

Giới thiệu về Sơ đồ chuyển hóa Hóa học Vô cơ

Sơ đồ chuyển hóa (hay chuỗi phản ứng) là một công cụ hữu ích giúp học sinh hệ thống hóa kiến thức, hiểu rõ mối quan hệ giữa các chất và rèn luyện kỹ năng viết phương trình hóa học. Trong chương trình Hóa học lớp 12, các sơ đồ chuyển hóa liên quan đến kim loại và hợp chất của chúng là nội dung trọng tâm, thường xuyên xuất hiện trong các bài kiểm tra và kỳ thi quan trọng.

1. Sơ đồ chuyển hóa của Sắt (Fe) và hợp chất

Sắt là kim loại có tính khử trung bình, có thể thể hiện hai số oxi hóa phổ biến là +2 và +3. Các hợp chất của sắt cũng có tính chất hóa học đa dạng, tạo nên nhiều chuỗi chuyển hóa phức tạp.

1.1. Chuỗi chuyển hóa tạo hợp chất Sắt(II)

Sơ đồ: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeSO}_4$

1. $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2$

Sắt tác dụng với dung dịch axit (HCl, H_2SO_4 loãng) tạo muối sắt(II) và giải phóng khí hiđro.

Phương trình: $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

2. $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$

Dung dịch muối sắt(II) tác dụng với dung dịch kiềm tạo kết tủa trắng xanh Sắt(II) hiđroxit.

Phương trình: $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$

3. $\text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeO}$

Nhiệt phân Sắt(II) hiđroxit trong điều kiện không có không khí thu được Sắt(II) oxit.

Phương trình: $\text{Fe(OH)}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ, \text{ chân không}} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$

4. $\text{FeO} \rightarrow \text{FeSO}_4$

Sắt(II) oxit tác dụng với axit sunfuric loãng tạo muối Sắt(II) sunfat.

Phương trình: $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{loãng}) \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

1.2. Chuỗi chuyển hóa tạo hợp chất Sắt(III)

Sơ đồ: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$

1. $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3$

Sắt tác dụng với các phi kim có tính oxi hóa mạnh như Clo, Brom tạo muối sắt(III).

Phương trình: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\text{FeCl}_3$

2. $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$

Dung dịch muối sắt(III) tác dụng với dung dịch kiềm tạo kết tủa nâu đỏ Sắt(III) hiđroxit.

Phương trình: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \downarrow + 3\text{KCl}$

3. $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$

Nhiệt phân Sắt(III) hiđroxit thu được Sắt(III) oxit.

Phương trình: $2\text{Fe(OH)}_3 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

4. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$

Dùng các chất khử mạnh như CO, H₂, Al để khử Sắt(III) oxit ở nhiệt độ cao

(luyện gang, thép).

Phương trình: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \xrightarrow{\text{t}^\circ \text{ cao}} 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

1.3. Chuyển hóa giữa hợp chất Sắt(II) và Sắt(III)

Đây là dạng chuyển hóa quan trọng, thể hiện tính khử của hợp chất sắt(II) và tính oxi hóa của hợp chất sắt(III).

- **Oxi hóa $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$:**

Ví dụ 1: Cho dung dịch FeCl_2 tác dụng với Cl_2 .



Ví dụ 2: Trong không khí, Fe(OH)_2 (trắng xanh) bị oxi hóa thành Fe(OH)_3 (nâu đỏ).



- **Khử $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$:**

Ví dụ 1: Cho bột sắt dư vào dung dịch FeCl_3 .



Ví dụ 2: Cho dung dịch Cu vào dung dịch FeCl_3 .



2. Sơ đồ chuyển hóa của Nhôm (Al) và hợp chất

Nhôm là kim loại có tính khử mạnh. Đặc điểm nổi bật của hợp chất nhôm (Al_2O_3 , Al(OH)_3) là tính lưỡng tính.

2.1. Chuỗi chuyển hóa thể hiện tính chất của Nhôm

Sơ đồ: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Na[Al(OH)}_4] \text{ (hoặc } \text{NaAlO}_2)$

1. $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Nhôm tác dụng với dung dịch H_2SO_4 loãng.

Phương trình: $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (loãng)} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$

2. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$

Cho dung dịch amoniac (một bazơ yếu) vào dung dịch muối nhôm để thu kết tủa keo trắng, không tan trong NH_3 dư.

Phương trình: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

3. $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

Nhiệt phân Nhôm hiđroxit.

Phương trình: $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

4. $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}$

Điện phân nóng chảy nhôm oxit (có mặt criolit để hạ nhiệt độ nóng chảy).

Phương trình: $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{(điện phân nóng chảy, criolit)}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2 \uparrow$

5. $\text{Al} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

Nhôm tan được trong dung dịch kiềm mạnh, thể hiện tính chất của kim loại lưỡng tính.

Phương trình: $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2 \uparrow$

2.2. Tính lưỡng tính của $\text{Al}(\text{OH})_3$ và Al_2O_3

Cả nhôm oxit và nhôm hiđroxit đều có thể tác dụng với cả axit và bazơ mạnh.

Hợp chất	Tác dụng với Axit (HCl)	Tác dụng với Bazo (NaOH)
Al₂O₃	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Al(OH)₃	$\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na[Al(OH)}_4\text{]}$

3. Sơ đồ chuyển hóa của Crom (Cr) và hợp chất

Crom có các số oxi hóa phổ biến là +2, +3, +6. Hợp chất Crom(III) có tính lưỡng tính, hợp chất Crom(VI) có tính oxi hóa rất mạnh.

3.1. Chuỗi chuyển hóa hợp chất Crom(II), Crom(III)

Sơ đồ: **Cr → CrCl₂ → Cr(OH)₂ và Cr → CrCl₃ → Cr(OH)₃**

- **Cr → CrCl₂**

Crom tác dụng với axit HCl, H₂SO₄ loãng tạo muối Crom(II).

Phương trình: **Cr + 2HCl → CrCl₂ + H₂↑**

- **CrCl₂ → Cr(OH)₂**

Phương trình: **CrCl₂ + 2NaOH → Cr(OH)₂↓ + 2NaCl**

- **Cr → CrCl₃**

Crom tác dụng với Clo ở nhiệt độ cao tạo muối Crom(III).

Phương trình: **2Cr + 3Cl₂ --(t°)--> 2CrCl₃**

- **CrCl₃ → Cr(OH)₃**

Phương trình: **CrCl₃ + 3NaOH (vừa đủ) → Cr(OH)₃↓ + 3NaCl**

Lưu ý: Cr(OH)₃ là chất lưỡng tính, tan trong kiềm dư: **Cr(OH)₃ + NaOH → Na[Cr(OH)₄] (hoặc NaCrO₂)**

3.2. Chuyển hóa giữa hợp chất Crom

Sơ đồ: $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$ (màu vàng) $\leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (màu da cam)

1. Oxi hóa $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$ (CrO_4^{2-})

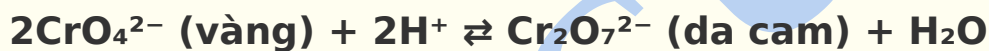
Trong môi trường kiềm, hợp chất Cr(III) bị oxi hóa bởi các chất oxi hóa mạnh (Cl_2 , Br_2 , H_2O_2) lên Cr(VI).

Phương trình: $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Br}_2 + 16\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaCl} + 6\text{NaBr} + 8\text{H}_2\text{O}$

2. Cân bằng giữa ion cromat (CrO_4^{2-}) và đicromat ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)

Trong dung dịch, hai ion này tồn tại ở trạng thái cân bằng, phụ thuộc vào pH của môi trường.

- Trong môi trường axit, cân bằng chuyển dịch theo chiều tạo ion đicromat (màu da cam).



- Trong môi trường kiềm, cân bằng chuyển dịch theo chiều tạo ion cromat (màu vàng).



3. Tính oxi hóa mạnh của Cr^{6+}

Trong môi trường axit, ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ có tính oxi hóa rất mạnh, có thể oxi hóa Fe^{2+} , I^- , S^{2-} ...

Ví dụ: Oxi hóa FeSO_4 .



4. Sơ đồ chuyển hóa của kim loại kiềm, kiềm thổ

Đây là các kim loại có tính khử rất mạnh, hợp chất của chúng có nhiều ứng dụng và tạo nên các chuỗi chuyển hóa quen thuộc.

4.1. Chuỗi chuyển hóa của Canxi (liên quan đến đá vôi)

Sơ đồ: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$

1. **$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$** (Nung vôi)

Phương trình: **$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ > 900^\circ\text{C}} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$**

2. **$\text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$** (Tô vôi)

Phương trình: **$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$**

3. **$\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$** (Nước vôi trong hấp thụ CO_2)

Phương trình: **$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$**

4. **$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$** (Hiện tượng xâm thực đá vôi)

Phương trình: **$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$**

5. **$\text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$** (Sự hình thành thạch nhũ trong hang động)

Phương trình: **$\text{Ca(HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$**