

CẤU TẠO NGUYÊN TỬ VÀ HỆ THỐNG TUẦN HOÀN

A. CẤU TẠO NGUYÊN TỬ

- Nguyên tử được cấu thành từ vỏ nguyên tử và hạt nhân:

$$+ \text{Vỏ nguyên tử: gồm các electron (e): } \begin{cases} q_e = -1,609.10^{-19}C = 1 - \\ m_e = 9,1094.10^{-31}kg = 0,00055u \end{cases}$$

$$+ \text{Hạt nhân nguyên tử: } \begin{cases} \text{proton (p): } \begin{cases} q_p = 1,609.10^{-19}C = 1 + \\ m_p = 1,6728.10^{-27}kg = 1u \end{cases} \\ \text{notron (n): } \begin{cases} q_n = 0 \\ m_n = 1,6748.10^{-27}kg = 1u \end{cases} \end{cases}$$

- Hầu hết các nguyên tử đều có: Z proton, N notron và E electron. (trừ 1H không có notron).

- Mọi nguyên tử đều trung hoà về điện nên: số proton = số electron ($Z = E$).

- Với nguyên tử bền: $Z \leq N \leq 1,5Z$ (các nguyên tử có $Z > 82$ thì không bền là những chất phóng xạ).

- Với nguyên tử ở chu kỳ nhỏ: $Z \leq N \leq 4Z/3$

- Số khối: $A = Z + N$.

- Số khối A và số proton (số đơn vị điện tích hạt nhân, số hiệu nguyên tử) Z là 2 đại lượng đặc trưng cho nguyên tử.

- Cách kí hiệu nguyên tử X: ${}_Z^AX$.

1. Cấu hình electron

* Cách viết cấu hình e của nguyên tử:

- **Bước 1:** Phân bố e theo mức năng lượng từ thấp đến cao: $1s2s2p3s3p4s3d4p5s...$ (sáng sớm phải son phần sau đó phi sang đá PS) với chú ý số e tối đa của phân lớp s là 2, p là 6, d là 10 và phân lớp có mức năng lượng thấp có đủ số e tối đa mới điền đến phân lớp có mức năng lượng cao hơn...

- **Bước 2:** Sắp xếp lại thứ tự các phân lớp theo đúng trật tự của lớp (tăng dần số thứ tự).

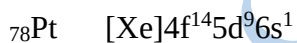
Chú ý:

- Nếu cấu hình e sát ngoài cùng của nguyên tố có dạng:

$$+ ns^2(n-1)d^4 \rightarrow (n-1)d^5ns^1$$

$$+ ns^2(n-1)d^9 \rightarrow (n-1)d^{10}ns^1$$

- Một số nguyên tố có cấu hình e đặc biệt:

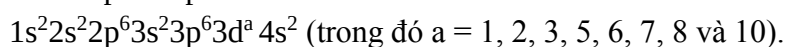
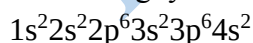


- Cần phân biệt rõ giữa thứ tự mức năng lượng và cấu hình e.

VD: Nguyên tử của một nguyên tố mà e có năng lượng cao nhất là $4s^2$ thì chỉ có một cấu hình:



Nhưng nếu nói nguyên tử có cấu hình e lớp ngoài cùng là $4s^2$ thì có thể có nhiều cấu hình cùng thỏa mãn là:

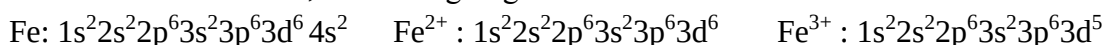


* Cách viết cấu hình electron của ion:

- **Bước 1:** Viết cấu hình e của nguyên tử.

- **Bước 2:** Thêm e (bằng trị số điện tích của ion âm) hoặc bớt e ở lớp ngoài cùng (bằng trị số điện tích ion dương).

VD: Cấu hình e của Fe và Fe^{2+} , Fe^{3+} tương ứng là:



2. Quan hệ giữa cấu hình e và vị trí của nguyên tố trong bảng tuần hoàn

- Nếu cấu hình e lớp ngoài cùng có dạng $ns^a np^b$ ($a \in [1; 2]$ và $b \in [0; 6]$).

→ Nguyên tố thuộc chu kì n và nhóm $(a + b)A$.

- Nếu cấu hình e của nguyên tử có dạng $(n - 1)d^x ns^y$ ($x \in [1; 10]$; $y \in [1; 2]$).

→ Nguyên tố thuộc chu kì n và các nhóm B (phân nhóm phụ):

+ $(x + y)B$ nếu $3 \leq (x + y) \leq 7$.

+ Nhóm VIIIB nếu $8 \leq (x + y) \leq 10$.

+ Nhóm $(x + y - 10)B$ nếu $10 < (x + y)$.

3. Quan hệ giữa cấu hình e và tính chất của nguyên tố

- Nguyên tử có 1, 2, 3 e ở lớp ngoài cùng → là nguyên tố kim loại (trừ H, He).

- Nguyên tử có 5, 6, 7 e ở lớp ngoài cùng → thường là nguyên tố phi kim.

- Nguyên tử có 8e ở lớp ngoài cùng → là nguyên tố khí hiếm (cả trường hợp He có 2e).

- Nguyên tử có 4e ở lớp ngoài cùng là phi kim nếu nguyên tử chỉ có 2 đến 3 lớp e và là kim loại nếu nguyên tử có 4 lớp e trở lên.

4. Khối lượng nguyên tử trung bình của các đồng vị

- Hầu hết các nguyên tố hoá học đều là tập hợp của nhiều đồng vị (đồng vị là các nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân nhưng khác nhau về số notron).

- Công thức tính khối lượng nguyên tử trung bình của các đồng vị:

$$M = \frac{M_1 \cdot x_1 + M_2 \cdot x_2 + \dots + M_n \cdot x_n}{x_1 + x_2 + \dots + x_n}$$

Trong đó:

+ $M_1, M_2, \dots, M_n$ là số khối của các đồng vị.

+ $x_1, x_2, \dots, x_n$ là số mol, % số mol; số nguyên tử; % số nguyên tử; thể tích; % thể tích của khí).

Chú ý: Nếu bài cho các dữ kiện liên quan đến khối lượng hoặc % khối lượng thì phải đổi ra số mol hoặc % số mol. (% đồng vị trong một chất = % khối lượng đồng vị trong nguyên tố. % khối lượng nguyên tố trong hợp chất. Ví dụ %³⁵Cl trong HCl = %m³⁵Cl trong Cl. %m Cl trong HCl).

B. BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

1. Nguyên tắc sắp xếp các nguyên tố trong bảng tuần hoàn

- Theo chiều điện tích hạt nhân tăng dần (số thứ tự của ô nguyên tố bằng số đơn vị điện tích hạt nhân Z).

- Các nguyên tố có cùng số lớp e được xếp vào cùng một hàng được gọi là chu kì (số thứ tự của chu kì bằng số lớp e).

- Các nguyên tố có cùng số e lớp ngoài cùng được xếp thành một cột (nhóm A).

- Các nguyên tố mà phân lớp e có năng lượng cao nhất giống nhau được xếp thành khối (họ): họ s, họ p....(họ s và họ p thuộc nhóm A, họ d thuộc nhóm B).

2. Mối quan hệ giữa 2 nguyên tố trong bảng tuần hoàn

- Nếu 2 nguyên tố A và B ở cùng 1 chu kì và ở 2 nhóm A liên tiếp thì:

$$|Z_A - Z_B| = 1 \text{ nếu nguyên tố thuộc chu kì nhỏ}$$

$$|Z_A - Z_B| = 11 \text{ nếu nguyên tố thuộc chu kì lớn và ở nhóm IIA và IIIA}$$

- Nếu 2 nguyên tố thuộc cùng một nhóm A và ở 2 chu kì liên tiếp thì:

$$|Z_A - Z_B| = 8 \text{ nếu nguyên tố thuộc chu kì nhỏ}$$

$$|Z_A - Z_B| = 18 \text{ nếu có nguyên tố thuộc chu kì lớn}$$

- Nếu 2 nguyên tố thuộc 2 chu kì liên tiếp và ở 2 nhóm A liên tiếp thì:

$$|Z_A - Z_B| = 7 \text{ (9 hoặc 17, 19)}.$$

3. Sự biến đổi tính chất của các nguyên tố nhóm nA trong bảng tuần hoàn

Tính chất	Sự biến đổi theo chu kì	Sự biến đổi theo nhóm
Bán kính nguyên tử (R)	↓	↑
Độ âm điện (χ)	↑	↓
Tính kim loại	↓	↑
Tính phi kim	↑	↓
Tính bazơ của oxit và hidroxit	↓	↑
Tính axit của oxit và hidroxit	↑	↓
Số e lớp ngoài cùng	↑	Bằng số thứ tự nhóm A
Hoá trị trong oxit cao nhất	↑	Không đổi = n
Hoá trị trong hợp chất khí với H	↓	Không đổi = 8 – n (n > 3)

Chú ý: Khi cần phải so sánh tính chất của các nguyên tố không cùng hàng và cùng cột thì phải chọn nguyên tố trung gian rồi đưa về cùng hàng, cột để so sánh hoặc loại trừ.

LIÊN KẾT HOÁ HỌC

I. KHÁI NIỆM VÀ PHÂN LOẠI LIÊN KẾT HOÁ HỌC

- Liên kết hóa học là sự kết hợp giữa các nguyên tử tạo thành phân tử hoặc tinh thể bền vững hơn.
- Các nguyên tử có xu hướng kết hợp với nhau để có lớp vỏ 8e bền vững của khí hiếm (quy tắc bát tử).
- Liên kết hóa học thường gặp gồm: liên kết ion, liên kết cộng hóa trị và liên kết kim loại.

1. Liên kết ion

- Khái niệm: là liên kết được hình thành do lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu.
- Các hợp chất ion thường tồn tại ở dạng tinh thể, có tính bền vững, thường có nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi khá cao; thường tan nhiều trong nước. Khi nóng chảy và khi hòa tan trong nước tạo dung dịch dẫn được điện.

2. Liên kết cộng hóa trị

- Là liên kết được hình thành giữa 2 nguyên tử bằng 1 hay nhiều cặp e dùng chung.
- Liên kết cộng hóa trị gồm:
 - + Liên kết cộng hóa trị có cực (liên kết cộng hóa trị phân cực): cặp e dùng chung bị lệch về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn.
 - + Liên kết cộng hóa trị không có cực: cặp e dùng chung không bị hút lệch về phía nguyên tử nào.
 - + Liên kết cho - nhận: cặp e dùng chung chỉ do 1 nguyên tử đóng góp. Liên kết cho - nhận được biểu diễn bằng mũi tên hướng từ phía nguyên tử cho sang nguyên tử nhận.
- Tính chất chung của các chất có liên kết cộng hóa trị: có thể là chất rắn, chất lỏng hoặc chất khí. Các chất có cực tan nhiều trong các dung môi có cực. Phần lớn các chất không cực tan nhiều trong các dung môi không cực. Chất chỉ có liên kết cộng hóa trị không dẫn điện ở mọi trạng thái.

3. Liên kết kim loại

- Liên kết kim loại là liên kết được hình thành giữa các nguyên tử và ion kim loại trong mạng tinh thể do sự tham gia của các e tự do.
- Trong tinh thể kim loại có các e tự do, di chuyển được trong mạng nên tinh thể kim loại có tính chất: có ánh kim, dẫn điện, dẫn nhiệt tốt và có tính dẻo.

II. XÁC ĐỊNH LOẠI LIÊN KẾT

1. Định tính

- Liên kết giữa nguyên tử kim loại và nguyên tử phi kim là liên kết ion.
- Liên kết giữa 2 nguyên tử phi kim khác nhau là liên kết cộng hóa trị có cực.
- Liên kết giữa hai nguyên tử phi kim của cùng một nguyên tố là liên kết cộng hóa trị không cực.

2. Định lượng

Dựa vào hiệu số độ âm điện của 2 nguyên tử tham gia liên kết: $\chi_A - \chi_B$ với $\chi_A > \chi_B$

- Nếu $\chi_A - \chi_B < 0,4 \rightarrow$ liên kết cộng hóa trị không cực.
- Nếu $0,4 \leq \chi_A - \chi_B < 1,7 \rightarrow$ liên kết cộng hóa trị có cực.
- Nếu $\chi_A - \chi_B \geq 1,7 \rightarrow$ liên kết ion.

III. HOÁ TRỊ VÀ SỐ OXI HOÁ

1. Hoá trị

- Cộng hoá trị:
 - + Hoá trị của nguyên tố trong hợp chất cộng hoá trị được gọi là cộng hoá trị.
 - + Cộng hoá trị của một nguyên tố bằng số liên kết cộng hoá trị mà nguyên tử nguyên tố đó tạo được với các nguyên tử khác trong phân tử.
- Điện hoá trị:

- + Hoá trị của nguyên tố trong hợp chất ion được gọi là điện hoá trị.
- + Điện hoá trị của một nguyên tố bằng điện tích của ion mà nó tạo được.

2. Số oxi hoá

- Số oxi hoá của một nguyên tố trong phân tử là điện tích của nguyên tử nguyên tố đó trong phân tử, nếu giả định rằng liên kết giữa các nguyên tử trong phân tử là liên kết ion.
- Các quy tắc xác định số oxi hoá:
 - + Số oxi hoá của các nguyên tố trong đơn chất bằng 0.
 - + Trong một phân tử, tổng số oxi hoá của các nguyên tử các nguyên tố bằng 0.
 - + Số oxi hoá của các ion đơn nguyên tử bằng điện tích của ion đó. Trong ion đa nguyên tử, tổng số oxi hoá của các nguyên tử bằng điện tích của ion.
 - + Trong hầu hết các hợp chất, số oxi hoá của H bằng +1 (trừ trong hidrua kim loại). Số oxi hoá của O bằng -2 (trừ trong OF_2 và peoxit).

hochoaonline.net

PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

I. CÁC KHÁI NIỆM

1. Chất khử

- Khái niệm: là chất có khả năng nhường e (cho e).
- Dấu hiệu:
 - + Sau phản ứng, số oxi hoá của chất khử tăng.
 - + Chất khử có chứa nguyên tố chưa đạt đến mức oxi hoá cao nhất (Nguyên tố ở nhóm nA có số oxi hoá cao nhất là +n).
- Chất khử thể hiện tính khử khi tác dụng với chất oxi hóa đủ mạnh.
- So sánh tính khử của các chất khử:
 - + Định tính: Dựa vào dãy điện hóa (kim loại đứng trước có tính khử mạnh hơn kim loại đứng sau), dựa vào sự biến đổi tính chất theo chu kỳ, nhóm A...
 - + Định lượng: Cặp oxi hóa - khử nào có thế điện cực càng âm thì dạng khử là chất khử càng mạnh.

2. Chất oxi hoá

- Khái niệm: là chất có khả năng nhận e (thu e).
- Dấu hiệu:
 - + Sau phản ứng, số oxi hoá của chất oxi hoá giảm.
 - + Chất oxi hoá có chứa nguyên tố có mức oxi hoá chưa phải thấp nhất (Kim loại có số oxi hoá thấp nhất là 0, phi kim thuộc nhóm nA thì số oxi hoá thấp nhất là (n - 8)).
- Chất oxi hóa thể hiện tính oxi hóa khi tác dụng với chất khử đủ mạnh.
- So sánh tính oxi hóa của các chất oxi hóa:
 - + Định tính: Dựa vào dãy điện hóa, dựa vào sự biến đổi tính chất theo nhóm A, theo chu kỳ, dựa vào phản ứng xảy ra giữa hai cặp oxi hóa - khử.
 - + Định lượng: dựa vào thế điện cực của các cặp oxi hóa - khử (thế điện cực càng dương thì dạng oxi hóa có tính oxi hóa càng mạnh).

3. Sự kết hợp giữa các ion

- Nếu các nguyên tố trong 1 chất có số oxi hoá cực đại thì chất đó chỉ có tính oxi hóa (VD: Fe^{3+} , SO_4^{2-} ...).
- Nếu các nguyên tố trong 1 chất có số oxi hoá cực tiểu thì chất đó chỉ có tính khử (VD: kim loại).
- Nếu các nguyên tố trong 1 chất có số oxi hóa nằm trong khoảng từ cực đại đến cực tiểu thì chất đó vừa có tính oxi hóa vừa có tính khử tùy theo chất tác dụng.

II. PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

1. Khái niệm và dấu hiệu nhận biết

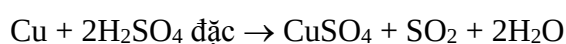
- Phản ứng oxi hóa - khử là phản ứng trong đó có sự chuyển e giữa các chất phản ứng.
- Phản ứng oxi hoá - khử có sự thay đổi số oxi hóa của một số nguyên tố.

2. Điều kiện xảy ra phản ứng oxi hóa - khử

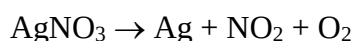
Phải có sự tham gia đồng thời của chất khử và chất oxi hóa. Chất khử và chất oxi hóa phải đủ mạnh.

3. Phân loại phản ứng oxi hóa - khử

- Trong phản ứng oxi hóa - khử thông thường, chất khử và chất oxi hóa ở 2 phân tử chất khác nhau:



- Trong phản ứng oxi hóa - khử **nội phân tử**, chất khử và chất oxi hóa thuộc cùng 1 phân tử nhưng ở 2 nguyên tử khác nhau (thường gặp là phản ứng nhiệt phân):





- Trong phản ứng **tự oxi hóa - khử**, chất khử đồng thời cũng là chất oxi hóa:



Nếu trong phản ứng oxi hóa - khử, một chất vừa thay đổi số oxi hoá vừa giữ nguyên thì chất đó vừa là môi trường vừa là chất oxi hóa (hoặc chất khử).

Nếu trong phản ứng có nhiều nguyên tố cùng thay đổi số oxi hoá thì nên chốt một số nguyên tử để dễ cân bằng. Một số chất loại này thường gặp là FeS , FeS_2 ...

4. Định luật bảo toàn e áp dụng cho các phản ứng oxi hóa - khử

- Nguyên tắc:

Tổng số mol e nhường = tổng số mol e nhận (1)

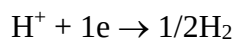
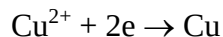
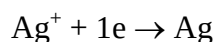
- Định luật bảo toàn e có thể được áp dụng cho các phản ứng riêng hoặc tổng hợp nhiều phản ứng.

VD1: Cho $m(\text{g})$ Al vào 100ml dung dịch $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 2M và AgNO_3 2M thu được dung dịch A và chất rắn B. Nếu cho B phản ứng với dung dịch HCl dư thì được 3,36 lit H_2 (đktc). Tìm m ?

Bài giải

- Nhận thấy trong bài toán trên, Al đóng vai trò chất khử; Ag^+ , H^+ và Cu^{2+} đóng vai trò chất oxi hóa.

- Các quá trình nhường và nhận e đã xảy ra:



Vận dụng định luật bảo toàn e cho các quá trình trên ta thấy:

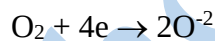
$$3m/27 = 0,1.2.2 + 0,1.2.1 + 3,36.2/22,4 \rightarrow m = 9(\text{g}).$$

VD2: Để $m(\text{g})$ Fe ngoài không khí, sau một thời gian thu được 12g hỗn hợp gồm 4 chất rắn. Hòa tan hoàn toàn hỗn hợp bằng HNO_3 thu được dung dịch A và 2,24 lit NO (đktc). $m = ?$

Bài giải

- Nhận thấy trong bài toán này, Sắt từ mức oxi hóa là 0 được chuyển lên các mức oxi hóa trung gian rồi cuối cùng đạt mức oxi hóa cao nhất là +3 đóng vai trò chất khử. Có 2 chất oxi hóa là O_2 và HNO_3 .

- Các quá trình nhường và nhận e trong bài:



Vận dụng định luật bảo toàn e cho các quá trình ta được:

$$3m/56 = (12 - m).4/32 + 2,24.3/22,4 \rightarrow m = 10,08.$$

5. Chiều của phản ứng oxi hóa - khử

- Nguyên tắc chung: Chất khử mạnh tác dụng với chất oxi hóa mạnh tạo thành chất khử yếu hơn và chất oxi hóa yếu hơn.

- Với 2 cặp oxi hóa - khử thì áp dụng quy tắc α để xác định chiều của phản ứng (chỉ áp dụng cho các phản ứng xảy ra trong dung dịch). Nếu có nhiều cặp oxi hóa - khử thì áp dụng α dài trước, α ngắn sau.

VD1: Cho các cặp oxi hóa - khử $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ và Cu^{2+}/Cu . Trong dãy điện hóa thì cặp Cu^{2+}/Cu đứng trước:





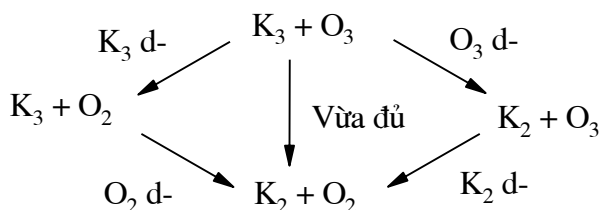
Nên theo quy tắc α thì Cu phản ứng được với muối Fe³⁺ tạo thành muối Fe²⁺ và muối Cu²⁺.

VD2: Cho nhiều kim loại tác dụng với dung dịch chứa nhiều ion kim loại:

Kim loại có tính khử tăng dần theo thứ tự: K₁, K₂, K₃

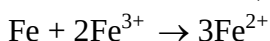
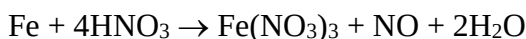
Ion kim loại có tính oxi hóa tăng dần theo thứ tự: O₁, O₂, O₃

Thứ tự các phản ứng xảy ra theo sơ đồ:

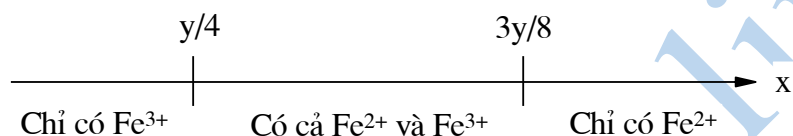


Chú ý: Kim loại còn lại sau phản ứng phải là những kim loại yếu nhất; dung dịch sau phản ứng phải chứa ion của những kim loại mạnh nhất.

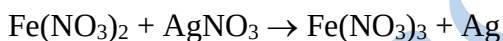
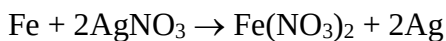
VD3: Cho x mol Fe tác dụng với dung dịch chứa y mol HNO₃ đặc nóng giải phóng khí NO:



Các sản phẩm tạo thành được xác định theo sơ đồ:



VD4: Cho a mol Fe tác dụng với b mol AgNO₃:



- Sản phẩm tạo thành chỉ có Fe(NO₃)₂ → Fe dư hoặc vừa đủ → b ≤ 2a.

- Chỉ có Fe³⁺ → AgNO₃ dư hoặc vừa đủ → b ≥ 3a.

- Có cả Fe²⁺ và Fe³⁺ → 2a < b < 3a.

LÝ THUYẾT VỀ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

I. TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

1. Tốc độ phản ứng hoá học

- Là đại lượng đặc trưng cho sự nhanh hay chậm của phản ứng và được xác định bằng độ biến thiên nồng độ của chất trong một đơn vị thời gian.

- Các biểu thức tính tốc độ của phản ứng:

+ Tính tốc độ trung bình trong một khoảng thời gian:

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Trong đó: ΔC : độ biến thiên nồng độ của chất tham gia

Δt : khoảng thời gian xảy ra sự biến thiên nồng độ.

+ Tốc độ phản ứng tức thời:

Xét phản ứng: $x\text{A} + y\text{B} \rightarrow \text{sản phẩm}$

$$v = k.[\text{A}]^x.[\text{B}]^y$$

2. Các yếu tố có ảnh hưởng đến tốc độ của phản ứng

a. Nhiệt độ

- Khi nhiệt độ tăng thì tốc độ phản ứng tăng.

- Thông thường khi nhiệt độ tăng lên 10°C thì tốc độ phản ứng tăng từ 2 đến 4 lần. Nếu tăng nhiệt độ phản ứng lên $t^{\circ}\text{C}$ thì tốc độ phản ứng tăng $\gamma^{t/10}$ (với γ là hệ số nhiệt độ - số lần tăng tốc độ khi nhiệt độ tăng lên 10°C).

b. Nồng độ các chất tham gia phản ứng

- Nồng độ chất tham gia phản ứng tăng thì tốc độ phản ứng tăng.

- Nồng độ chỉ ảnh hưởng đến các phản ứng có mặt của chất khí hoặc chất lỏng.

c. Áp suất

- Nếu áp suất tăng (nồng độ chất tham gia phản ứng tăng) thì tốc độ phản ứng tăng.

- Áp suất chỉ ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng có chất khí.

d. Diện tích tiếp xúc

Diện tích tiếp xúc tăng thì tốc độ phản ứng tăng (diện tích tiếp xúc tỷ lệ nghịch với kích thước).

e. Xúc tác

- Chất xúc tác làm tăng tốc độ của phản ứng.

- Chất kìm hãm làm giảm tốc độ phản ứng.

Ngoài các yếu tố trên thì có nhiều yếu tố khác cũng ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng như: môi trường thực hiện phản ứng; tốc độ khuấy trộn...

II. PHẢN ỨNG THUẬN NGHỊCH VÀ CÂN BẰNG HOÁ HỌC

1. Một số khái niệm

- Phản ứng thuận nghịch là phản ứng xảy ra theo 2 chiều thuận và nghịch trong cùng điều kiện.

- Cân bằng hoá học là trạng thái của hệ phản ứng thuận nghịch mà ở đó tốc độ phản ứng thuận bằng tốc độ phản ứng nghịch.

- Cân bằng hoá học là cân bằng động vì tại trạng thái cân bằng, phản ứng thuận và nghịch vẫn tiếp tục xảy ra nhưng với tốc độ bằng nhau nên không làm thay đổi nồng độ của các chất trong hệ phản ứng.

- Biểu thức tính hằng số cân bằng của phản ứng thuận nghịch: $n\text{A} + m\text{B} \rightleftharpoons p\text{C} + q\text{D}$ là:

$$K = \frac{[\text{C}]^p.[\text{D}]^q}{[\text{A}]^n.[\text{B}]^m}$$

Chú ý: hằng số tốc độ của phản ứng cũng như hằng số cân bằng của phản ứng thuận nghịch chỉ phụ thuộc vào yếu tố nhiệt độ.

2. Sự chuyển dịch cân bằng hoá học

- Khi hệ phản ứng thuận nghịch đang ở trạng thái cân bằng nếu ta thay đổi điều kiện nào đó thì cân bằng hoá học sẽ bị phá vỡ và hệ sẽ chuyển dịch đến một trạng thái cân bằng mới.
- Nguyên lý chuyển dịch cân bằng LeSchatolier: Khi ta thay đổi điều kiện nào đó của cân bằng hoá học thì cân bằng sẽ chuyển dịch theo chiều chống lại ảnh hưởng của sự thay đổi đó. Cụ thể là:

a. Nồng độ

- Nếu **tăng nồng độ** một chất thì cân bằng hoá học sẽ chuyển dịch theo chiều mà chất đó là **chất tham gia** phản ứng.
- Nếu **giảm nồng độ** của một chất thì cân bằng hoá học sẽ chuyển dịch theo chiều **sinh ra chất đó**.

b. Nhiệt độ

- Khi **tăng nhiệt độ** thì cân bằng hoá học chuyển dịch theo chiều **phản ứng thu nhiệt** (có $\Delta H > 0$).
- Khi **giảm nhiệt độ** thì cân bằng hoá học sẽ chuyển dịch theo chiều của **phản ứng tỏa nhiệt** (có $\Delta H < 0$).

c. Áp suất

Áp suất chỉ ảnh hưởng đến các cân bằng có mặt của chất khí và tổng hệ số khí ở mỗi vế của phản ứng phải khác nhau.

- Khi **tăng áp suất** thì cân bằng hoá học sẽ chuyển dịch theo chiều làm **giảm số phân tử khí**.
- Khi **giảm áp suất** thì cân bằng hoá học sẽ chuyển dịch theo chiều làm **tăng số phân tử khí**.

d. Chất xúc tác

Chất xúc tác không làm chuyển dịch cân bằng hoá học mà chỉ làm cho hệ nhanh đạt đến trạng thái cân bằng.

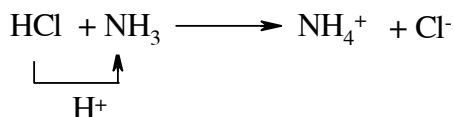
LÝ THUYẾT AXIT – BAZƠ

I. AXIT

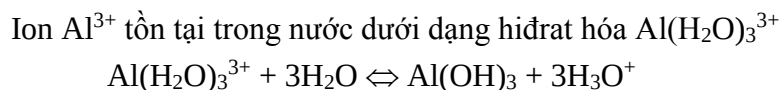
1. Định nghĩa

- Axit là những chất có khả năng cho proton (ion H^+).
- Axit gồm:
 - + Các axit vô cơ, hữu cơ: HCl , H_2SO_4 , CH_3COOH , $(COOH)_2 \dots$
 - + Các kim loại ở dạng hydrat hóa (trừ các ion Na^+ , K^+ , Ba^{2+} và Ca^{2+}): $Al(H_2O)_3^{3+}$, $Cu(H_2O)_2^{2+} \dots$
 - + Các ion: H^+ , NH_4^+ , H_3O^+ , RNH_3^+ , $HSO_4^- \dots$
- Chứng minh một chất hoặc ion là axit: cho phản ứng với bazơ.

