**KIM LOẠI KIỀM ( NHÓM IA )**

1. Vị trí trong bảng tuần hoàn, cấu hình electron nguyên tử
* Kim loại kiềm thuộc nhóm IA gồm các nguyên tố: Li, Na, K, Rb, Cs và Fr
* Cấu hình electron ngoài cùng: ns1
1. Tính chất vật lý
* Kim loại kiềm có mạng lập phương tâm khối
* Trong tinh thể các nguyên tử và ion liên kết với nhau bằng liên kết kim loại yếu

Vì thế kim loại kiềm có to nóng chảy, to sôi, độ cứng thấp

1. Tính chất hoá học
* Là chất khử rất mạnh. Tính khử tăng từ Li đến xesi

 M – 1e → M+

* Trong hợp chất các kim loại kiềm có S.O.H + 1
1. Tác dụng với phi kim

a./ Với oxi 4Na + O2(KK)  → 2Na2O

 2Na + O2 Khô  → Na2O2

b./ Với clo

 2Na + Cl2  → 2NaCl

1. Tác dụng với axit HCl, H2SO4 loãng

 2Na + 2HCl → 2NaCl + H2

1. Tác dụng với H2O ở to thường

 2K + 2H2O → 2KOH + H2

 Để bảo quản kim loại kiềm : Ngâm trong dầu hỏa (dầu hôi)

1. Ứng dụng, trạng thái tự nhiên và điều chế
2. Ứng dụng
* Chế tạo hợp kim có to nóng chảy thấp vd hợp kim Na – K có to nóng chảy 70oC dùng làm chất trao đổi nhiệt trong 1 số lò phản ứng hạt nhân.
* Hợp kim Li – Al siêu nhẹ, dùng trong kỹ thuật hàng không
* Xesi (Cs) dùng làm tế bào quang điện
1. Trạng thái tự nhiên trong tự nhiên các kim loại kiềm không có ở dạng đơn chất mà chỉ tồn tại ở dạng hợp chất
2. Điều chế điện phân nóng chảy muối halogenua hoặc hidroxit

Vd 22NaCl  2Na + Cl2

 2NaOH  2Na + H2O + O2

**MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA KIM LOẠI KIỀM**

1. NaOH (xút ăn da)
* Chất rắn không màu, dễ nóng chảy, hút ẩm mạnh, tan nhiều trong H2O và toả lượng nhiệt
* Là một bazơ mạnh

NaOH + CO2  NaHCO3

NaOH + CO2  Na2CO3  + H20

NaOH + HCl → NaCl + H2O

NaOH + CuSO4 → Na2SO4 + Cu(OH)2

* Ứng dụng : đọc SGK
1. NaHCO3
* Chất rắn màu trắng, ít tan trong H2O, dễ bị nhiệt phân

2NaHCO3  Na2CO3 + CO2 + H20

* NaHCO3: là **hợp chất lưỡng tính** (vừa t/d với axit, vừa tác dụng với bazơ)

NaHCO3 + HCl → NaCl + CO2 + H2O

 Ion RG : HCO3- + H+  → CO2 + H2O

NaHCO3 + NaOH → Na2CO3 + H2O

 Ion RG : HCO3- + OH-  → CO32- + H2O

* Dung dịch NaHCO3 có môi trường bazơ
* NaHCO3 dùng trong công nghiệp dược phẩm (chế thuốc đau dạ dày, . . . ) công nghiệp thực phẩm (làm bột nở . . .)
1. Na2CO3
* Chất rắn màu trắng, tan nhiều trong H2O
* Bền với nhiệt Na2CO3 
* Tác dụng với dung dịch axit

Na2CO3 + 2HCl → 2NaCl + H20 + CO2

* Dung dịch Na2CO3 có môi trường kiềm
* Na2CO3 là hoá chất quan trọng trong công nghiệp thuỷ tinh, bột giặt, phẩm nhuộm, giấy, sợi, . . .
1. KNO3
* Là tinh thể không màu, bền trong không khí, tan nhiều trong H2O
* KNO3 bị phân huỷ ở to > 333oC

2KNO3 2KNO2 + O2

* KNO3: dùng làm phân bón ( phân đạm, phân Kali), dùng chế tạo thuốc nổ. Thuốc nổ (thuốc súng) là hỗn hợp gồm 68% KNO3, 15% S và 17% C

