

TỔNG HỢP KIẾN THỨC CHƯƠNG NITƠ

PHẦN A: ĐƠN CHẤT NITƠ (N₂)

I. Vị trí và cấu hình electron nguyên tử

- **Vị trí:** Nitơ (N) ở ô số 7, chu kì 2, nhóm VA của bảng tuần hoàn.
- **Cấu hình electron:** $1s^2 2s^2 2p^3$. Có 3 electron ở lớp ngoài cùng, dễ dàng tạo liên kết cộng hóa trị.
- **Công thức phân tử:** N₂. Hai nguyên tử N liên kết với nhau bằng một liên kết ba (N≡N) rất bền vững.

II. Tính chất vật lí

- Ở điều kiện thường, nitơ là chất khí không màu, không mùi, không vị.
- Nhẹ hơn không khí ($d = 28/29 \approx 0.96$).
- Tan rất ít trong nước.
- Hóa lỏng ở -196°C, hóa rắn ở -210°C.
- Không duy trì sự cháy và sự hô hấp.

III. Tính chất hóa học

Do có liên kết ba (N≡N) với năng lượng liên kết lớn (946 kJ/mol) nên phân tử N₂ rất bền, khá trơ về mặt hóa học ở nhiệt độ thường. Tuy nhiên, ở nhiệt độ cao, nitơ trở nên hoạt động hơn và có thể thể hiện cả tính oxi hóa và tính khử.

1. Tính oxi hóa (Số oxi hóa giảm từ 0 xuống -3)

Nitơ thể hiện tính oxi hóa khi tác dụng với các chất khử mạnh như kim loại và hiđro.

- **Tác dụng với kim loại mạnh (ở nhiệt độ cao):**

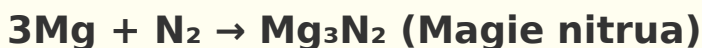
Tạo thành muối nitrua kim loại.

Ví dụ:

1. Nitơ tác dụng với Liti (Li) ngay ở nhiệt độ thường:

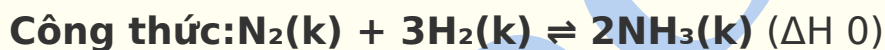


2. Nitơ tác dụng với Magie (Mg) khi đun nóng:



- **Tác dụng với hiđro (H₂):**

Đây là phản ứng quan trọng nhất trong công nghiệp để sản xuất amoniac.



Điều kiện: Nhiệt độ 450-500°C, áp suất cao 200-300 atm, xúc tác Fe.

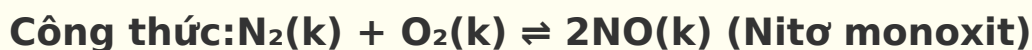
Phản ứng là thuận nghịch và tỏa nhiệt.

2. Tính khử (Số oxi hóa tăng từ 0 lên +2)

Nitơ thể hiện tính khử khi tác dụng với chất có độ âm điện lớn hơn như oxi.

- **Tác dụng với oxi (O₂):**

Phản ứng chỉ xảy ra ở nhiệt độ rất cao (khoảng 3000°C) hoặc có tia lửa điện.



Khí NO không màu sinh ra dễ dàng tác dụng với oxi trong không khí tạo thành khí NO₂ màu nâu đỏ.

Ví dụ: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ (Nitơ đioxit)

Sự hình thành NO trong không khí do sấm sét là một trong những nguồn cung cấp nitrat cho đất.

IV. Trạng thái tự nhiên và ứng dụng

- **Trạng thái tự nhiên:** Nitơ là nguyên tố phổ biến, chiếm khoảng 78% thể tích không khí. Trong tự nhiên, nitơ còn tồn tại ở dạng hợp chất trong đất (muối nitrat), trong protein của động thực vật.
- **Ứng dụng:**
 - **Công nghiệp:** Thành phần chính để tổng hợp amoniac (NH₃), từ đó sản xuất axit nitric (HNO₃), phân đạm.
 - **Bảo quản:** Nitơ lỏng được dùng để bảo quản máu, mẫu vật sinh học, thực phẩm.
 - **Luyện kim:** Tạo môi trường trơ để hàn, luyện kim.