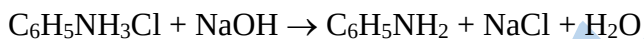
VD1:



VD2:



VD3:



2. So sánh tính axit của các axit

a. So sánh định tính

- Nguyên tắc chung: Nguyên tử H càng linh động thì tính axit càng mạnh.
- Đối với các axit có oxi của cùng một nguyên tố: càng nhiều O tính axit càng mạnh.

$$HClO < HClO_2 < HClO_3 < HClO_4$$
- Đối với axit của các nguyên tố trong cùng chu kì: nguyên tố trung tâm có tính phi kim càng mạnh thì tính axit của axit càng mạnh (các nguyên tố đều ở mức hóa trị cao nhất).

$$H_3\text{P}\underline{O}_4 < H_2\underline{S}O_4 < H\underline{C}lO_4$$
- Đối với axit của các nguyên tố trong cùng một nhóm A thì:
 - + Axit không có oxi: tính axit tăng dần từ trên xuống dưới:

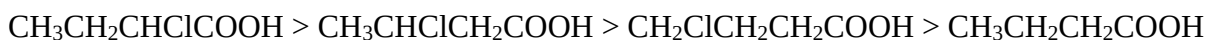
$$HF < HCl < HBr < HI \text{ (do bán kính ion } X^- \text{ tăng)}$$
 - + Axit có O: tính axit giảm dần từ trên xuống dưới:

$$HClO_4 > HBrO_4 > HIO_4 \text{ (do độ âm điện của } X \text{ giảm dần)}$$
- Với các axit hữu cơ $RCOOH$: (nguyên tử H được coi không có khả năng hút hoặc đẩy e)
 - + Nếu gốc R no (đẩy e) làm giảm tính axit. Gốc R no càng nhiều nguyên tử C thì khả năng đẩy e càng mạnh:

$$HCOOH > CH_3COOH > CH_3CH_2COOH > CH_3CH_2CH_2COOH > n - C_4H_9COOH$$
 - + Nếu gốc R hút e (không no, thơm hoặc có halogen...) sẽ làm tăng tính axit.
- Với axit hữu cơ mà gốc R có chứa nguyên tử halogen:
 - ❖ Halogen có độ âm điện càng lớn thì tính axit càng mạnh:

$$CH_2FCOOH > CH_2ClCOOH > CH_2BrCOOH > CH_2ICOOH > CH_3COOH$$
 - ❖ Gốc R có chứa càng nhiều nguyên tử halogen thì tính axit càng mạnh:

$$Cl_3CCOOH > Cl_2CHCOOH > ClCH_2COOH > CH_3COOH$$
 - ❖ Nguyên tử halogen càng nằm gần nhóm $COOH$ thì tính axit càng mạnh:



- Với một cặp axit/bazơ liên hợp: tính axit càng mạnh thì bazơ liên hợp của nó càng yếu và ngược lại.

VD: Cặp HCl/H^+ và $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.

+ Tính axit: $\text{HCl} > \text{CH}_3\text{COOH}$

+ Tính bazơ: $\text{Cl}^- < \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow$ tính bazơ của $\text{NaCl} < \text{CH}_3\text{COONa}$.

- Với một phản ứng: axit mạnh đẩy được axit yếu khỏi dung dịch muối (trường hợp trừ một số đặc biệt)

b. So sánh định lượng

- Xét cân bằng phân li của axit HX trong nước:



K_A (hằng số phân li axit) chỉ phụ thuộc nhiệt độ, bản chất của axit. Giá trị của K_A càng lớn tính axit của axit càng mạnh.

Với một dung dịch HX có nồng độ đầu là C_0 và độ điện ly α thì ta có mối quan hệ:

$$K_A = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]} = \frac{C_0 \cdot \alpha^2}{(1 - \alpha)} \text{ và } \text{pH} = -\log(C_0 \cdot \alpha)$$

II. BAZƠ

1. Định nghĩa

- Bazơ là những chất có khả năng nhận proton (nhận H^+).

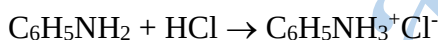
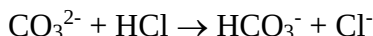
- Bazơ gồm:

+ Oxit và hidroxit của kim loại (trừ các oxit và hidroxit lưỡng tính: Al_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, ZnO , $\text{Zn}(\text{OH})_2$...).

+ Các anion gốc axit không mạnh không còn H có thể tách thành ion H^+ (CO_3^{2-} , CH_3COO^- , S^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$...).

+ NH_3 và các amin: $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, CH_3NH_2 ...

- Chứng minh một chất hoặc ion là bazơ: cho phản ứng với axit.

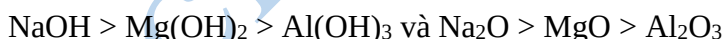


2. So sánh tính bazơ của các bazơ

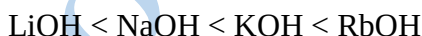
a. So sánh định tính

- Nguyên tắc chung: khả năng nhận H^+ càng lớn thì tính bazơ càng mạnh.

- Với oxit, hidroxit của các kim loại trong cùng một chu kì: tính bazơ giảm dần từ trái sang phải.



- Với các nguyên tố thuộc cùng một nhóm A: tính bazơ của oxit, hidroxit tăng dần từ trên xuống dưới.



- Với amin và amoniac:

+ Gốc đẩy e (chỉ chứa liên kết đơn) làm tính bazơ của amin mạnh hơn NH_3 ngược lại gốc hút e (chứa liên kết bội hoặc vòng benzen) làm giảm tính bazơ của amin yếu hơn NH_3 . Càng nhiều gốc hút e tính bazơ càng yếu, càng nhiều gốc đẩy e tính bazơ càng mạnh:



+ Gốc đẩy e có càng nhiều C thì khả năng đẩy e càng mạnh, tính bazơ của amin càng mạnh:

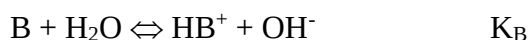


- Trong một phản ứng bazơ mạnh đẩy bazơ yếu khỏi muối

- Axit càng mạnh thì bazơ liên hợp càng yếu và ngược lại.

b. So sánh định lượng

- Xét cân bằng phân li của bazơ B trong nước:

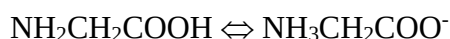
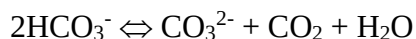
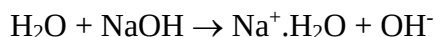
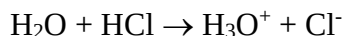


K_B (hằng số phân li bazơ) chỉ phụ thuộc bản chất bazơ và nhiệt độ. Giá trị K_B càng lớn thì bazơ càng mạnh. Với dung dịch bazơ B có nồng độ đầu là C_0 và độ phân ly α thì giá trị của K_B được tính:

$$K_B = \frac{[HB^+].[OH^-]}{[B]} = \frac{C_0 \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \text{ và với cặp A-B liên hợp thì } K_A \cdot K_B = K_{H_2O} = 10^{-14}.$$

III. CHẤT LƯỠNG TÍNH

- Là những chất vừa có khả năng cho proton H^+ , vừa có khả năng nhận proton H^+ .
- Chất lưỡng tính gồm:
 - + H_2O , oxit và hidroxit lưỡng tính (ZnO , $Zn(OH)_2$, Al_2O_3 , $Al(OH)_3$, Cr_2O_3 , $Cr(OH)_3$...)
 - + Amino axit, muối amoni của axit hữu cơ ($R(COOH)_x(NH_2)_y$, $RCOONH_4$...)
 - + Anion gốc axit không mạnh vẫn còn khả năng tách H^+ (HCO_3^- , HS^- , HSO_3^- , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} ...)
- Chứng minh: cho phản ứng với axit và phản ứng với bazơ hoặc cho chất đó tự proton hóa:



IV. CHẤT TRUNG TÍNH

- Là những chất không có khả năng cho và nhận proton (H^+).
- Chất trung tính gồm:
 - + Cation của bazơ mạnh: K^+ , Na^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Li^+ , Be^{2+} , Rb^+ ...
 - + Anion của axit mạnh không còn H: Cl^- , SO_4^{2-} , Br^- , I^- , NO_3^- ...

V. SỰ KẾT HỢP CỦA CÁC ION

Nếu ta kí hiệu trung tính (1), axit (A), bazơ (B) và lưỡng tính (0) thì ta có bảng nhân:

Cation	Anion	Phân tử
A	A	A
A	B	0
A	0	0
A	1	A
1	1	1
1	0	0
1	A	A
1	B	B

VI. PHẢN ỨNG TRAO ĐỔI ION TRONG DUNG DỊCH CHẤT ĐIỆN LI

1. Phân loại chất điện li

- Chất điện li là những chất khi nóng chảy hoặc tan trong nước phân li ra ion.
- Phân loại chất điện li:
 - + Chất điện li mạnh: là những chất khi tan trong nước tất cả các phân tử hòa tan đều phân li thành ion.
 - + Chất điện li mạnh gồm:
 - ❖ Axit mạnh: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HBr , HI , $HClO_4$, $HClO_3$...
 - ❖ Bazơ mạnh: $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$...

❖ Hầu hết các muối.

+ Chất điện li yếu: là chất khi tan trong nước chỉ có phần nhỏ số phân tử hòa tan phân li ra ion, phần lớn còn lại vẫn tồn tại ở dạng phân tử trong dung dịch.

+ Chất điện li yếu gồm:

❖ Axit yếu: CH_3COOH , HClO , H_2S , HF , H_2SO_3 ...

❖ Một số muối: $\text{Hg}(\text{CN})_2$, $\text{Cu}(\text{CN})_2$...

❖ H_2O

Chú ý: Cần phân biệt khái niệm **độ tan** và **độ điện ly**.

+ Độ tan được tính bằng số gam chất tan trong 100 gam nước. Có thể đánh giá bằng tích số tan. Tích số tan càng lớn thì chất càng tan tốt. Với một chất AB trong nước: $\text{AB} \rightleftharpoons \text{A}^+ + \text{B}^-$ thì tích số tan $T_{\text{AB}} = [\text{A}^+][\text{B}^-]$

+ Độ điện ly được đánh giá dựa vào giá trị của độ điện li α (là tỉ số giữa số phân tử phân li ra ion và tổng số phân tử hòa tan).

- Quá trình điện li của chất điện li mạnh được biểu diễn bằng mũi tên 1 chiều, của chất điện li yếu được biểu diễn bằng mũi tên thuận nghịch ($\rightleftharpoons$). Nếu là axit đa chức thì sẽ điện li trong dung dịch theo nhiều nấc.

2. Phản ứng trao đổi ion trong dung dịch các chất điện li

- Nguyên tắc: phản ứng trao đổi ion trong dung dịch chất điện li xảy ra theo chiều làm giảm số lượng ion có trong dung dịch (bằng cách tạo chất kết tủa, chất điện li yếu hoặc chất khí).

- Bản chất của phản ứng trong dung dịch chất điện li được biểu diễn bằng phương trình ion thu gọn. Khi gặp bài toán có liên quan đến nhiều ion hoặc nhiều chất có ion giống nhau (ion đồng dạng) thì nên dùng phương trình ion.

VII. MỐI QUAN HỆ GIỮA AXIT, BAZƠ VÀ MÔI TRƯỜNG CỦA DUNG DỊCH

1. Khái niệm về pH

- Nếu dung dịch có $[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-a} \rightarrow \text{pH} = a$.

- Biểu thức toán học tính pH: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

Tương tự có khái niệm pOH, pK. Ta có mối quan hệ trong dung dịch nước: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

2. Các loại môi trường

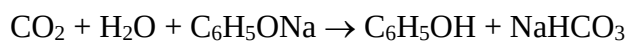
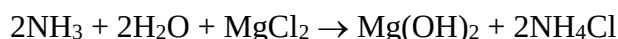
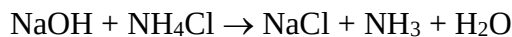
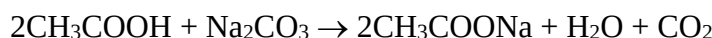
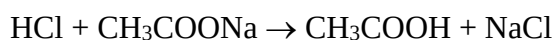
Môi trường	$[\text{H}^+]$	pH	Là dung dịch của
Axit	$> 10^{-7}$	< 7	Axit hoặc chất lưỡng tính mà tính axit mạnh hơn tính bazơ
Bazơ	$< 10^{-7}$	> 7	Bazơ hoặc chất lưỡng tính mà tính bazơ mạnh hơn tính axit
Trung tính	$= 10^{-7}$	$= 7$	Chất trung tính hoặc chất lưỡng tính mà tính axit và bazơ tương đương

VIII. CHIỀU CỦA PHẢN ỨNG AXIT – BAZƠ

- Cặp A-B là một cặp gồm dạng Axit A và dạng Bazơ liên hợp B của nó mà giữa hai dạng đó có mối quan hệ: $\text{A} \rightleftharpoons \text{B} + \text{H}^+$ (ví dụ: $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$: $\text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NH}_3$).

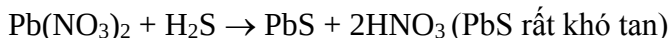
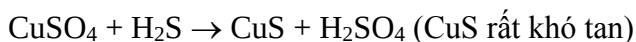
- Phản ứng giữa hai cặp A-B xảy ra theo chiều: Axit mạnh + Bazơ mạnh $\rightarrow$ Axit yếu hơn + Bazơ yếu hơn.

VD:

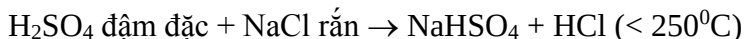


Chú ý: Các trường hợp ngoại lệ:

+ Tạo thành kết tủa khó tan phản ứng vẫn xảy ra được dù axit hoặc bazơ tạo thành mạnh hơn ban đầu.



+ Axit khó bay hơi đẩy được axit dễ bay hơi (cả 2 axit đều mạnh):

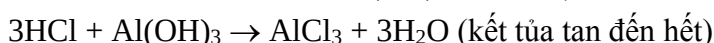
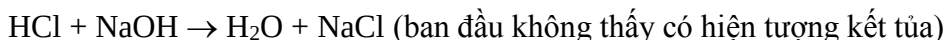


* Thứ tự xảy ra các phản ứng - Quy luật cạnh tranh:

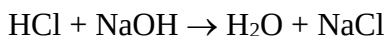
1. Khi cho dung dịch chứa 1 axit vào dung dịch chứa nhiều bazơ

Nguyên tắc: Các bazơ sẽ phản ứng theo thứ tự: axit + bazơ mạnh trước sau đó đến lượt axit + bazơ yếu (nếu axit nhiều thì có thể coi các bazơ phản ứng đồng thời).

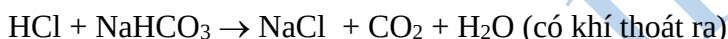
VD1: Khi cho từ từ dung dịch HCl vào dung dịch chứa đồng thời chứa NaOH và NaAlO₂:



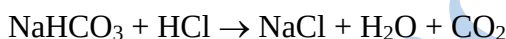
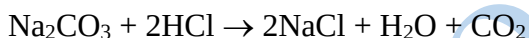
VD2: Cho từ từ dung dịch chứa hỗn hợp NaOH và NaAlO₂ vào dung dịch HCl: vì HCl nhiều nên chúng ta không quan sát thấy hiện tượng kết tủa:



VD3: Khi cho từ từ dung dịch chứa HCl vào dung dịch có chứa Na₂CO₃ và NaHCO₃:



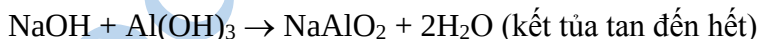
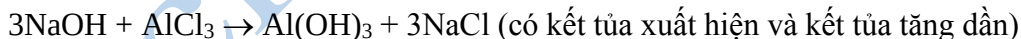
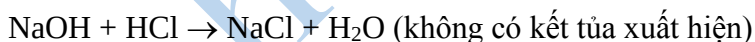
VD4: Cho từ từ dung dịch chứa NaHCO₃ và Na₂CO₃ vào dung dịch HCl: ngay lập tức quan sát thấy hiện tượng có khí thoát ra:



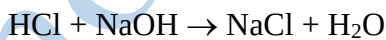
2. Khi cho dung dịch chứa 1 bazơ vào dung dịch có chứa nhiều axit

Nguyên tắc: Các axit sẽ phản ứng theo thứ tự từ mạnh đến yếu. Nếu bazơ nhiều thì coi các phản ứng xảy ra đồng thời.

VD5: Cho từ từ dung dịch NaOH vào dung dịch chứa đồng thời cả HCl và AlCl₃:



VD6: Cho từ từ dung dịch chứa HCl và AlCl₃ vào dung dịch có chứa NaOH:



VIII. PHẢN ỨNG THỦY PHÂN CỦA MUỐI

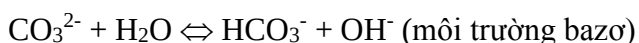
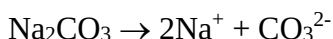
- Chỉ có muối được tạo thành từ axit mạnh và bazơ yếu; axit yếu và bazơ mạnh hoặc axit yếu và bazơ yếu mới tham gia phản ứng thủy phân.

- Cách viết phản ứng thủy phân của muối:

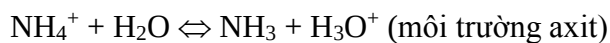
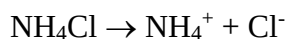
+ **Bước 1:** Viết phương trình điện li của muối.

+ **Bước 2:** Viết phương trình cho, nhận proton của các ion với nước.

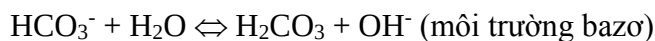
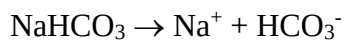
VD1: Viết phản ứng thủy phân của Na₂CO₃



VD2: Phản ứng thủy phân của muối NH_4Cl



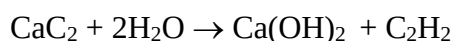
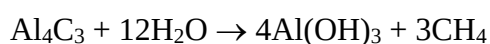
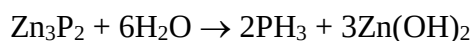
VD3: Phản ứng thủy phân của NaHCO_3



(mặc dù HCO_3^- là một ion lưỡng tính nhưng khả năng nhận proton mạnh hơn).

- Phản ứng thủy phân của muối giúp xác định môi trường của dung dịch muối $\rightarrow$ khi cho các dung dịch muối tác dụng với nhau hoặc với quỳ tím cần chú ý đến môi trường mà muối đó tạo thành.

Chú ý: Phản ứng thủy phân của một số muối:



NHÓM HALOGEN

I. KHÁI QUÁT VỀ NHÓM HALOGEN

1. Vị trí của nhóm halogen trong bảng tuần hoàn

- Nhóm halogen gồm các nguyên tố: $9F$, $17Cl$, $35Br$, $53I$.
- Các halogen nằm ở nhóm VIIA trong bảng tuần hoàn ngay trước các khí hiếm.

2. Cấu hình e nguyên tử và cấu tạo phân tử của halogen

- Cấu hình e lớp ngoài cùng: ns^2np^5 :
 - + Ở trạng thái cơ bản các halogen chỉ có 1e độc thân.
 - + Khi bị kích thích, nguyên tử Cl, Br và I do còn obitan d trống có thể có 3, 5 hoặc 7e độc thân.
- Đơn chất halogen:
 - + Công thức phân tử: X_2
 - + Công thức cấu tạo: $X - X$
 - + Năng lượng liên kết $X - X$ trong phân tử X_2 không lớn nên các phân tử halogen dễ tách thành nguyên tử.

3. Tính chất vật lý

Khi đi từ Flo đến Iot:

- Trạng thái tập hợp: chuyển từ thể khí sang thể lỏng và thể rắn (F_2 và Cl_2 là chất khí; Br_2 là chất lỏng và I_2 là chất rắn).
- Màu sắc: đậm dần (F_2 (lục nhạt) Cl_2 (vàng lục), Br_2 (đỏ nâu) và I_2 (đen tím, dễ thăng hoa)).
- Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi tăng dần.

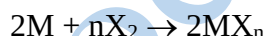
II. ĐƠN CHẤT HALOGEN

1. Tính chất hóa học của đơn chất

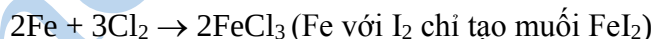
- Cấu hình e chung $ns^2np^5 \rightarrow$ các halogen dễ nhận thêm 1e $\rightarrow$ là các chất oxi hóa mạnh.
- Tính oxi hóa của các halogen giảm dần khi đi từ F_2 đến I_2 .
- Trong các hợp chất, F chỉ có số oxi hóa -1 còn các halogen khác có nhiều mức oxi hóa -1, +1, +3, +5, +7. Do đó Cl_2 , Br_2 , I_2 ngoài tính oxi hóa còn có tính khử còn F_2 chỉ có tính oxi hóa.

a. Tác dụng với kim loại

- Các halogen phản ứng với hầu hết các kim loại trừ Au và Pt (riêng F_2 phản ứng được với tất cả các kim loại) $\rightarrow$ muối halogenua. Các phản ứng thường xảy ra ở nhiệt độ cao.
- Phương trình phản ứng tổng quát:

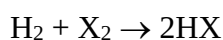


Ví dụ:



b. Phản ứng với hiđro tạo thành hiđro halogenua

- Phương trình tổng quát:

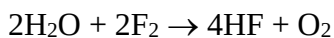


- Các halogen tham gia phản ứng cộng H_2 với điều kiện khác nhau:
 - + F_2 : phản ứng được ngay cả trong bóng tối.
 - + Cl_2 : phản ứng khi được chiếu sáng.
 - + Br_2 : phản ứng xảy ra khi được đun nóng ở nhiệt độ cao.
 - + I_2 : phản ứng có tính thuận nghịch và phải được đun nóng.

- Điều kiện phản ứng với H_2 phức tạp dần khi đi từ F_2 đến I_2 nên phản ứng với H_2 có thể chứng minh tính oxi hóa trong nhóm halogen giảm dần từ F_2 đến I_2 .

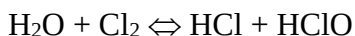
c. Tác dụng với nước

- F_2 tác dụng mãnh liệt với nước ở nhiệt độ sôi:

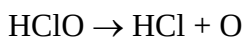


→ Phản ứng chứng minh F_2 có tính oxi hóa mạnh hơn của O_2 .

- Br_2 và Cl_2 có phản ứng thuận nghịch với nước:



Khi để lâu hoặc bị chiếu sáng thì $HClO$ bị phân hủy:



Vì $HClO$ có chứa ion ClO^- có tính oxi hóa mạnh nên có thể dùng nước Cl_2 để tẩy màu hoặc sát trùng.

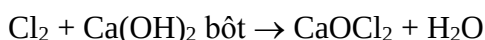
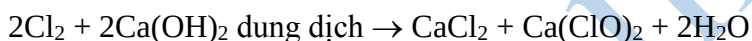
- I_2 không phản ứng với nước.

d. Phản ứng với dung dịch kiềm

❖ Nếu dung dịch kiềm loãng nguội:

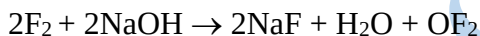


(nước Javen)

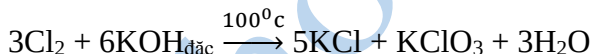


(clorua vôi)

Riêng F_2 :



❖ Nếu dung dịch kiềm đặc nóng:



e. Tác dụng với dung dịch muối halogenua của halogen có tính oxi hóa yếu hơn (F_2 không có phản ứng này)

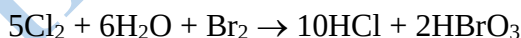


(trong đó X' là halogen có tính oxi hóa yếu hơn tính oxi hóa của halogen X).

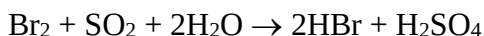
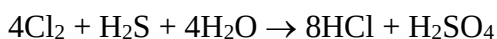
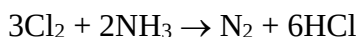
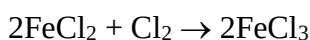
Các cặp oxi hóa - khử của halogen được xếp theo chiều giảm dần tính khử của các ion X^-



Trong nước:



g. Một số phản ứng khác



I_2 kết hợp với hồ tinh bột → hợp chất màu xanh tím.

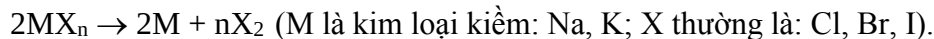
Chú ý:

Trong phản ứng với kim loại và với H_2 , với dung dịch muối của các halogen yếu hơn, halogen là chất oxi hóa. Còn trong phản ứng với nước và dung dịch kiềm, các halogen vừa là chất khử, vừa là chất oxi hóa.

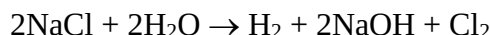
2. Điều chế

a. Điện phân muối halogenua

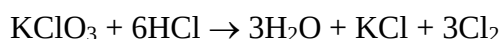
- Điện phân nóng chảy:



- Điện phân dung dịch muối halogenua của kim loại kiềm có màng ngăn:



b. Cho HX tác dụng với các chất oxi hóa mạnh (thường gặp: MnO_2 , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $KClO_3$).



Thường gặp câu hỏi so sánh lượng Clo sinh ra khi dùng cùng một lượng HCl hoặc chất oxi hóa...

II. HỢP CHẤT CỦA HALOGEN

1. Hidrohalogenua (HX)

a. Tính chất vật lý và tính chất hoá học

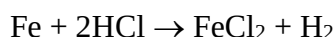
- Tất cả đều là chất khí, tan nhiều trong nước, điện li hoàn toàn (trừ HF) tạo thành dung dịch axit mạnh.

- Thứ tự tính axit và tính khử tăng dần: $HF < HCl < HBr < HI$

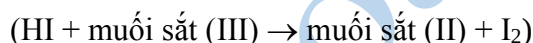
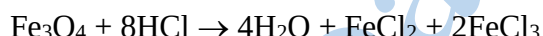
- Tính axit mạnh của HCl, HBr và HI:

❖ Làm quỳ tím chuyển thành màu đỏ.

❖ Tác dụng với kim loại đứng trước H $\rightarrow$ muối trong đó kim loại có hóa trị thấp + H_2 .



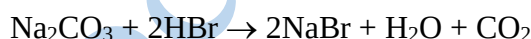
❖ Tác dụng với oxit kim loại $\rightarrow$ muối (trong đó kim loại giữ nguyên hóa trị) + H_2O .



❖ Tác dụng với bazơ $\rightarrow$ muối (trong đó kim loại giữ nguyên hóa trị) + H_2O .



❖ Tác dụng với muối $\rightarrow$ muối mới + axit mới



- Tính khử thể hiện khi tác dụng với các chất oxi hóa mạnh (xem phần điều chế Clo).

- Các muối clorua hầu hết đều tan trừ $PbCl_2$ và $AgCl$, $CuCl$, Hg_2Cl_2 . Tính tan của muối bromua và iodua tương tự clorua. Để nhận biết ion X^- có thể dùng thuốc thử là dung dịch $AgNO_3$:

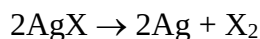
+ AgF tan trong dung dịch.

+ $AgCl$ kết tủa trắng ($AgCl$ tan trong dung dịch amoniac do tạo phức với NH_3).

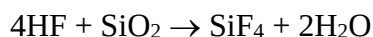
+ $AgBr$ kết tủa vàng nhạt (không tan trong NH_3 dư).

+ AgI kết tủa vàng đậm (không tan trong NH_3 dư).

- Các muối AgX kết tủa thường dễ bị phân hủy bởi nhiệt hoặc ánh sáng:

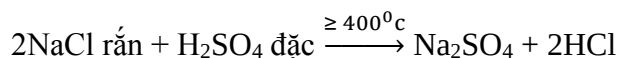
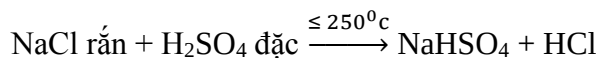


- HF có tính chất riêng là ăn mòn thủy tinh:

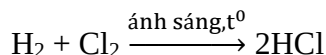


b. Điều chế

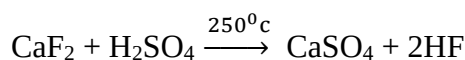
- ❖ Phương pháp sunfat (trong phòng thí nghiệm, không dùng để điều chế HBr và HI do chúng có tính khử)



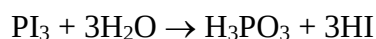
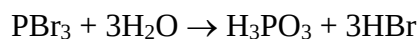
- ❖ Phương pháp tổng hợp (trong công nghiệp):



HF được điều chế nhờ phản ứng:

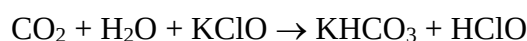


HBr, HI có thể điều chế bằng cách thủy phân PBr₃ và PI₃:



2. HClO (axit hipoclorơ)

- Là axit rất yếu, yếu hơn cả axit cacbonic.



- Kém bền, chỉ tồn tại được trong dung dịch nước.

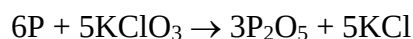


- HClO và muối của nó đều có tính oxi hóa rất mạnh.

3. HClO₃ (axit cloric) và muối clorat

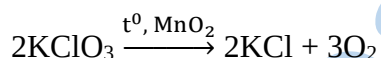
- Là axit khá mạnh, tan nhiều trong nước, có tính oxi hóa mạnh.

- Muối KClO₃ được dùng làm thuốc nổ, diêm tiêu



- Nhiệt phân KClO₃

+ Nếu có xúc tác MnO₂:



+ Nếu không có xúc tác MnO₂:



- Điều chế: nhiệt phân HClO:

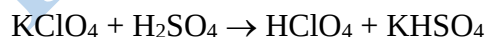


4. HClO₄ (axit pecloric)

- Là axit rất mạnh, tan nhiều trong nước. Phản ứng loại nước từ HClO₄ có mặt P₂O₅ → Cl₂O₇.



- Điều chế từ KClO₄:



Chú ý: Từ HClO đến HClO₄



Tính axit và tính bền tăng, tính oxi hóa giảm.

NHÓM OXI – LƯU HUỖNH

A. KHÁI QUÁT VỀ NHÓM OXI – LƯU HUỖNH

I. Vị trí nhóm oxi trong bảng tuần hoàn

- Nhóm oxi gồm các nguyên tố: ${}_8\text{O}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{34}\text{Se}$, ${}_{52}\text{Te}$ và ${}_{84}\text{Po}$.
- Thuộc nhóm VIA trong bảng tuần hoàn.

II. Cấu tạo nguyên tử

- Cấu hình e lớp ngoài cùng: ns^2np^4 .
- Khi tham gia phản ứng với các nguyên tố có độ âm điện nhỏ hơn, nguyên tử của các nguyên tố này có khả năng thu thêm 2e nên các nguyên tố nhóm oxi có tính oxi hoá và có thể tạo nên những hợp chất trong đó chúng có số oxi hoá -2.
- Oxi không có phân lớp d, nguyên tử của các nguyên tố còn lại có phân lớp d trống. Vì vậy ở trạng thái kích thích, S, Se và Te có thể có 4 hoặc 6e độc thân. Do vậy khi tham gia phản ứng với các nguyên tố có độ âm điện lớn hơn, S, Se và Te có thể tạo được các hợp chất cộng hoá trị trong đó chúng có số oxi hoá +4, +6.

III. Tính chất của các nguyên tố

1. Tính chất của đơn chất

- Có tính oxi hoá mạnh nhưng yếu hơn so với các halogen ở cùng chu kì.
- Tính oxi hoá giảm dần từ O đến Te.

2. Tính chất của hợp chất

- Hợp chất với H (H_2S , H_2Se , H_2Te) là những chất khí, có mùi khó chịu và độc hại. Dung dịch của chúng trong nước có tính axit yếu.
- Hợp chất hidroxit (H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_2TeO_4) là những axit.

A. OXI, OZON VÀ HIDRO PEOXIT

I. Oxi

1. Cấu tạo phân tử

- Công thức phân tử: O_2 .
- Cấu tạo phân tử: $\text{O}=\text{O}$.

2. Tính chất vật lý và trạng thái tự nhiên

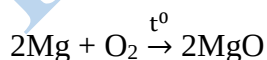
- Là chất khí, không màu, không mùi, nặng hơn không khí. Tan ít trong nước.
- Oxi trong tự nhiên tồn tại ở cả dạng đơn chất (trong khí quyển) và hợp chất. Oxi đơn chất được tạo thành từ quá trình quang hợp của cây xanh.

3. Tính chất hoá học

Là một phi kim hoạt động (do có độ âm điện lớn 3,44 chỉ kém F).

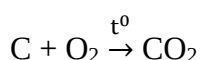
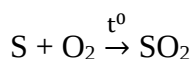
a. Tác dụng với kim loại

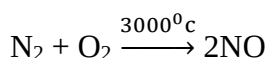
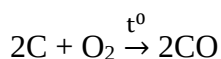
- Tác dụng với hầu hết kim loại (trừ Au, Ag và Pt) $\rightarrow$ oxit. Các phản ứng thường xảy ra ở nhiệt độ cao.



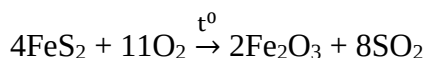
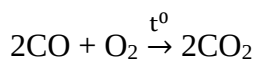
b. Tác dụng với phi kim

- Oxi phản ứng với hầu hết các phi kim (trừ halogen) tạo thành oxit axit hoặc oxit không tạo muối.
- Các phản ứng thường xảy ra ở nhiệt độ cao.





c. Tác dụng với hợp chất có tính khử



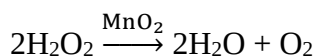
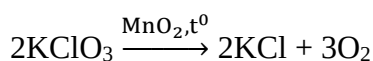
4. Ứng dụng

- Oxi có vai trò quyết định đối với sự sống của con người và động vật.
- Oxi được sử dụng trong nhiều ngành: thuốc nổ nhiên liệu tên lửa, hàn cắt kim loại, y khoa, công nghệ hoá chất, luyện thép.

5. Điều chế oxi

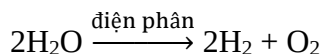
a. Trong phòng thí nghiệm

Phân huỷ các hợp chất giàu oxi, kém bền nhiệt như: $KMnO_4$, $KClO_3$, H_2O_2 :



b. Trong công nghiệp

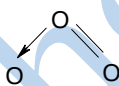
- Chung cất phân đoạn không khí lỏng.
- Điện phân nước:



II. Ozon

1. Cấu tạo phân tử

- Công thức phân tử: O_3 .
- Công thức cấu tạo:



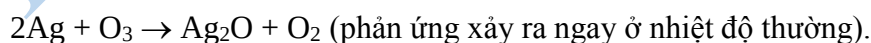
2. Tính chất vật lý

Là chất khí, mùi đặc trưng, màu xanh nhạt. Khi hoá lỏng có màu xanh đậm. Tan trong nước nhiều hơn oxi 16 lần.

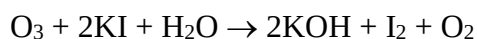
3. Tính chất hoá học

Có tính oxi hóa rất mạnh và mạnh hơn oxi:

- O_3 oxi hoá hầu hết các kim loại (trừ Au, Pt).



- O_3 oxi hoá được ion I^- trong dung dịch nhưng O_2 thì không:



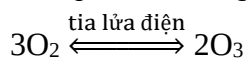
4. Ứng dụng

- Không khí chứa hàm lượng nhỏ ozon có tác dụng làm cho không khí trong lành. Với hàm lượng ozon lớn hơn sẽ gây độc hại với con người.
- Trong thương mại, người ta dùng ozon để tẩy trắng các loại tinh bột, dầu ăn và nhiều chất khác.

- Trong đời sống, ozon được dùng để tẩy trùng thức ăn, khử mùi, bảo quản hoa quả. Trong y khoa, ozon được dùng để chữa sâu răng.

5. Điều chế

Phóng điện qua bình đựng khí Oxi.



III. Hidro peoxit

1. Cấu tạo phân tử

- Công thức phân tử: H_2O_2 .

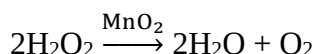
- Công thức cấu tạo: $\text{H} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$

2. Tính chất vật lý

Là chất lỏng không màu, nặng hơn nước tan trong nước theo bất kì tỉ lệ nào.

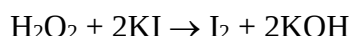
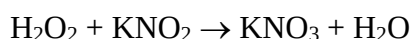
3. Tính chất hoá học

- Là hợp chất kém bền, dễ bị phân hủy. Phản ứng phân hủy H_2O_2 tỏa nhiều nhiệt và xảy ra nhanh khi có mặt xúc tác MnO_2 :

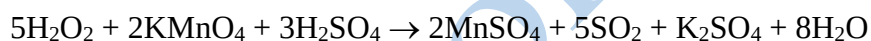
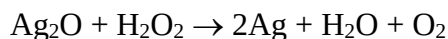


- Trong H_2O_2 , O có số oxi hoá -1 là mức trung gian giữa -2 và 0 nên H_2O_2 có cả tính khử và tính oxi hóa.

a. H_2O_2 là chất oxi hóa



b. H_2O_2 là chất khử



4. Ứng dụng

- Dùng để tẩy trắng bột giấy.

- Làm nguyên liệu tẩy trắng trong bột giặt.

- Tẩy trắng tơ, sợi, len, lông, vải.

- Làm chất bảo vệ môi trường, khai thác mỏ.

- Dùng trong các ngành công nghệ hoá chất, khử trùng hạt giống trong nông nghiệp, chất bảo quản giải khát, trong y khoa dùng làm chất sát trùng...

C. LƯU HUỖNH VÀ HỢP CHẤT CỦA LƯU HUỖNH

I. Lưu huỳnh (S)

1. Tính chất vật lý

- Là chất bột màu vàng, không tan trong nước.

- Lưu huỳnh có 2 dạng thù hình thường gặp là lưu huỳnh tà phương và lưu huỳnh đơn tà.

- Trạng thái, màu sắc và cấu tạo của lưu huỳnh bị thay đổi theo nhiệt độ.

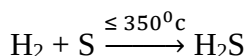
2. Tính chất hoá học

- S có 6e ở lớp ngoài cùng $\rightarrow$ dễ nhận 2e thể hiện tính oxi hóa mạnh. Tính oxi hóa của S yếu hơn so với O.

- Các mức oxi hóa có thể có của S: -2, 0, +4, +6. Ngoài tính oxi hóa, S còn có tính khử.

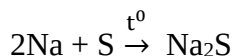
a. Tính oxi hóa

❖ Tác dụng với hidro:



❖ Tác dụng với kim loại

- S tác dụng với nhiều kim loại → muối sunfua (trong đó kim loại thường chỉ đạt đến hóa trị thấp).
- Hầu hết các phản ứng xảy ra ở nhiệt độ cao.



- Muối sunfua được chia thành 3 loại:

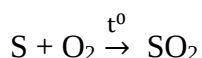
- + Loại 1. Tan trong nước gồm Na_2S , K_2S , CaS và BaS , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
- + Loại 2. Không tan trong nước nhưng tan trong axit mạnh gồm FeS , ZnS ...
- + Loại 3. Không tan trong nước và không tan trong axit gồm CuS , PbS , HgS , Ag_2S ...

Chú ý:

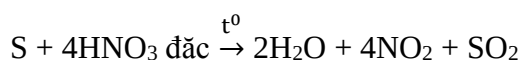
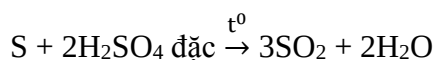
Một số muối sunfua có màu đặc trưng: CuS , PbS , Ag_2S (màu đen); MnS (màu hồng); CdS (màu vàng) → thường được dùng để nhận biết gốc sunfua.

b. Tính khử

❖ Tác dụng với oxi:



❖ Tác dụng với các chất có tính oxi hóa mạnh



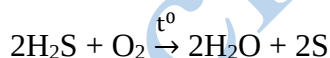
3. Ứng dụng của lưu huỳnh

Là nguyên liệu quan trọng cho nhiều ngành công nghiệp:

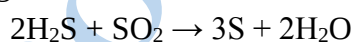
- 90% được dùng để sản xuất H_2SO_4 .
- 10% còn lại được dùng để sản xuất cao su, chế tạo diêm, sản xuất chất tẩy trắng bột giấy, chất dẻo ebonit, dược phẩm, phẩm nhuộm, chất trừ sâu và chất diệt nấm trong công nghiệp.

4. Sản xuất lưu huỳnh

- Khai thác lưu huỳnh trong tự nhiên từ các mỏ lưu huỳnh.
- Trong công nghiệp luyện kim màu, sản xuất lưu huỳnh từ H_2S :
 - + Đốt H_2S trong điều kiện thiếu không khí:



- + Dùng H_2S khử SO_2 :



II. Hidro sunfua và axit sunfuhiđric

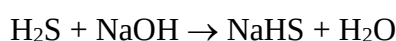
1. Tính chất vật lý

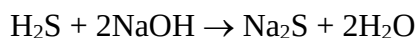
- Hidro sunfua (H_2S) là chất khí không màu, mùi trứng thối, ít tan trong nước.
- Khi tan trong nước tạo thành dung dịch axit yếu sunfuhiđric.
- Độc, không khí chứa lượng nhỏ H_2S có thể gây độc nặng cho người và động vật.

2. Tính chất hóa học

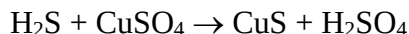
❖ Dung dịch H_2S có tính axit yếu (yếu hơn axit cacbonic)

- Không làm đổi màu quỳ tím.
- Tác dụng với dung dịch kiềm (có thể tạo thành 2 loại muối hiđrosunfua và sunfua):



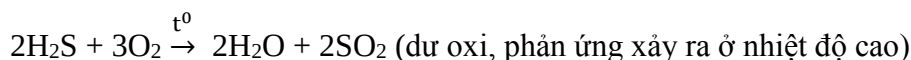
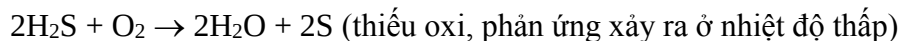


- Tác dụng với dung dịch muối tạo muối không tan trong axit:

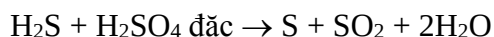


❖ H_2S có tính khử mạnh (vì S trong H_2S có mức oxi hóa thấp nhất - 2)

- Tác dụng với oxi:



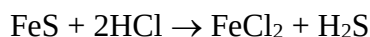
- Tác dụng với các chất oxi hóa khác:



3. Trạng thái tự nhiên và điều chế

- Trong tự nhiên, hidro sunfua có trong nước của một số suối, trong khí núi lửa, khí thoát ra từ chất protein bị thối rữa...

- Điều chế trong phòng thí nghiệm: Dùng axit mạnh đẩy H_2S ra khỏi muối (trừ muối không tan trong axit):

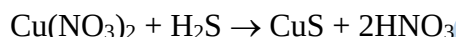
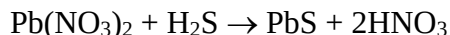


(Không điều chế H_2S trong công nghiệp).

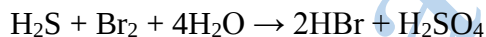
4. Nhận biết

- Mùi trứng thối.

- Làm đen dung dịch $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ và $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$



- Làm mất màu dung dịch Brom, dung dịch KMnO_4 ...



III. Lưu huỳnh đioxit (SO_2)

1. Tính chất vật lý

- Là chất khí không màu, mùi hắc, nặng hơn không khí.

- Độc, tan và tác dụng được với nước.

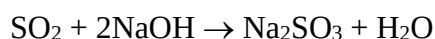
2. Tính chất hóa học

❖ SO_2 là oxit axit

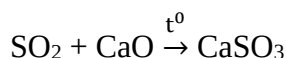
- Tác dụng với nước:



- Tác dụng với dung dịch bazơ (có thể tạo thành 2 loại muối sunfit và hidrosunfit)

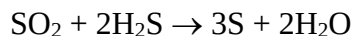


- Tác dụng với oxit bazơ → muối:

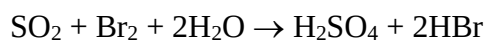
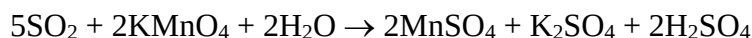
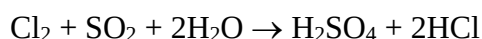
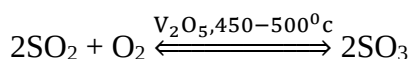


❖ SO_2 vừa là chất khử, vừa là chất oxi hóa (do S trong SO_2 có mức oxi hóa trung gian +4):

- SO_2 là chất oxi hóa:



- SO_2 là chất khử:



3. Ứng dụng

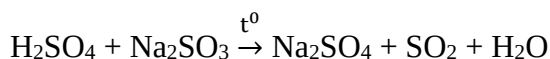
- Sản xuất axit sunfuric.
- Tẩy trắng giấy, bột giấy.
- Chống nấm mốc lương thực, thực phẩm.

Ngoài các ứng dụng trên, SO_2 cũng là chất gây ô nhiễm môi trường và là nguyên nhân gây mưa axit.

4. Điều chế

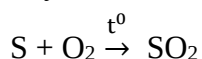
a. Trong phòng thí nghiệm

Đun nóng dung dịch H_2SO_4 với muối Na_2SO_3 :

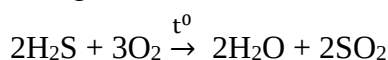


b. Trong công nghiệp

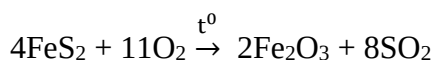
- Đốt cháy lưu huỳnh:



- Đốt cháy H_2S trong oxi dư:

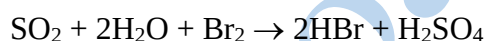


- Đốt quặng:



5. Nhận biết

- Làm quỳ tím ẩm chuyển thành màu đỏ.
- Làm mất màu dung dịch nước brom, dung dịch thuốc tím...



IV. Axit sunfuric (H_2SO_4) và lưu huỳnh trioxit (SO_3)

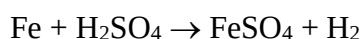
1. Tính chất vật lý

- SO_3 là chất lỏng, hút nước rất mạnh và chuyển thành H_2SO_4 hoặc oleum: $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$
- H_2SO_4 là chất lỏng sánh như dầu, nhớt, nặng hơn nước, không bay hơi và tan vô hạn trong nước.
- H_2SO_4 đặc hút nước mạnh và tỏa nhiều nhiệt nên **khi pha loãng phải cho từ từ axit đặc vào nước** mà không làm ngược lại vì có thể gây bỏng. H_2SO_4 có khả năng làm than hóa các hợp chất hữu cơ.

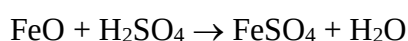
2. Tính chất hóa học

❖ H_2SO_4 loãng là một axit mạnh

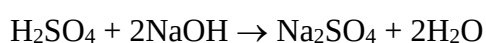
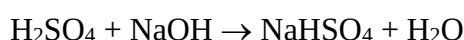
- Làm quỳ tím chuyển thành màu đỏ.
- Tác dụng với kim loại đứng trước H (trừ Pb) $\rightarrow$ muối sunfat (trong đó kim loại có hóa trị thấp) + H_2



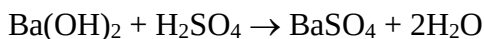
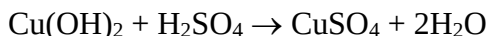
- Tác dụng với oxit bazơ $\rightarrow$ muối (trong đó kim loại giữ nguyên hóa trị) + H_2O



- Tác dụng với bazơ $\rightarrow$ muối + H_2O



(phản ứng của H_2SO_4 với $\text{Ba}(\text{OH})_2$ hoặc bazơ kết tủa chỉ tạo thành muối sunfat).



- Tác dụng với muối $\rightarrow$ muối mới (trong đó kim loại giữ nguyên hóa trị) + axit mới



❖ H_2SO_4 đặc là chất oxi hóa mạnh và axit mạnh, ngoài ra còn có tính háo nước

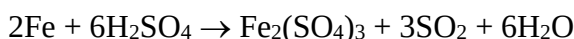
- H_2SO_4 đặc vẫn là axit mạnh: làm quỳ tím chuyển thành màu đỏ; tác dụng với bazơ, oxit bazơ và với muối (trong đó kim loại đã có hóa trị cao nhất) tương tự như H_2SO_4 loãng.

- Trong H_2SO_4 , S có mức oxi hóa cao nhất (+6) nên H_2SO_4 đặc nóng còn có tính oxi hóa mạnh.

* Tác dụng với kim loại:

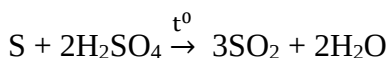
+ H_2SO_4 đặc phản ứng được với hầu hết các kim loại (trừ Au và Pt) $\rightarrow$ muối trong đó kim loại có hóa trị cao + H_2O + SO_2 (S, H_2S).

+ Sản phẩm khử của S^{+6} tùy thuộc vào độ mạnh của kim loại: kim loại có tính khử càng mạnh thì S^{+6} bị khử xuống mức oxi hóa càng thấp.



+ H_2SO_4 đặc nguội thụ động với Al, Fe và Cr.

* Tác dụng với phi kim $\rightarrow$ oxit phi kim + H_2O + SO_2



* Tác dụng với các chất khử khác



3. Ứng dụng

H_2SO_4 là hoá chất hàng đầu trong nhiều ngành sản xuất: phẩm nhuộm, luyện kim, chất dẻo, chất tẩy rửa, giấy, sợi, sơn, phân bón...

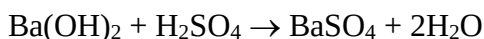
4. Điều chế



5. Nhận biết

- Làm đỏ giấy quỳ tím.

- Tạo kết tủa trắng với dung dịch Ba^{2+}



(các muối sunfat đều dễ tan trừ BaSO_4 , PbSO_4 và SrSO_4 không tan; CaSO_4 và Ag_2SO_4 ít tan).

NHÓM NITƠ

A. KHÁI QUÁT VỀ NHÓM NITƠ

1. Vị trí của nhóm nitơ trong bảng tuần hoàn

- Nhóm nitơ gồm các nguyên tố: ${}^7\text{N}$, ${}^{15}\text{P}$, ${}^{32}\text{As}$, ${}^{50}\text{Sb}$, ${}^{82}\text{Bi}$.
- Nhóm nitơ nằm ở nhóm VA trong bảng tuần hoàn.

2. Tính chất chung của các nguyên tố nhóm nitơ

- Cấu hình e lớp ngoài cùng: ns^2np^3 .
- Ở trạng thái cơ bản, nguyên tử nguyên tố nhóm nitơ có 3e độc thân nên trong 1 số hợp chất chúng có hoá trị 3.
- Khi bị kích thích, các nguyên tử P, As, Sb và Bi có thể có 5e độc thân nên chúng có thể có hoá trị 5 trong hợp chất.

3. Sự biến đổi tính chất của đơn chất

- Số oxi hoá cao nhất: +5, ngoài ra còn có các mức -3; +3. Riêng N còn có các mức +1; +2; +4.
- Nguyên tố nhóm nitơ vừa có tính oxi hoá, vừa có tính khử. Khả năng oxi hoá giảm dần từ nitơ đến bismut.
- Đi từ nitơ đến bismut, tính phi kim của các nguyên tố giảm dần đồng thời tính kim loại tăng dần.

4. Sự biến đổi tính chất của hợp chất

a. Hợp chất với hidro

- Công thức: RH_3 .
- Độ bền nhiệt giảm dần từ NH_3 đến BiH_3 .
- Dung dịch không có tính axit.

b. Oxit và hidroxit

Từ nitơ đến bismut:

- Tính axit của các oxit và hidroxit tương ứng giảm dần đồng thời tính bazơ của chúng tăng dần.
- Độ bền của các hợp chất với mức oxi hoá +3 tăng, độ bền của các hợp chất với mức oxi hoá +5 giảm.

B. NITƠ VÀ HỢP CHẤT CỦA NITƠ

I. Nitơ

1. Cấu tạo phân tử

- Công thức phân tử N_2 .
- Công thức cấu tạo $\text{N} \equiv \text{N}$.

2. Tính chất vật lý

- Chất khí, không màu, không mùi, không vị, không duy trì sự sống, sự cháy.
- Nhẹ hơn không khí.

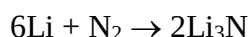
3. Tính chất hoá học

- Các mức oxi hóa có thể có của N: -3, 0, +1, +2, +3, +4, +5.
- Vì phân tử chứa liên kết ba rất bền vững nên Nitơ là một chất ít hoạt động ở điều kiện thường, chỉ tham gia phản ứng ở nhiệt độ cao; Nitơ vừa là chất khử vừa là chất oxi hóa.

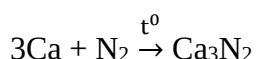
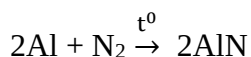
❖ Nitơ là chất oxi hóa

- Tác dụng với kim loại $\rightarrow$ muối nitrua.

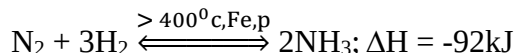
+ Nhiệt độ thường chỉ tác dụng với Li:



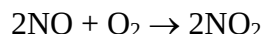
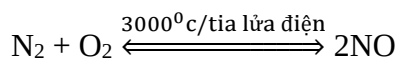
+ Nhiệt độ cao phản ứng với một số kim loại như Mg, Ca và Al ...



- Tác dụng với $H_2 \rightarrow$ Amoniac



❖ Nitơ là chất khử



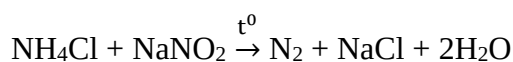
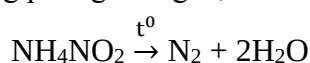
(NO là khí không màu, NO_2 là khí màu nâu đỏ).

4. Trạng thái tự nhiên và điều chế

- Trạng thái tự nhiên: Trong tự nhiên, nitơ tồn tại ở cả dạng đơn chất (trong không khí) và hợp chất (diêm tiêu natri: $NaNO_3$; ngoài ra còn có trong thành phần của protein, axit nucleic... và nhiều hợp chất hữu cơ khác).

- Điều chế:

+ Trong phòng thí nghiệm:



+ Trong công nghiệp: chưng cất phân đoạn không khí lỏng, dùng màng lọc rây phân tử.

5. Ứng dụng

- Là thành phần dinh dưỡng chính của thực vật.

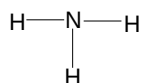
- Trong công nghiệp, phần lớn được dùng để sản xuất NH_3 từ đó sản xuất phân đạm, axit nitric... Dùng làm môi trường trơ trong công nghiệp luyện kim, thực phẩm, điện tử... Nitơ lỏng được dùng để bảo quản máu và các mẫu vật sinh học khác.

II. Amoniac

1. Cấu tạo phân tử

- Công thức phân tử: NH_3 .

- Công thức cấu tạo:



2. Tính chất vật lý

- Chất khí không màu, mùi khai và xốc, nhẹ hơn không khí.

- Tan nhiều trong nước tạo dung dịch có tính kiềm.

3. Tính chất hóa học

❖ Tính bazơ yếu

- Nguyên nhân: do cặp e chưa tham gia liên kết ở nguyên tử N gây nên.

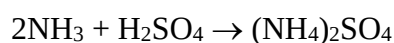
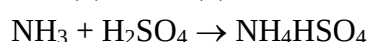
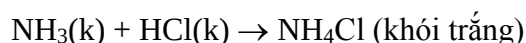


+ Phản ứng với nước:

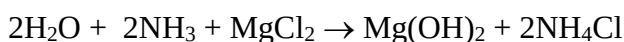


→ Dung dịch NH_3 làm cho quỳ tím chuyển màu xanh, phenolphthalein không màu chuyển màu hồng.

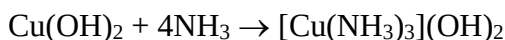
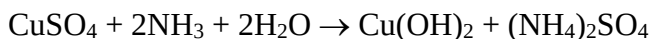
+ Phản ứng với axit → muối amoni:



+ Tác dụng với dung dịch muối của các kim loại mà hidroxit không tan → bazơ và muối:



Chú ý: Với muối của Cu^{2+} , Ag^+ và Zn^{2+} có kết tủa sau đó kết tủa tan do tạo phức chất tan $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2$; $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{OH}$; $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2$.

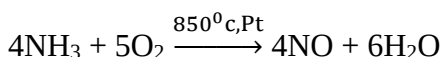
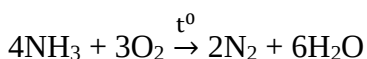


xanh thẫm

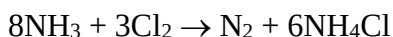
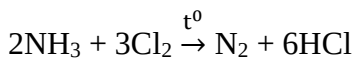
Khi NH_3 dư thì: $\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]\text{SO}_4$

❖ Tính khử mạnh (do N trong NH_3 có mức oxi hóa thấp nhất -3)

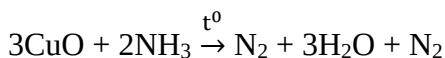
- Tác dụng với O_2



- Tác dụng với Cl_2

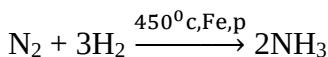


- Tác dụng với oxit của kim loại

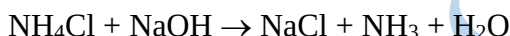


4. Điều chế

- Trong công nghiệp: tổng hợp từ N_2 và H_2 :



- Trong phòng thí nghiệm: Cho muối amoni tác dụng với dung dịch kiềm:



5. Nhận biết

- Khí không màu có mùi khai.

- Khí làm cho quỳ tím chuyển màu xanh hoặc làm cho phenolphthalein không màu chuyển màu hồng.

- Tạo khói trắng với HCl đặc.

6. Ứng dụng

- Sản xuất axit HNO_3 , các loại phân đạm...

- Điều chế hidrazin N_2H_4 làm nhiên liệu cho tên lửa.

- Làm chất gây lạnh trong máy lạnh.

III. Muối amoni

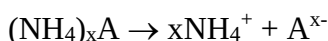
1. Khái niệm

- Muối amoni là muối của NH_3 .

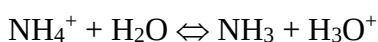
- Công thức tổng quát: $(\text{NH}_4)_x\text{A}$.

2. Tính chất vật lý

Tất cả các muối amoni đều tan và là những chất điện li mạnh.

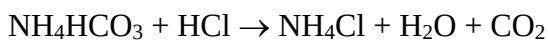


- Nếu muối amoni của axit mạnh (A là gốc axit của một axit mạnh) thì thủy phân tạo môi trường axit.

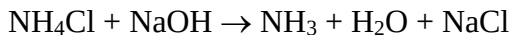


3. Tính chất hóa học

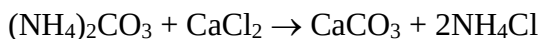
- Tác dụng với dung dịch axit $\rightarrow$ muối mới và bazơ mới:



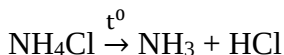
- Tác dụng với dung dịch bazơ $\rightarrow$ muối mới + NH_3 + H_2O :



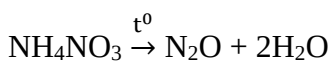
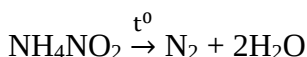
- Tác dụng với dung dịch muối $\rightarrow$ 2 muối mới:



- Muối amoni còn dễ bị phân hủy bởi nhiệt $\rightarrow$ NH_3 và axit tương ứng:



Nếu axit tạo thành có tính oxi hóa mạnh thì axit đó sẽ oxi hóa NH_3 để tạo thành các sản phẩm khác:



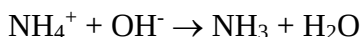
4. Điều chế

- NH_3 + axit.

- Dùng phản ứng trao đổi ion.

5. Nhận biết

Muối amoni tạo khí mùi khai với dung dịch kiềm



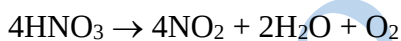
IV. Axit nitric (HNO_3)

1. Tính chất vật lý

- Là chất lỏng, không màu, tan trong nước theo bất cứ tỉ lệ nào ($C < 65\%$).

- Axit nitric đặc bốc khói mạnh trong không khí ẩm.

- Kém bền, ngay điều kiện thường đã bị phân hủy một phần tạo khí NO_2 . Khí này màu nâu đỏ, tan trở lại làm dung dịch có màu hơi vàng:



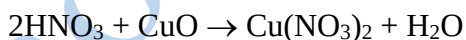
$\rightarrow$ phải đựng dung dịch HNO_3 trong bình tối màu.

2. Tính chất hóa học

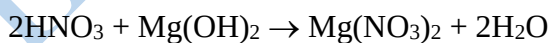
❖ HNO_3 là một axit mạnh

- Làm quỳ tím chuyển thành màu đỏ.

- Tác dụng với oxit bazơ $\rightarrow$ muối + H_2O :



- Tác dụng với bazơ $\rightarrow$ muối + H_2O :



- Tác dụng với muối $\rightarrow$ muối mới + axit mới:



Chú ý: Trong các phản ứng trên, kim loại trong oxit bazơ, bazơ và muối phải có mức oxi hóa cao nhất.

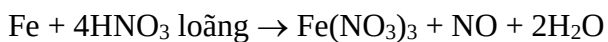
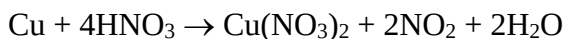
❖ HNO_3 là chất oxi hóa mạnh

- Tác dụng với kim loại

+ HNO_3 phản ứng với hầu hết các kim loại trừ Au và Pt $\rightarrow$ muối nitrat + H_2O và sản phẩm khử của N^{+5} (NO_2 , NO , N_2O , N_2 và NH_4NO_3).



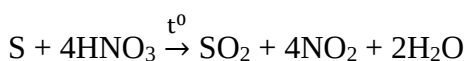
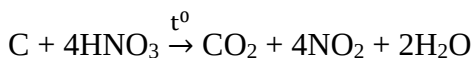
+ Sản phẩm khử của N^{+5} là tùy thuộc vào độ mạnh của kim loại và nồng độ của dung dịch axit. Thông thường thì dung dịch đặc $\rightarrow NO_2$, dung dịch loãng $\rightarrow NO$; dung dịch axit càng loãng, kim loại càng mạnh thì N bị khử xuống mức càng sâu.



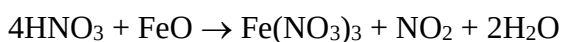
+ HNO_3 đặc nguội thụ động với Al, Fe và Cr.

Chú ý: Nếu cho Fe hoặc hỗn hợp Fe và Cu tác dụng với dung dịch HNO_3 mà sau phản ứng còn dư kim loại $\rightarrow$ trong dung dịch Fe thu được chỉ ở dạng muối Fe^{2+} .

- Tác dụng với phi kim $\rightarrow NO_2 + H_2O +$ oxit của phi kim.

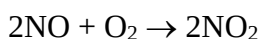
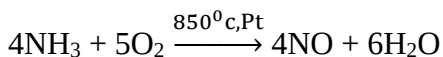


- Tác dụng với các chất khử khác (oxit bazơ, bazơ và muối trong đó kim loại chưa có hóa trị cao nhất...).

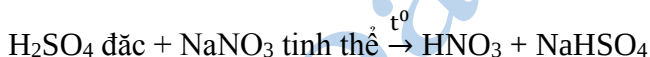


3. Điều chế

- Trong công nghiệp: $NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3$



- Trong phòng thí nghiệm



4. Nhận biết

- Làm đỏ quỳ tím.

- Tác dụng với kim loại đứng sau H tạo khí nâu đỏ.

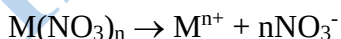
V. Muối nitrat

1. Khái niệm và tính chất vật lý

- Muối nitrat là muối của axit HNO_3 .

- Công thức tổng quát: $M(NO_3)_n$.

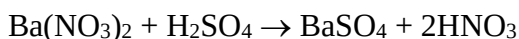
- $M(NO_3)_n$ đều tan và là các chất điện li mạnh:



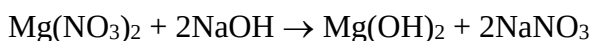
2. Tính chất hóa học

❖ Muối nitrat có các tính chất hóa học chung của muối.

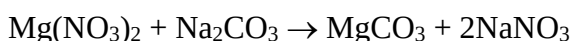
- Tác dụng với axit $\rightarrow$ muối mới + axit mới:



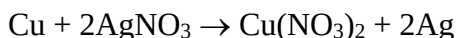
- Tác dụng với ddịch bazơ $\rightarrow$ muối mới + bazơ mới:



- Tác dụng với dung dịch muối $\rightarrow$ 2 muối mới:



- Tác dụng với kim loại có tính khử mạnh hơn kim loại trong muối $\rightarrow$ muối mới + kim loại mới:

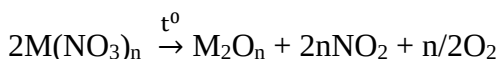


❖ Muối nitrat dễ bị nhiệt phân

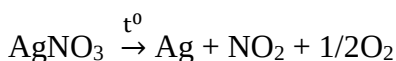
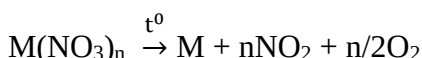
- Nếu muối nitrat của kim loại đứng trước Mg $\rightarrow$ muối nitrit và O_2



- Nếu muối của kim loại trung bình (từ Mg đến Cu) $\rightarrow$ oxit kim loại + NO_2 + O_2

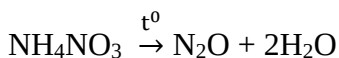


- Nếu muối nitrat của kim loại sau Cu $\rightarrow$ kim loại + NO_2 + O_2



Chú ý:

- Phản ứng đặc biệt:



- Nếu muối nitrat tồn tại trong môi trường axit thì cũng có tính oxi hóa mạnh như HNO_3 :



3. Điều chế

Cho HNO_3 phản ứng với kim loại, oxit kim loại, bazơ, muối bằng phản ứng trao đổi ion (muối trong đó kim loại giữ nguyên hóa trị) hoặc phản ứng oxi hóa khử (tạo muối kim loại có hóa trị cao).

4. Nhận biết

Dùng dung dịch HCl và mẫu Cu cho vào dung dịch cần nhận biết, nếu Cu tan tạo thành dung dịch màu xanh và có khí màu nâu đỏ bay ra thì đó là muối nitrat.



5. Ứng dụng

- Chủ yếu được dùng để làm phân bón hoá học.

- KNO_3 được dùng để điều chế thuốc nổ đen (thuốc nổ có khói).

C. PHOTPHO VÀ HỢP CHẤT CỦA PHOTPHO

I. Photpho

1. Tính chất vật lý

Thường gặp 2 dạng thù hình phổ biến là P đỏ và P trắng:

- P trắng: chất rắn trong suốt, màu trắng hoặc vàng nhạt, giống như sáp. Có cấu trúc tinh thể phân tử. Mềm, dễ nóng chảy. Không tan trong nước nhưng tan nhiều trong các dung môi hữu cơ, rất độc, gây bỏng nặng khi rơi vào da. Bốc cháy trong không khí ở nhiệt độ trên 40°C nên được bảo quản bằng cách ngâm trong nước. Ở nhiệt độ thường phát quang màu lục nhạt trong bóng tối. Đun nóng đến 250°C không có không khí, P trắng chuyển dần thành P đỏ.

- P đỏ: là chất bột màu đỏ có cấu trúc polime nên khó nóng chảy và khó bay hơi hơn P trắng. Không tan trong các dung môi thông thường, dễ hút ẩm và chảy rữa, bền trong không khí ở nhiệt độ thường và không phát quang trong

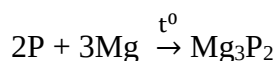
bóng tối. Chỉ bốc cháy ở nhiệt độ trên 150°C . Đun nóng không có không khí thì chuyển thành dạng hơi, ngưng tụ lại thành P trắng.

2. Tính chất hoá học

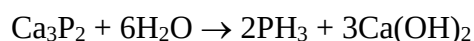
- Các mức oxi hóa có thể có của P: -3, 0, +3, +5.
- P hoạt động hóa học mạnh hơn N_2 vì liên kết P - P kém bền hơn so với liên kết $\text{N} \equiv \text{N}$.
- P trắng hoạt động hơn P đỏ (vì P trắng có kiểu mạng phân tử còn P đỏ có cấu trúc kiểu polime).

❖ Tính oxi hóa

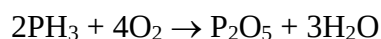
- P có phản ứng với nhiều kim loại $\rightarrow$ muối photphua.



- Các muối photphua bị thủy phân mạnh giải phóng photphin (PH_3).

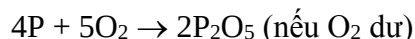
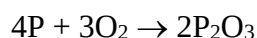


Photphin là một khí không màu rất độc, có mùi tỏi, bốc cháy trong không khí ở nhiệt độ gần 150°C .

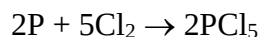
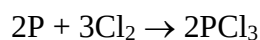


❖ Tính khử

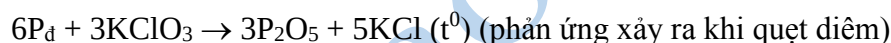
- Phản ứng với phi kim: O_2 , halogen...



(P trắng phản ứng được ở ngay nhiệt độ thường và có hiện tượng phát quang hóa học; P đỏ chỉ phản ứng khi nhiệt độ $> 250^{\circ}\text{C}$).



- Phản ứng với các chất oxi hóa khác



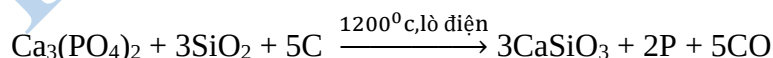
3. Ứng dụng

- Phần lớn dùng để sản xuất axit H_3PO_4 , phần còn lại chủ yếu sản xuất diêm.
- Ngoài ra còn được dùng vào mục đích quân sự: sản xuất bom, đạn cháy, đạn khói.

4. Trạng thái tự nhiên và điều chế

- Trong tự nhiên không tồn tại ở trạng thái tự do. Phần lớn nằm ở dạng muối của axit H_3PO_4 . 2 khoáng vật chính là apatit $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ và photphorit $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

- Điều chế:



II. Điphotpho pentaoxit (P_2O_5)

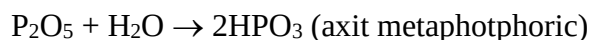
1. Tính chất vật lý

Khối trắng, không mùi, háo nước và dễ chảy rữa thường dùng để làm khô các chất.

b. Tính chất hóa học

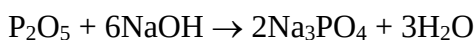
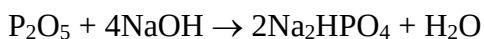
P_2O_5 có tính chất của một oxit axit.

- Tác dụng với nước:

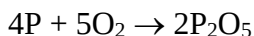




- Tác dụng với dung dịch kiềm, tùy theo tỉ lệ có thể tạo thành các muối khác nhau:



c. Điều chế



III. Axit photphoric hoặc axit orthophotphoric (H_3PO_4)

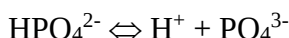
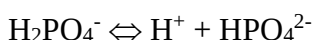
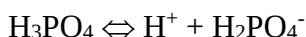
1. Tính chất vật lý

- Chất rắn, dạng tinh thể, trong suốt, không màu.
- Rất háo nước nên dễ chảy rữa, tan trong nước theo bất kì tỉ lệ nào.

2. Tính chất hóa học

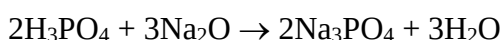
❖ Là axit trung bình

- Trong dung dịch H_3PO_4 phân li thuận nghịch theo 3 nấc:

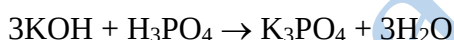
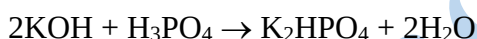
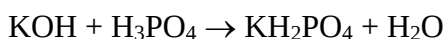


- Làm quỳ tím chuyển thành màu đỏ.

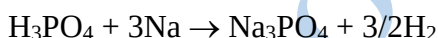
- Tác dụng với oxit bazơ $\rightarrow$ muối + H_2O



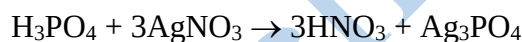
- Tác dụng với bazơ $\rightarrow$ muối + H_2O (tùy theo tỉ lệ phản ứng có thể tạo thành các muối khác nhau).



- Tác dụng với kim loại đứng trước $\text{H}_2 \rightarrow$ muối + H_2

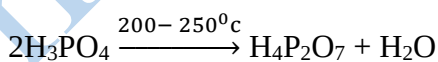


- Tác dụng với muối $\rightarrow$ muối mới + axit mới

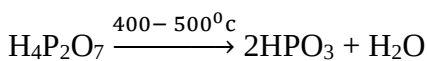


❖ Trong H_3PO_4 , P có mức oxi hóa +5 là mức oxi hóa cao nhất nhưng H_3PO_4 không có tính oxi hóa như HNO_3 vì nguyên tử P có bán kính lớn hơn so với bán kính của N $\rightarrow$ mật độ điện dương trên P nhỏ $\rightarrow$ khả năng nhận e kém $\rightarrow$ H_3PO_4 không thể hiện tính oxi hóa như HNO_3 .

❖ H_3PO_4 chịu tác dụng của nhiệt:



Axit điphotphoric

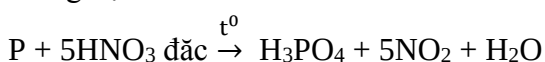


Axit metaphotphoric

Chú ý: Axit photphor H_3PO_3 là axit 2 lần axit.

3. Điều chế

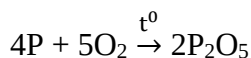
- Trong phòng thí nghiệm:



- Trong công nghiệp:



Muốn điều chế axit tinh khiết phải: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$



4. Nhận biết

- Làm quỳ tím chuyển thành màu đỏ.

- Tạo kết tủa vàng với Ag^+ .

5. Ứng dụng

Để điều chế các muối photphat và sản xuất phân lân.

IV. Muối photphat

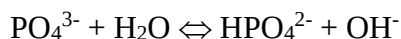
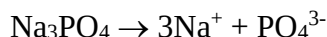
- Muối photphat là muối của axit photphoric. Có 3 loại: PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} và H_2PO_4^- .

- Tất cả muối H_2PO_4^- đều tan; muối PO_4^{3-} và HPO_4^{2-} chỉ có muối của kim loại kiềm và amoni tan được.

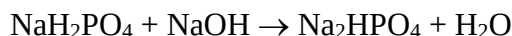
1. Tính chất hóa học

❖ Muối photphat có đầy đủ các tính chất hóa học của muối.

❖ Các muối photphat của kim loại kiềm dễ bị thủy phân trong dung dịch tạo môi trường bazơ:



❖ Muối axit còn biểu hiện tính chất của axit.



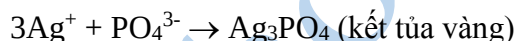
2. Điều chế

- Cho P_2O_5 hoặc H_3PO_4 tác dụng với dung dịch kiềm.

- Dùng phản ứng trao đổi ion.

3. Nhận biết

Nhận biết ion PO_4^{3-} bằng dung dịch AgNO_3 :



D. PHÂN BÓN HOÁ HỌC

I. Khái niệm

- Phân bón hoá học là những hoá chất có chứa các nguyên tố dinh dưỡng, được bón cho cây nhằm nâng cao năng suất cây trồng.

- Có 3 loại phân bón hoá học chính là: phân đạm, phân lân và phân kali.

II. Phân đạm

- Phân đạm cung cấp nitơ cho cây dưới dạng ion NO_3^- và NH_4^+ .

- Phân đạm kích thích quá trình sinh trưởng của cây, làm tăng tỉ lệ protein thực vật. Có phân đạm, cây sẽ phát triển nhanh cho nhiều quả, củ và hạt.

- Độ dinh dưỡng của phân đạm được đánh giá bằng % khối lượng của N trong phân.

- Có 2 loại phân đạm chính là phân đạm amoni và phân đạm nitrat.

- Trong thực tế hay dùng phân đạm urê $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$.

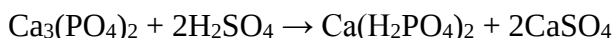
III. Phân lân

- Phân lân cung cấp photpho cho cây dưới dạng ion photphat.

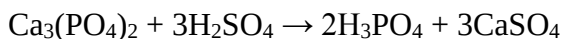
- Phân lân cần cho cây trong thời kì sinh trưởng do thúc đẩy quá trình sinh hoá, trao đổi chất và năng lượng thực vật. Phân lân có tác dụng làm cho cành lá khỏe, hạt chắc, củ hoặc quả to.

- Độ dinh dưỡng của phân lân tính bằng % khối lượng của P_2O_5 tương ứng với lượng P có trong phân.
- Một số loại phân lân chính:

+ Supephotphat đơn: thành phần gồm $Ca(H_2PO_4)_2$ và $CaSO_4$:



+ Supephotphat kép: thành phần chính là $Ca(H_2PO_4)_2$:



+ Phân lân nung chảy.

III. Phân kali

- Phân kali cung cấp cho cây trồng nguyên tố kali dưới dạng ion K^+ .
- Phân kali giúp cho cây hấp thụ được nhiều đạm hơn, cần cho việc tạo chất đường, chất bột, chất xơ và chất dầu, tăng cường sức chống bệnh, chống rét và chịu hạn của cây.
- Độ dinh dưỡng của phân kali bằng % khối lượng của K_2O tương ứng với lượng K có trong phân.
- KCl và K_2SO_4 được dùng nhiều nhất. Tro thực vật cũng được sử dụng vì chứa K_2CO_3 .

IV. Một số loại phân bón khác

1. Phân phức hợp và phân hỗn hợp

- Phân hỗn hợp là hỗn hợp các chất có chứa đồng thời 2 hoặc 3 nguyên tố dinh dưỡng cơ bản.
- Phân phức hợp là hỗn hợp các chất được tạo ra đồng thời bằng tương tác hoá học của các chất. Điển hình là amophot ($(NH_4)_2HPO_4$ và $NH_4H_2PO_4$).

2. Phân vi lượng

Phân vi lượng cung cấp cho cây một số nguyên tố như B, Zn, Mn, Cu, Mo... ở dạng hợp chất. Cây chỉ cần lượng rất nhỏ.

NHÓM CACBON

A. KHÁI QUÁT VỀ NHÓM CACBON

1. Vị trí của nhóm cacbon trong bảng tuần hoàn

- Nhóm cacbon gồm các nguyên tố: ${}^6\text{C}$, ${}^{14}\text{Si}$, ${}^{22}\text{Ge}$, ${}^{40}\text{Sn}$ và ${}^{72}\text{Pb}$.
- Nhóm cacbon thuộc nhóm IVA trong bảng tuần hoàn.

2. Cấu hình e nguyên tử

- Cấu hình e lớp ngoài cùng: ns^2np^2 .
- Ở trạng thái cơ bản có 2e độc thân do đó trong 1 số hợp chất có thể tạo thành 2 liên kết cộng hoá trị. Khi bị kích thích, có thể tạo được 4e độc thân nên có thể tạo được 4 liên kết cộng hoá trị. Trong hợp chất có các mức oxi hoá +2; -4; +4.

3. Sự biến đổi tính chất của đơn chất

- Từ C đến Pb: tính phi kim giảm, tính kim loại tăng.
- Trong cùng chu kì, khả năng kết hợp e của C kém hơn N và của Si kém hơn P nên chúng là những phi kim kém hoạt động hơn N và P.

4. Sự biến đổi tính chất của các hợp chất

- Hợp chất với H dạng RH_4 . Độ bền nhiệt giảm từ CH_4 đến PbH_4 .
- Tạo được 2 loại oxit là RO và RO_2 . CO_2 và SO_2 là các oxit axit; GeO_2 , SnO_2 và PbO_2 cùng với các hidroxit tương ứng đều là các hidroxit lưỡng tính.

B. CACBON VÀ HỢP CHẤT CỦA CACBON

I. Cacbon

1. Tính chất vật lý

C có nhiều dạng thù hình: kim cương, than chì và C vô định hình, fuleren.

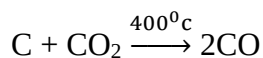
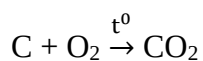
- Kim cương: tinh thể không màu, trong suốt, không dẫn điện, dẫn nhiệt kém. Thuộc loại tinh thể điển hình và rất cứng.
- Than chì là tinh thể màu xám đen, có ánh kim, dẫn điện tốt nhưng kém kim loại. Tinh thể than chì có cấu trúc lớp và các lớp dễ tách khỏi nhau.
- Fuleren gồm các phân tử C_{60} , C_{70} ...
- Cacbon vô định hình gồm than cốc, than gỗ, than xương, than muội...

2. Tính chất hoá học

- C có thể tồn tại với nhiều mức oxi hóa khác nhau nhưng thường gặp là: -4; 0; +2; +4.
- Trong các dạng tồn tại của cacbon, cacbon vô định hình hoạt động hơn cả. Tuy nhiên ở nhiệt độ thường nó khá trơ.
- Mặc dù vừa có tính oxi hoá, vừa có tính khử nhưng tính khử vẫn là tính chất đặc trưng của C:

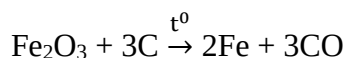
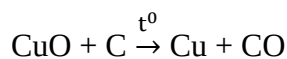
❖ C là chất khử

- Tác dụng với các phi kim:

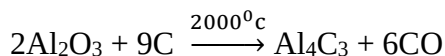
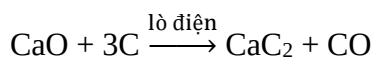


- Tác dụng với oxit kim loại:

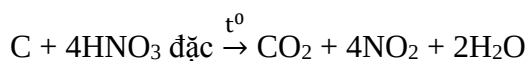
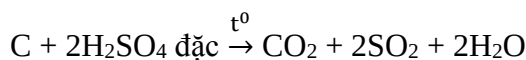
+ C khử được oxit của các kim loại đứng sau Al trong dãy hoạt động hóa học của kim loại:



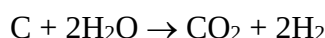
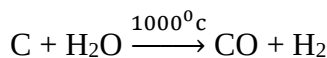
+ Với CaO và Al_2O_3 :



- Tác dụng với các chất oxi hóa mạnh thường gặp H_2SO_4 đặc, HNO_3 , KNO_3 , KClO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$... trong các phản ứng này, C bị oxi hóa đến mức +4 (CO_2).

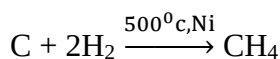


- Khi nhiệt độ cao, C tác dụng được với hơi nước:

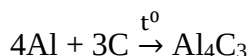


❖ C là chất oxi hóa

- Tác dụng với H_2 :



- Tác dụng với kim loại $\rightarrow$ muối cacbua:



3. Ứng dụng

- Kim cương được dùng làm đồ trang sức. Trong kĩ thuật được dùng để chế tạo mũi khoan, dao cắt thủy tinh và bột mài.

- Than chì được dùng làm điện cực; làm nồi, chén để nấu chảy các hợp kim chịu nhiệt, chế tạo chất bôi trơn, làm bút chì đen.

- Than cốc được dùng làm chất khử trong công nghiệp luyện kim.

- Than gỗ được dùng để chế thuốc nổ đen, thuốc pháo, chất hấp phụ...

4. Trạng thái tự nhiên

- Kim cương và than chì tồn tại ở dạng cacbon tự do khá tinh khiết.

- Có trong các khoáng vật: canxit (đá vôi, đá hoa, đá phấn đều chứa CaCO_3), magiezit (MgCO_3), dolomit ($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$)... Dầu mỏ, khí thiên nhiên và rất nhiều chất hữu cơ chứa C.

II. Cacbon monooxit

1. Cấu tạo phân tử

- Công thức: CO

- Cấu tạo của CO là $\text{C} \equiv \text{O}$ (trong đó có 1 liên kết thuộc kiểu cho - nhận).

2. Tính chất vật lý

- CO là chất khí, không màu, không mùi, không vị, tan rất ít trong nước và rất bền với nhiệt.

- CO là khí độc vì nó kết hợp với hemoglobin ở trong máu tạo thành hợp chất bền làm cho hemoglobin mất tác dụng vận chuyển khí O_2 .

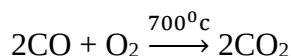
3. Tính chất hóa học

❖ Phân tử CO có liên kết ba bền vững nên ở nhiệt độ thường C rất trơ, chỉ hoạt động trong điều kiện nhiệt độ cao.

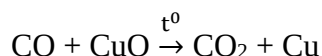
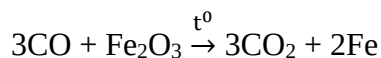
❖ CO là oxit trung tính không có khả năng tạo muối → không tác dụng với dung dịch bazơ và dung dịch axit ở nhiệt độ thường.

❖ CO là chất khử mạnh:

- Tác dụng với các phi kim:



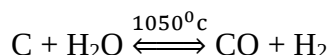
- CO khử oxit của các kim loại đứng sau Al trong dãy hoạt động hóa học của kim loại (phản ứng xảy ra ở nhiệt độ cao):



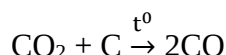
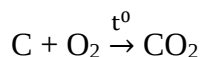
4. Điều chế

- Trong công nghiệp:

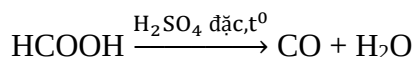
+ Cho hơi nước đi qua than nung nóng đỏ thu được hỗn hợp khí than ướt:



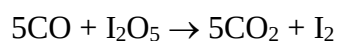
+ Thổi không khí qua than nóng đỏ thu được khí lò ga:



- Trong phòng thí nghiệm:



c. Nhận biết



III. Cacbon đioxit

1. Cấu tạo phân tử

- Công thức: CO_2 .

- Cấu tạo: $\text{O} = \text{C} = \text{O}$.

Các liên kết trong phân tử CO_2 bị phân cực về phía O nhưng do phân tử có cấu tạo thẳng nên CO_2 là phân tử không cực.

2. Tính chất vật lý

- Là chất khí không màu, vị hơi chua. Tan ít trong nước.

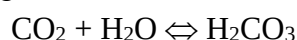
- Nặng hơn không khí.

- Ở nhiệt độ thường, nén dưới áp suất 60atm, CO_2 hoá lỏng. Làm lạnh đột ngột ở -76°C hoá thành khối rắn gọi là nước đá khô. Nước đá khô không nóng chảy mà thăng hoa nên được dùng tạo môi trường lạnh và khô rất tiện để bảo quản thực phẩm.

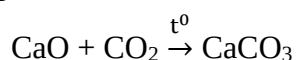
3. Tính chất hóa học

❖ CO_2 là oxit axit.

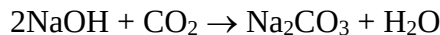
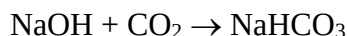
- CO_2 tan trong nước tạo thành axit cacbonic (là một điaxit rất yếu):



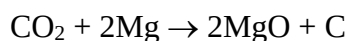
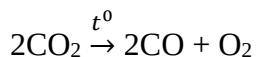
- CO_2 tác dụng với oxit bazơ → muối:



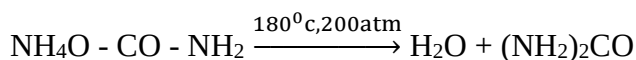
- CO₂ tác dụng với dung dịch bazơ → muối + (H₂O)



❖ CO₂ khá bền, ở nhiệt độ cao bị nhiệt phân một phần và tác dụng được với các chất khử mạnh.

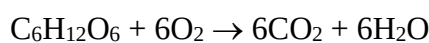


❖ CO₂ còn được dùng để sản xuất ure



4. Điều chế

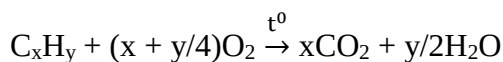
- Quá trình hô hấp của người và động vật:



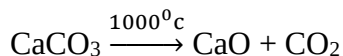
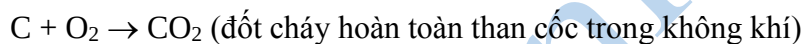
- Quá trình lên men bia rượu:



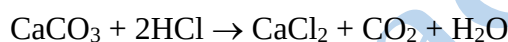
- Quá trình đốt cháy nhiên liệu:



- Trong công nghiệp:

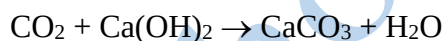


- Trong phòng thí nghiệm:



5. Nhận biết

Tạo kết tủa trắng với dung dịch nước vôi trong dư.



IV. Muối cacbonat

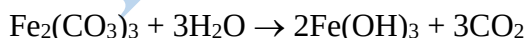
1. Khái niệm

- Muối cacbonat là muối của axit cacbonic.

- Muối cacbonat gồm 2 loại: hydrocacbonat (HCO₃⁻) và cacbonat (CO₃²⁻).

2. Tính chất vật lý

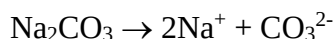
Các muối hydrocacbonat đều tan (trừ NaHCO₃ tan ít); muối cacbonat của kim loại kiềm và amoni tan tốt, muối cacbonat của kim loại hóa trị II không tan, của kim loại hóa trị III không tồn tại trong dung dịch.



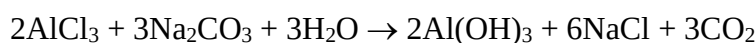
3. Tính chất hóa học

❖ Sự thủy phân

Muối cacbonat của kim loại kiềm bị thủy phân mạnh tạo môi trường kiềm.



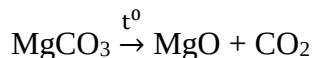
→ trong một số phản ứng trao đổi Na₂CO₃ đóng vai trò như 1 bazơ:



Chú ý: Muối $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ có môi trường trung tính.

❖ Sự nhiệt phân

- Muối cacbonat tan không bị nhiệt phân (trừ muối amoni), muối cacbonat không tan bị nhiệt phân:

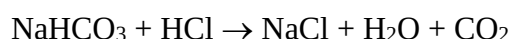


- Tất cả các muối hidrocacbonat đều bị nhiệt phân:



❖ Tính chất hóa học chung của muối

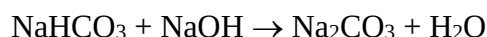
- Tác dụng với axit $\rightarrow$ muối mới + CO_2 + H_2O



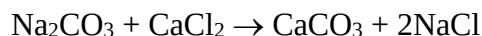
Chú ý: Nếu cho H^+ vào muối tan thì $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

Nếu cho H^+ vào muối không tan thì $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

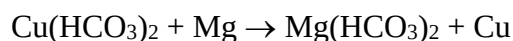
- Tác dụng với dung dịch bazơ $\rightarrow$ muối mới + bazơ mới



- Tác dụng với muối $\rightarrow$ 2 muối mới



- Tác dụng với kim loại đứng trước kim loại tạo muối $\rightarrow$ muối mới + kim loại mới



4. Nhận biết

Cho tác dụng với axit $\rightarrow \text{CO}_2$



5. Ứng dụng của một số muối cacbonat

- CaCO_3 tinh khiết là chất bột nhẹ, màu trắng, được dùng làm chất độn trong cao su và một số ngành công nghiệp.

- Na_2CO_3 khan còn gọi là soda khan là chất bột trắng, tan nhiều trong nước. Được dùng trong công nghiệp thủy tinh, đồ gốm, bột giặt.

- NaHCO_3 là tinh thể màu trắng, hơi ít tan trong nước, được dùng trong công nghiệp thực phẩm. Trong y học, được dùng làm thuốc giảm đau dạ dày do thừa axit.

C. SILIC VÀ HỢP CHẤT CỦA SILIC

I. Silic

1. Tính chất vật lý

Silic có 2 dạng thù hình:

+ Silic vô định hình: là chất bột màu nâu, không tan trong nước nhưng tan trong kim loại nóng chảy.

+ Silic tinh thể: có màu xám, có ánh kim, có cấu trúc giống kim cương nên có tính bán dẫn.

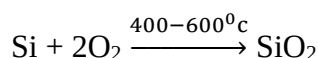
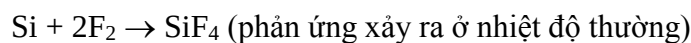
2. Tính chất hoá học

- Các mức oxi hóa có thể có của Si: -4; 0; +2; +4 (số oxi hóa +2 ít đặc trưng).

- Silic vô định hình có khả năng phản ứng cao hơn silic tinh thể.

❖ Tính khử

- Tác dụng với phi kim:

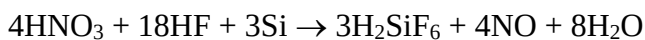


- Tác dụng với hợp chất:

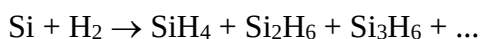
+ Si tan dễ dàng trong dung dịch kiềm $\rightarrow \text{H}_2$



+ Si tác dụng với axit

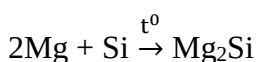


- Trong hồ quang điện, Silic tác dụng với H_2 tạo thành một hỗn hợp các silan:

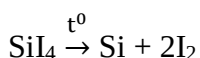
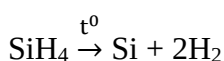
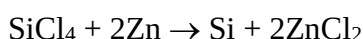
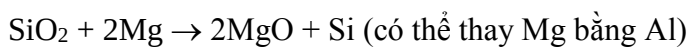
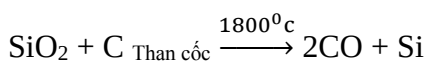


❖ Tính oxi hóa

- Si tác dụng được với nhiều kim loại ở nhiệt độ cao $\rightarrow$ silixua kim loại



3. Điều chế



4. Ứng dụng

- Silic siêu tinh khiết làm chất bán dẫn trong kĩ thuật vô tuyến và điện tử, làm pin mặt trời.

- Trong luyện kim hợp kim ferosilic được dùng để chế tạo thép chịu axit.

II. Silic đioxit (SiO_2)

1. Tính chất vật lý

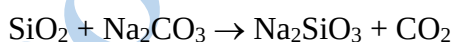
- Là chất ở dạng tinh thể nguyên tử, không tan trong nước.

- Trong tự nhiên chủ yếu tồn tại ở dạng khoáng vật **thạch anh**. Thạch anh tồn tại ở dạng tinh thể lớn, không màu, trong suốt. Cát là SiO_2 có chứa nhiều tạp chất.

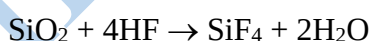
2. Tính chất hoá học

SiO_2 có tính chất của oxit axit:

- Tan chậm trong dung dịch kiềm và tan dễ trong kiềm nóng chảy hoặc cacbonat kim loại kiềm nóng chảy $\rightarrow$ silicat.



- SiO_2 tan dễ trong axit HF:

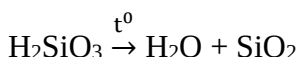


Phản ứng này dùng để khắc chữ trên thủy tinh $\rightarrow$ không dùng bình thủy tinh để đựng axit HF.

III. Axit silicic và muối silicat

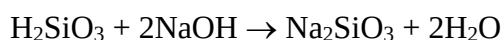
1. Axit H_2SiO_3

- Là chất ở dạng keo, không tan trong nước, khi đun nóng dễ bị mất nước:

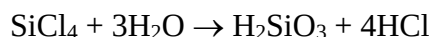
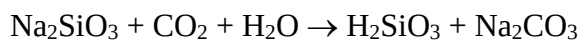
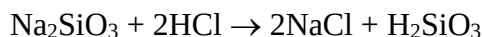


- Khi sấy khô, H_2SiO_3 mất một phần nước tạo thành vật liệu xốp là silicagen được dùng làm chất hút ẩm và hấp phụ nhiều chất.

- H_2SiO_3 chỉ tác dụng với dung dịch kiềm mạnh:



- Là axit yếu, yếu hơn axit cacbonic nên điều chế bằng cách dùng axit mạnh đẩy ra khỏi muối hoặc thủy phân một số hợp chất của Si.



2. Muối silicat

- Muối silicat là muối của axit silicic thường không màu, khó tan (trừ muối kim loại kiềm tan được)

- Dung dịch đậm đặc của Na_2SiO_3 được gọi là thủy tinh lỏng được dùng để chế tạo keo dán thủy tinh và sứ, bảo quản vải và gỗ khỏi bị cháy. Trong dung dịch, silicat của kim loại kiềm bị thủy phân mạnh tạo môi trường bazơ:

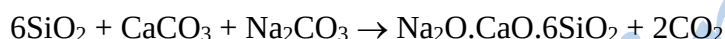


IV. Công nghiệp silicat

1. Thủy tinh

- Là hỗn hợp của natri silicat, canxi silicat và silic đioxit có thành phần gần đúng được viết dưới dạng các oxit là $\text{Na}_2\text{O}.\text{CaO}.6\text{SiO}_2$.

- Sản xuất thủy tinh bằng cách nấu chảy hỗn hợp cát trắng, đá vôi và soda ở 1400°C :



- Thủy tinh là chất vô định hình không có nhiệt độ nóng chảy xác định. Khi đun nóng nó mềm ra rồi mới chảy.

- Một số loại thủy tinh:

+ Thủy tinh thông thường (như trên).

+ Thủy tinh Kali: Thay Na_2CO_3 bằng K_2CO_3 .

+ Thủy tinh phalê: chứa nhiều chì oxit.

+ Thủy tinh thạch anh: sản xuất bằng cách nấu chảy SiO_2 tinh khiết.

+ Thêm các oxit kim loại vào sẽ tạo ra các loại thủy tinh có màu sắc khác nhau.

2. Đồ gốm

Chủ yếu được tạo thành từ đất sét và cao lanh. Các loại đồ gốm:

+ Gạch và ngói: thuộc loại gốm xây dựng được sản xuất bằng cách đem đất sét và cát nhào với nước thành một khối dẻo, tạo hình rồi sấy khô, nung ở $900 - 1000^\circ\text{C}$. Gạch và ngói thường có màu đỏ là màu của oxit sắt có trong đất sét.

+ Gạch chịu lửa: gồm 2 loại chính là gạch đinat và gạch samôt. Gạch đinat gồm 93 - 96% SiO_2 ; 4 - 7% CaO và đất sét nung ở khoảng $1300 - 1400^\circ\text{C}$. Gạch samôt gồm bột samôt trộn với đất sét và nước đem đóng khuôn và sấy khô, vật liệu được nung ở $1300 - 1400^\circ\text{C}$.

+ Sành: là đất sét sau khi nung ở nhiệt độ $1200 - 1300^\circ\text{C}$.

+ Sứ: được sản xuất từ cao lanh, fenspat, thạch anh và một số oxit kim loại. Đồ sứ được nung 2 lần, lần đầu ở 1000°C , sau đó tráng men và trang trí rồi nung lần thứ 2 ở nhiệt độ khoảng $1400 - 1450^\circ\text{C}$.

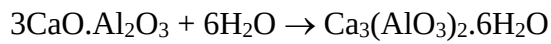
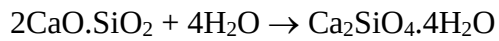
+ Men: có thành phần chính gần giống sứ nhưng dễ nóng chảy hơn.

3. Xi măng

- Thành phần hóa học chính của xi măng poocăng là canxi silicat và canxi aluminat: Ca_3SiO_5 hoặc $(3\text{CaO}.\text{SiO}_2)$, Ca_2SiO_4 (hoặc $2\text{CaO}.\text{SiO}_2$), $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$ (hoặc $3\text{CaO}.\text{Al}_2\text{O}_3$).

- Cách sản xuất: Nghiền nhỏ đá vôi trộn với đất sét có nhiều SiO_2 và một ít quặng sắt bằng phương pháp khô hoặc phương pháp ướt rồi nung hỗn hợp trong lò quay hoặc lò đứng ở $1400 - 1600^\circ\text{C} \rightarrow$ hỗn hợp màu xám là clanhke. Để nguội, nghiền clanhke với các chất phụ gia thành bột mịn $\rightarrow$ xi măng.

- Quá trình đông cứng của xi măng: chủ yếu là sự kết hợp của các hợp chất có trong xi măng với nước tạo thành những tinh thể hydrat đan xen nhau tạo thành khối cứng và bền:



hochoaonline.net

ĐẠI CƯƠNG VỀ KIM LOẠI

I. VỊ TRÍ CỦA KIM LOẠI TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

Hơn 80% các nguyên tố hóa học là kim loại. Trong bảng tuần hoàn, kim loại gồm:

- Các nguyên tố s thuộc nhóm IA và IIA (trừ H, He).
- Các nguyên tố p thuộc nhóm IIIA (trừ Bo), Sn, Pb (nhóm IVA), Bi (nhóm VA) và Po (nhóm VIA).
- Tất cả các nguyên tố d (thuộc các nhóm B).
- Tất cả các nguyên tố f (thuộc họ Lantan và họ Actini).

→ Kim loại tập trung ở phía dưới và bên trái của bảng tuần hoàn.

II. CẤU TẠO NGUYÊN TỬ CỦA NGUYÊN TỐ KIM LOẠI

- Nguyên tử kim loại có ít e ở lớp ngoài cùng: thường từ 1 đến 3e.
- Bán kính nguyên tử lớn và điện tích hạt nhân nhỏ so với các phi kim trong cùng chu kì.
- Năng lượng ion hóa thấp và độ âm điện nhỏ so với các phi kim cùng chu kỳ.

III. MẠNG TINH THỂ KIM LOẠI

1. Mạng tinh thể kim loại

Mạng tinh thể kim loại phần lớn có cấu tạo đặc khít. Kim loại thường tồn tại dưới 3 kiểu mạng là: lập phương tâm diện (74%), lập phương tâm khối (68%) và mạng lục phương (74%).

- Nút mạng là các cation hoặc nguyên tử kim loại dao động xung quanh vị trí nhất định.
- Giữa các nút mạng là rất nhiều các e có thể chuyển động tương đối tự do.

2. Liên kết kim loại

Liên kết kim loại là liên kết sinh ra do các e tự do gắn các nút mạng với nhau.

So sánh liên kết kim loại với liên kết cộng hóa trị và liên kết ion:

	Với liên kết cộng hóa trị	Với liên kết ion
Giống nhau	Có các e dùng chung giữa các nguyên tử	Đều có lực hút tĩnh điện
Khác nhau	Liên kết cộng hóa trị dùng chung 1,2,3 cặp e giữa 2 nguyên tử còn liên kết kim loại dùng chung vô số e giữa vô số các nguyên tử kim loại	Liên kết ion: lực hút tĩnh điện được hình thành giữa ion âm và ion dương. + Liên kết kim loại: lực hút tĩnh điện giữa ion dương và vô số e

IV. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

1. Các tính chất vật lý chung

- Có ánh kim:
- Tính dẻo:
- Tính dẫn điện:
- Tính dẫn nhiệt:

Do các electron tự do gây nên

2. Một số tính chất vật lý khác

- **Tỉ khối:** của các kim loại rất khác nhau nhưng thường dao động từ 0,5 (Li) đến 22,6 (Os). Thường thì:
 - + $d < 5$: kim loại nhẹ (K, Na, Mg, Al).
 - + $d > 5$: kim loại nặng (Zn, Fe...).
- **Nhiệt độ nóng chảy:** biến đổi từ -39°C (Hg) đến 3410°C (W). Thường thì:
 - + $t < 1000^{\circ}\text{C}$: kim loại dễ nóng chảy.
 - + $t > 1500^{\circ}\text{C}$: kim loại khó nóng chảy (kim loại chịu nhiệt).
- **Tính cứng:** Biến đổi từ mềm đến rất cứng.

Tỷ khối, nhiệt độ nóng chảy và tính cứng của kim loại phụ thuộc vào nhiều yếu tố như kiểu mạng tinh thể; mật độ e ; khối lượng mol của kim loại...

V. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

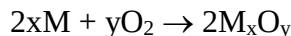
Các kim loại chỉ có **tính khử**.



1. Tác dụng với phi kim

a. Với oxi

- Hầu hết các kim loại đều tham gia phản ứng trừ Au, Pt, và Ag $\rightarrow$ oxit bazơ hoặc oxit lưỡng tính.



- Mức độ phản ứng với oxi của các kim loại khác nhau: kim loại càng mạnh thì phản ứng càng mạnh.

+ K, Na cháy tạo thành oxit khi có lượng oxi hạn chế. Nếu oxi dư thì tạo thành peoxit.

+ Ca, Mg, Al, Zn, Fe cháy tạo thành oxit và khả năng phản ứng với oxi giảm dần.

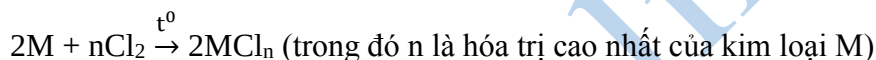
+ Các kim loại từ Pb $\rightarrow$ Hg không cháy nhưng tạo thành màng oxit trên bề mặt.

+ Các kim loại từ Ag $\rightarrow$ Au không cháy và không tạo thành lớp màng oxit trên bề mặt.

- Phản ứng với oxi của kim loại phụ thuộc vào bề mặt của lớp oxit tạo thành: nếu bề mặt không khít thì phản ứng hoàn toàn; nếu bề mặt khít thì chỉ phản ứng ở trên bề mặt như Al, Zn...

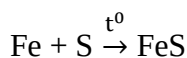
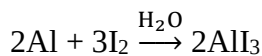
b. Tác dụng với clo

Các KL đều tác dụng với clo khi đun nóng $\rightarrow$ muối clorua (KL có hóa trị cao):



c. Với các phi kim khác

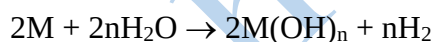
Các kim loại còn phản ứng được với nhiều phi kim khác như Br₂, I₂, S...



2. Tác dụng với nước

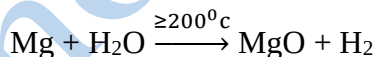
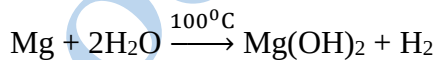
a. Ở nhiệt độ thường

Chỉ có kim loại kiềm và kiềm thổ như Li, Na, K, Rb, Ba và Ca phản ứng $\rightarrow$ hidroxit kim loại + H₂:

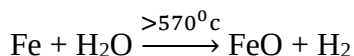
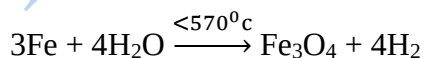


b. Phản ứng ở nhiệt độ cao

- Mg và Al có phản ứng phức tạp:



- Mn, Zn, Cr, Fe ở nhiệt độ cao (200 $\rightarrow$ > 500⁰C) phản ứng với hơi nước $\rightarrow$ oxit kim loại + H₂.



3. Tác dụng với dung dịch axit

a. Với các dung dịch axit HCl, H₂SO₄ loãng, H₃PO₄... (H⁺)

- Chỉ kim loại đứng trước H₂ mới có phản ứng $\rightarrow$ muối (trong đó kim loại chỉ đạt đến hóa trị thấp) + H₂:



Chú ý: Na, K, Ba, Ca... khi cho vào ddịch axit thì phản ứng với H^+ trước, nếu dư thì phản ứng với H_2O . Pb đứng trước nhưng không tác dụng với HCl và H_2SO_4 loãng do tạo muối khó tan bám trên mặt cản trở pư.

b. Tác dụng với dung dịch các axit có tính oxi hóa mạnh HNO_3 , H_2SO_4 đặc nóng

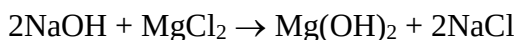
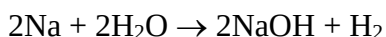
- Hầu hết các kim loại đều có phản ứng (trừ Au, Pt) $\rightarrow$ muối (trong đó kim loại có hóa trị cao nhất) + H_2O + sản phẩm được hình thành từ sự khử S^{+6} hoặc N^{+5} .

- Al, Fe, Cr thụ động với H_2SO_4 đặc nguội và HNO_3 đặc nguội.

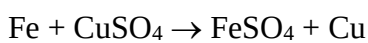
4. Tác dụng với dung dịch muối

- Với Na, K, Ca và Ba phản ứng với nước trước sau đó dung dịch kiềm tạo thành sẽ phản ứng với muối.

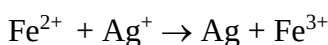
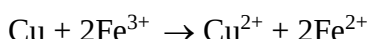
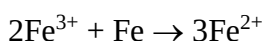
VD: Phản ứng của Na với dung dịch $MgCl_2$ dư.



- Với các kim loại không tan trong nước, kim loại hoạt động (đứng trước) đẩy được kim loại kém hoạt động (đứng sau) ra khỏi dung dịch muối của chúng theo quy tắc α .



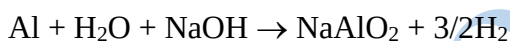
Chú ý:



5. Phản ứng với dung dịch kiềm

- Các kim loại tan trong nước: Na, K, Ca và Ba tác dụng với nước có trong dung dịch.

- Một số kim loại có hidroxít tương ứng là chất lưỡng tính + dung dịch bazơ $\rightarrow$ muối + H_2 .



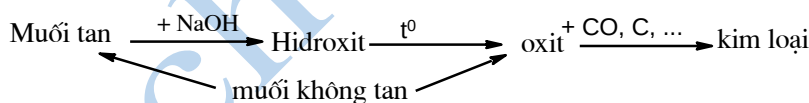
VI. ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI

1. Phương pháp nhiệt luyện

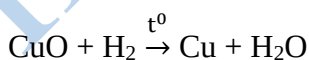
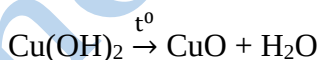
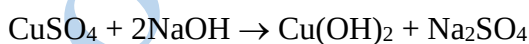
- Nguyên tắc: dùng chất khử CO, C, Al, H_2 khử oxít kim loại ở nhiệt độ cao

- Phạm vi sử dụng: thường dùng trong công nghiệp với kim loại sau Al

- Sơ đồ chung:



- Ví dụ: Điều chế Cu từ dung dịch $CuSO_4$:

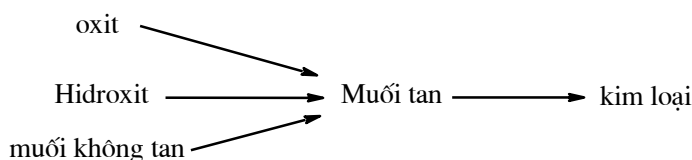


2. Phương pháp thủy luyện

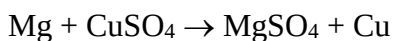
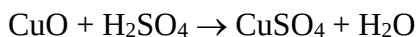
- Nguyên tắc: Dùng dung dịch thích hợp (HCl , HNO_3 , nước cường toan, $CN^- \dots$) hòa tan nguyên liệu sau đó lấy kim loại mạnh (không tan trong nước) đẩy kim loại yếu khỏi dung dịch của nó.

- Phạm vi sử dụng: thường dùng trong phòng thí nghiệm để điều chế các kim loại sau Mg (thường là kim loại yếu).

- Sơ đồ chung:



Ví dụ: Điều chế Cu từ CuO bằng phương pháp thủy luyện:



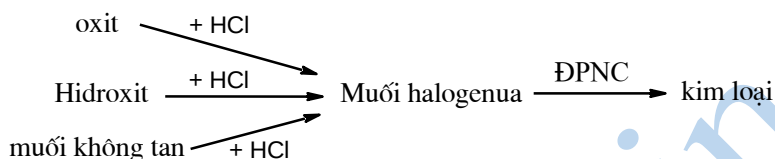
3. Phương pháp điện phân

a. Điện phân nóng chảy

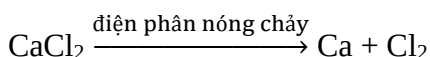
- Nguyên tắc: Dùng dòng điện một chiều khử ion kim loại trong chất điện li nóng chảy (muối halogenua, oxit, hidroxit).

- Phạm vi sử dụng: có thể dùng để điều chế tất cả các kim loại nhưng thường dùng với kim loại mạnh: K, Na, Mg, Ca, Ba và Al.

- Sơ đồ chung:



Ví dụ: Điều chế Ca từ CaCO_3 :



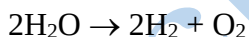
b. Điện phân dung dịch

- Nguyên tắc: Dùng dòng điện một chiều khử ion kim loại yếu trong dung dịch muối của nó.

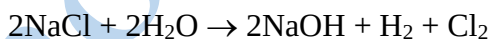
- Phạm vi sử dụng: Dùng để điều chế các kim loại yếu.

* Điện phân dung dịch chứa một chất tan

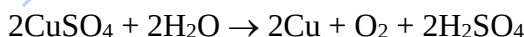
- Điện phân dung dịch kiềm, dung dịch axit có oxi và dung dịch muối của kim loại mạnh và axit có oxi thực chất là điện phân nước. Các chất tan chỉ có tác dụng tăng độ dẫn điện. Ví dụ điện phân dung dịch muối Na_2SO_4 , NaOH , H_2SO_4 :



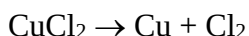
- Nếu điện phân dung dịch muối của kim loại mạnh và axit không có oxi $\rightarrow$ kiềm + H_2 + phi kim. Ví dụ điện phân dung dịch muối NaCl có màng ngăn:



- Nếu điện phân dung dịch muối của kim loại yếu và axit có oxi $\rightarrow$ kim loại + O_2 + axit. Ví dụ điện phân dung dịch muối CuSO_4 :



- Nếu điện phân dung dịch muối của kim loại yếu và axit không có oxi $\rightarrow$ kim loại + phi kim. Ví dụ điện phân dung dịch muối CuCl_2 :



* Điện phân dung dịch hỗn hợp các chất tan

- Thứ tự điện phân ở catot: các ion kim loại bị điện phân ngược với thứ tự dãy điện hóa. Cụ thể là: Au^{3+} , Pt^{2+} , Ag^+ , Fe^{3+} , Cu^{2+} , H^+ , Fe^{2+} , ... H_2O . Các ion kim loại mạnh không bị điện phân trong dung dịch.

- Thứ tự điện phân ở anot: gốc axit không có oxi, CH_3COO^- , OH^- , H_2O . Các anion gốc axit có oxi không bị điện phân trong dung dịch.

* Công thức tính lượng chất thoát ra ở điện cực

$$m = \frac{AIt}{nF}$$

Trong đó: m: lượng chất thoát ra ở điện cực (g)

A: khối lượng mol của chất thoát ra ở điện cực

I: cường độ dòng điện dùng điện phân (A)

t: số giây xảy ra quá trình điện phân tạo ra chất cần tính khối lượng

F: hằng số Faraday (96500)

n: số e trao đổi khi tạo thành 1 mol chất ở điện cực tương ứng với A.

Chú ý: Cần phân biệt rõ điện cực trong pin điện và trong bình điện phân:

+ Trong bình điện phân: cực dương (anot), cực âm (katot).

+ Trong pin điện: cực dương (katot), cực âm (anot).

Tuy nhiên dù trong pin điện hay bình điện phân thì tại anot vẫn xảy ra quá trình oxi hoá, katot xảy ra quá trình khử.

VII. ĂN MÒN KIM LOẠI

- Ăn mòn kim loại là sự phá hủy kim loại hoặc hợp kim dưới tác dụng của môi trường xung quanh.

- Ăn mòn kim loại gồm ăn mòn hóa học và ăn mòn điện hóa.

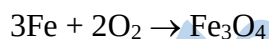
1. Ăn mòn hóa học

- Nguyên nhân: do kim loại có phản ứng hóa học trực tiếp với các chất ở môi trường xung quanh.

- Điều kiện: kim loại được đặt trong môi trường có chứa chất oxi hóa mà kim loại có thể tham gia phản ứng thường là chất khí, hơi nước, dung dịch axit...

- Bản chất: là phản ứng oxi hóa - khử trong đó kim loại đóng vai trò chất khử. Electron chuyển trực tiếp từ kim loại vào môi trường.

VD: Fe tồn tại trong không khí có chứa nhiều hơi nước ở nhiệt độ cao:



2. Ăn mòn điện hóa

- Ăn mòn điện hóa là sự phá hủy kim loại hoặc hợp kim do tiếp xúc với dung dịch chất điện li tạo nên dòng điện.

- Điều kiện xảy ra sự ăn mòn điện hóa:

+ Có 2 điện cực khác nhau về bản chất (kim loại + kim loại; kim loại + phi kim; kim loại + hợp chất).

+ 2 điện cực phải được tiếp xúc điện với nhau.

+ 2 điện cực cùng được tiếp xúc với dung dịch chất điện li (không khí ẩm).

- Cơ chế của quá trình ăn mòn điện hóa:

+ Kim loại mạnh đóng vai trò là cực âm (anot).

+ Kim loại yếu hơn hoặc phi kim đóng vai trò cực dương (catot).

+ Tại cực âm, kim loại mạnh bị ăn mòn (bị oxi hóa).

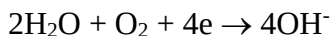


+ Tại cực dương, môi trường bị khử:

Môi trường axit:



Môi trường trung tính, bazơ:



(phản ứng phụ: $\text{M}^{n+} + n\text{OH}^- \rightarrow \text{M}(\text{OH})_n$ tạo gỉ).

- Bản chất của ăn mòn điện hóa: *là sự oxi hóa kim loại ở cực âm và sự khử môi trường ở cực dương. Electron được chuyển từ kim loại mạnh sang kim loại yếu (hoặc phi kim) rồi vào môi trường.*

3. Bảo vệ kim loại khỏi sự ăn mòn

Để bảo vệ kim loại khỏi sự ăn mòn có thể sử dụng các phương pháp sau:

- Cách li kim loại với môi trường: sơn, mạ, tráng, nhúng nhựa...
- Dùng chất kìm hãm:
- Tăng khả năng chịu đựng: hợp kim chống gỉ.
- Phương pháp điện hóa: dùng kim loại mạnh hơn kim loại ở cực âm không tác dụng với nước gắn vào vật bị ăn mòn phần chìm trong dung dịch điện li (anot hi sinh).

VIII. HỢP KIM

- Hợp kim là vật liệu thu được khi đun nóng chảy nhiều kim loại hoặc kim loại và phi kim rồi để nguội.
- Các hợp kim đều ở dạng tinh thể.

+ Tinh thể hỗn hợp kiểu thay thế: Ion kim loại này thay thế vào vị trí của ion kim loại khác tại nút mạng tinh thể; xảy ra khi các kim loại có bán kính gần bằng nhau và cùng kiểu mạng tinh thể (Cu - Ni; Cu - Al).

+ Tinh thể hỗn hợp kiểu xâm nhập: Ion kim loại hoặc nguyên tử phi kim có bán kính nhỏ xâm nhập vào chỗ trống giữa các ion kim loại khác; thường xảy ra khi kích thước các hợp phần rất khác nhau (Fe - C).

+ Tinh thể kiểu hợp chất hóa học: có sự tạo thành phân tử hợp chất giữa các hợp phần (Fe_3C).

IX. CẶP OXI HOÁ – KHỬ, THẾ ĐIỆN CỰC, PIN ĐIỆN HOÁ

- Cặp oxi hóa - khử là một cặp gồm dạng oxi hóa (thường là ion kim loại) và dạng khử (thường là kim loại) của cùng một nguyên tố được ký hiệu là dạng oxi hoá/dạng khử. Ví dụ: Cu^{2+}/Cu , $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$...

- Điện cực kim loại gồm một thanh kim loại nhúng vào dung dịch muối của kim loại đó. Nếu nồng độ ion của kim loại là 1M thì điện cực đó gọi là điện cực chuẩn của kim loại đó.

- Pin điện hóa gồm hai điện cực nối với nhau bằng một cầu muối. Trong pin điện hóa anot là cực âm, catot là cực dương. ở anot kim loại bị oxi hóa còn ở catot ion kim loại bị khử.

- Mỗi một điện cực có một thế điện cực nhất định. Khi nối hai điện cực khác nhau lại có một hiệu điện thế khác 0 xuất hiện giữa hai điện cực đó. Dòng điện đi từ điện cực có điện thế cao đến điện cực có điện thế thấp. Hiệu điện thế lớn nhất giữa hai điện cực đó gọi là suất điện động của pin điện. Như vậy: $E_{\text{pin}} = E_{(+)} - E_{(-)}$.

- Quy ước thế điện cực chuẩn của cặp $2\text{H}^+/\text{H}_2$ là 0,00V. Thế điện cực chuẩn của kim loại cần đo chấp nhận bằng suất điện động của pin tạo bởi điện cực Hidro chuẩn và điện cực kim loại chuẩn.

- Dãy thế điện cực chuẩn của kim loại còn được gọi là dãy điện hoá. Dãy này được sắp xếp theo thứ tự tăng dần thế điện cực chuẩn nghĩa là chiều giảm dần tính khử của các kim loại và chiều tăng dần tính oxi hoá của các ion kim loại.

KIM LOẠI KIỀM

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

- Kim loại kiềm (nhóm IA) gồm: Li, Na, K, Rb, Cs và Fr.
- Cấu hình e lớp ngoài cùng đều có dạng ns^1 : lớp ngoài cùng chỉ có 1e; bán kính nguyên tử lớn, điện tích hạt nhân nhỏ (so với các nguyên tố trong cùng chu kì).

II. CẤU TẠO KIM LOẠI KIỀM

- Các kim loại kiềm đều có mạng thể lập phương tâm khối kém đặc khít.
- Cấu hình e lớp ngoài cùng: ns^1 .

III. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

- đều có màu trắng bạc, trong không khí nhanh chóng biến thành màu xám do có phản ứng hóa học với các chất trong không khí.
- Là những kim loại rất nhẹ (do nguyên tử có bán kính lớn và cấu trúc mạng tinh thể kém đặc khít) và mềm (do liên kết kim loại trong mạng tinh thể yếu), dẫn điện và dẫn nhiệt tốt.
- Nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi thấp hơn nhiều so với các kim loại khác. Nguyên nhân là do liên kết kim loại trong mạng tinh thể kim loại kiềm kém bền vững.
- Màu ngọn lửa đặc trưng đối với các đơn chất và hợp chất: Na (màu vàng), K (màu tím).

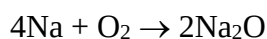
IV. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Do chỉ có 1e ở lớp ngoài cùng, bán kính nguyên tử lớn, độ âm điện và năng lượng ion hóa nhỏ nên các kim loại kiềm đều dễ nhường 1e thể hiện tính khử mạnh:

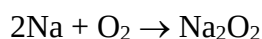


1. Tác dụng với các phi kim

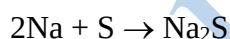
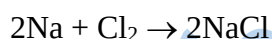
- Với oxi không khí ở nhiệt độ thường: Li, Na, K phản ứng nhanh, còn Rb, Cs tự bốc cháy.



Ngoài oxit các kim loại kiềm còn phản ứng với oxi khô tạo peoxit:

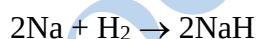


- Phản ứng mạnh với halogen và với S:



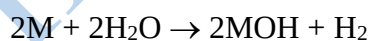
2. Tác dụng với Hidro

- Các kim loại kiềm đều có phản ứng với $H_2 \rightarrow$ hiđrua kim loại:



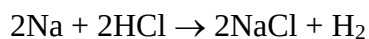
3. Tác dụng với nước

Các kim loại kiềm dễ tham gia phản ứng với nước $\rightarrow$ bazơ + H_2 :



4. Tác dụng với dung dịch axit

- Kim loại tham gia phản ứng với axit trước:



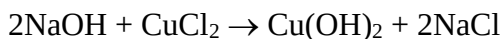
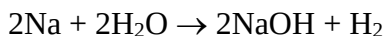
- Sau phản ứng, kim loại còn dư tiếp tục phản ứng với nước:



5. Tác dụng với dung dịch muối

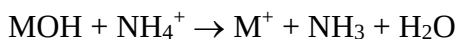
- Kim loại kiềm tham gia phản ứng với nước trước $\rightarrow$ dung dịch kiềm + H_2 .
- Dung dịch kiềm sinh ra phản ứng với dung dịch muối $\rightarrow$ muối mới và bazơ mới.

VD: Xét phản ứng của Na với dung dịch CuCl_2 :

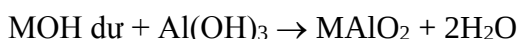
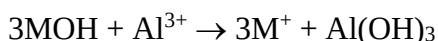


Chú ý:

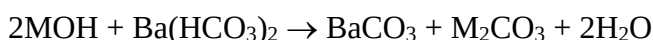
- Với muối amoni:



- Với muối của Al và Zn:



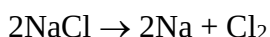
- Với các muối axit:



6. Tác dụng với dung dịch kiềm (bản chất là phản ứng với nước).

V. ĐIỀU CHẾ

Điện phân muối halogenua hoặc hidroxit của kim loại kiềm ở trạng thái nóng chảy:



VI. ỨNG DỤNG CỦA KIM LOẠI KIỀM

- Chế tạo hợp kim có nhiệt độ nóng chảy thấp dùng trong thiết bị báo cháy...

- Các kim loại Na và K dùng làm chất trao đổi nhiệt trong các lò phản ứng hạt nhân.

- Cs được dùng làm tế bào quang điện.

- Kim loại kiềm được dùng để điều chế một số kim loại hiếm bằng phương pháp nhiệt luyện.

- Kim loại kiềm được dùng nhiều trong tổng hợp hữu cơ.

VII. MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA NATRI

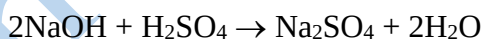
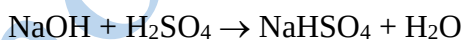
1. NaOH

- Là chất rắn không màu, dễ hút ẩm, tan nhanh trong nước, dễ nóng chảy.

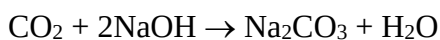
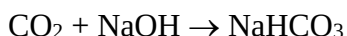
- Là bazơ mạnh có đủ các tính chất hóa học của bazơ:

+ Làm quỳ tím chuyển thành màu xanh, phenolphthalein không màu chuyển thành màu hồng.

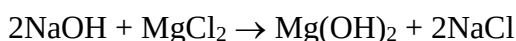
+ Tác dụng với axit $\rightarrow$ muối + H_2O :



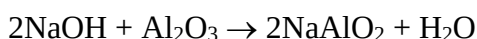
+ Tác dụng oxit axit $\rightarrow$ muối (+ H_2O):



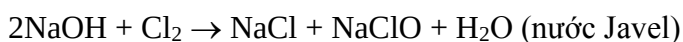
+ Tác dụng với dung dịch muối $\rightarrow$ muối mới + bazơ mới (chú ý trường hợp hòa tan hidroxit lưỡng tính):



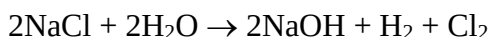
+ Tác dụng với oxit và hidroxit lưỡng tính:



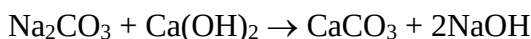
+ Tác dụng với một số khí:



- Điều chế bằng cách điện phân dung dịch muối ăn có màng ngăn xốp.



Hoặc:



- Ứng dụng: NaOH có nhiều ứng dụng quan trọng trong các ngành chế biến dầu mỏ, luyện nhôm, xà phòng, giấy, dệt...

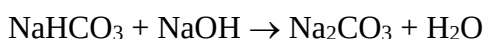
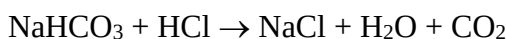
2. Natri hidrocacbonat (NaHCO_3)

- Là chất rắn màu trắng ít tan trong nước.

- Dễ bị phân hủy ở nhiệt độ cao:



- Có tính lưỡng tính phản ứng với axit mạnh và bazơ mạnh:



- NaHCO_3 tạo môi trường có tính kiềm yếu.

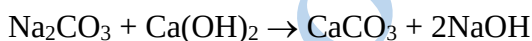
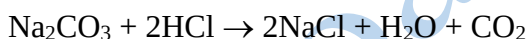
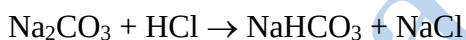
- Được dùng trong y học (làm thuốc chữa đau dạ dày do thừa axit), công nghệ thực phẩm, chế tạo nước giải khát...).

3. Natri cacbonat (Na_2CO_3 – xôđa)

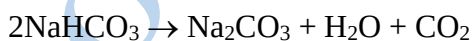
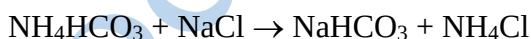
- Ở nhiệt độ thường là những tinh thể ngậm nước $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Khi bị mất nước chuyển thành chất rắn màu trắng, dễ tan trong nước.

- Dung dịch có môi trường bazơ.

- Phản ứng với dung dịch axit, bazơ và muối:



- Điều chế Na_2CO_3 bằng phương pháp Sonvay:



- Là nguyên liệu trong công nghiệp sản xuất thủy tinh, xà phòng, giấy, dệt và điều chế nhiều muối khác. Dung dịch Na_2CO_3 được dùng để tẩy sạch vết dầu mỡ bám trên chi tiết máy trước khi sơn, tráng kim loại. Na_2CO_3

KIM LOẠI KIỀM THỔ

I. VỊ TRÍ CỦA KIM LOẠI KIỀM THỔ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

- Kim loại kiềm thổ gồm: Be, Mg, Ca, Sr, Ba và (Ra).
- Thuộc nhóm IIA.

II. CẤU TẠO KIM LOẠI KIỀM THỔ

- Cấu hình e lớp ngoài cùng đều có dạng ns^2 .
- Kim loại kiềm cũng có bán kính khá lớn nhưng nhỏ hơn so với kim loại kiềm cùng chu kì.

III. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

- Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi thấp (trừ Be).
- Các kim loại nhóm IIA đều cứng hơn kim loại kiềm nhưng đều mềm hơn so với Al và đều là các kim loại nhẹ $d < 3\text{g/cm}^3$ (trừ Ba).
- Tồn tại dưới 3 kiểu mạng tinh thể:
 - + Lục phương: Be, Mg.
 - + Lập phương tâm diện: Ca, Sr.
 - + Lập phương tâm khối: Ba.

IV. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

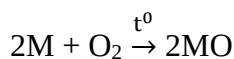
Tính khử mạnh (kém kim loại kiềm) và tăng dần từ Be đến Ba:



1. Tác dụng với các phi kim

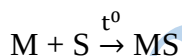
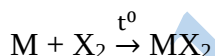
❖ Với oxi

- Be và Mg phản ứng chậm với oxi không khí ở ngay nhiệt độ thường tạo thành lớp oxit bền bảo vệ kim loại. Các kim loại còn lại phản ứng với oxi không khí mãnh liệt hơn.
- Khi đốt nóng tất cả kim loại nhóm IIA đều cháy trong không khí tạo thành oxit.



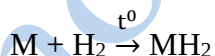
❖ Với các phi kim khác

Khi đun nóng, kim loại kiềm thổ phản ứng mãnh liệt với các phi kim $\rightarrow$ muối.



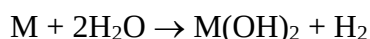
2. Tác dụng với Hidro

Khi đốt nóng, kim loại kiềm thổ (trừ Be và Mg) phản ứng với $H_2 \rightarrow$ hidrua kim loại:

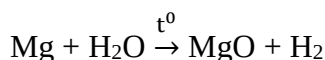


3. Tác dụng với nước

- Trừ Mg và Be, các kim loại kiềm thổ khác có thể phản ứng với nước ở ngay nhiệt độ thường:



- Mg tham gia phản ứng với hơi nước ở nhiệt độ cao:

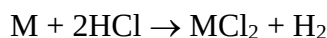


- Be không tham gia phản ứng với nước ngay cả nhiệt độ cao.

4. Tác dụng với dung dịch axit

a. Với H^+ : HCl, H_2SO_4 loãng...

Các kim loại nhóm IIA đều tham gia phản ứng dễ dàng $\rightarrow$ muối + H_2



b. Với các axit có tính oxi hóa mạnh: HNO_3 , H_2SO_4 đậm đặc

Các kim loại kiềm thổ đều dễ dàng tham gia phản ứng với HNO_3 và H_2SO_4 đặc và thường khử S^{+6} , N^{+5} xuống các mức oxi hoá thấp. Lưu ý phản ứng với HNO_3 loãng có thể tạo sản phẩm NH_4NO_3 .

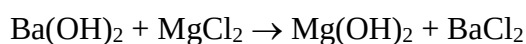
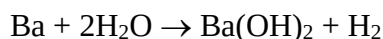


5. Tác dụng với dung dịch muối

a. Với Ca, Sr và Ba:

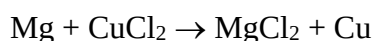
- Kim loại kiềm thổ tham gia phản ứng với nước trước $\rightarrow$ dung dịch kiềm + H_2 .
- Dung dịch kiềm sinh ra phản ứng với dung dịch muối $\rightarrow$ muối mới và bazơ mới.

VD: Phản ứng của Ba với dung dịch $CuCl_2$:



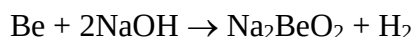
Với muối amoni, muối của Al và Zn, muối axit tương tự kim loại kiềm.

b. Với Mg đẩy các kim loại đứng sau khỏi dung dịch muối



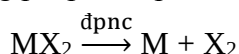
6. Tác dụng với dung dịch kiềm

- Các kim loại tan trong nước sẽ tham gia phản ứng với nước.
- Chỉ có Be tham gia phản ứng với dung dịch bazơ $\rightarrow$ muối berilat + H_2 .



V. ĐIỀU CHẾ

Phương pháp điện phân muối halogenua nóng chảy:



VI. ỨNG DỤNG

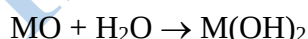
- Be dùng làm chất phụ gia để chế tạo các hợp kim có tính đàn hồi cao, bền chắc, không bị ăn mòn.
- Mg được dùng để chế tạo các hợp kim có đặc tính cứng, nhẹ, bền. Những hợp kim này để chế tạo máy bay, tên lửa, ô tô... Mg còn được dùng để tổng hợp chất hữu cơ. Bột Mg trộn với chất oxi hoá dùng để chế tạo chất chiếu sáng ban đêm.
- Ca được dùng làm chất khử tách O, S ra khỏi thép. Ca còn được dùng làm khô một số chất hữu cơ.

VII. MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA KIM LOẠI KIỀM THỔ

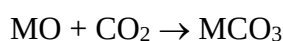
1. Các oxit của kim loại kiềm thổ MO

- đều có nhiệt độ nóng chảy cao không bị khử bởi C, CO, Al...
- Là các oxit bazơ nên có đủ các tính chất của oxit bazơ.

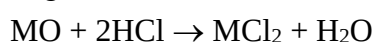
+ Tác dụng với nước $\rightarrow$ dung dịch bazơ (trừ MgO , BeO):



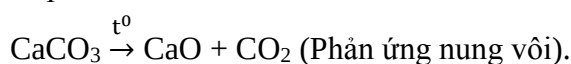
+ Tác dụng với oxit axit tạo muối:



+ Tác dụng với axit $\rightarrow$ muối + H_2O :



- Điều chế: Nhiệt phân muối cacbonat:



2. Hidroxit của các kim loại kiềm thổ $M(OH)_2$

- Tính bazơ của các hidroxit kim loại kiềm thổ tăng từ $Be(OH)_2$ đến $Ba(OH)_2$. Cụ thể:

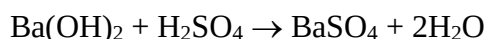
+ $Be(OH)_2$ là hidroxit lưỡng tính, không tan.

+ $Mg(OH)_2$ là bazơ yếu, không tan.

+ $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ và $Ba(OH)_2$ đều là bazơ mạnh nhưng $Ca(OH)_2$ ít tan.

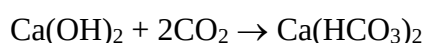
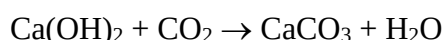
- Có các tính chất chung của bazơ:

+ Tác dụng với axit $\rightarrow$ muối + H_2O :

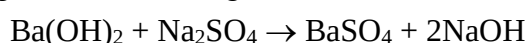


+ Các bazơ tan làm đổi màu quỳ tím thành xanh, phenolphthalein không màu chuyển màu hồng.

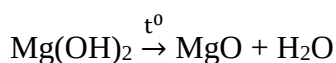
+ Dung dịch bazơ + oxit axit $\rightarrow$ muối (+ H_2O):



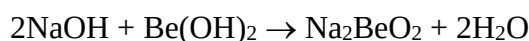
+ Dung dịch bazơ + dung dịch muối $\rightarrow$ muối mới + bazơ mới



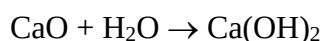
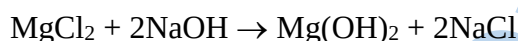
+ Bazơ không tan dễ bị nhiệt phân $\rightarrow$ oxit + H_2O :



Chú ý: $Be(OH)_2$ còn có phản ứng với các dung dịch bazơ khác $\rightarrow$ muối + H_2O .



- Điều chế: $Mg(OH)_2$ điều chế bằng phản ứng của muối với dung dịch kiềm, $Ca(OH)_2$ điều chế bằng phản ứng của CaO với nước (phản ứng tôi vôi):

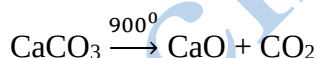
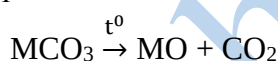


3. Một số muối quan trọng của kim loại kiềm thổ

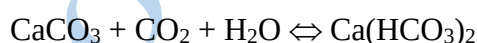
a. Muối cacbonat MCO_3

- Độ bền tăng từ $BeCO_3$ đến $BaCO_3$.

- Dễ bị nhiệt phân $\rightarrow$ oxit + CO_2 .



- Các muối cacbonat của kim loại kiềm thổ tan trong nước có chứa $CO_2 \rightarrow$ muối hidrocacbonat dễ tan.



Phản ứng thuận giải thích sự xâm thực của nước mưa đối với đá vôi; phản ứng nghịch giải thích sự hình thành thạch nhũ trong các hang động, sự tạo cặn trong ấm đun nước...

Chú ý: Các muối hidrocacbonat của kim loại kiềm thổ đều là chất lưỡng tính chỉ tồn tại ở trong dung dịch vì khi đun nóng sẽ xảy ra phản ứng:

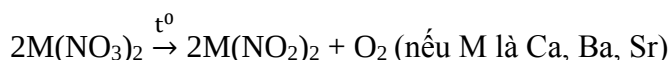
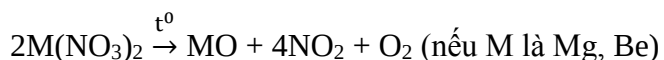


- $CaCO_3$ được dùng trong nhiều ngành công nghiệp (thủy tinh, xi măng, gang, thép, soda, vôi, cao su). Từ $CaCO_3$ sản xuất CaO (làm vật liệu chịu nhiệt, điều chế CaC_2 , chất làm khô) và $Ca(OH)_2$ (khử chua trồng trọt, điều chế $NaOH$, chế tạo sơn, vữa xây nhà...), CO_2 (chế tạo nước giải khát có ga, bình cứu hỏa, nước đá khô).

b. Muối nitrat $M(NO_3)_2$

- Dễ tan trong nước.

- Dễ tham gia phản ứng nhiệt phân:



c. Muối sunfat MSO_4

- Trừ $BeSO_4$ và $MgSO_4$ tan nhiều trong nước còn lại đều rất ít tan.

- Quan trọng nhất là $CaSO_4$.

+ Trong tự nhiên $CaSO_4$ tồn tại ở dạng thạch cao sống $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ hoặc thạch cao khan $CaSO_4$.

+ Nung thạch cao sống thu được thạch cao nung $CaSO_4 \cdot H_2O$ hoặc $2CaSO_4 \cdot H_2O$

+ Thạch cao nung là chất bột màu trắng, nhào với nước thì có khả năng đông cứng nhanh.

+ Nung đến 200^0C thì thạch cao mất nước hoàn toàn và không tan trong nước. Đến 960^0C , $CaSO_4$ bị phân hủy.



- Thạch cao nung có thể kết hợp với nước tạo thành thạch cao sống và khi đông cứng thì dẫn nở thể tích, do vậy thạch cao rất ăn khuôn. Thạch cao nung thường được đúc tượng, đúc các chi tiết tinh vi dùng trang trí nội thất, làm phấn viết bảng, bó bột khi gãy xương... Thạch cao sống dùng để sản xuất xi măng.

VII. NƯỚC CỨNG

1. Định nghĩa và phân loại nước cứng

- Nước cứng là nước có chứa nhiều ion Ca^{2+} , Mg^{2+} .

- Nước cứng được chia thành 3 loại là nước có tính cứng tạm thời, nước có tính cứng vĩnh cửu và nước có tính cứng toàn phần:

+ Nước có tính cứng tạm thời: các ion Mg^{2+} và Ca^{2+} tồn tại ở dạng muối hidrocacbonat $M(HCO_3)_2$.

+ Nước có tính cứng vĩnh cửu: các ion Mg^{2+} và Ca^{2+} ở dạng muối clorua MCl_2 và muối sunfat MSO_4 .

+ Nước có tính cứng toàn phần các ion Mg^{2+} và Ca^{2+} ở cả dạng muối HCO_3^- và muối Cl^- hoặc SO_4^{2-} .

2. Tác hại của nước cứng

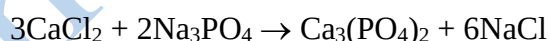
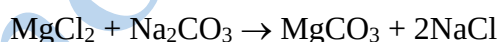
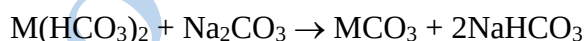
Làm xà phòng mất tính tẩy rửa, làm thực phẩm lâu chín và giảm mùi vị, phá hủy nhiều dụng dịch cần pha chế, tạo cặn trong nồi hơi, gây nguy hiểm khi vận hành.

3. Cách làm mềm nước cứng

a. Nguyên tắc

Làm giảm nồng độ ion Ca^{2+} và Mg^{2+} có trong nước.

- Dùng các dung dịch Na_2CO_3 hoặc Na_3PO_4 để tách hết Ca^{2+} và Mg^{2+} ở dạng kết tủa.



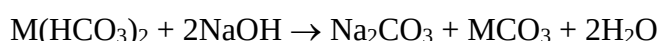
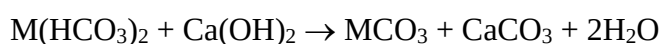
- Dùng phương pháp trao đổi ion.

- Riêng nước cứng tạm thời còn có thể:

+ Đun nóng:



+ Dùng kiềm vừa đủ:



NHÔM VÀ HỢP CHẤT CỦA NHÔM

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

- Cấu hình e: $_{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
- Al thuộc ô 13, chu kì 3, nhóm IIIA.

II. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

- Mạng lập phương tâm diện, dẫn điện, dẫn nhiệt tốt; $t_{nc}^0 = 660^\circ\text{C}$.
- Màu trắng bạc, khá bền và dai, dễ kéo sợi và dát mỏng, nhẹ ($D = 2,7$).
- Một số hợp kim của nhôm:
 - + Đuyra (95% Al; 4% Cu; 1% Mg, Mn, Si): nhẹ bằng 1/3 thép, cứng gần bằng thép.
 - + Silumin (gần 90% Al; 10% Si): nhẹ, bền.
 - + Almelec (98,5% Al; còn lại là Mg, Si và Fe) dùng làm dây cáp.
 - + Hợp kim electron (10,5% Al; 83,3% Mg còn lại là Zn, Mn...): chỉ nặng bằng 65% Al lại bền hơn thép, chịu được sự thay đổi đột ngột của nhiệt độ trong một giới hạn lớn nên được dùng làm vỏ tên lửa.

III. TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

Nhôm là kim loại phổ biến nhất trong vỏ quả đất. Trong tự nhiên, Al có trong:

- Đất sét: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
- Mica: $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
- Boxit: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.
- Criolit: $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$ hay $(\text{Na}_3\text{AlF}_6)$.

IV. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

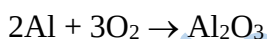
Có tính khử mạnh:



1. Tác dụng với các phi kim

❖ Với oxi

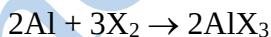
- Al chỉ phản ứng với oxi trên bề mặt (vì tạo ra lớp màng oxit bao phủ bề mặt, bảo vệ và ngăn cản Al tham gia phản ứng tiếp):



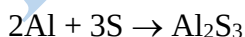
- Bột Al cháy trong không khí khi được đun nóng cho ngọn lửa màu sáng chói.
- Muốn phản ứng xảy ra hoàn toàn thì phải loại bỏ lớp oxit bao phủ trên bề mặt Al (bằng cách tạo hỗn hống Al - Hg hoặc dùng Al bột đun nóng).

❖ Với các phi kim khác $\rightarrow$ muối

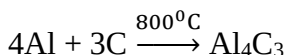
- Al tự bốc cháy khi tiếp xúc với các halogen:



- Khi đun nóng, Al tác dụng với bột S:

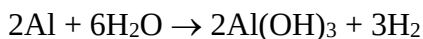


- Khi nhiệt độ rất cao, Al kết hợp với C và N_2 :



2. Tác dụng với nước

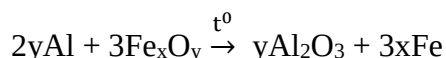
- Al không phản ứng với nước vì được lớp oxit mỏng, bền và đặc khít bảo vệ, nếu phá bỏ lớp oxit bao phủ bề mặt, Al phản ứng trực tiếp với nước.



- $\text{Al}(\text{OH})_3$ là chất kết tủa dạng keo màu trắng khi sinh ra sẽ bao kín bề mặt của Al kim loại ngăn cách không cho Al tiếp xúc với nước để phản ứng tiếp nữa. **Phản ứng này chỉ có ý nghĩa về mặt lý thuyết.**

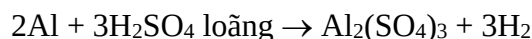
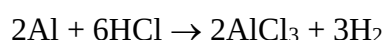
3. Tác dụng với oxit của kim loại kém hoạt động hơn (phản ứng nhiệt nhôm)

Al khử được oxit của các kim loại đứng sau nó (phản ứng này được gọi là phản ứng nhiệt nhôm):



4. Tác dụng với dung dịch axit

a. Với H^+ : HCl , H_2SO_4 loãng... Al phản ứng dễ dàng $\rightarrow$ muối + H_2



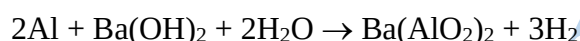
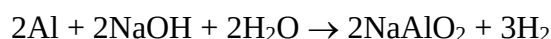
b. Tác dụng với các axit có tính oxi hóa mạnh: HNO_3 , H_2SO_4 đậm đặc

- Al thụ động với H_2SO_4 đặc nguội và HNO_3 đặc nguội $\rightarrow$ có thể dùng thùng Al để chuyên chở axit HNO_3 đặc nguội và H_2SO_4 đặc nguội.

- Al phản ứng dễ dàng với HNO_3 loãng, HNO_3 đặc nóng. Phản ứng của Al với HNO_3 cần lưu ý hay tạo sản phẩm NH_4NO_3 .

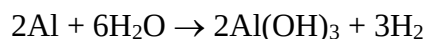
5. Tác dụng với dung dịch bazơ

Al tham gia phản ứng dễ dàng với các dung dịch kiềm:

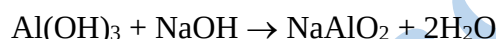


Cơ chế:

- Trước tiên, Al tham gia phản ứng với nước:



- $\text{Al}(\text{OH})_3$ sinh ra là hidroxit lưỡng tính tan được trong dung dịch kiềm:



Quá trình này lặp đi lặp lại đến hết. Nếu bài yêu cầu chỉ ra chất oxi hoá trong phản ứng của Al với kiềm thì chất đó là H_2O .

Chú ý: Nếu cho hỗn hợp Na, K, Ba, Ca và Al (hoặc Zn) vào nước dư, xảy ra các phản ứng:



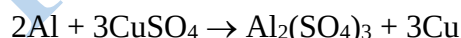
Trong quá trình giải toán có 2 trường hợp xảy ra:

- Trường hợp 1. Cả kim loại kiềm và Al đều phản ứng hết nếu số mol kim loại kiềm $\geq$ số mol Al.

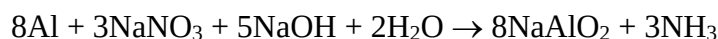
- Trường hợp 2. Kim loại kiềm phản ứng hết, Al dư nếu số mol kim loại kiềm $<$ số mol Al.

6. Tác dụng với dung dịch muối

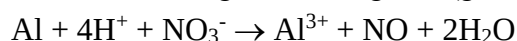
- Al đẩy được kim loại đứng sau ra khỏi dung dịch muối của chúng:



- Phản ứng với muối nitrat trong môi trường kiềm:



- Phản ứng với muối nitrat trong môi trường axit (giống phản ứng với HNO_3):

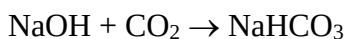
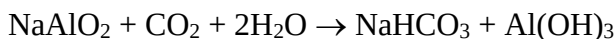
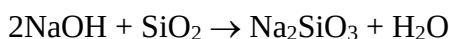
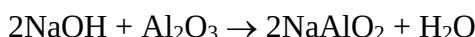
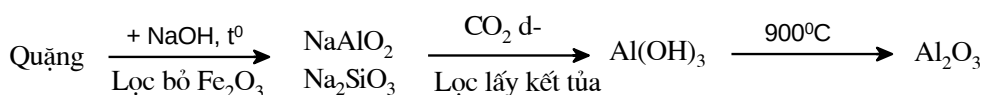


V. ĐIỀU CHẾ

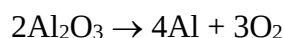
- Nguyên liệu: Quặng bauxit Al_2O_3 có lẫn SiO_2 và Fe_2O_3 .

- Các giai đoạn sản xuất:

+ Làm sạch nguyên liệu:



+ Điện phân nóng chảy Al_2O_3 có mặt criolit Na_3AlF_6 (hạ nhiệt độ nóng chảy của Al_2O_3 từ 2050°C xuống 900°C ; tăng độ dẫn điện do tạo thành nhiều ion hơn; tạo lớp bảo vệ không cho O_2 phản ứng với Al nóng chảy):



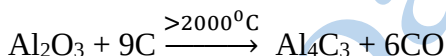
VI. ỨNG DỤNG

- Nhôm và hợp kim có đặc tính nhẹ, bền đối với không khí và nước, được dùng làm vật liệu chế tạo máy bay, ô tô, tên lửa, tàu vũ trụ.
- Nhôm và hợp kim có màu trắng bạc, đẹp được dùng làm khung cửa và trang trí nội thất.
- Nhôm có tính dẫn điện và dẫn nhiệt tốt được dùng làm dây cáp dẫn điện thay thế cho đồng là kim loại đắt tiền. Được dùng để chế tạo các thiết bị trao đổi nhiệt, các dụng cụ nấu ăn trong gia đình.
- Bột Al dùng chế tạo hỗn hợp tecmit (Al và Fe_2O_3), được dùng để hàn đường ray...

VII. MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA NHÔM

1. Nhôm oxit Al_2O_3

- Chất rắn màu trắng, không tan và không tác dụng với nước, rất bền vững, nóng chảy ở 2050°C .
- Tồn tại ở dạng khan (emeri, corindon, rubi (lẫn Cr_2O_3), saphia (lẫn TiO_2 và Fe_3O_4) hoặc dạng ngậm nước (boxit).
- Tính chất hóa học
 - + Tính bền: Al_2O_3 không bị khử bởi H_2 , CO ở nhiệt độ cao; Al_2O_3 tác dụng với C không cho Al kim loại mà tạo Al_4C_3 :

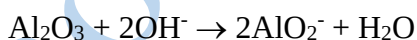


+ Tính lưỡng tính:

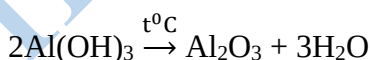
- * Al_2O_3 là oxit bazơ khi tác dụng với axit mạnh $\rightarrow$ muối + H_2O .



- * Al_2O_3 là oxit axit khi tác dụng với dung dịch bazơ mạnh.



- Điều chế: Nhiệt phân Al(OH)_3

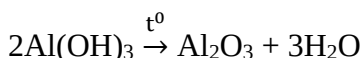


- Ứng dụng: Tinh thể Al_2O_3 (corindon) được dùng làm đồ trang sức, chế tạo các chi tiết trong các ngành kỹ thuật chính xác như chân kính đồng hồ, thiết bị phát tia lade... Bột Al_2O_3 có độ cứng cao được dùng làm vật liệu mài. Boxit $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ là nguyên liệu sản xuất nhôm kim loại.

2. Nhôm hidroxit Al(OH)_3

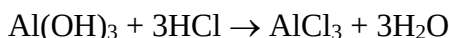
- Là chất kết tủa keo, màu trắng.
- Tính chất hóa học:

+ Kém bền với nhiệt:

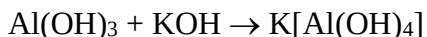
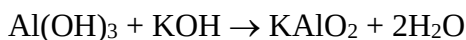


+ Là hidroxít lưỡng tính:

* Tác dụng với axit mạnh:

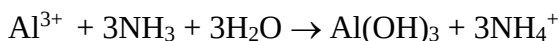
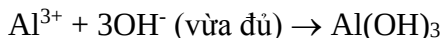


* Tác dụng với dung dịch kiềm mạnh:

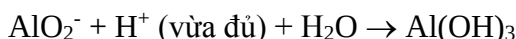
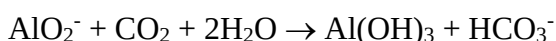


- Điều chế:

+ Kết tủa Al^{3+} :



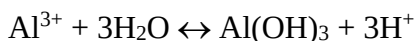
+ Kết tủa AlO_2^- :



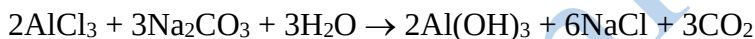
3. Muối nhôm (hay gặp: phèn chua: K_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ hay $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$)

❖ Muối Al^{3+}

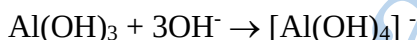
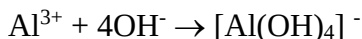
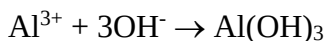
- Các dung dịch AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ và $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ đều là các axit theo Bronstet có môi trường axit:



→ Giải thích được sự thủy phân của muối Al trong các dung dịch có tính bazơ:



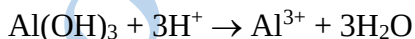
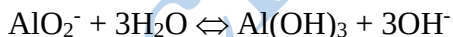
- Phản ứng với dung dịch kiềm: (chú ý cách thức và tỷ lệ phản ứng)



- Phèn chua được dùng nhiều trong ngành thuộc da, công nghiệp giấy, chất cảm màu trong công nghiệp nhuộm vải, chất làm trong nước đục.

❖ Muối AlO_2^-

- Các muối aluminat NaAlO_2 , KAlO_2 , $\text{Ba}(\text{AlO}_2)_2$ và $\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$ đều là bazơ dung dịch có môi trường bazơ.



Lưu ý: Nếu số mol $\text{H}^+ < 4 \cdot \text{số mol AlO}_2^- \rightarrow$ có kết tủa, số mol $\text{H}^+ \geq 4 \cdot \text{số mol AlO}_2^- \rightarrow$ không có kết tủa.

SẮT VÀ HỢP CHẤT CỦA SẮT

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

- Cấu hình e $_{26}\text{Fe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.
- Vị trí: Fe thuộc ô 26, chu kì 4, nhóm VIIIB.
- Cấu hình e của các ion được tạo thành từ Fe:

Fe^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
Fe^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

II. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

- Tùy thuộc nhiệt độ có thể tồn tại ở các mạng tinh thể lập phương tâm khối hoặc lập phương tâm diện.
- Màu trắng hơi xám, dẻo, dễ rèn, dễ dát mỏng, kéo sợi; dẫn nhiệt và dẫn điện kém đồng và nhôm.
- Sắt có tính nhiễm từ nhưng ở nhiệt độ cao (800°C) sắt mất từ tính. $T_{nc}^0 = 1540^\circ\text{C}$.

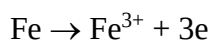
III. TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

Là kim loại phổ biến sau nhôm (đứng hàng thứ 4 trong các nguyên tố), tồn tại chủ yếu ở các dạng:

- Sắt ở trạng thái tự do trong các mảnh thiên thạch.
- Hợp chất: Quặng: hematit đỏ (Fe_2O_3 khan), hematit nâu ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$), manhetit (Fe_3O_4), xiderit (FeCO_3) và pirit (FeS_2); hợp chất sắt còn có trong hồng cầu của máu.

IV. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

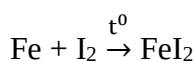
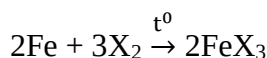
Fe là chất khử trung bình. Trong các phản ứng, Fe có thể nhường 2 hoặc 3e



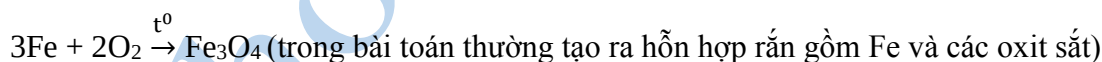
1. Tác dụng với các phi kim

Sắt tác dụng với hầu hết các phi kim khi đun nóng.

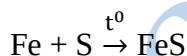
- Với halogen $\rightarrow$ muối sắt (III) halogenua (trừ iot tạo muối sắt II)



- Với O_2 :

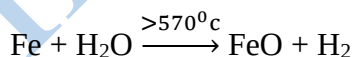
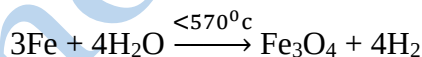


- Với S:



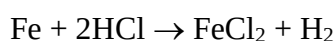
2. Tác dụng với nước

Fe không tác dụng với nước ở nhiệt độ thường, ở nhiệt độ cao, sắt phản ứng mạnh với hơi nước:



3. Tác dụng với dung dịch axit

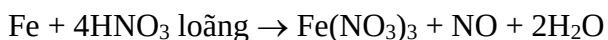
- a. Với H^+ : HCl , H_2SO_4 loãng... $\rightarrow$ muối sắt (II) + H_2



- b. Tác dụng với các axit có tính oxi hóa mạnh: HNO_3 , H_2SO_4 đậm đặc

- Fe thụ động với H_2SO_4 đặc nguội và HNO_3 đặc nguội $\rightarrow$ có thể dùng thùng Fe chuyên chở axit HNO_3 đặc nguội và H_2SO_4 đặc nguội.

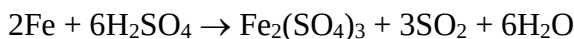
- Với dung dịch HNO_3 loãng $\rightarrow$ muối sắt (III) + NO + H_2O



- Với dung dịch HNO_3 đậm đặc $\rightarrow$ muối sắt (III) + NO_2 + H_2O



- Với dung dịch H_2SO_4 đậm đặc và nóng $\rightarrow$ muối sắt (III) + H_2O + SO_2

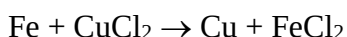


Chú ý: Sản phẩm sinh ra trong phản ứng của Fe với HNO_3 hoặc H_2SO_4 đậm đặc là muối sắt (III) nhưng nếu sau phản ứng có Fe dư hoặc có Cu thì tiếp tục xảy ra phản ứng:

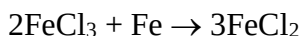


4. Tác dụng với dung dịch muối

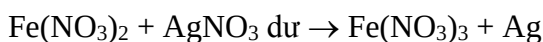
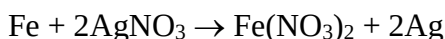
- Fe đẩy được những kim loại yếu hơn ra khỏi muối $\rightarrow$ muối sắt (II) + kim loại.



- Fe tham gia phản ứng với muối $\text{Fe}^{3+} \rightarrow$ muối sắt (II).



Chú ý: Với muối Ag^+ , Fe có thể tham gia phản ứng để tạo thành muối Fe^{3+} .



V. MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA SẮT

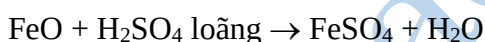
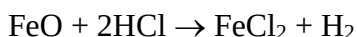
1. Các oxit sắt (FeO , Fe_3O_4 , Fe_2O_3)

a. FeO

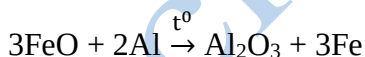
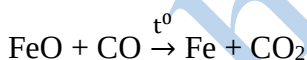
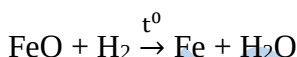
- Rắn, đen, không tan trong nước.

- Tính chất hoá học:

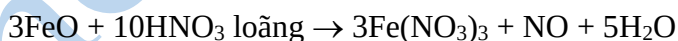
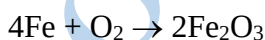
+ FeO là oxit bazơ:



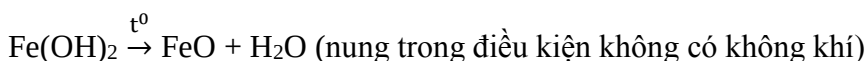
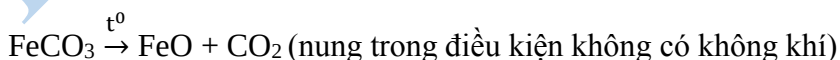
+ FeO là chất oxi hóa khi tác dụng với các chất khử mạnh: H_2 , CO , $\text{Al} \rightarrow \text{Fe}$.



+ FeO là chất khử khi tác dụng với các chất có tính oxi hóa mạnh.



- Điều chế FeO :



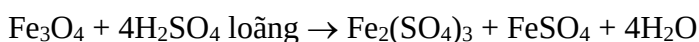
b. Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$)

- Rắn, đen, không tan trong nước và có từ tính.

- Tính chất hoá học:

+ Là oxit bazơ:

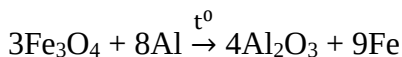
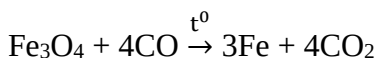
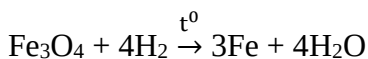




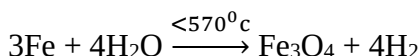
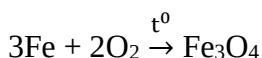
+ Fe_3O_4 là chất khử:



+ Fe_3O_4 là chất oxi hóa:



- Điều chế: thành phần quặng manhetit

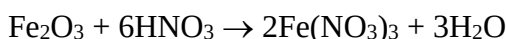
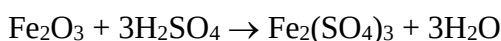
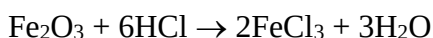


c. Fe_2O_3

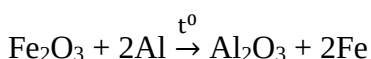
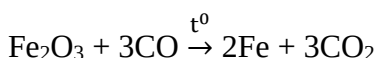
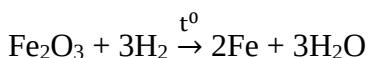
- Là chất rắn, nâu đỏ, không tan trong nước.

- Tính chất hoá học:

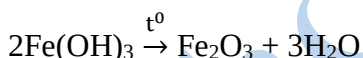
+ Là oxit bazơ:



+ Là chất oxi hóa:



- Điều chế: thành phần của quặng hematit



2. Các hidroxit của Fe ($\text{Fe}(\text{OH})_2$ và $\text{Fe}(\text{OH})_3$)

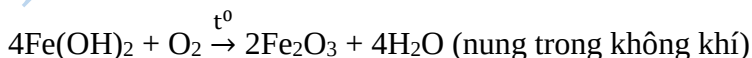
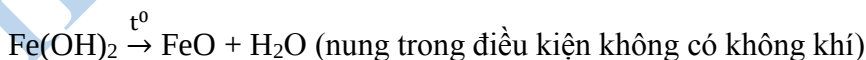
a. $\text{Fe}(\text{OH})_2$

- Kết tủa màu trắng xanh.

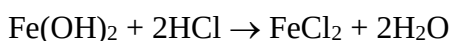
- Tính chất hoá học:

+ Là bazơ không tan.

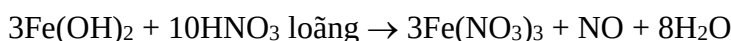
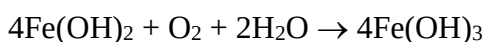
* Bị nhiệt phân:



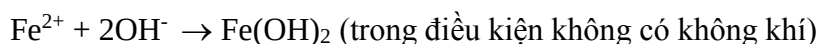
* Tan trong axit không có tính oxi hóa $\rightarrow$ muối sắt (II) và nước:



+ Có tính khử (do Fe có mức oxi hóa +2).



- Điều chế:

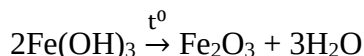


b. $\text{Fe}(\text{OH})_3$

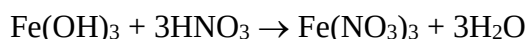
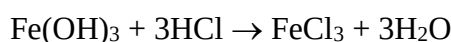
- Kết tủa màu nâu đỏ.

- Tính chất hoá học: Là bazơ không tan:

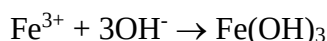
* Bị nhiệt phân:



* Tan trong axit $\rightarrow$ muối sắt (III):



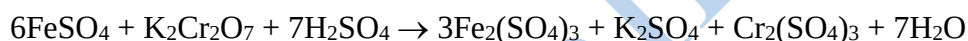
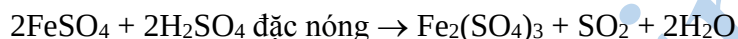
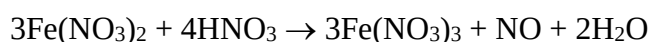
- Điều chế:



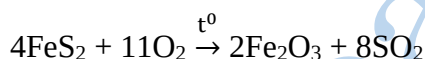
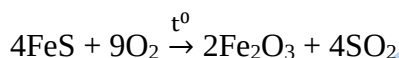
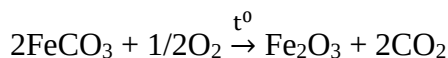
3. Muối sắt

a. Muối sắt (II)

Không bền, có tính khử, khi tác dụng với chất oxi hóa tạo thành muối sắt (III).



Chú ý: Các muối sắt (II) không tan như FeCO_3 , FeS , FeS_2 bị đốt nóng trong không khí tạo Fe_2O_3 .

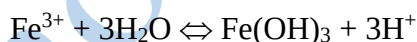


b. Muối sắt (III)

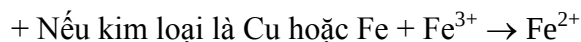
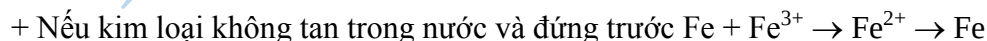
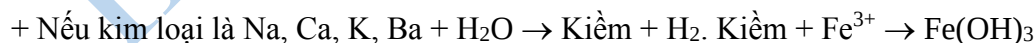
Có tính oxi hóa khi tác dụng với chất khử.



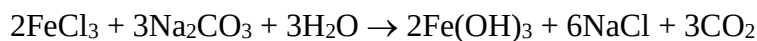
- Các dung dịch muối sắt (III) có môi trường axit.



- Khi cho muối sắt (III) tác dụng với các kim loại cần lưu ý:



- Các muối sắt (III) bị thủy phân hoàn toàn trong môi trường kiềm:



VI. HỢP KIM CỦA SẮT

1. Gang

- Là hợp kim sắt - cacbon trong đó hàm lượng C từ 2 - 5%.

- Gang gồm gang xám và gang trắng:

- + Gang xám: chứa nhiều tinh thể C nên có màu xám; kém cứng và kém giòn hơn gang trắng.
- + Gang trắng: chứa nhiều tinh thể hợp chất hóa học Fe_3C nên có màu sáng. Rất cứng và giòn thường được dùng để luyện thép.

- Luyện gang:

❖ Nguyên liệu:

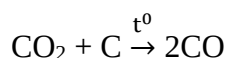
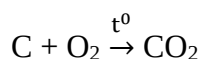
- + Quặng sắt: cung cấp Fe (phải chứa trên 30% Fe, chứa ít S, P).
- + Chất chảy: CaCO_3 (nếu quặng lẫn silicat) hoặc SiO_2 (nếu quặng lẫn đá vôi) để làm giảm nhiệt độ nóng chảy và tạo xỉ.

- + Không khí giàu oxi và nóng: để tạo chất khử CO và sinh nhiệt.

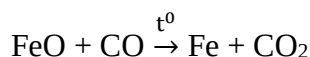
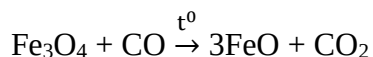
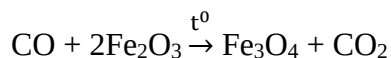
- + Than cốc (tạo chất khử CO; tạo nhiệt và tạo gang).

❖ Các phản ứng xảy ra trong lò cao khi luyện gang:

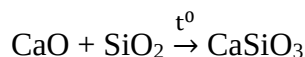
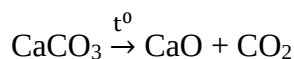
- + Phản ứng tạo chất khử:



- + Phản ứng khử Fe_2O_3 .



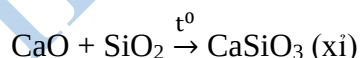
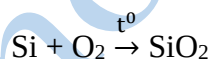
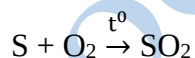
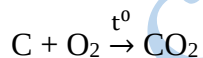
- + Phản ứng tạo xỉ:



2. Thép

- Là hợp kim của Fe và C trong đó hàm lượng C ít hơn 2%C.
- Nguyên liệu: tùy theo phương pháp: Gang, sắt, thép phế liệu, chất chảy, không khí nóng, dầu mazut.
- Nguyên tắc: khử các tạp chất Mn, Si, Ca, S, P có trong gang.

❖ Các phản ứng xảy ra trong quá trình luyện thép:



CROM VÀ HỢP CHẤT

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

- Cấu hình e nguyên tử: $_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$.
- Vị trí: ô 24, nhóm VIA, chu kỳ 4, có nhiều e độc thân nhất.

II. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

- Mạng lập phương tâm khối, màu trắng ánh bạc, cứng nhất trong các kim loại, $t_{nc}^0 = 1890^\circ\text{C}$, $D = 7,2 \text{ g/cm}^3$.
- Crom là kim loại nặng.

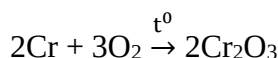
III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Tính khử mạnh:

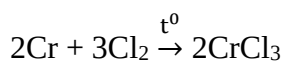


1. Tác dụng với phi kim (tương tự Al)

- Với oxi ở nhiệt độ thường Cr bền do màng oxit bảo vệ ở nhiệt độ cao:



- Với halogen:

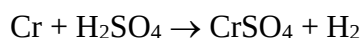


2. Tác dụng với nước

Cr bền trong nước do màng oxit bảo vệ.

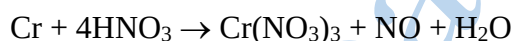
3. Tác dụng với dung dịch axit (tương tự Fe)

- Với H^+ : tạo muối Cr^{2+} và H_2



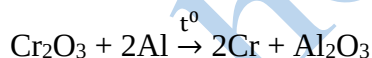
- Với HNO_3 đặc nguội, H_2SO_4 đặc nguội: Cr thụ động

- Với HNO_3 loãng, đặc nóng và H_2SO_4 đặc nóng $\rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \dots$



IV. ĐIỀU CHẾ

Phương pháp nhiệt nhôm:



V. ỨNG DỤNG

Có nhiều ứng dụng trong công nghiệp và trong đời sống.

- Trong công nghiệp được dùng để sản xuất thép:

+ Thép chứa từ 2,8 – 3,8% com có độ cứng cao, bền, có khả năng chống gỉ.

+ Thép có chứa 18% crom là thép không gỉ (inoc).

+ Thép chứa từ 25 – 30% crom có tính siêu cứng, dù nhiệt độ rất cao.

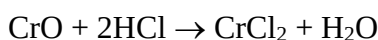
- Trong đời sống, nhiều đồ vật bằng thép được mạ crom. Lớp mạ crom vừa bảo vệ kim loại khỏi bị ăn mòn, vừa tạo vẻ đẹp cho đồ vật.

VI. HỢP CHẤT CỦA CROM

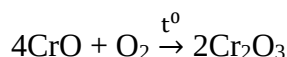
1. Hợp chất Crom (II)

a. CrO

- Là chất rắn, màu đen.
- Có tính chất tương tự FeO :
 - + CrO là oxit bazơ:



+ CrO là chất khử:

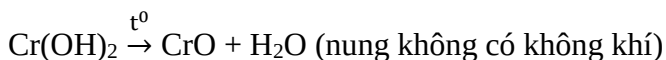
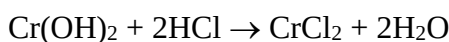


b. Cr(OH)_2

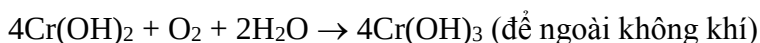
- Là chất rắn, màu vàng.

- Tính chất hoá học:

+ Là oxit bazơ:



+ Là chất khử:

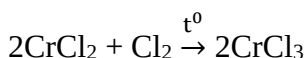


- Điều chế:



c. Muối Cr(II)

Là chất khử mạnh:

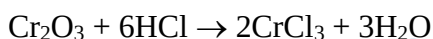


2. Hợp chất Crom (III)

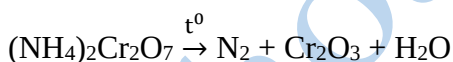
a. Cr_2O_3

- Chất rắn, màu lục thẫm, không tan.

- Tính chất hoá học: Là chất lưỡng tính tương tự Al_2O_3 :



- Điều chế:



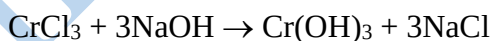
b. Cr(OH)_3

- Là chất kết tủa màu lục xám.

- Có tính lưỡng tính tương tự Al(OH)_3

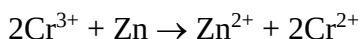


- Điều chế:

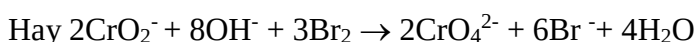
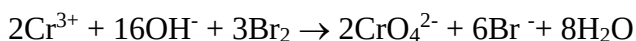


c. Muối Cr(III) (hay gặp: phèn crom-kali : K_2SO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ hay $\text{KCr(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$)

- Trong môi trường axit là chất oxi hóa:



- Trong môi trường bazơ là chất khử:



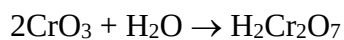
3. Hợp chất Cr (VI)

a. CrO_3

- Là chất rắn màu đỏ thẫm.

- Tính chất hoá học:

+ Là oxit axit:



+ Là chất oxi hóa mạnh: nhiều chất bốc cháy khi tiếp xúc với CrO_3

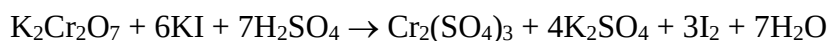
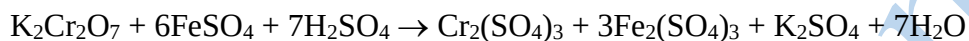


b. Muối Crom (VI)

- Muối cromat CrO_4^{2-} có màu vàng, muối $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ có màu da cam đều bền. Trong dung dịch có cân bằng:



- Muối crom (VI) đều có tính oxi hóa mạnh:



ĐỒNG VÀ HỢP CHẤT CỦA ĐỒNG

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

- Cấu hình e nguyên tử: $_{29}\text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$.
- Vị trí: ô 29, chu kỳ 4, nhóm IB.
- Cấu hình e của các ion: $\text{Cu}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
 $\text{Cu}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$

II. TÍNH CHẤT VẬT LÝ

- Mạng lập phương tâm diện.
- Màu đỏ, dẻo, dễ kéo sợi, dát mỏng. Dẫn điện và nhiệt tốt chỉ kém bạc, $t_{nc}^0 = 1083^0\text{C}$, $D = 8,98 \text{ g/cm}^3$.

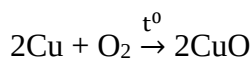
III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Tính khử yếu:

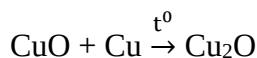


1. Tác dụng với phi kim

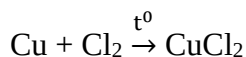
- Với oxi tạo màng CuO bảo vệ:



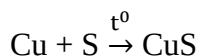
ở $800 - 1000^0\text{C}$:



- Với Clo:



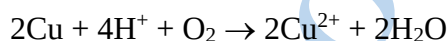
- Với S:



2. Tác dụng với axit

a. Với H^+

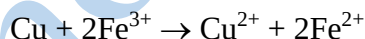
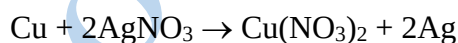
Cu không phản ứng nhưng khi có O_2 :



b. Với HNO_3 và H_2SO_4 đặc nóng



3. Tác dụng với dung dịch muối



IV. ỨNG DỤNG

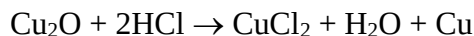
- Những ứng dụng của đồng chủ yếu dựa vào tính dẻo, tính dẫn điện, tính bền và khả năng tạo ra nhiều hợp kim.
- Hợp kim của đồng có nhiều ứng dụng:
 - + Đồng thau là hợp kim $\text{Cu} - \text{Zn}$ có tính cứng và bền hơn đồng dùng chế tạo chi tiết máy, chế tạo các thiết bị dùng trong công nghiệp tàu biển.
 - + Đồng bạch là hợp kim của $\text{Cu} - \text{Ni}$ có tính bền, đẹp, không bị ăn mòn trong nước biển. Đồng bạch được dùng trong công nghiệp tàu thủy, đúc tiền...
 - + Đồng thanh là hợp kim $\text{Cu} - \text{Sn}$ dùng để chế tạo máy móc, thiết bị.
 - + Hợp kim $\text{Cu} - \text{Au}$ dùng để đúc tiền vàng, vật trang trí.

V. HỢP CHẤT CỦA ĐỒNG

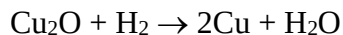
1. Hợp chất đồng (I)

a. Cu_2O : chất rắn màu đỏ gạch, không tan

- Tác dụng với axit:



- Dễ bị khử:



b. $\text{Cu}(\text{OH})$: kết tủa màu vàng

Dễ bị phân hủy:



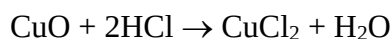
2. Hợp chất đồng (II)

a. CuO

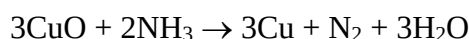
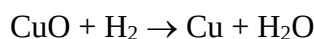
- Chất rắn, màu đen, không tan.

- Tính chất hoá học:

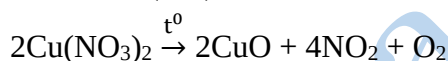
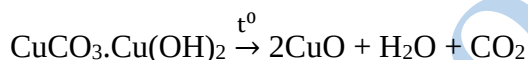
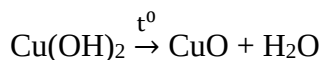
+ Là oxit bazơ:



+ Là chất oxi hóa:



- Điều chế:



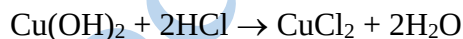
b. $\text{Cu}(\text{OH})_2$

- Kết tủa màu xanh.

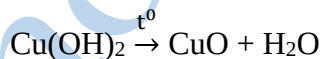
- Tính chất hoá học

+ Là bazơ không tan:

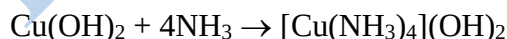
* Tác dụng với axit:



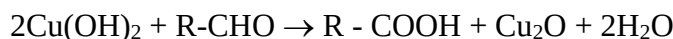
* Dễ nhiệt phân:



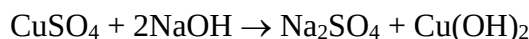
+ Dễ tạo phức:



+ Là chất oxi hóa:



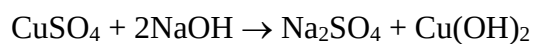
- Điều chế:



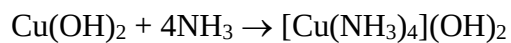
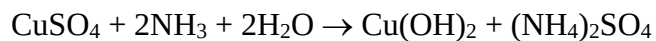
c. Muối $\text{Cu}(\text{II})$:

Các dung dịch muối đồng (II) đều có màu xanh.

- Tác dụng với kiềm:



- Tác dụng với dung dịch NH_3 :



- CuSO_4 hấp thụ nước thường dùng phát hiện vết nước trong chất lỏng:



hochoaonline.net

MỘT SỐ KIM LOẠI KHÁC

I. Bạc

- Cấu hình và vị trí: $_{47}\text{Ag}$: $[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$: ô 47, chu kỳ 5, nhóm IB
- Mềm, dẻo, màu trắng, dẫn điện, dẫn nhiệt tốt nhất trong các kim loại, $t_{\text{nc}}^0 = 960,5^\circ\text{C}$, $D = 10,5 \text{ g/cm}^3$.
- Tính khử yếu: $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + 1e$.
 - + Không tác dụng với Oxi ngay cả nhiệt độ cao
 - + Không tác dụng với H^+
 - + Tan trong HNO_3 , H_2SO_4 đặc:

$$\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$$
 - + Ag có màu đen khi tiếp xúc với không khí hoặc nước có H_2S

$$4\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$$

II. Vàng

- Cấu hình và vị trí: $_{79}\text{Au}$: $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^1 \rightarrow$ ô 79, nhóm IB, chu kỳ 6.
- Màu vàng, mềm, dẻo, dẫn điện và dẫn nhiệt tốt chỉ thua bạc và đồng, $D = 19,3 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{nc}}^0 = 1063^\circ\text{C}$.
- Tính khử yếu hầu như không phản ứng chỉ tan trong nước cường toan và tạo phức với ion CN^- :

$$\text{Au} + \text{HNO}_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AuCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}$$

III. Niken

- Cấu hình và vị trí: $_{28}\text{Ni}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2 \rightarrow$ ô 28, chu kỳ 4, nhóm VIIIB
- Màu trắng bạc, rất cứng, $D = 8,91 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{nc}}^0 = 1455^\circ\text{C}$.
- Tính khử yếu hơn Fe: Ở nhiệt độ thường Ni bền với không khí, nước và một số dung dịch axit do có lớp oxit bảo vệ, ở nhiệt độ cao phản ứng với O_2 , Cl_2 , HNO_3 đặc nóng...

IV. Kẽm

- Cấu hình và vị trí: $_{30}\text{Zn}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 \rightarrow$ ô 30, chu kỳ 4, nhóm IIB
- Màu lam nhạt, giòn ở nhiệt độ thường, dẻo ở nhiệt độ $100-150^\circ\text{C}$, $D = 7,13 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{nc}}^0 = 419,5^\circ\text{C}$, $t_{\text{s}}^0 = 906^\circ\text{C}$.
- Tính khử mạnh tác dụng với nhiều phi kim, dung dịch axit, kiềm và muối. Trong không khí và nước bền do màng oxit bảo vệ.

V. Thiếc

- Cấu hình và vị trí: $_{50}\text{Sn}$: $[\text{Kr}]4d^{10}5s^2 5p^2 \rightarrow$ ô 50, chu kỳ 5, nhóm IVA
- Màu trắng bạc, dẻo, $t_{\text{nc}}^0 = 232^\circ\text{C}$, $t_{\text{s}}^0 = 2620^\circ\text{C}$. Thiếc xám bền ở $< 14^\circ\text{C}$ có $D = 5,85 \text{ g/cm}^3$. Thiếc trắng bền ở $> 14^\circ\text{C}$ có $D = 7,92 \text{ g/cm}^3$.
- Tính khử yếu hơn Zn và Ni: Ở điều kiện thường không phản ứng với O_2 ở nhiệt độ cao tạo SnO_2 , tan chậm trong HCl , H_2SO_4 loãng tạo muối Sn(II) , với HNO_3 loãng tạo muối Sn(II) nhưng không giải phóng H_2 , với HNO_3 và H_2SO_4 đặc tạo Sn(IV) . Thiếc tan trong kiềm đặc nhưng bền ở đk thường do lớp oxit bảo vệ.

VI. Chì

- Cấu hình và vị trí: $_{82}\text{Pb}$: $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^2 \rightarrow$ ô 82, nhóm IVA, chu kỳ 6.
- Màu trắng hơi xanh, mềm, dễ dát mỏng, kéo sợi; $D = 11,34 \text{ g/cm}^3$; $t_{\text{nc}}^0 = 327,4^\circ\text{C}$, $t_{\text{s}}^0 = 1745^\circ\text{C}$.
- Tính khử yếu. Mặc dù Pb đứng trước H nhưng không tan trong HCl , H_2SO_4 loãng do tạo kết tủa bảo vệ, tan nhanh trong H_2SO_4 đặc do tạo $\text{Pb(HSO}_4)_2$ dễ tan, tan dễ trong HNO_3 loãng, tan chậm trong HNO_3 đặc, tan chậm trong kiềm đặc nóng. Pb bền trong không khí do lớp oxit bảo vệ nhưng khi đun nóng thì tạo PbO , Pb không tác dụng với nước nhưng bị ăn mòn tạo ra Pb(OH)_2 .

HOÁ PHÂN TÍCH

I. Nhận biết một số cation:

Nguyên tắc: Thêm vào dung dịch cần nhận biết một thuốc thử tạo với ion đó một sản phẩm đặc trưng: kết tủa, hợp chất có màu, chất khí...

STT	Ion	Thuốc thử	Hiện tượng	Phương trình phản ứng
1	Na^+	Màu ngọn lửa	Màu vàng	
2	K^+	Màu ngọn lửa	Màu tím	
3	NH_4^+	OH^-	Khí mùi khai	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4	Ba^{2+}	SO_4^{2-} CrO_4^{2-}	Kết tủa trắng Kết tủa vàng	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$ $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4$
5	Al^{3+}	OH^-	Kết tủa keo kết tủa tan	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al(OH)}_3$ $\text{Al(OH)}_3 + \text{OH}^- \rightarrow [\text{Al(OH)}_4]^-$
6	Cr^{3+}	OH^- ddBrom trong OH^-	Kết tủa xanh kết tủa tan mất màu	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Cr(OH)}_3$ $\text{Cr(OH)}_3 + \text{OH}^- \rightarrow [\text{Cr(OH)}_4]^-$ $2\text{Cr}^{3+} + 16\text{OH}^- + 3\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 6\text{Br}^- + 8\text{H}_2\text{O}$
7	Fe^{2+}	OH^-	Kết tủa hơi xanh chuyển sang nâu đỏ	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$ $4\text{Fe(OH)}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe(OH)}_3$
		$\text{MnO}_4^- + \text{H}^+$	Mất màu tím	$\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
		HNO_3 đ nóng	Khí nâu đỏ	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
8	Fe^{3+}	OH^-	Kết tủa đỏ nâu	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$
		SCN^-	Màu đỏ máu	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe(SCN)}_3$
		Cu	Dung dịch xanh	$2\text{Fe}^{3+} + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$
9	Cu^{2+}	NH_3	Kết tủa xanh Kết tủa tan tạo dung dịch xanh lam	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + 2\text{NH}_4^+$ $\text{Cu(OH)}_2 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu(NH}_3)_4](\text{OH})_2$
10	Ni^{2+}	NH_3	Kết tủa xanh lục, tan trong NH_3 dư	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 + 2\text{NH}_4^+$ $\text{Ni(OH)}_2 + 6\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Ni(NH}_3)_6](\text{OH})_2$
11	Ag^+	Cl^-	Kết tủa trắng tan trong NH_3 dư	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$
12	Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Kết tủa trắng tan trong CO_2 dư	$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$
13	H^+	Quỳ tím Muối cacbonat	Đỏ Có khí thoát ra	

II. Nhận biết một số anion:

Nguyên tắc: Dựa vào tính chất vật lí (màu) và tính chất hóa học đặc trưng để nhận biết.

STT	Ion	Thuốc thử	Hiện tượng	Phương trình phản ứng
1	NO_3^-	$\text{Cu} + \text{H}^+$	Dung dịch xanh, khí hóa nâu	$3\text{Cu} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

2	SO_4^{2-}	$\text{Ba}^{2+}, \text{H}^+$	Kết tủa trắng không tan trong H^+	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$
3	Cl^-	Ag^+	Kết tủa trắng tan trong NH_3	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$ $\text{AgCl} + 2\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
4	CO_3^{2-}	H^+	khí làm đục nước vôi trong	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5	S^{2-}	$\text{Pb}^{2+}, \text{Cu}^{2+}$	Kết tủa đen	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS}$
		H^+	Khí mùi trứng thối	$2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
6	Br^-	Ag^+	Kết tủa vàng nhạt	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}$
7	PO_4^{3-}	Ag^+	Kết tủa vàng	$3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$
8	I^-	Ag^+	Kết tủa vàng	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}$
9	SO_3^{2-}	H^+	Khí mùi hắc	$2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
10	AlO_2^-	H^+	Kết tủa rồi kết tủa tan	$\text{H}^+ + \text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
11	CrO_4^{2-}	Ba^{2+}	Kết tủa vàng	$\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4$
12	OH^-	Quỳ tím	Xanh	
		Phenolphthalein	Hồng	

III. Nhận biết một số khí

Nguyên tắc: Dựa vào tính chất vật lý (màu sắc, mùi) và tính chất hóa học đặc trưng để nhận biết

STT	Khí	Thuốc thử	Hiện tượng	Phương trình phản ứng
1	Cl_2		Màu vàng lục	
		Giấy màu ẩm	Mất màu	Nước clo ẩm có tính tẩy màu
		KI+hồ tinh bột	Màu xanh tím	$\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$
2	H_2S		Mùi trứng thối	
		$\text{Cu}^{2+}; \text{Pb}^{2+}$	Kết tủa đen	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS}$
3	SO_2	Dung dịch Br_2	Mất màu	$\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$
4	CO_2	Nước vôi dư	Kết tủa trắng	$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5	NO_2		Màu nâu đỏ mất màu khi làm lạnh	$2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$
6	NH_3	Quỳ tím	Xanh, mùi khai	
7	O_2	Tàn đóm	Bùng cháy	
8	O_3	KI+hồ tinh bột	Màu xanh tím	$2\text{KI} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_3 \rightarrow 2\text{KOH} + \text{I}_2 + \text{O}_2$
9	CO	CuO, t^0	đen $\rightarrow$ đỏ	$\text{CuO} + \text{CO} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2$
10	NO	Không khí	Hóa nâu	$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$

IV. Nhận biết chất rắn

Nguyên tắc: Hòa tan chất rắn bằng dung dịch thích hợp rồi chuyển về dạng nhận biết ion

Thứ tự hóa chất dùng để hòa tan từ đơn giản đến phức tạp:

$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow$ dung dịch khác

V. Chuẩn độ dung dịch

Một số khái niệm:

Chuẩn độ là phương pháp phân tích định lượng dựa trên sự đo thể tích dung dịch thuốc thử có nồng độ đã biết phản ứng với một thể tích xác định dung dịch của chất có nồng độ chưa biết cần xác định.

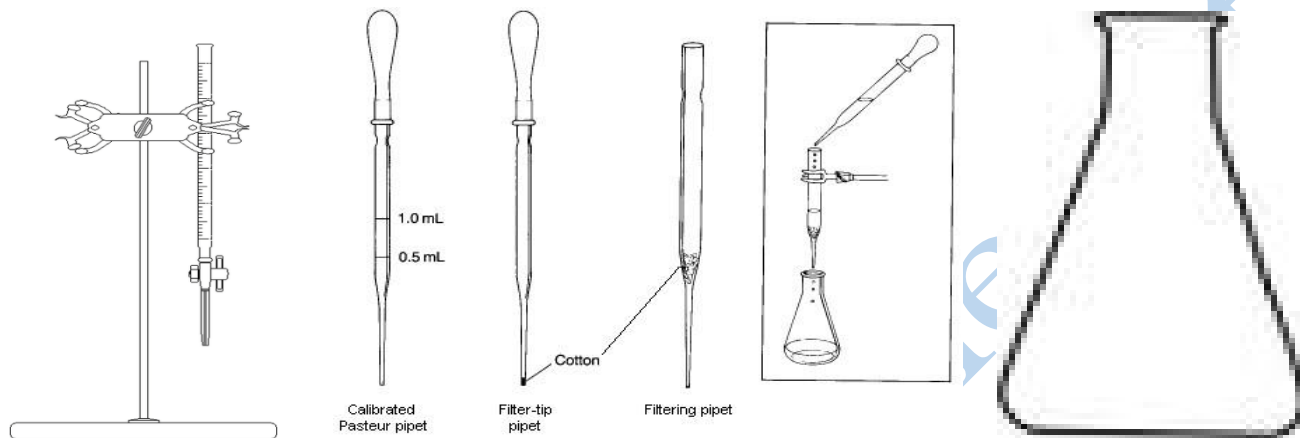
Dung dịch chuẩn là dung dịch thuốc thử đã biết nồng độ chính xác. Kết quả chuẩn độ chính xác hơn khi nồng độ của dung dịch chuẩn gần với nồng độ của chất cần chuẩn độ.

Điểm tương đương là thời điểm thuốc thử phản ứng vừa đủ với chất cần xác định nồng độ

Chất chỉ thị là những chất gây ra các hiện tượng có thể quan sát được (đổi màu, kết tủa, ...) tại thời điểm tương đương hoặc sát tương đương.

Điểm cuối chuẩn độ là thời điểm dừng chuẩn độ. Điểm cuối chuẩn độ càng gần điểm tương đương càng tốt.

Dụng cụ chuẩn độ thường dùng:



Chuẩn độ axit - bazơ:

Nguyên tắc: Tại thời điểm tương đương số mol H^+ = số mol OH^-

Chỉ thị axit - bazơ thường gặp: metyldacam, metyl đỏ, phenolphthalein, ...

Chuẩn độ oxi hóa - khử:

Nguyên tắc: Tại thời điểm tương đương số mol e cho = số mol e nhận

HOÁ HỌC VÀ CÁC VẤN ĐỀ PHÁT TRIỂN KINH TẾ, XÃ HỘI, MÔI TRƯỜNG

I. HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ KINH TẾ

1. Năng lượng và nhiên liệu

a. Vai trò của năng lượng

Nhiên liệu là các chất đốt cháy sinh ra năng lượng (nhiệt năng). Mọi quá trình hoạt động của con người đều cần năng lượng và nhiên liệu. Nhân loại không thể tồn tại và phát triển nếu thiếu năng lượng. Có nhiều nguồn năng lượng: mặt trời, lương thực, gỗ, gió, nước, dầu mỏ, khí thiên nhiên, than đá, các chất có phản ứng hạt nhân... Các dạng năng lượng cũng đa dạng: nhiệt năng, điện năng, quang năng, động năng, ... Các dạng năng lượng này có thể chuyển hóa qua lại cho nhau.

b. Vấn đề năng lượng hiện nay

Nhu cầu khai thác và sử dụng nhiên liệu ngày một tăng trong khi các nguồn năng lượng không phải là vô tận. Mặt khác khai thác và sử dụng nhiên liệu hóa thạch còn gây ô nhiễm môi trường và làm thay đổi khí hậu toàn cầu.

c. Hóa học góp phần giải quyết vấn đề năng lượng và nhiên liệu

- Nghiên cứu, sản xuất và sử dụng có hiệu quả nguồn năng lượng mới theo hướng hiệu quả và phát triển bền vững.
- Nghiên cứu chế tạo các vật liệu đặc biệt chuyên dụng, các thiết bị máy móc để khai thác có hiệu quả những nguồn năng lượng sạch và sẵn có: gió, thủy triều...
- Nghiên cứu sử dụng năng lượng tiết kiệm, tận dụng và tái sinh các nguồn năng lượng gây ô nhiễm...

2. Vấn đề vật liệu

a. Vai trò

Vật liệu là một trong những tiêu chí đáng giá sự phát triển văn minh nhân loại. Sự phát triển của các vật liệu mới đã góp phần tạo ra sự phát triển cho những ngành kinh tế mũi nhọn của nhân loại.

b. Vấn đề vật liệu

Nhu cầu về vật liệu mới ngày càng cao và đòi hỏi các tính năng lí, hóa, sinh càng khắc nghiệt và đặc trưng phù hợp với yêu cầu sử dụng trong từng lĩnh vực nhất định.

c. Hóa học góp phần giải quyết vấn đề vật liệu

Nghiên cứu, chế tạo các loại vật liệu mới: Vật liệu vô cơ, vật liệu hữu cơ, vật liệu mới: vật liệu nano, vật liệu quang điện tử, vật liệu composit...

II. HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ XÃ HỘI

1. Hóa học và vấn đề lương thực thực phẩm

a. Vai trò của lương thực, thực phẩm

Lương thực, thực phẩm đáp ứng nhu cầu dinh dưỡng, cung cấp năng lượng cho con người sống và hoạt động.

b. Vấn đề lương thực, thực phẩm

Dân số tăng, đất canh tác thu hẹp → thiếu lương thực. Nhu cầu về lương thực ngày càng cao về chất lượng dinh dưỡng cũng như vệ sinh.

c. Hóa học góp phần giải quyết vấn đề lương thực, thực phẩm

- Nghiên cứu sản xuất các chất hóa học có tác dụng bảo vệ phát triển thực vật, động vật, giúp tăng sản lượng chất lượng và bảo quản tốt hơn.
- Chế biến thực phẩm nhân tạo hoặc chế biến thực phẩm theo công nghệ hóa học thay thế nguyên liệu lương thực, thực phẩm truyền thống bằng nguyên liệu phi lương thực, phi thực phẩm.
- Nghiên cứu tạo giống mới cho năng suất, chất lượng cao. Nghiên cứu sản xuất các thực phẩm chuyên dụng. Nghiên cứu chế biến các sản phẩm làm tăng tính thẩm mĩ, tính hấp dẫn của sản phẩm.

2. Hóa học và vấn đề may mặc

a. Vai trò

May mặc là một trong những nhu cầu thiết yếu của con người giúp nhân loại tồn tại và phát triển.

b. Vấn đề may mặc hiện nay

Nhu cầu về may mặc ngày càng cao cả về số lượng và chất lượng từ mặc ấm mặc đủ sang mặc đẹp, hợp thời trang...

c. Hóa học góp phần giải quyết vấn đề may mặc

- Nghiên cứu, sản xuất các loại tơ, sợi hóa học giảm áp lực về đất dành cho trồng trọt và chăn nuôi.
- Tạo ra các loại phẩm nhuộm đáp ứng nhu cầu thẩm mỹ đa dạng của con người.
- Chế tạo các thiết bị chuyên dụng tạo ra các loại vải đa dạng, phong phú.

3. Hóa học và vấn đề sức khỏe con người

a. Dược phẩm

Hóa học góp phần tạo ra những loại thuốc đặc trị có tác dụng nhanh, mạnh hiệu quả, các loại thuốc bổ tăng cường sức khỏe cho con người.

b. Chất gây nghiện, chất ma túy và cách phòng chống

Chất ma túy là các chất bị cấm dùng hoặc phải dùng theo chỉ dẫn của thầy thuốc. Ma túy vào cơ thể làm thay đổi một hay nhiều chức năng sinh lý. Hóa học góp phần nghiên cứu làm rõ tác dụng của ma túy để ngăn chặn tác hại của nó hoặc hướng vào các mục đích có lợi.

III. HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ Ô NHIỄM MÔI TRƯỜNG

1. Ô nhiễm không khí

- Khái niệm: Ô nhiễm không khí là hiện tượng làm cho không khí sạch thay đổi thành phần, có nguy cơ gây tác hại đến thực vật, động vật, sức khỏe con người và môi trường xung quanh.
- Không khí sạch gồm N_2 (78%), O_2 (21%) và lượng nhỏ CO_2 , hơi nước... Không khí ô nhiễm thường có chứa quá mức cho phép nồng độ các khí CO_2 , CH_4 , và một số khí độc (CO , NH_3 , SO_2 , HCl , một số vi khuẩn gây bệnh...)

2. Ô nhiễm nước

- Khái niệm: Ô nhiễm nước là hiện tượng làm thay đổi thành phần tính chất của nước gây bất lợi cho môi trường nước, phần lớn do các hoạt động của con người gây nên.
- Nước sạch không chứa các chất nhiễm bẩn, vi khuẩn gây bệnh và các chất hóa học làm ảnh hưởng đến sức khỏe của con người. Nước ô nhiễm thường có chứa các chất thải hữu cơ, các vi sinh vật gây bệnh, các chất dinh dưỡng thực vật, chất hữu cơ tổng hợp, các chất vô cơ, chất phóng xạ, chất độc hóa học...

3. Ô nhiễm môi trường đất

- Khái niệm: Là tất cả các hiện tượng, các quá trình làm nhiễm bẩn đất, thay đổi tính chất lý hóa tự nhiên của đất do các tác nhân gây ô nhiễm, dẫn đến làm giảm độ phì của đất.
- Đất sạch không chứa các chất nhiễm bẩn, một số hóa chất hóa học chỉ ở nồng độ cho phép. Đất bị ô nhiễm có chứa độc tố, chất gây hại cho cây trồng vượt quá nồng độ đã được quy định.

4. Nguyên nhân và tác hại của ô nhiễm môi trường

Nguyên nhân gây ô nhiễm môi trường: do nhân tạo (các hoạt động của con người) hoặc do tự nhiên (bão, lũ, núi lửa, lụt, ...)

Môi trường bị ô nhiễm gây suy giảm sức khỏe của con người, gây thay đổi khí hậu toàn cầu, làm diệt vong một số loài sinh vật...

5. Vai trò của hóa học trong việc nhận biết và xử lý môi trường bị ô nhiễm

Nhận biết môi trường bị ô nhiễm có thể qua quan sát (màu sắc, mùi vị, sự thay đổi của môi trường...), qua thuốc thử hoặc bằng các dụng cụ đo.

Để xử lý môi trường bị ô nhiễm người ta dùng hóa chất loại bỏ chất thải độc hại hoặc chuyển nó thành chất ít độc hại hơn hay cô lập nó trong các dụng cụ đặc biệt hoặc khu vực nhất định không cho nó lan rộng.

hochoaonline.net