**Tiết dạy: 37 VỊ TRÍ, CẤU TẠO VÀ TÍNH CHẤT VẬT LÍ CỦA CÁC**

**NGUYÊN TỐ NHÓM HALOGEN**

**I. Vị trí của nhóm halogen trong bảng tuần hoàn**

- Nhóm halogen thuộc nhóm VIIA.

- Gồm các nguyên tố:F (Flo), Cl (Clo), Br (Brom), I (Iốt), At (Atatin).

- Đứng cuối mỗi chu kì.

**II.** **Cấu hình electron nguyên tử, cấu tạo phân tử**

- Lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố halogen có 7 electron lớp ngoài cùng.

- Phân bố (2e ở phân lớp s và 5e ở phân lớp p);

- Cấu hình electron ở dạng tổng quát: ns2np5.

- Nhận thêm 1 electron để đạt thành cấu hình phân tử gồm 2 nguyên tử (X là kí hiệu của các nguyên tố halogen), trong phân tử X2 có liên kết CHT không phân cực.

** → X−X → X2**

- Liên kết trong phân tử X2 không bền lắm nên dễ tách thành nguyên tử.

- Tính chất hóa học của các halogen là tính oxi hóa mạnh (halogen hoạt động hóa học mạnh để thu thêm 1e).

**III. SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH CHẤT**

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

Từ flo đến iot cho ta thấy:

+ Trạng thái (khí – lỏng – rắn).

+ Màu đậm dần: flo (lục nhạt), clo (vàng lục), brom (nâu đỏ), iot (đen tím).

+ Nhiệt độ nóng chảy tăng.

+ Nhiệt độ nóng sôi tăng.

**2. Sự biến đổi độ âm điện**

- Độ âm điện tương đối lớn và giảm dần từ F → I.

- Trang tất cả các hợp chất:

+ Flo luôn có số oxi hóa là -1.

+ Các nguyên tố còn lại ngoài số oxi hóa là -1 còn có số oxi hóa là +1, +3, +5, +7.

**3. Sự biết đổi tính chất hóa học của các đơn chất**

- Tính chất hóa học giống nhau của các đơn chất;

- Tính chất hóa học cũng như thành phần và tính chất của các hợp chất tạo nên từ các halogen giống nhau;

- Halogen là những phi kim điển hình, tính oxi hóa giảm từ F → I;

- Halogen oxi hóa hầu hết các kim loại tạo muối halogenua;

- Halogen oxi hóa hyđro tạo ra hợp chất khí hyđrohalogenua, thứ này tan trong nước tạo axit halogenhiđric; làm quỳ tím hóa đỏ.

**Tiết dạy: 38, 39 TÍNH CHẤT CÁC ĐƠN CHẤT HALOGEN**

**1. Phản ứng với hiđro tạo thành hiđro halogenua:**

**(TQ:** **)**

- Các halogen tham gia phản ứng cộng H2 với điều kiện khác nhau:

+ F2: Phản ứng được ngay cả trong bóng tối:

().

+ Cl2: Phản ứng khi được chiếu sáng

().

+ Br2: Phản ứng xảy ra khi được đun nóng ở nhiệt độ cao:

().

+ I2: Phản ứng có tính thuận nghịch và phải được đun nóng

().

=> Độ hoạt động hóa học của các nguyên tố halogen giảm dần từ (F - Cl – Br - I).

**2.** **Tác dụng với kim loại:**

**-** Các halogen phản ứng với hầu hết các kim loại trừ Au và Pt (riêng F2 phản ứng được với tất cả các kim loại) → muối halogenua. Các phản ứng thường xảy ra ở nhiệt độ cao:

**TQ:**

**-**  Muối thu được thường ứng với mức hóa trị cao nhất của kim loại. Riêng phản ứng của Fe với I2 chỉ tạo sản phẩm là FeI2.

Ví dụ: 



=> Điều đó chứng tỏ tính oxi hóa của các nguyên tố halogen là oxi hóa mạnh.

**3. Tác dụng với nước**

- F2 tác dụng mãnh liệt với nước:

****

=> Phản ứng chứng minh F2 có tính oxi hóa mạnh hơn của O2.

- Br2 và Cl2 có phản ứng thuận nghịch với nước:

**** (axit halogen hiđric và axit hipohalogenơ).

=> Br2 và Cl2  vừa thể hiện tính oxi hóa và vừa thể hiện tính khử.

Ví dụ: ****

Khi để lâu hoặc bị chiếu sáng thì HClO bị phân hủy: HClO →  HCl + O. Vì HClO có chứa ion ClO- có tính oxi hóa mạnh nên có thể dùng nước Clo để tẩy màu hoặc sát trùng.

- I2 không phản ứng với nước.

=> Điều đó chứng tỏ tính oxi hóa của flo đến iot tăng dần.

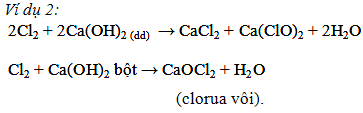
**4. Tác dụng với dung dịch kiềm**

- Nếu dung dịch kiềm loãng:

F2 + NaOH NaF + O2 + H2O

****

**nước Gia-ven**



- Nếu dung dịch kiềm đặc nóng:



Ví dụ:



**5. Tác dụng với dung dịch muối halogenua của halogen có tính oxi hóa yếu hơn**

+ (F2 không có phản ứng này)

+ 

(trong đó Y là halogen có tính oxi hóa yếu hơn tính oxi hóa của halogen X).

Ví dụ 1:

 => Tính oxi hóa của clo mạnh hơn brom.

Ví dụ 2:

=> Tính oxi hóa của brom mạnh hơn iot.

=> Điều đó chứng tỏ tính oxi hóa của flo đến iot tăng dần

**Tiết 40 Trạng thái tự nhiên - Ứng dụng – Điều chế halogen**

**1. Trạng thái tự nhiên**

Trong tự nhiên, flo chỉ có dạng hợp chất (CaF2, Na3AlF6). Flo cũng có trong hợp chất tạo nên men răng của người và động vật, trong lá của một số loài cây.

Trong tự nhiên, clo chủ yếu tồn tại dưới dạng hợp chất, chủ yếu là muối natri clorua có trong nước biển và muối mỏ; Chất khoáng cacnalit KCl.MgCl2.6H2O; Axit clohiđric có trong dịch vị dạ dày của người và động vật.

Trong tự nhiên, brom chủ yếu tồn tại ở dạng hợp chất. Trong nước biển có chứa một lượng rất nhỏ muối natri bromua.

Trong tự nhiên, iot chủ yếu tồn tại dưới dạng hợp chất là muối iotua. Trong nước biển có chứa một lượng rất nhỏ muối iotua.

**2. Ứng dụng của clo**

Clo được dùng để diệt trùng nước sinh hoạt, tẩy trắng sợi, vải, giấy.

Một lượng lớn clo dùng để sản xuất các hóa chất hữu cơ như cacbon tetraclorua, đicloetan, nhựa PVC, cao su tổng hợp, sợi tổng hợp …

Clo được dùng để sản xuất các chất tẩy trắng, sát trùng như nước Gia-ven, clorua vôi và sản xuất các hóa chất vô cơ như axit clohiđric, kali clorat …

**3. Điều chế clo**

**a. Trong PTN:**

MnO2 + 4HCl → MnCl2 + Cl2 + 2H2O

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

**b. Trong CN:**

2NaCl + 2H2O → 2NaOH + H2 + Cl2

**Tiết 41 THỰC HÀNH VỀ ĐƠN CHẤT HALOGEN**

**Thí nghiệm 1.** Tính tẩy màu của khí clo ẩm

Cho vào ống nghiệm một lượng KMnO4. Đậy chặt miệng ống nghiệm bằng nút cao su có gắn ống nhỏ giọt như hình vẽ. Gắn mẫu giấy màu ẩm vào miệng ống nghiệm

Đặt ống nghiệm trên giá, bóp quả bóng cao su của ống nhỏ giọt. Quan sát, mô tả, giải thích hiện tượng phản ứng và viết PTHH.

**Thí nghiệm 2.** So sánh tính oxi hóa của brom và clo

Cho vài giọt nước clo ống nghiệm chứa dung dịch NaBr

Thêm 1 ít benzen để quan sát rõ lượng brom tách ra trong phản ứng. Quan sát, mô tả, giải thích hiện tượng phản ứng và viết PTHH.

**Thí nghiệm 3.** So sánh tính oxi hóa của brom và iot

Cho vài giọt dung dịch brom vào ống nghiệm chứa dung dịch NaI. Quan sát, mô tả, giải thích hiện tượng phản ứng và viết PTHH.

**Thí nghiệm 4.** Tác dụng của iot với hồ tinh bột

Cho vào ống nghiệm 1 ít hồ tinh bột, nhỏ 1 giọt nước iot vào ống nghiệm

lưu ý HS: có thể nhỏ iot lên mặt cắt của củ khoai tây, khoai lang hoặc chuối xanh.

Quan sát, mô tả, giải thích hiện tượng.

**Tiết 42, 43: HIĐRO HALOGENUA VÀ AXIT HALOGENHIĐRIC**

**I. HIĐRO HALOGENUA**

**1. Cấu tạo phân tử**



Cặp electron bị lệch về phía X do X có độ âm điện lớn hơn hydro

**2. Tính chất**

- Hiđrohalogenua là chất khí, không màu, tan nhiều trong nước tạo axit halogen hiđric

Vd 1: 1lít nước hòa tan 500 lít HCl

-Hiđrohalogenua nặng hơn không khí

- HF có nhiệt độ sôi cao nhất trong HX.

**II. Axít Halogenhiđric**

**1. Tính chất vật lý**

- Chất lỏng không màu, mùi xốc. HX đặc bốc khói trong không khí.

- Ở 200C HCl đạt tới nồng độ 37% và DddHCl = 1,19 g/cm3.

**2. Tính chất hóa học**

a. Tính axit: Dung dịch HX có đầy đủ tính chất của một axit:

- Làm quỳ tím hoá đỏ

- Tác dụng với kim loại trước H trong dãy điện hoá

2HCl + Mg 🡪 MgCl2 + H2

2HBr + CuO 🡪CuBr2 + H2O

3HI + Fe(OH)3 🡪FeI3 + 3H2O

2HCl + CaCO3 🡪 CaCl2 + CO2 +H2O

NX: Tính axit HF < HCl < HBr < HI

Lưu ý: 4HF + SiO2 🡪SiF4 + 2H2O

b. Tính khử

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

+ 4++ 2H2O

2HBr + H2SO4 (đặc) Br2 + SO2 + H2O

8HI + H2SO4 (đặc) 4I2 + SO2 + 4H2O

Lưu ý: HF không có phản ứng trên.

NX: Tính khử HF < HCl < HBr < HI

**3. Điều chế**

a. Trong phòng thí nghiệm

NaCl + H2SO4  NaHSO4 + HCl

NaCl + H2SO4  Na2SO4 + 2HCl

b. Trong công nghiêp (phương pháp tổng hợp) đốt Cl2 và H2 lấy từ phương trình điện phân dung dịch NaCl

H2 + Cl2 → 2HCl

NaClrắn + H2SO4 đặc  Na2SO4 + 2HCl

Clo hóa các hợp chất hữu cơ đặc biệt là hyđrocacbon: VD: CH4 + Cl2 → CH3Cl + HCl

CaF2 + H2SO4 (đặc) CaSO4 + 2HF

PBr3 + 3H2O → H3PO3 + 3HBr

##### **TIẾT 44: MUỐI HALOGENUA VÀ CÁCH NHẬN BIẾT MUỐI HALOGENUA**

**I. Hợp chất muối halogenua: (anion X-)**

**1. Giới thiệu một số muối halogenua**

- natriclorua (NaCl) làm muối ăn, làm nguyên liệu trong công nghiệp hóa chất để điều chế clo, H2, NaOH, nước Gia-ven…

- KCl làm phân kali, lượng nhỏ KI và NaI thêm vào muối ăn làm muối iot

- ZnCl2 tẩm vào gỗ để chống mục vì có khả năng diệt khuẩn

- BaCl2 dùng trừ sâu bọ trong nông nghiệp; AlCl3 làm chất xúc tác trong tổng hợp hữu

**2. Nhận biết ion halogenua: ( F-, Cl-, Br-, I- )**

Cách nhận biết ion halogenua bằng dung dịch AgNO3

HCl + AgNO3 🡪 HNO3 + AgCl↓ (trắng)

NaCl + AgNO3 🡪 NaNO3 + AgCl↓ (trắng)

NaF + AgNO3 🡪 không tác dụng

NaBr + AgNO3 🡪 NaNO3 + AgBr↓

(màu vàng nhạt)

NaI + AgNO3 🡪 NaNO3 + AgI↓ (màu vàng)

##### **TIẾT 45: SƠ LƯỢC VỀ HỢP CHẤT CÓ OXI CỦA CLO**

|  |  |
| --- | --- |
| **I. NƯỚC GIA-VEN** | **II. CLORUA VÔI** |
| **1. Tính chất vật lý, thành phần, cấu tạo:**   * dung dịch không màu * là dung dịch hỗn hợp muối   +1   * NaCl và NaClO | **-** chất bột, màu trắng, xốp  - CTPT: CaOCl2  - CTCT: -1  Cl  Ca +1  O- Cl  🡪 muối hỗn tạp |
| **2. Tính chất hóa học: trong không khí:**  🡪NaClO là chất oxi hoá mạnh do trong phân tử clo có số oxi hoá +1  🡪 không để được lâu trong không khí | 🡪 có tính oxi hoá mạnh  🡪 không bền trong không khí |
| **3. Điều chế:**  a. Phòng thí nghiệm:  Cl2+2NaOH🡪NaCl+NaClO+H2O  b. Trong công nghiệp:  2NaCl+H2O 2NaOH+Cl2+H2  Đpdd  Không có màng ngăn    Vì không có màng ngăn nên:  Cl2+2NaOH🡪NaCl+NaClO+H2O | Cl2+Ca(OH)2🡪CaOCl2+H2O |
| **4. Ứng dụng:**  **-** tẩy trắng  - khử trùng | - Tẩy tráng vải, sợi giấy.  - Sát trùng, tẩy uế  - Dùng trong tinh chế dầu mỏ.  🡪 rẻ hơn, hàm lượng hipoclorit cao hơn nên dùng nhiều hơn |

**Tiết 46 BÀI THỰC HÀNH SỐ 3**

**Thực hành về hợp chất halogen**

**Thí nghiệm 1**: Tính tẩy màu của nước Giaven

- Cho 5ml nước javen vào ống nghiệm, sau đó cho một mẫu giấy màu vào ống nghiệm, khoảng chừng 10 phút quan sát hiện tượng mẫu giấy màu

**Thí nghiệm 2:** Tính axít của axit HCl.

+ Cho quỳ tím ống nghiệm chứa dung dịch HCl. Quan sát hiện tượng?

+ Cho dung dịch HCl vào dung dịch (NaOH + phenolphtalein). Quan sát hiện tượng? giải thích

+ Cho CaCO3 vào dung dịch HCl. Quan sát hiện tượng? giải thích

+ Cho Zn vào dung dịch HCl. Quan sát hiện tượng? giải thích

**Thí nghiệm 3:** Điều chế axit HCl

- Tiến hành TN như hình 5.11/120Sgk

**Thí nghiệm 4:** Nhận biết các dung dịch HCl, NaCl, HNO3

- Tiến hành TN: Lấy mẫu thử rồi dùng quỳ tím, dung dịch ANO3 để nhận biết các mẫu

**Tiết 47 Bài 28: LUYỆN TẬP**

**I. Học sinh ôn tập các vấn đề sau**

- Viết cấu hình e nguyên tử F, Cl, Br, I ? Nêu điểm giống và khác nhau trong CTNT của các halogen?

- Nêu nhận xét về giá trị độ âm điện của các halogen và quy luật biến đổi?

- Tính chất cơ bản của các halogen? Minh họa bằng phản ứng cụ thể ? Trong các phản ứng này oxi hóa của halogen thay đổi như thế nào?

- Giải thích vì sao halogen có tính chất đó? Qui luật biến đổi ?

- So sánh tính khử của các halogen? Giải thích ? Vì sao flo không thể hiện tính khử?

- Nêu tính chất chung của HX và dung dịch HX?

- Từ HF→ HI các tính chất này biến đổi như thế nào ?

- Dung dịch HF có tính chất nào đặc biệt hơn các dung dịch HX khác? Viết PTHH minh hoạ ?

- Viết công thức 1 số hợp chất của oxi của clo, brom? Nhận xét về số oxi hóa của halogen trong các hợp chất này ? Đối với hợp chất OF2 thì sao ?

- Viết PTHH điều chế nước Giaven? Clorua vôi, kaiic lorat.

**Bài tập**

**Bài 1:** Chất nào sau đây thường dùng để diệt khuẩn và tẩy màu?

**A.** O2 **B.** N2 **C.** Cl2 **D.** CO2

**Bài 2:** Khi mở lọ đựng dung dịch axit HCl 37% trong không khí ẩm thấy có khói trắng bay ra. Khói đó là do nguyên nhân nào sau đây?

**A.** HCl phân hủy tạo thành H2 và Cl2.

**B.** HCl dễ bay hơi tạo thành khói

**C.** HCl dễ bay hơi, hút ẩm tạo ra các giọt nhỏ axit HCl

**D.** HCl đã tan trong nước đến mức bão hòa.

**Bài 3:** Clorua vôi được sư dụng nhiều hơn nước Giaven vì ?

**A.** Rẻ tiền hơn **B.** Hàm lượng hipocloric cao hơn

**C.** Dễ bảo quản, dễ chuyên chở hơn **D.** Cả A, B, C, đều đúng

**Bài 4:** Cho 31,84 g hỗn hợp muối NaX và NaY ( X, Y là hai halogen ở 2 chu kỳ liên tiếp) vào dung dịch AgNO3 dư thì thu được 57,34 g kết tủa. công thức các muối là:

**A.** NaCl và NaBr **B.** NaBr và NaI **C.** NaF và NaCl **D.** NaCl và NaI

**Bài 5:** Dẫn 2 luồng khí clo đi qua dung dịch NaOH trong hai trường hợp:

TH1: Dung dịch loãng và nguội

TH2: Dung dịch đậm đặc và đun nóng đến 100oC

Nếu lượng muối NaCl sinh ra trong hai dung dịch băng nhau thì tỉ lệ thể tích clo đi qua 2 dung dịch trên là:

**A.** 5/6 **B.** 5/3 **C.** 6/3 **D.** 8/3

**Bài 6:** Cho 10 g MnO2 tác dụng với axit HCl dư, đun nóng. Thể tích khí clo thoát ra là:

**A.** 2,57 lit **B.** 5,2 lit **C.** 1,53 lit **D.** 3,75 lit

**Bài 7:** Cho 10 g MnO2 tác dụng với axit HCl dư, đun nóng. Khối lượng manganclorua tạo thành là:

**A.** 8,4g **B.** 14,5 g **C.** 12,2g **D.** 5,2 g

**Bài 8:** Cho 12,1g hỗn hợp 2 kim loại A, B có hóa trị (II) không đổi tác dụng với dung dịch HCl tạo ra 0,2 mol H2. Hai kim loại đó là:

**A.** Ba và Cu **B.** Mg và Fe **C.** Mg và Zn **D.** Fe và Zn

**Bài 9:** Cho hỗn hợp 2 muối ACO3 và BCO3 tan trong dung dịch HCl vừa đủ tạo ra 0,2 mol khí:

a) Số mol HCl đã dùng là:

**A.** 0,2 mol **B.** 0,1 mol **C.** 0,15mol **D.** 0,4 mol

b) Số mol hỗn hợp 2 muối là:

**A.** 0,2 mol **B.** 0,25 mol **C.** 0,15mol **D.** 0,4 mol

**Bài 10:** Cho 1,53 g hỗn hợp Mg, Fe, Zn vào dung dịch HCl dư thấy thoát ra 448 ml khí (đktc). Cô cạn hỗn hợp sau phản ứng thu được chất rắn có khối lượng là:

**A.** 2,95 g **B.** 3,9 g **C.** 2,24 g **D.** 1,85 g

**Baì 11:** Trộn lẫn 200ml dung dịch HCl 2M với 300ml dung dịch HCl 4M, dung dịch thu được cso nồng độ là:

**A.** 3M **B.** 3,5M **C.** 5M **D.** 2M

**Bài 12:** Hòa tan hoàn toàn 13 g một kim loại hóa trị II bằng dung dịch HCl. Cô cạn dung dịch sau phản ứng được 17,2 g muối khan. Kim loại là:

**A.** Fe **B.** Zn **C.** Mg **D.** Ba

**Bài 13:** Cho 10,5 g NaI vào 50 ml dung dịch nước Brom 0,5 M. Khối lượng NaBr thu được là :

**A.** 3,45 g **B.** 4,67 g **C.** 5,15 g **D.** 8,75 g

**Bài 14:** Cho 100g dung dịch gồm NaCl và NaBr có nồng độ bằng nhau tác dụng vừa đủ với 100 ml dung dịch AgNO3 8% (D = 1,0625 g/ml). Nồng độ % của 2 muối NaCl và NaBr là;

**A.** 1,865% **B.** 1,879 % **C.** 1,685 % **D.** 1,978 %