V. Điều chế

- **Trong công nghiệp:** Chung cất phân đoạn không khí lỏng. Không khí lỏng được nâng dần nhiệt độ, nitơ có nhiệt độ sôi thấp hơn (-196°C) sẽ bay hơi trước, thu được N₂ gần tinh khiết.
- **Trong phòng thí nghiệm:** Đun nóng nhẹ dung dịch amoni nitrit (NH₄NO₂).

Công thức: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \text{ (t}^\circ\text{)}$

Do NH_4NO_2 kém bền, người ta thường dùng hỗn hợp natri nitrit (NaNO_2) và amoni clorua (NH_4Cl).

Ví dụ: $\text{NaNO}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{N}_2 \uparrow + \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \text{ (t}^\circ\text{)}$

PHẦN B: HỢP CHẤT CỦA NITƠ

I. Amoniac (NH_3)

1. Cấu tạo phân tử

Phân tử NH_3 có cấu trúc hình chóp tam giác, với nguyên tử Nitơ ở đỉnh. Nguyên tử N còn một cặp electron chưa liên kết, gây ra tính bazơ đặc trưng của NH_3 .

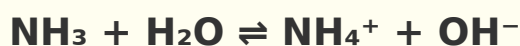
2. Tính chất vật lí

- Là chất khí không màu, có mùi khai và xốc, nhẹ hơn không khí.
- Tan rất nhiều trong nước do tạo được liên kết hiđro với nước. Dung dịch NH_3 trong nước gọi là dung dịch amoniac.

3. Tính chất hóa học

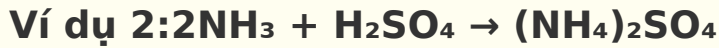
a. Tính bazơ yếu

- **Tác dụng với nước:** Một phần nhỏ NH_3 tác dụng với nước tạo thành ion amoni (NH_4^+) và hiđroxit (OH^-), làm dung dịch có tính bazơ yếu và làm quỳ tím hóa xanh, phenolphthalein hóa hồng.

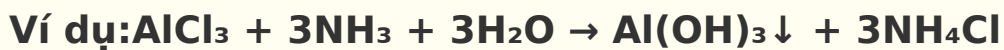


- **Tác dụng với axit:** Dễ dàng phản ứng với axit tạo muối amoni.

Ví dụ 1: Khí amoniac tác dụng với khí hiđro clorua tạo "khói trắng" là các tinh thể amoni clorua.



- **Tác dụng với dung dịch muối:** Dung dịch amoniac có thể làm kết tủa hiđroxit của nhiều kim loại.



b. Tính khử mạnh

Amoniacc có tính khử vì nguyên tử N có số oxi hóa thấp nhất là -3.

- **Tác dụng với oxi:**

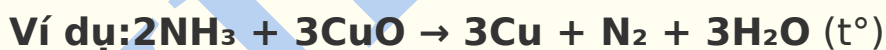
Ví dụ 1: Khi đốt trong oxi, NH_3 cháy với ngọn lửa màu vàng, tạo ra N_2 .



Ví dụ 2: Khi có xúc tác Platin (Pt), NH_3 bị oxi hóa thành NO, đây là phản ứng quan trọng trong sản xuất axit nitric.

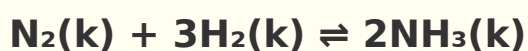


- **Tác dụng với oxit kim loại:**

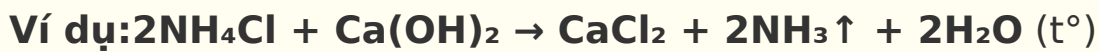


4. Điều chế

- **Trong công nghiệp:** Tổng hợp từ N_2 và H_2 theo quá trình Haber-Bosch.