2KNO3 + 3C + S  N2 + 3CO2 + K2S

 ( phản ứng cháy của thuốc súng )

 Làm bài tập trong SGK

**KIM LOẠI KIỀM THỔ (NHÓM IIA)**

1. **Vị trí trong bảng tuần hoàn, cấu hình electron nguyên tử**
* Kim loại kiềm thổ thuộc nhóm IIA, gồm các nguyên tố : Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
* Cấu hình electron lớp ngoài cùng: ns2
1. **Tính chất vật lý**
* Be, Mg: mạng tinh thể lục phương
* Ca, Sr, Ba: mạng lập phương tâm diện
* to nóng chảy, to sôi kim loại kiềm thổ cao hơn kim loại kiềm nhưng vẫn tương đối thấp
* to nóng chảy, to sôi và khối lượng riêng các kim loại kiềm thổ không biến đổi theo quy luật nhất định như các kim loại kiềm là do các kim loại kiềm thổ có kiểu mạng tinh thể không giống nhau.
1. **Tính chất hoá học: là chất khử mạnh. Tính khử tăng dần từ beri đến bari**

M - 2e → M2+

* Trong hợp chất, các kim loại kiềm thổ có S.O.H +2
1. Tác dụng với phi kim

2Mg + O2 → 2MgO

1. Tác dụng với axit

a./ Với HCl, H2SO4 loãng

 Mg + 2HCl → MgCl2 + H2

b./ Với HNO3, H2SO4 đậm đặc

 +5 -3 +6 -2

Kim loại kiềm thổ có thể khử N trong HNO3 loãng xuống N; S trong H2SO4 đ2 xuống S

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

 4Mg + 5H2SO4 đ2 → 4MgSO4 + H2S + 4H2O

1. Tác dụng với H2O ở to thường Be, Mg không phản ứng

Ca + 2H2O → Ca(OH)2 + H2

1. **Điều chế kim loại kiềm thổ** Điện phân nóng chảy muối halogenua

MgCl2  Mg + Cl2

CaCl2  Ca + Cl2

**MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA CANXI**

1. **Ca(OH)2 ( vôi tôi)**
* Là chất rắn màu trắng, ít tan trong H2O
* Nước vôi trong là dung dịch Ca(OH)2
* Ca(OH)2 là một bazơ mạnh, rẻ tiền nên sử dụng rộng rải trong nhiều ngành công nghiệp: sản xuất NH3, clorua vôi (CaOCl2), vật liệu xây dựng
* Ca(OH)2 hấp thụ dễ dàng khí CO2

Ca(OH)2 + CO2 → CaCO3 + H2O

1. **CaCO3 (đá vôi)**
* Chất rắn, màu trắng, không tan trong H2O
* Ở 1.000oC bị phân huỷ

CaCO3  CaO + CO2

* Trong tự nhiên CaCO3 tồn tại ở dạng đá vôi, đá hoa, đá phấn
* Ở to thường CaCO3 tan dần trong H2O có hoà tan khí CO2 → Ca(HCO3)2, chất này chỉ tồn tại trong dung dịch

CaCO3 + CO2 + H2O → Ca(HCO3)2

 ( Phương trình này giải thích sự xâm thực đá vôi trong tự nhiên)

* Khi đun nóng, hoặc áp suất CO2 giảm đi thì Ca(HCO3)2 bị phân huỷ → CaCO3 ↓

Ca(HCO3)2 → CaCO3 ↓ + CO2 + H2O

 Phản ứng này giải thích sự tạo thành thạch nhũ trong các hang động đá vôi

1. CaSO4 : Thạch cao
* CaSO4.2H2O : thạch cao sống
* CaSO4.H2O : thạch cao nung (dùng nặn tượng, đúc khuôn, bó bột)
* CaSO4  : thạch cao khan

**NƯỚC CỨNG**

1. **Khái niệm**

Nước cứng là nước có chứa nhiều ion Ca2+, Mg2+

1. **Phân loại nước cứng**
* Chứa HCO-3 : Nước cứng tạm thời vd Ca(HCO3)2, Mg(HCO3)2
* Chứa SO2-4 hoặc Cl- hoặc cả 2 : nước cứng vĩnh cửu

Vd : CaCl2, MgSO4

* Chứa cả 2 loại trên: nước cứng toàn phần

Vd: Ca(HCO3)2, MgCl2

1. **Tác hại của nước cứng** : SGK
2. **Cách làm mềm nước cứng**

Nguyên tắc : Làm giảm nồng độ ion Ca2+, Mg2+ trong nước cứng

Có 2 phương pháp

1. Phương pháp kết tủa Dùng Na2CO3; Na3PO4, Ca(OH)2 đủ

Chú ý : Đối với H2O cứng tạm thời có thể đun nóng

 Ca(HCO3)2  CaCO3 + CO2 + H2O

Mg(HCO3)2  MgCO3 + CO2 + H2O

1. Phương pháp trao đổi ion SGK

Bài tập SGK

**NHÔM VÀ HỢP CHẤT CỦA NHÔM**

1. **Cấu hình electron nguyên tử, vị trí trong bảng tuần hoàn**

Al : 1s22s22p63s23p1 viết gọn [Ne]3s23p1

⇒ Al : CK3; nhóm IIIA

1. **Tính chất vật lý**
* Nhôm là kim loại màu trắng bạc, to nóng chảy : 660oC, mềm, dễ kéo sợi, dễ dát mỏng do đó dùng làm giấy gói kẹo, gói thuốc lá, . . .
* Nhôm là kim loại nhẹ, dẫn điện tốt (gấp 3 lần sắt, bằng 2/3 lần đồng ) và dẫn nhiệt tốt (gấp 3 lần sắt)
1. **Tính chất hoá học** Al có tính khử mạnh chỉ sau kim loại kiềm và kiềm thổ

Al - 3e → Al3+

1. Tác dụng với phi kim
2. Với halogen

2Al + 3Cl2 → 2AlCl3

1. Với oxi 4Al + 3O2 → 2Al2O3  (nhôm oxit rất bền)

Nhôm bền trong không khí ở to thường do có màng oxit nhôm (Al2O3)

1. Tác dụng với axit
2. Với HCl, H2SO4 loãng

Al + HCl → AlCl3 + H2

1. Với HNO3, H2SO4 đđ to

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

2Al + 6H2SO4 đđ to  → Al2(SO4)3 + 3SO2 + 6H2O

 Chú ý : Al, Fe, Cr bị thụ động với HNO3 đậm đặc nguội và H2SO4 đậm đặc nguội

1. Tác dụng với oxit kim loại ở to cao

Vd 2Al + Fe2O3 Al2O3 + 2Fe

 Phản ứng trên gọi là phản ứng nhiệt nhôm.

1. Tác dụng với H2O
* Al không tác dụng với H2O dù ở to cao vì có lớp Al2O3
* Nếu phá bỏ lớp Al2O3 thì Al sẽ tác dụng với H2O ở to thường 2Al + 6H2O → 2Al(OH)3↓ + 3H2↑

Nhưng sau đó phản ứng dừng ngay vì Al(OH)3 không tan vì vậy ta coi như Al không phản ứng với H2O

1. Tác dụng với dung dịch kiềm

Khi cho Al vào dung dịch kiềm

* Đầu tiên lớp Al2O3 trên bề mặt Al tác dụng với dung dịch kiềm (vì Al2O3 là oxit lưỡng tính) tạo ra muối tan.
* Sau đó 2Al + 6H2O → 2Al(OH)3↓ + 3H2↑ (1) nhưng vì Al(OH)3 là hidroxit lưỡng tính nên tan trong dung dịch kiềm : Al(OH)3 + NaOH → NaAlO2 + 2H2O (2)

Cộng (1) và (2) ta có phương trình Al tác dụng với dung dịch kiềm

 2Al + 2NaOH + 2H2O → 2NaAlO2 + 3H2↑

1. **Ứng dụng, trạng thái tự nhiên**
2. Ứng dụng SGK
3. Trạng thái tự nhiên: Trong tự nhiên Al tồn tại dạng hợp chất
* Đất sét : Al2O3.2SiO2.2H2O
* Mica : K2O.Al2O3.6SiO2
* Boxit : Al2O3.2H2O
* Criolit : 3NaF.AlF3
1. **Sản xuất Al** Điện phân nóng chảy Al2O3
2. Nguyên liệu Quặng boxit
3. Điện phân nóng chảy 2Al2O3  4Al + 3O2

Vai trò Criolit

* Hạ to nóng chảy của hỗn hợp xuống 900oC (tiết kiệm năng lượng)
* Tạo ra chất lỏng dẫn điện tốt hơn Al2O3 nóng chảy
* Hỗn hợp này có khối lượng riêng nhỏ hơn Al, nổi lên trên và bảo vệ không cho Al nóng chảy không bị oxi hoá bởi O2 trong không khí

**MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA NHÔM**

1. **Al2O3** : Chất rắn màu trắng, không tan trong H2O

to nóng chảy 2050oC

là **oxit lưỡng tính**

 Al2O3 + 6HCl → 2AlCl3 + 3H2O

 Al2O3 + 2NaOH → 2NaAlO2 + H2O

1. **Al(OH)3** – Chất rắn màu trắng, kết tủa ở dạng keo

 Là **hidroxit lưỡng tính**

 Al(OH)3 + 3HCl → AlCl3 + 3H2O

 Al(OH)3 + NaOH → NaAlO2 + 2H2O

1. **Al2(SO4)3**
* Phèn chua : K2SO4.Al2(SO4)3.24H2O

 Hoặc KAl(SO4)2.12H2O

 Phèn chua dùng trong ngành thuộc da, công nghiệp giấy, chất cầm màu trong ngành nhuộm vải, chất làm trong nước.

* Nếu thay ion K+ bằng Li+, Na+ hay NH+4 gọi là phèn nhôm
1. **Nhận biết ion Al3+ trong dung dịch**

Cho dung dịch NaOH từ từ đến dư thấy ↓ sau đó ↓ tan

trong NaOH dư Al3+ + 3OH- → Al(OH)3 ↓

 Al(OH)3 + OH- → AlO-2 + 2H2O

Bài tập SGK

**SẮT VÀ HỢP CHẤT CỦA SẮT**

1. **Vị trí trong bảng tuần hoàn, cấu hình electron nguyên tử**
* Sắt (Fe) ở ô số 26, nhóm VIII B, CK4
* Cấu hình electron

Fe 1s22s22p63s23p63d64s2 viết gọn [Ar] 3d64s2

1. **Tính chất vật lý**
* Fe là kim loại màu trắng hơi xám, có khối lượng riêng lớn (D= 7,9g/cm3), to nóng chảy : 1540oC
* Fe có tính dẫn điện, dẫn nhiệt tốt
* Fe có nhiễm từ
1. **Tính chất hoá học**
* Fe là kim loại có tính khử trung bình
* Tuỳ vào chất oxi hoá mạnh hay yếu mà Fe → Fe2+ hay Fe3+

Chú ý Fe → Fe3+

Khi Fe tác dụng với X2( halogen trừ I2), HNO3, H2SO4 đậm đặc, to

1. **Tác dụng với phi kim**

Fe + S  FeS

3Fe + 2O2  Fe3O4

2Fe + 3Cl2  2FeCl3

1. **Tác dụng với axit**
2. Dung dịch HCl, H2SO4 loãng : Fe → Fe2+

Fe + 2HCl → FeCl2 + H2

Fe + H2SO4 loãng → FeSO4 + H2

1. Với dung dịch HNO3, H2SO4 đậm đặc nóng : Fe → Fe3+

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

 Chú ý Al, Fe, Cr : bị thụ động với HNO3 đậm đặc nguội, H2SO4 đậm đặc nguội

1. **Tác dụng với dung dịch muối**

Fe + CuSO4 → FeSO4 + Cu

1. **Tác dụng với H2O**

to < 570oC : 3Fe + 4H2O→ Fe3O4 + 4H2

to > 570oC : Fe + H2O→ FeO + H2

1. **Trạng thái tự nhiên**
* Fe chiếm khoảng 5% khối lượng vỏ trái đất, đứng hàng thứ hai trong các kim loại (sau nhôm)
* Trong tự nhiên, sắt tồn tại chủ yếu ở dạng hợp chất
* Quặng manhetit : Fe3O4 (hiếm có trong tư nhiên)
* Quặng hematit đỏ : Fe2O3
* Quặng hematit nâu : Fe2O3.nH2O
* Quặng xiđerit : FeCO3
* Quặng pirit : FeS2
* Sắt có trong hemoglobin (huyết cầu tố) của máu
* Những thiên thạch của vũ trụ rơi vào trái đất có chứa sắt tự do.

Bài tập SGK

**HỢP CHẤT CỦA SẮT**

1. **Hợp chất sắt (II)** : Cấu hình electron Fe2+ : [Ar]3d6

Trong phản ứng hoá học Fe2+ dễ nhường 1e để trở thành Fe3+  [Ar] 3d5

Do đó Tính chất hoá học đặc trưng của hợp chất sắt (II) là tính khử

1. **Sắt (II) oxit** FeO rắn màu đen, không có trong tự nhiên
* Là 1 oxit bazơ : FeO + HCl → FeCl2 + H2O
* Tính khử 3FeO + 10HNO3 loãng → 3Fe(NO3)3 + NO + 5H2O
1. **Sắt (II) hidroxit** Fe(OH)2
* Chất rắn, màu trắng hơi xanh, không tan trong H2O
* Tính bazơ : Fe(OH)2 + 2HCl → FeCl2 + 2H2O
* Kém bền với nhiệt

Không có oxi : Fe(OH)2   FeO + H2O

Có oxi 4Fe(OH)2  + O2   2Fe2O3 + 4H2O

* Tính khử

 4Fe(OH)2  + O2 + 2H2O → 4Fe(OH)3

 3Fe(OH)2  + 10HNO3 loãng → 3Fe(NO3)3 + NO + 2H2O

1. **Muối sắt (II)** Đa số tan trong H2O
* Tính khử 2FeCl2 + Cl2 → 2FeCl3

 10 FeSO4  + 2KMnO4 + 8H2SO4 → 5Fe(SO4)3 + K2SO4 + 2MnSO4 + 8 H2O

1. Hợp chất sắt (III) Fe3+ [Ar] 3d5

 Hợp chất sắt (III) có tính oxi hoá

 Fe3+ + 1e → Fe2+

 Fe3+ + 3e → Fe

1. **Sắt (III) oxit** Fe2O3 : Chất rắn màu đỏ nâu, không tan trong H2O
* Là oxit bazơ : Fe2O3 + 6 HCl → 2FeCl3 + 3H2O
* Tính oxi hoá: Fe2O3 + 3CO  2Fe + 3CO2 ↑
1. **Sắt (III) hidroxit** Fe(OH)3 là chất rắn, màu nâu đỏ, không tan trong H2O
* Kém bền với nhiệt 2Fe(OH)3  Fe2O3 + 3H2O
* Tính bazơ : Fe(OH)3 + 3 HCl → FeCl3 + 3H2O
1. **Muối sắt (III)** Đa số tan trong H2O
* Tính oxi hoá

 2FeCl3 + Fe → 3FeCl2

 2FeCl3 + Cu → 2FeCl2 + CuCl2

Bài tập SGK

**HỢP KIM CỦA SẮT**

1. **Gang**

1. Khái niệm Gang là hợp kim của sắt với cacbon trong đó có 2 – 5% khối lượng cacbon, ngoài ra còn 1 lượng nhỏ các nguyên tố Si, Mn, S, . . .

2. Phân loại Gang có 2 loại

1. Gang xám
2. Gang trắng

 3. Sản xuất gang

1. Nguyên tắc khử quặng sắt oxit bằng than cốc (C) trong lò cao
2. Nguyên liệu

 Quặng sắt oxit (thường là quặng hematit đỏ Fe2O3) than cốc và chất chảy ( CaCO3 hoặc SiO2)

1. Các phản ứng xảy ra trong quá trình luyện quặng thành gang
* Phản ứng tạo khí CO

 C + O2 → CO2

 CO2 + C → 2CO

* Dùng CO khử oxit sắt

Fe2O3 Fe3O4 FeO  Fe

* Phản ứng tạo xỉ

CaCO3 → CaO + CO2

CaO + SiO2 → CaSiO3 (canxi silicat)

1. **Thép**

1. Khái niệm : Thép là hợp kim của sắt chứa từ 0,01 → 2% khối lượng cacbon cùng với 1 số nguyên tố khác (Si, Mn, Cr, Ni, …)

2. Phân loại

 a. Thép thường (hay thép cacbon)

 b. Thép đặc biệt

3. Sản xuất thép

 a. Nguyên tắc: giảm hàm lượng tạp chất C, S, Si, Mn, …có trong gang bằng cách oxi hóa các tạp chất đó thành oxit rồi biến thành xỉ và tách ra khỏi thép.

 b. Các phương pháp luyện thép

 -Phương pháp Bet-xơ-me

 -Phương pháp Mac-tanh

 -Phương pháp lò điện

 Bài tập : SGK

**CROM VÀ HỢP CHẤT CỦA CROM**

1. **Vị trí trong bảng tuần hoàn, cấu hình electron nguyên tử**
* Crom (Cr) ở ố số 24, nhóm VI B, CK 4
* Cấu hình electron nguyên tử

Cr 1s22s22p63s23p63d54s1 viết gọn Cr [Ar] 3d54s1

1. **Tính chất vật lý** Crom là kim loại màu trắng ánh bạc, khối lượng riêng lớn D = 7,2g/cm3, to nóng chảy 1890oC. Crom là kim loại cứng nhất, có thể rạch được thuỷ tinh
2. **Tính chất hoá học**

Tính khử Cr mạnh hơn Fe. Trong các phản ứng hoá học Cr có S.O.H từ +1 đến +6 (thường gặp +2, +3, +6)

1. Tác dụng với phi kim khác với Fe, Cr → Cr3+

 4Cr + 3O2  2Cr2O3

 2Cr + 3Cl2  2CrCl3

 2Cr + 3S  Cr2S3

1. Tác dụng với H2O giống như Al, crom bền với H2O và không khí vì có màng Cr2O3 bền bảo vệ. Vì thế người ta mạ crom lên sắt để bảo vệ sắt và dùng crom để chế thép không gỉ
2. Tác dụng với axit vì có màng oxit bảo vệ vì thế khi tác dụng với dung dịch HCl, H2SO4 cần đun nóng. Giống như Fe, Cr → Cr2+

 Cr + 2HCl → CrCl2 + H2

 Cr + H2SO4 loãng → CrSO4 + H2

Chú ý Al, Fe, Cr bị **thụ động** với HNO3 đđ nguội, H2SO4 đđ nguội

1. **Hợp chất của crom**
2. Hợp chất crom (III)

a./ Cr2O3: (**giống như Al2O3**) là **oxit lưỡng tính**

 - Cr2O3  là chất rắn, màu lục thẫm, không tan trong H2O

 - Cr2O3 là **oxit lưỡng tính**, tan trong dung dịch axit và kiềm đặc

b./ Cr(OH)3 **(giống như Al(OH)3)**: là **hidroxit lưỡng tính**

 - Cr(OH)3 là chất rắn, màu lục xám, không tan trong H2O

 - Là 1 **hidroxit lưỡng tính** tan trong dung dịch axit và dung dịch kiềm

 Cr(OH)3 + 3HCl → CrCl3 + 3H2O

 Cr(OH)3 + NaOH → NaCrO2 + 2H2O

 -Vì ở trạng thái S.O.H trung gian, ion Cr3+  trong dung dịch vừa có tính oxi hoá (trong MT axit) vừa có tính khử (trong MT bazơ)

 Vd 2CrCl3 + Zn → 2CrCl2 + ZnCl2

 2NaCrO2 + 3Br2 + 8NaOH → 2NaCrO4 + 6NaBr + 4H2O

1. Hợp chất crom (VI)

a./ Crom (VI) oxit CrO3

-Là chất rắn, màu đỏ thẫm

-Là 1 oxit axit, tác dụng với H2O tạo ra axit

 CrO3 + H2O → H2CrO4 ( axit cromic )

 2CrO3 + H2O → H2Cr2O7 ( axit đicromic )

Những axit này không tách ra được ở dạng tự do mà chỉ tồn tại trong dung dịch

-CrO3 có tính oxi hoá mạnh, một số chất vô cơ và hữu cơ như S, P, C, C2H5OH, bốc cháy khi tiếp xúc với CrO3

b./ Muối crom (VI)

- Khác với những axit cromic và đicromic, các muối cromat và đicromat là những hợp chất bền

- Muối cromat như Na2CrO4 natricromat, K2CrO4 kalicromat có màu vàng (màu của ion CrO2-4)

- Muối đicromat vd Na2Cr2O7, K2Cr2O7 có màu da cam (màu của ion đicromat Cr2O2-7)

- Các muối cromat và đicromat có tính oxi hoá mạnh (trong MT axit Cr+6 xuống Cr+3)

K2Cr2O7 + 6FeSO4 + 7H2SO4 → 3Fe2(SO4)3  + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + 7H2O

Trong môi trường thích hợp, các muối cromat và đicromat chuyển hoá lẫn nhau theo cân bằng

 CrO2-4  Cr2O2-7

 

 (Màu vàng) (màu da cam)

Bài tập SGK