

Tổng quan về kim loại nhóm B (Kim loại chuyển tiếp)

Các kim loại nhóm B, hay còn gọi là kim loại chuyển tiếp, là những nguyên tố mà nguyên tử có phân lớp d hoặc f đang được xây dựng dở dang. Trong chương trình Hóa học 12, chúng ta tập trung vào một số kim loại phổ biến như Đồng (Cu), Kẽm (Zn), Sắt (Fe) và Crom (Cr). Chúng có những đặc điểm chung và riêng biệt rất quan trọng.

- **Cấu hình electron:** Có cấu hình electron lớp ngoài cùng là ns^1 hoặc ns^2 .
- **Số oxi hóa:** Có nhiều số oxi hóa khác nhau trong các hợp chất.
- **Tính chất:** Đa số là kim loại nặng, có tính khử yếu hơn kim loại nhóm IA, IIA.
- **Hợp chất:** Ion của chúng thường có màu. Nhiều kim loại và hợp chất của chúng có khả năng làm xúc tác.

I. Đồng (Cu)

1. Vị trí và cấu hình electron

- **Vị trí:** Ô số 29, chu kì 4, nhóm IB.
- **Cấu hình electron:** $[Ar] 3d^{10}4s^1$. Đây là cấu hình đặc biệt, bền vững hơn so với cấu hình $[Ar] 3d^94s^2$.
- **Số oxi hóa phổ biến:** +1 (trong Cu_2O , $CuCl$) và +2 (trong CuO , $CuSO_4$).

2. Tính chất vật lí

Đồng là kim loại màu đỏ, dẻo, dễ kéo sợi và dát mỏng. Dẫn điện và dẫn nhiệt rất tốt, chỉ kém bạc.

3. Tính chất hóa học

Đồng là kim loại có tính khử yếu, đứng sau H trong dãy điện hóa.

a. Tác dụng với phi kim

Ở nhiệt độ cao, Cu tác dụng với nhiều phi kim như O_2 , Cl_2 , S.

- Với oxi: **$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$ (màu đen)** (khi đun nóng)
- Với clo: **$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$ (màu lục)** (khi đun nóng)
- Với lưu huỳnh: **$Cu + S \rightarrow CuS$ (màu đen)** (khi đun nóng)

b. Tác dụng với axit

Cu không tác dụng với dung dịch HCl và H_2SO_4 loãng vì đứng sau H.

Cu tác dụng với các axit có tính oxi hóa mạnh như HNO_3 và H_2SO_4 đặc, nóng, tạo ra muối Cu(II) và các sản phẩm khử.

- Với HNO_3 đặc: **$Cu + 4HNO_3(\text{đặc}) \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$**
- Với HNO_3 loãng: **$3Cu + 8HNO_3(\text{loãng}) \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO \uparrow + 4H_2O$**
- Với H_2SO_4 đặc, nóng: **$Cu + 2H_2SO_4(\text{đặc, nóng}) \rightarrow CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$**

c. Tác dụng với dung dịch muối

Cu đẩy được các kim loại yếu hơn nó ra khỏi dung dịch muối.

- Ví dụ 1: $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{Ag} \downarrow$ (Dung dịch chuyển sang màu xanh lam của ion Cu^{2+})

II. Kẽm (Zn)

1. Vị trí và cấu hình electron

- **Vị trí:** Ô số 30, chu kì 4, nhóm IIB.
- **Cấu hình electron:** $[\text{Ar}] 3d^{10}4s^2$.
- **Số oxi hóa phổ biến:** +2.

2. Tính chất vật lí

Kẽm là kim loại màu trắng xanh, giòn ở nhiệt độ thường nhưng trở nên dẻo ở 100-150°C.

3. Tính chất hóa học

Kẽm có tính khử mạnh, mạnh hơn sắt nhưng yếu hơn các kim loại kiềm, kiềm thổ.

a. Tác dụng với phi kim

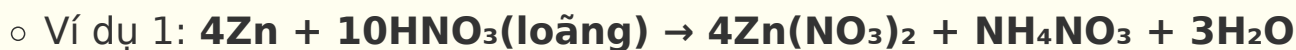
Kẽm tác dụng với hầu hết các phi kim khi đun nóng.

- Với oxi: $2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$ (khi đun nóng)
- Với clo: $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$ (khi đun nóng)

b. Tác dụng với axit

- Với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

- Với dung dịch HNO_3 , H_2SO_4 đặc: Kẽm khử N^{+5} và S^{+6} xuống các mức oxi hóa thấp hơn, có thể tạo cả NH_4NO_3 nếu axit rất loãng.



c. Tác dụng với dung dịch kiềm

Kẽm và hợp chất của nó (ZnO , $\text{Zn}(\text{OH})_2$) có tính lưỡng tính nên có thể tác dụng với dung dịch kiềm mạnh.



d. Tác dụng với dung dịch muối

Kẽm đẩy các kim loại yếu hơn ra khỏi dung dịch muối.



III. Sắt (Fe)

1. Vị trí và cấu hình electron

- **Vị trí:** Ô số 26, chu kì 4, nhóm VIIIB.
- **Cấu hình electron:** **$[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$** .
- **Số oxi hóa phổ biến:** +2 và +3.

2. Tính chất vật lí

Sắt là kim loại màu trắng xám, dẻo, dễ rèn, có tính nhiễm từ mạnh.