- **Trong phòng thí nghiệm:** Đun nóng muối amoni với dung dịch kiềm mạnh.

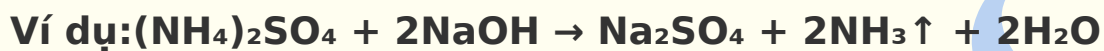


II. Muối Amoni

Là muối chứa ion amoni (NH_4^+). Hầu hết các muối amoni đều tan tốt trong nước và là chất điện li mạnh.

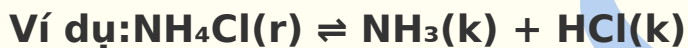
1. Tác dụng với dung dịch kiềm (Dùng để nhận biết ion NH_4^+)

Khi đun nóng, muối amoni phản ứng với dung dịch kiềm giải phóng khí amoniac có mùi khai.

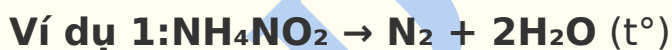


2. Phản ứng nhiệt phân

- **Muối amoni của axit không có tính oxi hóa (HCl , H_2CO_3):** Khi nhiệt phân tạo ra NH_3 và axit tương ứng.



- **Muối amoni của axit có tính oxi hóa (HNO_2 , HNO_3):** Khi nhiệt phân tạo ra N_2 , N_2O và nước.



III. Axit Nitric (HNO_3)

1. Tính chất vật lí

Là chất lỏng không màu, bốc khói mạnh trong không khí ẩm. Axit nitric kém bền, khi có ánh sáng sẽ phân hủy một phần tạo ra NO_2 hòa tan vào dung dịch làm nó có màu vàng.

2. Tính chất hóa học

a. Tính axit mạnh

HNO_3 là một trong các axit mạnh nhất, có đầy đủ tính chất của một axit: làm đỏ quỳ tím, tác dụng với bazơ, oxit bazơ và muối.

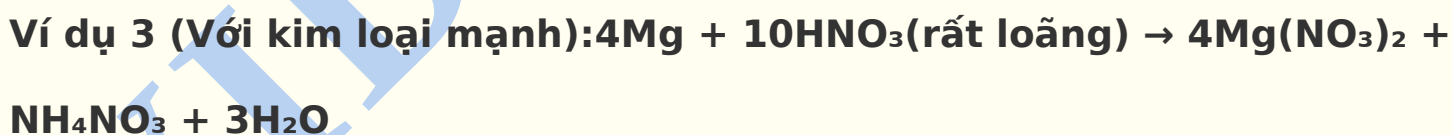
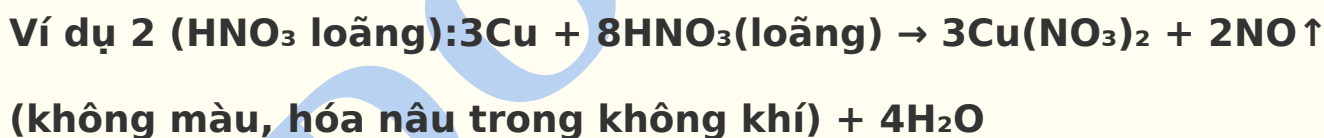


b. Tính oxi hóa mạnh

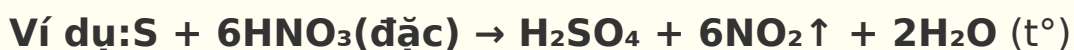
Tùy thuộc vào nồng độ của axit và bản chất của chất khử, HNO_3 có thể bị khử xuống các mức oxi hóa thấp hơn của Nitơ (+4, +2, +1, 0, -3).

- **Tác dụng với kim loại:** Oxi hóa hầu hết các kim loại (trừ Au, Pt) lên mức oxi hóa cao nhất. Phản ứng không giải phóng H_2 .

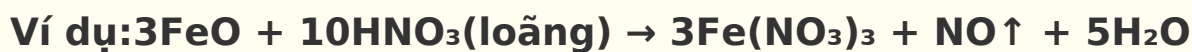
Lưu ý: Al, Fe, Cr bị thụ động hóa trong dung dịch HNO_3 đặc, nguội.



- **Tác dụng với phi kim:** Oxi hóa nhiều phi kim như C, S, P lên mức oxi hóa cao nhất.

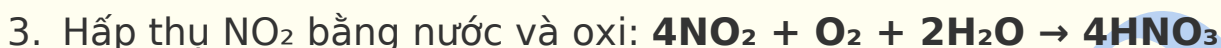
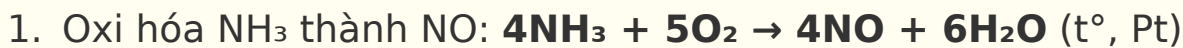


- **Tác dụng với hợp chất:** Oxi hóa các hợp chất có tính khử.

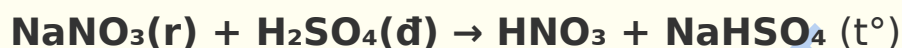


3. Điều chế

- **Trong công nghiệp:** Từ amoniac qua 3 giai đoạn:



- **Trong phòng thí nghiệm:** Cho natri nitrat rắn tác dụng với axit sunfuric đặc, nóng.



IV. Muối Nitrat

1. Tính chất

- Tất cả các muối nitrat đều tan tốt trong nước.
- **Phản ứng nhiệt phân (Tính chất đặc trưng):** Muối nitrat dễ bị nhiệt phân hủy, sản phẩm phụ thuộc vào kim loại tạo muối.

Muối Nitrat của kim loại	Sản phẩm nhiệt phân	Ví dụ
Trước Mg (K, Na, Ca...)	Muối nitrit + O ₂	$2\text{KNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$
Từ Mg đến Cu	Oxit kim loại + NO ₂ + O ₂	$2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
Sau Cu (Ag, Hg...)	Kim loại + NO ₂ + O ₂	$2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$

2. Nhận biết ion nitrat (NO₃⁻)

Trong môi trường axit (H⁺), ion NO₃⁻ thể hiện tính oxi hóa mạnh như HNO₃.

Thuốc thử: Mảnh đồng (Cu) và dung dịch H₂SO₄ loãng.

Hiện tượng: Dung dịch chuyển sang màu xanh của ion Cu²⁺, có khí không màu (NO) thoát ra và hóa nâu đỏ trong không khí.

Phương trình ion: $3\text{Cu} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

PHẦN C: CHU TRÌNH CỦA NITƠ TRONG TỰ NHIÊN

Chu trình Nitơ là một quá trình sinh địa hóa mô tả sự chuyển đổi của nitơ và các hợp chất chứa nitơ trong tự nhiên.

- Cố định Nitơ:** Khí N₂ trong khí quyển được chuyển thành các hợp chất có ích (như amoniac) nhờ hoạt động của vi khuẩn cố định đạm trong rễ cây họ đậu

hoặc do các hiện tượng tự nhiên như sấm sét.

2. **Nitrat hóa:** Amoniac (NH_3) và ion amoni (NH_4^+) trong đất được vi khuẩn nitrat hóa chuyển thành ion nitrit (NO_2^-) và sau đó là ion nitrat (NO_3^-).
3. **Đồng hóa:** Thực vật hấp thụ ion nitrat (NO_3^-) và amoni (NH_4^+) từ đất để tổng hợp protein và các hợp chất hữu cơ khác. Động vật ăn thực vật để lấy nitơ.
4. **Phân giải:** Khi sinh vật chết, vi khuẩn và nấm phân giải các hợp chất nitơ hữu cơ, trả lại amoniac vào đất.
5. **Phản Nitrat hóa:** Vi khuẩn phản nitrat hóa chuyển đổi nitrat (NO_3^-) trở lại thành khí nitơ (N_2), hoàn thành chu trình.