỖNH

1. Hidro Sunfua (H_2S)

- **Tính axit yếu:** Tác dụng với dung dịch kiềm tạo muối sunfua hoặc hidrosunfua.
 - Ví dụ: $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- **Tính khử mạnh:** S trong H_2S có số oxi hóa -2 (thấp nhất), nên chỉ có tính khử.
 - Ví dụ 1 (tác dụng với O_2 thiếu): $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Ví dụ 2 (tác dụng với dung dịch Cl_2): $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$

2. Lưu huỳnh Đioxit (SO_2)

- **Là oxit axit:** Tác dụng với nước, oxit bazơ, dung dịch bazơ.
 - Ví dụ: $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$ hoặc $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- **Vừa có tính oxi hóa, vừa có tính khử (tính khử là chủ yếu):** S trong SO_2 có số oxi hóa +4 (trung gian).
 - **Tính khử:** Tác dụng với chất oxi hóa mạnh (Br_2 , KMnO_4).
 - Ví dụ: $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (làm mất màu dung dịch brom)
 - **Tính oxi hóa:** Tác dụng với chất khử mạnh (H_2S).



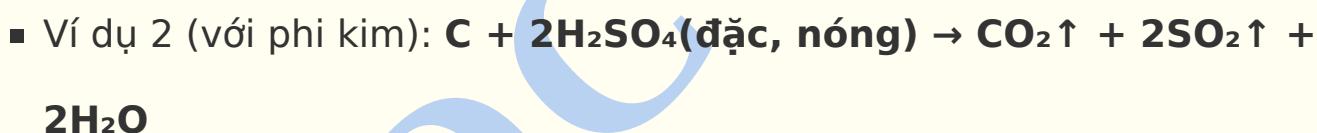
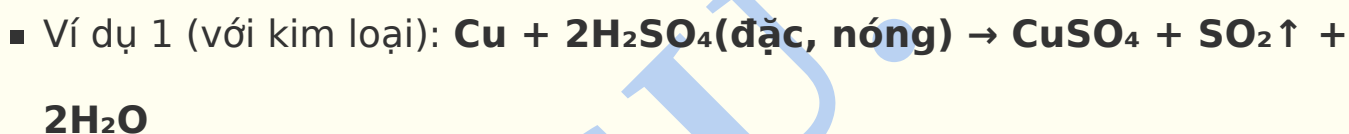
3. Axit Sunfuric (H_2SO_4)

- **H_2SO_4 loãng:** Có đầy đủ tính chất của một axit mạnh (làm quỳ tím hóa đỏ, tác dụng với kim loại đứng trước H, oxit bazơ, bazơ, muối). Không có tính oxi hóa mạnh.

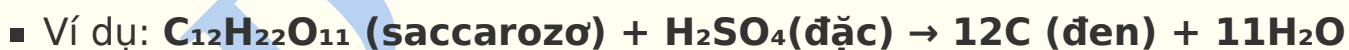


- **H_2SO_4 đặc:**

- **Tính oxi hóa rất mạnh:** Tác dụng với hầu hết kim loại (trừ Au, Pt), nhiều phi kim và hợp chất. Fe, Al, Cr bị thụ động hóa trong H_2SO_4 đặc, nguội.



- **Tính háo nước:** Lấy nước từ các hợp chất hữu cơ (đường, giấy, vải,...).



4. Điều chế và nhận biết H_2SO_4

- **Điều chế (phương pháp tiếp xúc):**



3. Hấp thụ SO_3 bằng H_2SO_4 đặc tạo oleum, sau đó pha loãng: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{đặc}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4.n\text{SO}_3$

• **Nhận biết ion Sunfat (SO_4^{2-}):**

- **Thuốc thử:** Dung dịch chứa ion Ba^{2+} (BaCl_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$).
- **Hiện tượng:** Xuất hiện kết tủa trắng BaSO_4 không tan trong axit mạnh.
 - Ví dụ: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$

PHẦN 3: BÀI TẬP NHẬN BIẾT TỔNG HỢP

Ion cần nhận biết	Thuốc thử	Hiện tượng	Phương trình ion rút gọn
Cl ⁻ (Clorua)	Dung dịch AgNO ₃	Kết tủa trắng	Ag ⁺ + Cl ⁻ → AgCl↓
Br ⁻ (Bromua)	Dung dịch AgNO ₃	Kết tủa vàng nhạt	Ag ⁺ + Br ⁻ → AgBr↓
I ⁻ (Iotua)	Dung dịch AgNO ₃	Kết tủa vàng đậm	Ag ⁺ + I ⁻ → AgI↓
SO ₄ ²⁻ (Sunfat)	Dung dịch BaCl ₂ (trong môi trường axit)	Kết tủa trắng không tan trong axit	Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ → BaSO ₄ ↓
S ²⁻ (Sunfua)	Dung dịch Pb(NO ₃) ₂ hoặc Cu(NO ₃) ₂	Kết tủa đen	Pb ²⁺ + S ²⁻ → PbS↓

Ví dụ minh họa

Bài toán: Bằng phương pháp hóa học, hãy nhận biết 4 dung dịch không nhãn: NaCl, Na₂SO₄, NaBr, Na₂S.

- 1. Trích mỗi dung dịch một ít làm mẫu thử và đánh số.
- 2. Nhỏ dung dịch BaCl₂ vào các mẫu thử:
 - Mẫu thử nào xuất hiện kết tủa trắng là Na₂SO₄. (Ba²⁺ + SO₄²⁻ → BaSO₄↓)

- 3 mẫu còn lại không có hiện tượng.

3. Nhỏ dung dịch AgNO_3 vào 3 mẫu thử còn lại:

- Mẫu thử xuất hiện kết tủa đen là Na_2S . (**$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$**)
- Mẫu thử xuất hiện kết tủa trắng là NaCl . (**$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$**)
- Mẫu thử xuất hiện kết tủa vàng nhạt là NaBr . (**$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$**)

4. Kết luận và dán nhãn.