3. Tính chất hóa học

Sắt có tính khử trung bình. Trong phản ứng, Fe có thể bị oxi hóa lên số oxi hóa +2 hoặc +3 tùy thuộc vào chất oxi hóa.

a. Tác dụng với phi kim

- Với oxi: Trong không khí ẩm, sắt bị gỉ tạo $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Khi đốt trong oxi, sắt cháy tạo oxit sắt từ. $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$ (khi đun nóng)
- Với halogen: Tác dụng với các halogen mạnh (Cl_2 , Br_2) tạo muối sắt (III). $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
- Với lưu huỳnh: Tác dụng với lưu huỳnh tạo muối sắt (II). $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ (khi đun nóng)

b. Tác dụng với axit

- Với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng: Tạo muối sắt (II) và giải phóng khí H_2 . $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- Với dung dịch HNO_3 , H_2SO_4 đặc, nóng: Tạo muối sắt (III) và sản phẩm khử. $\text{Fe} + 6\text{HNO}_3(\text{đặc, nóng}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$
- Lưu ý đặc biệt:** Sắt bị thụ động hóa (không phản ứng) trong dung dịch HNO_3 đặc, nguội và H_2SO_4 đặc, nguội.

c. Tác dụng với dung dịch muối

Sắt đẩy được các kim loại đứng sau nó ra khỏi dung dịch muối.

- Ví dụ 1: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$

- Ví dụ 2: $\text{Fe} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}\downarrow$. Nếu AgNO_3 dư, có thể xảy ra phản ứng: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Ag}$.

4. Hợp chất quan trọng của Sắt

- **Hợp chất Sắt (II):** FeO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, muối Fe^{2+} . Chúng có tính khử đặc trưng. Ví dụ: $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$. Dung dịch muối sắt (II) có màu lục nhạt.
- **Hợp chất Sắt (III):** Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, muối Fe^{3+} . Chúng có tính oxi hóa đặc trưng. Ví dụ: $2\text{FeCl}_3 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$. Dung dịch muối sắt (III) có màu vàng nâu.

IV. Crom (Cr)

1. Vị trí và cấu hình electron

- **Vị trí:** Ô số 24, chu kì 4, nhóm VIB.
- **Cấu hình electron:** $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$. Cấu hình bán bão hòa bền vững.
- **Số oxi hóa phổ biến:** +2, +3, +6.

2. Tính chất vật lí

Crom là kim loại màu trắng bạc, rất cứng (cứng nhất trong các kim loại), khó nóng chảy. Crom bền trong không khí và nước do có lớp màng oxit bảo vệ.

3. Tính chất hóa học

Crom có tính khử mạnh hơn sắt.

a. Tác dụng với phi kim

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

- Ví dụ: $2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_3$ (khi đun nóng)

b. Tác dụng với axit

- Với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng: Tạo muối crom (II) và giải phóng H_2 .
 $\text{Cr} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- **Lưu ý đặc biệt:** Giống như sắt, crom cũng bị thụ động hóa trong dung dịch HNO_3 đặc, nguội và H_2SO_4 đặc, nguội.

4. Hợp chất quan trọng của Crom

Hợp chất của Crom rất đa dạng về tính chất hóa học, phụ thuộc vào số oxi hóa.

a. Hợp chất Crom (II) (Số oxi hóa +2)

- **CrO :** Oxit bazơ, màu đen.
- **Cr(OH)_2 :** Hidroxit bazơ, màu vàng.
- **Muối Cr^{2+} :** Có tính khử rất mạnh. Trong không khí, dung dịch muối Cr^{2+} dễ dàng bị oxi hóa thành muối Cr^{3+} .
 $4\text{CrCl}_2 + \text{O}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow 4\text{CrCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

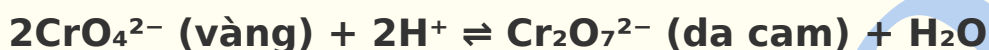
b. Hợp chất Crom (III) (Số oxi hóa +3)

- **Cr_2O_3 :** Oxit lưỡng tính, màu lục thẫm.
- **Cr(OH)_3 :** Hidroxit lưỡng tính, màu lục xám. Tác dụng được với cả axit và bazơ mạnh.
 - $\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Cr(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na[Cr(OH)}_4]$ (Natri cromit)
- **Muối Cr^{3+} :** Vừa có tính oxi hóa (trong môi trường bazơ), vừa có tính khử (trong môi trường axit).

c. Hợp chất Crom (VI) (Số oxi hóa +6)

- **CrO₃**: Oxit axit, màu đỏ thẫm. Tác dụng với nước tạo axit.
- **Axit cromic (H₂CrO₄) và đicromic (H₂Cr₂O₇)**: Chỉ tồn tại trong dung dịch.
- **Muối cromat (CrO₄²⁻) và đicromat (Cr₂O₇²⁻)**: Có tính oxi hóa rất mạnh, đặc biệt trong môi trường axit.

Trong dung dịch, tồn tại cân bằng giữa ion cromat và đicromat:



- Khi thêm axit (tăng H⁺), cân bằng chuyển dịch sang phải, dung dịch chuyển từ màu vàng sang màu da cam.
- Khi thêm bazơ (giảm H⁺), cân bằng chuyển dịch sang trái, dung dịch chuyển từ màu da cam sang màu vàng.

Ví dụ về tính oxi hóa mạnh của K₂Cr₂O₇:

