Tuần 1 :

**CHƯƠNG 5: HALOGEN**

**Bài 29: KHÁI QUÁT VỀ NHÓM HALOGEN**

**I. Vị trí của nhóm halogen trong BTH**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Tên ngtố | Kí hiệu | Ô | Chu kì |
| Flo | F | 9 | 2 |
| Clo | Cl | 17 | 3 |
| Brom | Br | 35 | 4 |
| Iot | I | 53 | 5 |
| Atatin | At | 85 | 6 |

**II. Cấu hình electron nguyên tử**

 - Halogen có 7e lớp ngoài cùng: ns2np5, trong đó có 1 electron độc thân.

 - Nguyên tử F không có phân lớp p.

 - F chỉ có 1 electron độc thân. Cl, Br, I có 1, 3, 5, 7 electron độc thân tuỳ trạng thái kích thích.

 - Trong tự nhiên đơn chất của halogen không tồn tại ở dạng đơn nguyên tử mà ở dạng phân tử: X – X

 - Phân tử X2 dễ tách thành 2 nguyên tử do năng lượng liên kết

X-X không lớn.

**III. Sự biến đổi tính chất**

 **1. Sự biến** **đổi tính chất vật lí của các đơn chất**.

 - Trạng thái: rắn – lỏng – khí.

 - Màu sắc: đậm dần.

 - Nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi tăng dần.

 - Độ âm điện của halogen tương đối lớn và giảm dần từ F đến I.

 **2. Sự biến đổi tính chất hoá học của các đơn chất**

 - Halogen là các phi kim điển hình dễ nhận thêm 1 electron để trở thành ion X-

 - Tính phi kim và tính oxi hoá của halogen giảm từ F đến I.

 - F luôn có số oxi hoá là -1. Các halogen khác có số oxi hoá là -1, +1, +3, +5, +7 trong các hợp chất.

**Bài 30: CLO**

**I. Tính chất vật lí**

 - Ở điều kiện thường, clo là chất khí màu vàng lục, rất độc

 - Khí clo nặng hơn không khí gấp 2,5 lần (d=71/29), tan tương đối trong nước, còn gọi là nước clo có màu vàng nhạt, tan nhiều trong dung môi hữu cơ.

**II. Tính chất hoá học**

 17Cl: 1s22s22p63s23p5

 Lớp ngoài cùng của nguyên tử clo có 7e, khuynh hướng đặc trưng là nhận thêm 1e. Do đó tính chất hoá học cơ bản của clo là tính oxi hoá mạnh: Cl + 1e -> Cl-

1. **Tác dụng với kim loại** (Clo tác dụng được với hầu hết các kim loại trừ Au, Pt)

 2M + nCl2  2MCln  (n là hóa trị cao nhất của kim loại M)

Zn + Cl2  ZnCl2

2Fe + 3Cl2  2FeCl3

 \* Clo là chất oxi hoá mạnh nên khi tác dụng với kim loại, nó sẽ đẩy kim loại lên số oxi hoá cao nhất.

**2. Tác dụng với H2**

H2 + Cl2  2HCl

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

**a/ Tác dụng với nước:**

Cl2 + H2O  HCl + HClO (1)

HClO  HCl + [O] (2)

2[O]  O2  (3)

Nước Clo (1) có tính tẩy màu và sát trùng là do axit Hipoclorơ HClO kém bền, dễ phân hủy thành oxi nguyên tử, có tính oxi hóa mạnh (2), nhưng để lâu thì mất khả năng trên.

**b/ Tác dụng với kiềm:**

Cl2 + 2NaOH  NaCl + NaClO + H2O

**4. Tác dụng với muối của các Halogen khác:**

Cl2 + 2NaBr  2NaCl + Br2

Cl2 + 2NaI  2NaCl + I2

= > Tính oxi hóa của Clo mạnh hơn so với Brom, Iot.

**5. Tác dụng với nhiều hợp chất có tính khử:**

Cl2 + 2H2O + SO2  2HCl + H2SO4

Cl2 + 2FeCl2  2FeCl3

**III. Ứng dụng**

 - Clo được dùng để sát trùng nước

 - Clo được dùng để tẩy trắng sợi, vải, giấy.

 - Clo dùng để sản xuất các chất vô cơ và hữu cơ.

**IV. Trạng thái tự nhiên**

- Clo có 2 đồng vị 35Cl và 37Cl nên nguyên tử khối trung bình là 35,5.

- Do độ hoạt động hoá học mạnh nên clo chỉ tồn tại ở dạng hợp chất.

**V. Điều chế**

 **1. Trong phòng thí nghiệm**.

 Clo được điều chế bằng cách cho HCl đặc tác dụng với chất oxi hoá mạnh như MnO2, KClO3, KMnO4, K2Cr2O7 . . .

MnO2 + 4HCl  MnCl2 + Cl2 + 2H2O

 K2Cr2O7 + 14HCl  2KCl + 2CrCl3 + 3Cl2 + 7H2O

2KMnO4 + 16HCl  2MnCl2 + 5Cl2 + 2KCl + 8H2O

 KClO3 + 6HCl  KCl + 3H2O + 3Cl2

**2. Trong công nghiệp**

 Dùng phương pháp điện phân dung dịch muối Natri clorua bão hoà

 2NaCl + 2H2O  2NaOH + H2 + Cl2

 2NaCl  Na + Cl2

………………………………………………………………….

Bài tập :

1. Đốt nhôm trong bình đựng khí clo thì thu được 26,7 (g) muối. Tìm khối lượng clo và nhôm đã tham gia phản ứng? *ĐS: 21,3 (g) ; 5,4 (g)*
2. Tính thể tích clo thu được (đkc) khi cho 15,8 (g) kali pemanganat (KMnO4) tác dụng axit clohiđric đậm đặc. *ĐS: 5,6 (l)*
3. Cần bao nhiêu gam KMnO4 và bao nhiêu ml dd HCl 1M để điều chế đủ khí Clo tác dụng với Fe, tạo nên 16,25g FeCl3

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

Tuần 2

**BÀI 31: HIDROCLORUA – AXIT CLOHIDRIC**

**I.** **Tính chất vật lí**

 - Hidroclorua là chất khí không màu có mùi xốc rất độc.

 - Nặng hơn không khí 1,26 lần. ( HCl = 36,5; KK = 29 ;

d HCl/KK = $\frac{HCl}{KK}$ = $\frac{36,5}{29}$ = 1,26

 - Tan nhiều trong nước tạo thành dung dịch Axit clohidric.

 - Ở 200C dd HCl đặc nhất là 37%.

**II.** **Tính chất hoá học**

 **1/ Tính axit:**

 - Làm quỳ tím hoá đỏ (nhận biết axit) HCl  H+ + Cl-

 ***- Tác dụng với kim loại*** (đứng trước H trong dãy Bêkêtôp) tạo muối (với hóa trị thấp của kim loại) ( - Cu; Hg; Ag; Au; Pt)

Fe + 2HCl  FeCl2  + H2↑

2 Al + 6HCl 2AlCl3 + 3H2↑

Cu + HCl không có phản ứng

 ***- Tác dụng với oxit bazo, bazơ*** tạo muối và nước

NaOH + HCl  NaCl + H2O

CuO + 2HCl  CuCl2  + H2O

Fe2O3 + 6HCl  2FeCl3 + 3H2O

 ***- Tác dụng với muối*** (theo điều kiện phản ứng trao đổi): có khí, kết tủa hay nước

CaCO3 + 2HCl  CaCl2 + H2O + CO2

AgNO3 + HCl  AgCl + HNO3

**2/ Tính khử:** Do trong phân tử HCl, Clo có số oxi hóa – 1, là số oxi hóa thấp nhất

 4HCl + MnO2  MnCl2 + Cl+ 2H2O

 2KMnO4 +16HCl  2KCl + 5Cl2 + 2MnCl2 + 8H2O

 K2Cr2O7 +14HCl  2KCl + 5Cl2 + 2CrCl3 + 7H2O

 KClO3 + 6HCl  KCl + 3H2O + 3Cl2

**III.** **Điều chế**

 **1/ Trong phòng thí nghiệm:**

2NaCl (r) + H2SO4 đặc  Na2SO4 + 2HCl

NaCl (r) + H2SO4 đặc  NaHSO4 + HCl

 Để thu được axit HCl ta hoà tan khí HCl vào nước cất.

 **2/ Trong công nghiệp:**

 a. Phương pháp sunfat: tương tự như sản xuất trong PTN.

 b. Tổng hợp từ H2 và Cl2

 H2 + Cl2 $→$ 2HCl

**IV.** **Muối của axit Clohidric. Nhận biết ion Clorua**

 **1. Muối của axit Clohidric**

 - Hầu hết các muối đều tan trừ AgCl; PbCl2 không tan, CuCl và Hg2Cl2 ít tan.

 - Muối clorua dùng làm muối ăn, nguyên liệu trong công nghiệp hoá chất…

 **2. Nhận biết ion clorua**

 - Để nhận biết ion clorua, người ta dùng thuốc thử là AgNO3, hiện tượng có kết tủa trắng.

 HCl + AgNO3 → HNO3 + AgCl

 NaCl + AgNO3 → NaNO3 + AgCl

………………………………………………………………..

1. Để hòa tan 4,8 (g) kim loại R hóa trị II phải dng 200 (ml) dung dịch HCl 2(M). Tìm R.

*ĐS: Mg*

 R + 2HCl ----> RCl2 + H2

4,8g 0,4 mol

R 2

Mol HCl = CM . Vdd = 2 . 0,2 = 0,4 mol

R = 24

R là Mg

1. Cho 19,2 (g) kim loại R thuộc nhóm II vào dung dịch HCl dư thu được 17,92 (l) khí (đkc). Tìm R.

 *ĐS: Mg*

R + 2HCl ----> RCl2 + H2

19,2g 0,8 mol

R 1

Mol H2 = 0,8

1. Hòa tan 16 (g) oxit của kim loại R hóa trị III cần dùng 109,5 (g) dung dịch HCl 20%. Xác định tên R.

 *ĐS: Fe*

R2 O3 + 6 HCl ----> 2 RCl3 + 3 H2O

16g 0,6 mol

2R + 48 6

Mol HCl = $\frac{m dd . C\%}{100 . M}$ = $\frac{109,5 . 20}{100 . 36,5 }$ = 0,6 mol

R = 56 ===> R là Fe

1. Hòa tan 15,3 (g) oxit của kim loại M hóa trị II vào một lượng dung dịch HCl 18,25% thu được 20,8 (g) muối. Xác định tên M và khối lượng dung dịch HCl đã dùng.

*ĐS: Ba ; 40 (g)*

1. Hòa tan 21,2 (g) muối R2CO3 vào một lượng dung dịch HCl 2 (M) thu được 23,4 (g) muối. Xác định tên R và thể tích dung dịch HCl đã dùng.

*ĐS: Na ; 200 (ml)*

1. Cho 0,54g kim loại R (hóa trị không đổi) tác dụng với dd HCl dư thu được 672cm3 khí H2 (đktc). Xác định R.
2. Cho 10,8 g kim loại hóa trị III tác dụng với khí Cl2 tạo thành 53,4g clorua kim loại.

 a/ Xác định tên kim loại.

 b/ Tính lượng MnO2 và V dd HCl 37% (d = 1,19g/ml) để điều chế khí Clo dùng trong phản ứng trên. Biết hiệu suất phản ứng là 80%.

1. Hòa tan hoàn toàn 1,17 (g) một kim loại A có hoá trị không đổi vào dung dịch HCl 1,2 (M) thì thu được 0,336 (l) khí. Tìm tên kim loại A và thể tích dung dịch HCl đã dùng.

…………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

Tuần 3

**Bài 32: HỢP CHẤT CÓ OXI CỦA CLO**

**I.** **Sơ lược về các oxit và các axit có oxi của Clo.**

 - Các oxit của clo: Cl2O (diclomonooxit), Cl2O3 (diclotrioxit), Cl2O5 (diclopentaoxit), Cl2O7 (dicloheptaoxit)

 - Các axit chứa oxi của clo: HClO (axit hipoclorơ), HClO2 (axit clorơ), HClO3 (axit cloric), HClO4 (axit pecloric).

 Tính bền và tính axit tăng



 Tính oxi hoá giảm

 - Trong các hợp chất có oxi của clo, nguyên tố clo có số oxi hoá dương.

**II.** **Nước Javen, Clorua vôi và muối Clorat.**

 **1. Nước Javen**

 - Điều chế:

 + Trong phòng thí nghiệm:

 2NaOH + Cl2  NaCl + NaClO + H2O (**Nước Javen)**

 + Trong công nghiệp: điện phân dung dịch NaCl không có màng ngăn:

2NaCl + 2H2O $→$ 2NaOH + Cl2 + H2

2NaOH + Cl2  NaCl + NaClO + H2O

 - Natri hipoclorit là muối của axit yếu (yếu hơn cả axit cacbonic)

 NaClO + CO2 + H2O  NaHCO3 + HClO

 - Do có tính oxi hoá mạnh, nước javen, axit hipoclorơ dùng làm chất tẩy trắng, tẩy uế, sát trùng

 **2. Clorua vôi** ( CaOCl2) Cl-1

 - Công thức cấu tạo của clorua vôi:Ca

O

Cl+1

 - Clorua vôi là muối hỗn tạp

 - Điều chế: Ca(OH)2 + Cl2  CaOCl2 + H2O

 - Clorua vôi là chất oxi hoá mạnh

CaOCl2 + 2HCl  CaCl2 + Cl2 + H2O

 - Clorua vôi tác dụng với cacbon đioxit trong không khí ẩm

2CaOCl2 + CO2 + H2O  CaCO3 + 2HClO + CaCl2

 - Cũng giống như nước Javen, clorua vôi có tính oxi hoá mạnh nên dùng để tẩy trắng, tẩy uế và sát trùng….

 **3. Kali clorat**

 - Điều chế:

6KOH + 3Cl2 5KClO3 + KCl + 3H2O

 - Tan nhiều trong nước nóng nhưng ít tan trong nước lạnh.

 - Khi đun nóng, muối kaliclorat dễ bị phân huỷ.

 KClO3 KCl + 3/2O2

**Bài 33: FLO**

**I. Trạng thái tự nhiên. Điều chế**

 **1. Trạng thái tự nhiên**

 Trong tự nhiên flo chỉ tồn tại ở dạng hợp chất như: khoáng vật florit (CaF2), criolit (Na3AlF6)

 **2. Điều chế**

 Để điều chế flo chỉ có thể dùng phương pháp điện phân. Trong công nghiệp, người ta dùng phương pháp điện phân hỗn hợp KF + 2HF do nhiệt độ nóng chảy của hỗn hợp thấp.

**II. Tính chất - Ứng dụng**

 **1. Tính chất**

 **a. Tính chất vật lí**: flo là chất khí màu lục nhạt rất độc

 **b. Tính chất hoá học:**

 - Flo là phi kim mạnh nhất. Flo có thể tác dụng với tất cả các kim loại và hầu hết các phi kim (trừ O2, N2)

 3F2 + S  SF6

 3/2F2 + Au  AuF3

 - Phản ứng với H2 gây nổ mạnh ngay ở nhiệt độ rất thấp

 H2 + F2  2HF

 - Phản ứng với các hợp chất khác. Ngay cả nước, khi đun nóng sẽ bị bốc cháy trong F2

 H2O + F2  2HF + ½ O2

 **2. Ứng dụng (SGK)**

**III. Một số hợp chất của flo**

 **1. Hidroflorua và axit flohidric**

 - Đc: CaF2 + H2SO4 → CaSO4 + 2HF

 - Tc: Hidroflorua tan vô hạn trong nước tạo thành axit flohiđric, đây là một axit yếu. Nhưng có tính chất đặc biệt là tác dụng được với SiO2  : 2HF + SiO2  SiF4 + H2O

 - Muối bạc florua dễ tan trong nước (khác với AgCl, AgBr và AgI)

 **2. Hợp chất có oxi của flo**

 OF2 là hợp chất có oxi của flo, trong hợp chất này có số oxi hoá -2

 OF2 là chất khí không màu, rất độc. Là chất oxi hoá mạnh. Tác dụng với hầu hết các kim loại và phi kim tạo O2 và florua.

 Đc: 2F2 + 2NaOH  OF2 + 2NaF + H2O

…………………………….

Tuần 4

**Bài 34 : BROM**

**I. Trạng thái tự nhiên và điều chế**

 **1. Trạng thái tự nhiên**

 Trong tự nhiên, brom tồn tại ở dạng hợp chất và có hàm lượng ít hơn clo và flo.

 **2. Điều chế**

 Oxi hoá ion Br- bằng clo.

Cl2 + 2NaBr  2NaCl + Br2

**II. Tính chất. Ứng dụng**

 **1. Tính chất.**

 - Brom là chất lỏng màu nâu, dễ bay hơi. Brom rất độc, dễ gây bỏng.

 - Brom có tính oxi hoá mạnh nhưng kém Clo.

 - Brom oxi hoá được nhiều kim loại.

2Na + Br2  2NaBr

 - Brom oxi hoá được hiđro khi đun nóng

H2 + Br2 $→$ 2HBr ↑

 - Brom tác dụng với nước

Br2 + H2O  HBr + HBrO (1)

 ( Phản ứng xảy ra khó khăn hơn Clo)

 - Phản ứng với muối của halogen

 Br2 + 2NaI  2NaBr + I2

 - Brom thể hiện tính khử khi tác dụng với chất oxi hoá mạnh

Br2 + 5Cl2 + 6 H2O  2HBrO3 + 10HCl

Br2 + SO2 + 2H2O 2HBr + H2SO4

  **2. Ứng dụng**

 Dùng chế một số dược phẩm, phẩm nhuộm, tráng phim,…

**III. Một số hợp chất của Brom.**

 **1. Hidrobromua và axit bromhidric**

 \* Điều chế: PBr3 + 3H2O  H3PO3 + 3HBr

 \* Tính chất: là chất khí không màu có mùi xốc, tan nhiều trong nước tạo axit bromhidric.

 - HBr là axit mạnh, mạnh hơn cả HCl.

 - Tính khử của HBr mạnh hơn của HCl

2HBr + H2SO4  Br2 + SO2 + 2H2O

 4HBr+ O2  2H2O + 2Br2

AgBr bị phân huỷ trong ánh sáng: AgBr  Ag + ½ Br2

  **2. Hợp chất chứa oxi của brom.**

 Cũng tương tự clo, brom có thể tạo các axit có oxi: HBrO, HBrO3, HBrO4. Tính bền, tính axit và tính oxi hoá của HBrO đều kém HClO. Trong hợp chất có oxi, brom có số oxi hoá dương.**Toán hỗn hợp**

1. Hòa tan 31,2 (g) hỗn hợp A gồm Na2CO3 và CaCO3 vào dung dịch HCl dư thu được 6,72 (l) CO2 (đkc). Tính khối lượng từng chất trong A. *ĐS: 21,2 (g) Na2CO3 ; 10 (g) CaCO3*
2. Cho 27,8 (g) hỗn hợp B gồm Al và Fe tác dụng với dung dịch HCl dư thu được 15,68 (l) H2 (đkc). Tính % khối lượng từng chất trong B. *ĐS: 19,42% Al ; 80,58% Fe*
3. Cho 24 (g) hỗn hợp G gồm Mg và MgCO3 tác dụng với dung dịch HCl dư thu được 11,2 (l) hỗn hợp khí gồm H2 và CO2 (đkc). Tính % khối lượng từng chất trong G.

 *ĐS: 30% Mg ; 70% MgCO3*

1. Hòa tan 34 (g) hỗn hợp G gồm MgO và Zn vào dung dịch HCl dư thu được 73,4 (g) hỗn hợp muối G’. Tính % khối lượng từng chất trong G. *ĐS: 23,53% MgO ; 76,47% Zn*
2. Cho 31,4 (g) hỗn hợp G gồm Al và Zn tác dụng vừa đủ với dung dịch HCl 2 (M) thu được 15,68 (l) H2 (đkc).

 a) Tính % khối lượng từng chất trong G.

 b) Tính thể tích HCl đã dùng. *ĐS: 17,20% Al ; 82,80% Zn*

………………………………….

Tuần 5

**Bài 35: IOT**

**I. Trạng thái tự nhiên. Điều chế**

 **1. Trạng thái tự nhiên**

 Trong tự nhiên, iot ở dạng hợp chất với hàm lượng thấp hơn các halogen khác.

 Iot có trong tuyến giáp của con người nếu thiếu iot thì sẽ bị bệnh bướu cổ.

 **2. Điều chế**

 Tương tự như điều chế brom, ta có thể dùng clo để oxi hoá iotua

 2NaI + Cl2  2NaCl + I2

**II. Tính chất. Ứng dụng**

 **1. Tính chất**

 - Iot là tinh thể màu đen, có vẻ sáng kim loại. Khi đun nóng, iot có sự thăng hoa.

 - Iot tan ít trong nước tạo thành dd gọi là nước iot. Ion tan nhiều trong hữu cơ.

 - Để nhận biết iot, người ta dùng hồ tinh bột tạo ra 1 chất màu xanh.

 - Iot có tính oxi hoá mạnh nhưng kém brom. Iot oxi hoá được nhiều kim loại nhưng phải đun nóng hoặc có chất xúc tác.

 Al + 3/2I2  2AlI3

 - Iot chỉ oxi hoá hiđro ở nhiệt độ cao, phản ứng thuận nghịch và thu nhiệt.

 H2 + I2 $→$ 2 HI phản ứng xảy ra thuận nghịch.

 **2. Ứng dụng**

 Dùng để sát trùng. Là thành phần của nhiều dược phẩm. KI và KIO3 được trộn vào muối ăn gọi là muối iot.

**III. Một số hợp chất của iot.**

 **1. Hidro itua và axit iothidric**.

 - HI kém bền với nhiệt, dễ bị phân huỷ

 2HI  H2 + I2

 - HI tan nhiều trong nước tạo thành dung dịch axit iothidric. Đó là một axit rất mạnh, mạnh hơn cả HCl và HBr.

 - HI còn có tính khử mạnh hơn HBr. Nó có thể khử H2SO4 đặc thành H2S, khử sắt (III) thành sắt (II).

8HI + H2SO4  4I2 + H2S + 4H2O

 2HI+ 2FeCl3 2FeCl2 + I2 + 2HCl

 **2. Một số hợp chất khác.**

 - Hầu hết các muối iotua đều tan, trừ AgI và PbI2 không tan có màu vàng. Muối iotua bị clo và brom oxi hoá

 Cl2 + 2KI 2KCl + I2

 Br2 + 2NaI  2NaBr + I2

 - Iot cũng tạo ra nhiều oxit và axit có oxi. Trong các hợp chất đó, iot có số oxi hoá dương.

Tuần 6

1. Hoàn thành chuỗi phản ứng sau:

 a) MnO2 → Cl2 → HCl → Cl2 → CaCl2 → Ca(OH)2 → Clorua vôi

b) KMnO4 → Cl2 → KCl → Cl2 → axit hipoclorơ

 → NaClO → NaCl → Cl2 → FeCl3

 → HClO → HCl → NaCl

c) Cl2 → Br2 → I2

 → HCl → FeCl2 → Fe(OH)2

d) NaCl → HCl → Cl2 → HClO → HCl

 ↓ ↓

 AgCl → Ag CuCl2 → NaCl

e) KMnO4 → Cl2 → CuCl2 → FeCl2 → KCl

 ↓

 HCl → CaCl2 → Ca(OH)2

f) KCl → HCl → Cl2 → Br2 → I2

 ↓

 FeCl3 → AgCl → Ag

g) I2 → KI → KBr → Br2 → NaBr → NaCl → Cl2

 ↓ ↓

 HI → AgI HBr → AgBr

h) H2

 ↓

 F2 → CaF2 → HF → SiF4

i) KMnO4 → Cl2 → KClO3 → KCl → HCl → CuCl2 → AgCl → Cl2 → clorua vôi

j) HBr → Br2 → AlBr3 → MgBr2 → Mg(OH)2

……………………………………………….

Tuần 7

**Nhận biết**

Nhận biết các dung dịch mất nhãn sau bằng phương pháp hóa học:

 a) KOH, K2SO4, KCl, K2SO3, KNO3

 b) HCl, NaOH, Ba(OH)2 , Na2SO4

 c) HCl, HNO3 , H2SO4 , HBr

 d) KCl, K2SO4 , KNO3 , KI

 e) BaCl2 , K2SO4 , Al(NO3)3 , Na2CO3

 f) FeCl3, Mg(NO3)2, K2S, NaCl, KNO3

 g) ZnCl2, CuCl2, K2SO3, FeCl2, NaNO3

 h) K2CO3, Na2S, MgCl2, AlCl3, Na2SO4, KNO3

 i) Dung dịch: HCl, KCl, KBr, NaI.

 j) Dung dịch: I2 , Na2CO3 , NaCl, NaBr.

 k) Dung dịch: KOH, HCl, HNO3 , K2SO4 , BaCl2 .