**KIẾN THỨC CƠ BẢN HÓA HỌC 12 HỌC KỲ II**

**CHƯƠNG 5: ĐẠI CƯƠNG VỀ KIM LOẠI**

**A. TÍNH CHẤT CỦA KIM LOẠI – DÃY ĐIỆN HÓA CỦA KIM LOẠI**

**I. Tính chất vật lí**:

**Kim loại có những tính chất vật lí chung** :Tính dẻo - Tính dẫn điện - Tính dẫn nhiệt - Ánh kim

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

**II. Tính chất hóa học:**

Tính chất hóa học chung của kim loại là **tính khử (dễ bị oxi hóa)**

M → Mn+ + ne (n=1,2 hoặc 3e)

**1. Tác dụng với phi kim**:

**2. Tác dụng với dung dịch axit**:

**a. Với dung dịch axit HCl , H2SO4 loãng**: (trừ Cu , Ag , Hg , Pt, Au) → muối + H2.

**b. Với dung dịch HNO3 , H2SO4 đặc**: (trừ Pt , Au ) → muối + sản phẩm khử + nước.

**Chú ý**: HNO3 , H2SO4 đặc nguội **không** phản ứng với các kim loại Al , Fe, Cr …

**3. Tác dụng với nước:** Li , K , Ba , Ca , Na + nước ở nhiệt độ thường → bazơ + H2

2Na + 2H2O  2NaOH + H2

**4. Tác dụng với dung dịch muối:** kim loại mạnh hơn khử ion của kim loại yếu hơn trong dung dịch muối thành kim loại tự do.

 nA + mBn+ 🡪 nA m+ + mB

**III. Dãy điện hóa của kim loại**:

**1. Dãy điện hóa của kim loại:**

K+ Na+ Ca2+ Mg2+ Al3+ Zn2+ Fe2+ Ni2+ Sn2+ Pb2+ H Cu2+ **Fe3+** Hg2+ Ag+ Pt2+ Au3+

Tính oxi hóa của ion kim loại tăng dần

K Na Ca Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb H2 Cu **Fe2+** Hg Ag Pt Au

Tính khử của kim loại giảm dần

**2. Ý nghĩa của dãy điện hóa**:

Dự đoán chiều của phản ứng giữa 2 cặp oxi hóa khử xảy ra theo chiều: chất oxi hóa mạnh hơn sẽ oxi hóa chát khử mạnh hơn sinh ra chất oxi hóa yếu hơn và chất khử yếu hơn.( qui tắc α )

*Tổng quát: có 2 cặp oxi hóa khử* Xx+X và Yy+Y (Xx+X đứng trước Yy+Y).



Phương trình phản ứng : Yy+ + X → Xx+ + Y

 (OXH mạnh) (K mạnh) (OXH yếu) (K yếu)

**B. SỰ ĂN MÒN KIM LOẠI**

**I. Khái niệm:** Sự ăn mòn kim loại là sự phá hủy kim loại hoặc hợp kim do tác dụng của các chất trong môi trường xung quanh.

M -→ Mn+ + ne

**II. Các dạng ăn mòn kim loại:**

**1. Ăn mòn hóa học**: là quá trình oxi hóa - khử, trong đó các electron của kim loại được chuyển trực tiếp đến các chất trong môi trường.

**2. Ăn mòn điện hóa học**:

**a. Khái niệm**: ăn mòn điện hóa là quá trình oxi hóa – 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. Cơ chế:**

+ Cực âm: kim loại có tính khử mạnh hơn bị oxi hóa. + Cực dương: kim loại có tính khử yếu hơn.

**III. Chống ăn mòn kim loại:**

**a. Phương pháp bảo vệ bề mặt:**

**b. Phương pháp điện hóa:** Nối kim loại cần bảo vệ với một kim loại có tính khử mạnh hơn. để bảo vệ vỏ tàu biển làm bằng thép người ta gắn vào những mặt ngoài của vỏ tàu (phần chìm dưới nước) những lá kẽm (Zn).

**C. ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI**

**I. Nguyên tắc**: Khử ion kim loại thành nguyên tử.

Mn+ + ne -→ M

**II. Phương pháp**:

**1. Phương pháp nhiệt luyện:** dùng điều chế những kim loại (**sau Al**) như: Zn , Fe , Sn , Pb , Cu , Hg …

Dùng các chất khử mạnh như: C , CO , H2 hoặc Al để khử các ion kim loại trong oxit ở nhiệt độ cao.

 PbO + H2  Pb + H2O Fe2O3 + 3CO  2Fe + 3CO2

**2. phương pháp thủy luyện:** dùng điều chế những kim loại Cu , Ag , Hg …

Dùng kim loại có tính khử mạnh hơn để khử ion kim loại trong dung dịch muối

 Fe + CuSO4 → Cu + FeSO4

**3. Phương pháp điện phân**:

**a. điện phân nóng chảy**: điều chế những kim loại K , Na , Ca , Mg , Al.

Điện phân nóng chảy các hợp chất (muối, oxit, bazơ) của chúng.

2NaCl  2Na + Cl2 MgCl2 Mg + Cl2 2Al2O3 4Al + 3O2

**b. Điện phân dung dịch:** điều chế kim loại đứng sau Al.

CuCl2  Cu + Cl2

4AgNO3  + 2H2O  4Ag + O2 + 4HNO3

CuSO4  + 2H2O  2Cu + 2H2SO4 + O2

**c.Tính lượng chất thu được ở các điện cực**

 m= 

m: Khối lượng chất thu được ở các điện cực A: Khối lượng mol nguyên tử (hay M)

I: Cường độ dòng điện (ampe) t : Thời gian (giây)

n : số electron mà nguyên tử hay ion cho hoặc nhận

------------------------🙠🟑🙢------------------------

**CHƯƠNG 6: KIM LOẠI KIỀM – KIỀM THỔ - NHÔM**

**A. KIM LOẠI KIỀM**

**I. Vị trí trong bảng tuần hoàn, cấu hình electron**:

Kim loại kiềm gồm: Liti (Li) , Natri (Na) , Kali (K) , Rubiđi (Rb) , Xesi (Cs) , Franxi (Fr).

Thuộc nhóm IA (Cấu hình electron: **ns1)**

Li (Z=3) 1s2**2s1** hay [He]2s1 Na (Z=11) 1s22s22p6**3s1** hay [Ne]3s1

K (Z=19) 1s22s22p63s23p6**4s1** hay [Ar]4s1

**Đều có 1e ở lớp ngoài cùng →**

**II. Tính chất hóa học:**

Có tính khử mạnh: M → M+ + e

**1. Tác dụng với phi kim:** 4Na + O2 → 2Na2O 2Na + Cl2 → 2NaCl

**2. Tác dụng với axit (HCl , H2SO4 loãng)**: tạo muối và H2

2Na + 2HCl → 2NaCl + H2↑

**3. Tác dụng với nước:** tạo dung dịch kiềm và H2

2Na + 2H2O → 2NaOH + H2↑

**III. Điều chế:**

**1. Nguyên tắc**: Khử ion kim loại kiềm thành nguyên tử.

**2. Phương pháp**: Điện phân nóng chảy muối halogen hoặc hidroxit của chúng.

Điều chế Na bằng cách điện phân nóng chảy NaCl và NaOH

2NaCl  2Na + Cl2 4NaOH  4Na + 2H2O + O2

**B. KIM LOẠI KIỀM THỔ VÀ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA KIM LOẠI KIỀM THỔ**

**A. Kim loại kiềm thổ**

**I. Vị trí – cấu hình electron:**

Thuộc nhóm IIA gồm các nguyên tố sau: beri (Be) , magie (Mg) , canxi (Ca) , stronti (Sr) , bari (Ba).

Cấu hình electron:

Be (Z=4) 1s2**2s2** hay [He]2s2 Mg (Z=12) 1s22s22p6**3s2** hay [Ne]3s2

Ca (Z= 20) 1s22s22p63s23p6**4s2** hay [Ar]4s2

**Đều có 2e ở lớp ngoài cùng**

**II. Tính chất hóa học:**

Có **tính khử mạnh** (nhưng yếu hơn kim loại kiềm) M → M2+ + 2e

**1. Tác dụng với phi kim:**

Ca + Cl2 → CaCl2 2Mg + O2 → 2MgO

**2. Tác dụng với dung dịch axit:**

**a. Với axit HCl , H2SO4 loãng**: tạo muối và giải phóng H2

Mg + 2HCl → MgCl2 + H2 Mg + H2SO4 → MgSO4 + H2

**b. Với axit HNO3 , H2SO4 đặc**: tạo muối + sản phẩm khử + H2O

4Mg + 10HNO3 ( loãng) → 4Mg(NO3)2 + NH4NO3 + 3H2O

4Mg + 5H2SO4 (đặc) → 4MgSO4 + H2S+ 4H2O

**3. Tác dụng với nước:** Ở nhiệt độ thường: Ca , Sr , Ba phản ứng tạo bazơ và H2.

Ca + 2H2O → Ca(OH)2 + H2

**B. Một số hợp chất quan trọng của canxi:**

**I. Canxi hidroxit – Ca(OH)2:**

+ Tác dụng với axit: Ca(OH)2 + 2HCl → CaCl2 + 2H2O

+ Tác dụng với oxit axit: Ca(OH)2 + CO2 → CaCO3↓ + H2O (nhận biết khí CO2)

+ Tác dụng với dung dịch muối: Ca(OH)2 + Na2CO3 → CaCO3 ↓+ 2NaOH

**II. Canxi cacbonat – CaCO3**:

+ Phản ứng phân hủy: CaCO3  CaO + CO2

+ Phản ứng với axit mạnh: CaCO3 + 2HCl → CaCl2 + CO2 + H2O

+ Phản ứng với nước có CO2: CaCO3 + H2O + CO2 → Ca(HCO3)2

**III. Canxi sunfat:**

Thạch cao sống: CaSO4.2H2O Thạch cao nung: CaSO4.H2O Thạch cao khan: CaSO4

**C. Nước cứng**:

**1. Khái niệm**: nước có chứa **nhiều** ion Ca2+ và Mg2+ được gọi là nước cứng.

Phân loại:

a. Tính cứng tạm thời: gây nên bởi các muối Ca(HCO3)2 và Mg(HCO3)2

b. Tính cứng vĩnh cửu: gây nên bởi các muối CaSO4 , MgSO4 , CaCl2 , MgCl2

c. Tính cứng toàn phần: gồm cả tính cứng tạm thời và vĩnh cửu.

**2. Cách làm mềm nước cứng**:

**Nguyên tắc:** là làm giảm nồng độ các ion Ca2+ , Mg2+ trong nước cứng.

a. phương pháp kết tủa:

\* Đối với nước có tính cứng tạm thời:

+ Đun sôi , lọc bỏ kết tủa: Ca(HCO3)2 CaCO3 ↓ + CO2 ↑ + H2O

+ Dùng Ca(OH)2 , lọc bỏ kết tủa:

Ca(HCO3)­2 + Ca(OH)2 → 2CaCO3↓ + 2H2O

+ Dùng Na2CO3 ( hoặc Na3PO4):

Ca(HCO3)2 + Na2CO3 → CaCO3 ↓ + 2NaHCO3

\* Đối với nước có tính cứng vĩnh cửu và toàn phần: dùng Na2CO3 (hoặc Na3PO4)

CaSO4 + Na2CO3 → CaCO3↓ + Na2SO4

**b. Phương pháp trao đổi ion:**

**3. Nhận biết ion Ca2+ , Mg2+ trong dung dịch**: Thuốc thử: dung dịch chứa CO32- (như Na2CO3 …)

**C. NHÔM VÀ HỢP CHẤT CỦA NHÔM**

**A. Nhôm:**

**I. Vị trí – cấu hình electron**:

Nhóm IIIA , chu kì 3 , ô thứ 13.

Cấu hình electron: Al (Z=13): 1s22s22p63s23p1 hay [Ne]3s23p1 Al3+: 1s22s22p6

**II. Tính chất hóa học:**

Có tính **khử mạnh** (yếu hơn kim loại kiềm, kiềm thổ) Al → Al3+ + 3e

**1. Tác dụng với phi kim**:

2Al + 3Cl2 → 2AlCl3 4Al + 3O2 → 2Al2O3

**2. Tác dụng với axit**:

**a. Với axit HCl , H2SO4 loãng**:

2Al + 6HCl → 2AlCl3 + 3H2 2Al + 3H2SO4 → Al2(SO4)3 + 3H2

**b. Với axit HNO3 , H2SO4 đặc**:

Al + 4HNO3 (loãng) → Al(NO3)3 + NO + 2H2O

2Al + 6H2SO4 (đặc)  Al2(SO4)3 + 3SO2 + 6H2O

**Chú ý: Al không tác dụng với HNO3 đặc nguội và H2SO4 đặc nguội**

**3. Tác dụng với oxit kim loại:**

2Al + Fe2O3  Al2O3 + 2Fe

**4. Tác dụng với nước**:

Nhôm không tác dụng với nước dù ở nhiệt độ cao vì trên bề mặt của Al phủ kin một lớp Al2O3 rất mỏng, bền và mịn không cho nước và khí thấm qua.

**5. Tác dụng với dung dịch kiềm:**

2Al + 2NaOH + 2H2O → 2NaAlO2 + 3H2 ↑

**IV. Sản xuất nhôm**:

**1. nguyên liệu**: quặng boxit (Al2O3.2H2O)

**2. Phương pháp**: điện phân nhôm oxit nóng chảy

2Al2O3  4Al + 3O2

**B. Một số hợp chất của nhôm**

**I. Nhôm oxit – Al2O3** là oxit lưỡng tính

Tác dụng với axit: Al2O3 + 6HCl → 2AlCl3 + 3H2O

Tác dụng với dung dịch kiềm: Al2O3 + 2NaOH → 2NaAlO2 + H2O

**II. Nhôm hidroxit – Al(OH)3** là hidroxit lưỡng tính.

Tác dụng với axit: Al(OH)3 + 3HCl → AlCl3 + 3H2O

Tác dụng với dung dịch kiềm: Al(OH)3 + NaOH → NaAlO2 + 2H2O

**Điều chế Al(OH)3:**

AlCl3 + 3NH3 + 3H2O → Al(OH)3 ↓ + 3NH4Cl

Hay: AlCl3 + 3NaOH → Al(OH)3 + 3NaCl

**III. Nhôm sunfat:**

Quan trọng là phèn chua, công thức: K2SO4.Al2(SO4)3.24H2O hay KAl(SO4)2.12H2O

**IV. Cách nhận biết ion Al3+ trong dung dịch**:

+ Thuốc thử: dung dịch NaOH dư

+ Hiện tượng: kết tủa keo trắng xuất hiện sau đó tan trong NaOH dư.

------------------------🙠🟑🙢------------------------

**CHƯƠNG 7: SẮT – ĐỒNG – CROM VÀ MỘT SỐ KIM LOẠI KHÁC**

**A. SẮT (Fe=56)**

**I. Vị trí – cấu hình electron:**

Sắt ở ô thứ 26, nhóm VIIIB, chu kì 4

Cấu hình electron: Fe (Z=26): 1s22s22p63s23p63d64s2 hay [Ar]3d64s2

 Fe2+: [Ar]3d6 Fe3+: [Ar]3d5

**II.Tính chất vật lí :**

Sắt có tính nhiễm từ khí bị nam châm hút.Dẫn điện kém và giảm dần :Ag>Cu>Au>Al>Fe

**II. Tính chất hóa học:**

Có tính khử trung bình

Fe → Fe+2 + 2e Fe → Fe+3 + 3e

 **1. Tác dụng với phi kim**:

Fe + S  FeS 3Fe + 2O2  Fe3O4 2Fe + 3Cl2  2FeCl3

**2. Tác dụng với axit:**

**a. Với dung dịch HCl, H2SO4 loãng**: tạo muối Fe (II) và H2

Fe + H2SO4 → FeSO4 + H2↑

Fe + 2HCl → FeCl2 + H2

**b. Với dung dịch HNO3 và H2SO4 đặc nóng**: tạo muối Fe (III)

Fe + 4 HNO3 (loãng) → Fe(NO3)3 + NO↑ + 2H2O

2Fe + 6H2SO4 (đặc)  Fe2(SO4)3 + 3SO2↑ + 6H2O

**Chú ý**: **Fe không tác dụng với axit HNO3 đặc nguội và H2SO4 đặc nguội**

**3. Tác dụng với dung dịch muối**: Fe khử được ion của các kim loại đứng sau nó.

Fe + CuSO4 → FeSO4 + Cu↓

**B. HỢP CHẤT CỦA SẮT**

**I.Hợp chất sắt (II)**

Tính chất hóa học đặc trưng của hợp chất sắt (II) là tính khử (dễ bị oxi hóa)

**1. Sắt (II) oxit: FeO**

3FeO + 10HNO3 (loãng)  3Fe(NO3)3 + NO↑ + 5H2O

Fe2O3 + CO  2FeO + CO2↑

**2. Sắt (II) hidroxit: Fe(OH)2**

4Fe(OH)2 + O2 + 2H2O → 4Fe(OH)3↓

**3. Muối sắt (II):**

2FeCl2 + Cl2 → 2FeCl3

**Chú ý:** FeO , Fe(OH)2 khi tác dụng với HCl hay H2SO4 loãng tạo muối sắt (II)

FeO + 2HCl → FeCl2 + H2 Fe(OH)2 + 2HCl → FeCl2 + 2H2O

**II. Hợp chất sắt (III):**

**Hợp chất** **sắt (III) có tính oxi hóa**.

**1. Sắt (III) oxit**: **Fe2O3**

Là oxit bazơ: tác dụng với axit tạo muối sắt (III) và nước.

Fe2O­3 + 6HCl → 2FeCl3 + 3H2O Fe2O3 + 6HNO3 → 2Fe(NO3)3 + 2H2O

Bị CO, H2 , Al khử thành Fe ở nhiệt độ cao: Fe2O3 + 3CO  2Fe + 3CO2

**Điều chế:** phân hủy Fe(OH)3 ở nhiệt độ cao.

2Fe(OH)3  Fe2O3 + 3H2O

**2. Sắt (III) hidroxit**: **Fe(OH)3**

Tác dụng với axit: tạo muối và nước

Fe(OH)3 + 3H2SO4 → Fe2(SO4)3 + 6H2O

Điều chế: cho dung dịch kiềm tác dụng với muối sắt (III).

FeCl3 + 3NaOH → Fe(OH)3 ↓ + 3NaCl

**3. Muối sắt (III):**

**Có tính oxi hóa (dễ bị khử)**

Fe + 2FeCl3 → 3FeCl2Cu + 2FeCl3 → 2FeCl2 + CuCl2

**C. HỢP KIM CỦA SẮT**

|  |  |
| --- | --- |
| **GANG** | **THÉP** |
| **- Khái niệm:** là hợp kim của Fe với C (2-5%), ngoài ra còn một lượng nhỏ Si, Mn, S,...**- Phân loại:** + Gang trắng: chứa ít C. Si, rất cứng, dùng để luyện thép + Gang xám: chứa nhiều C, Si, kém cứng, dùng để đúc các bộ phận máy móc, ống dẫn nước, cánh cửa,....**- Nguyên tắc sản xuất gang:** khử oxit sắt bằng than cốc (CO) trong lò cao**- Nguyên liệu sản xuất gang:** Quặng sắt, than cốc, chất chảy (CaCO3, SiO2) | **- Khái niệm:** là hợp kim của Fe với C (0,01-2%), ngoài ra còn một lượng nhỏ Si, Mn, Cr, Ni...- Phân loại: + Thép thường (thép cacbon): chứa ít C,Si,Mn và rất ít S,P + Thép đặc biệt: là thép có thêm một số các nguyên tố: Si, Mn, Cr, Ni, W, V**- Nguyên tắc sản xuất thép:** Làm giảm hàm lượng các tạp chất (C, S, Si, Mn,..) có trong gang bằng cách oxi hoá các tạp chất đó thành oxit rồi biến thành xỉ và tách ra khỏi thép**- Nguyên liệu sản xuất thép:** gang trắng |

**C. CROM**

**1. Vị trí – cấu hình e:**

 - Thuộc ô 24, nhóm VIB, chu kì 4.

- Cấu hình electron: 1s22s22p63s23p63d54s1 hay [Ar]3d54s1.

**2. Tính chất vật lí:**

- Crom là kim loại màu trắng bạc, có khối lượng riêng lớn (d = 7,2g/cm3), t0nc = 18900C.

- Là kim loại **cứng nhất**, có thể rạch được thuỷ tinh.

**3. Tính chất hoá học**

- Là kim loại có tính khử mạnh hơn sắt.

- Trong các hợp chất crom có số oxi hoá từ +1 → +6 **(hay gặp +2, +3 và +6).**

**a) Tác dụng với phi kim**

  

**b) Tác dụng với nước**

Cr bền với nước và không khí do có lớp màng oxit rất mỏng, bền bảo vệ ⇨ mạ crom lên sắt để bảo vệ sắt và dùng Cr để chế tạo thép không gỉ.

**c) Tác dụng với axit**

Cr + 2HCl → CrCl2 + H2↑ Cr + H2SO4 → CrSO4 + H2↑

**🕭** Cr **không** tác dụng với dung dịch **HNO3 hoặc H2SO4 đặc, nguội**.

**4. Hợp chất crom (III)**

**a) Crom (III) oxit – Cr2O3**

❖ Cr2O3 là chất rắn, màu lục thẩm, không tan trong nước.

❖ Cr2O3 là oxit lưỡng tính

Cr2O3 + 2NaOH (đặc) → 2NaCrO2 + H2O Cr2O3 + 6HCl → 2CrCl3 + 3H2

**b) Crom (III) hiđroxit – Cr(OH)3**

❖ Cr(OH)3 là chất rắn, màu lục xám, không tan trong nước.

❖ Cr(OH)3 là một hiđroxit lưỡng tính

Cr(OH)3 + NaOH → NaCrO2 + 2H2O Cr(OH)3+ 3HCl → CrCl3 + 3H2O

❖ Tính khử và tính oxi hoá:

2CrCl3 + Zn → 2CrCl2 + ZnCl2

2Cr3+ + Zn → 2Cr2+ + Zn2+

2NaCrO2 + 3Br2 + 8NaOH → 2Na2CrO4 + 6NaBr + 4H2O

 + 3Br2 + 8OH- →  + 6Br - + 4H2O

**5. Hợp chất crom (VI)**

**a) Crom (VI) oxit – CrO3**

❖ CrO3 là chất rắn màu đỏ thẫm.

❖ Là một oxit axit CrO3 + H2O → H2CrO4 (axit cromic)

2CrO3 + H2O → H2Cr2O7 (axit đicromic)

❖ Có tính oxi hoá mạnh: Một số chất hữu cơ và vô cơ (S, P, C, C2H5OH) bốc cháy khi tiếp xúc với CrO3.

 **b) Muối crom (VI)**

❖ Là những hợp chất bền.

 - Na2CrO4 và K2CrO4 có màu vàng (màu của ion )

 - Na2Cr2O7 và K2Cr2O7 có màu da cam (màu của ion )

❖ Các muối cromat và đicromat có tính oxi hoá mạnh.



❖ Trong dung dịch của ion  luôn có cả ion ở trạng thái cân bằng với nhau:

****

 Đicromat (màu da cam) cromat (màu vàng)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 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 hiđroxit có tính **bazơ**. | - Oxit và hiđroxit có tính **lưỡng tính**. | - Oxit và hiđroxit có tính **axit**. |