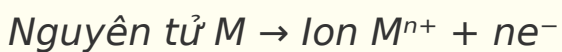


1. Khái niệm về tính kim loại

a. Định nghĩa

Tính kim loại là tính chất của một nguyên tố mà nguyên tử của nó dễ nhường electron để trở thành ion dương (cation).



Nguyên tử của nguyên tố nào càng dễ nhường electron thì tính kim loại của nguyên tố đó càng mạnh.

b. Biểu hiện của tính kim loại

Tính kim loại của một nguyên tố được thể hiện qua khả năng tham gia các phản ứng hóa học:

- **Tác dụng với phi kim:** Kim loại mạnh tác dụng với nhiều phi kim (oxygen, chlorine, sulfur,...) tạo thành muối hoặc oxide.
- **Tác dụng với dung dịch acid (HCl, H₂SO₄ loãng):** Các kim loại đứng trước H trong dãy hoạt động hóa học có khả năng phản ứng với acid để giải phóng khí hydrogen.
- **Tác dụng với dung dịch muối:** Kim loại mạnh hơn có thể đẩy kim loại yếu hơn ra khỏi dung dịch muối của nó.

Ví dụ minh họa:

1. Natri (Na) là một kim loại rất mạnh:

- Tác dụng với chlorine: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
- Tác dụng với nước (thể hiện tính kim loại mạnh hơn H): $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

2. Sắt (Fe) có tính kim loại trung bình:

- Tác dụng với dung dịch acid: $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- Tác dụng với dung dịch muối: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

2. Quy luật biến đổi tính kim loại trong bảng tuần hoàn

Trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học, tính kim loại của các nguyên tố biến đổi một cách có quy luật theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân.

a. Trong một chu kỳ

Quy luật: Trong một chu kỳ, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân (từ trái sang phải), tính kim loại của các nguyên tố giảm dần.

Giải thích:

- Khi đi từ trái sang phải trong một chu kỳ, các nguyên tố có cùng số lớp electron.
- Điện tích hạt nhân tăng dần, làm cho lực hút giữa hạt nhân và các electron lớp ngoài cùng tăng lên.
- Do đó, khả năng nhường electron của nguyên tử giảm dần, dẫn đến tính kim loại yếu đi.

Ví dụ: Xét các nguyên tố trong chu kỳ 3:

- Na ($Z=11$, nhóm IA), Mg ($Z=12$, nhóm IIA), Al ($Z=13$, nhóm IIIA).
- Các nguyên tố này đều có 3 lớp electron.
- Điện tích hạt nhân tăng dần: $11+ 12+ 13+$.
- Kết quả: Tính kim loại giảm dần theo thứ tự: **Na > Mg > Al**.

b. Trong một nhóm A

Quy luật: Trong một nhóm A, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân (từ trên xuống dưới), tính kim loại của các nguyên tố tăng dần.

Giải thích:

- Khi đi từ trên xuống dưới trong một nhóm A, số lớp electron tăng dần.
- Bán kính nguyên tử tăng, làm cho khoảng cách từ hạt nhân đến electron lớp ngoài cùng tăng lên.
- Lực hút giữa hạt nhân và electron lớp ngoài cùng giảm đi (mặc dù điện tích hạt nhân tăng, nhưng hiệu ứng chắn của các lớp electron bên trong làm giảm lực hút hiệu dụng).
- Do đó, khả năng nhường electron của nguyên tử tăng lên, dẫn đến tính kim loại mạnh lên.

Ví dụ: Xét các nguyên tố trong nhóm IA (kim loại kiềm):

- Li ($Z=3$, chu kỳ 2), Na ($Z=11$, chu kỳ 3), K ($Z=19$, chu kỳ 4).
- Số lớp electron tăng dần: Li (2 lớp), Na (3 lớp), K (4 lớp).
- Bán kính nguyên tử tăng: $r(\text{Li}) < r(\text{Na}) < r(\text{K})$.
- Kết quả: Tính kim loại tăng dần theo thứ tự: **Li < Na < K**.

3. Các yếu tố ảnh hưởng và giải thích sâu hơn

Sự biến đổi tính kim loại có thể được giải thích một cách định lượng hơn thông qua các đại lượng như bán kính nguyên tử và năng lượng ion hóa.

a. Bán kính nguyên tử

Mối liên hệ: Bán kính nguyên tử càng lớn, electron lớp ngoài cùng càng ở xa hạt nhân, lực hút của hạt nhân lên electron này càng yếu. Do đó, nguyên tử càng dễ nhường electron và tính kim loại càng mạnh.

- Trong chu kỳ: Bán kính nguyên tử giảm dần → Tính kim loại giảm dần.
- Trong nhóm A: Bán kính nguyên tử tăng dần → Tính kim loại tăng dần.

Ví dụ: Bán kính của K (227 pm) lớn hơn bán kính của Na (186 pm). Do đó, electron lớp ngoài cùng của K ở xa hạt nhân và dễ tách ra hơn so với Na, suy ra tính kim loại của $K > Na$.

b. Năng lượng ion hóa thứ nhất (I_1)

Định nghĩa: Năng lượng ion hóa thứ nhất (I_1) là năng lượng tối thiểu cần thiết để tách electron thứ nhất ra khỏi nguyên tử ở trạng thái cơ bản.

Mối liên hệ: Năng lượng ion hóa thứ nhất càng nhỏ, nguyên tử càng dễ nhường electron. Do đó, tính kim loại của nguyên tố càng mạnh.

- Trong chu kỳ: Năng lượng ion hóa I_1 tăng dần → Tính kim loại giảm dần.
- Trong nhóm A: Năng lượng ion hóa I_1 giảm dần → Tính kim loại tăng dần.

Ví dụ: So sánh Na và Mg trong chu kỳ 3:

- $I_1(\text{Na}) = 496 \text{ kJ/mol}$
- $I_1(\text{Mg}) = 738 \text{ kJ/mol}$
- Vì $I_1(\text{Na}) < I_1(\text{Mg})$, nên Na dễ nhường electron hơn Mg, suy ra tính kim loại của $\text{Na} > \text{Mg}$.

4. Tổng kết và phương pháp so sánh tính kim loại

a. Bảng tổng kết quy luật biến đổi

Đại lượng	Trong một chu kỳ (từ trái sang phải)	Trong một nhóm A (từ trên xuống dưới)
Bán kính nguyên tử	Giảm dần	Tăng dần
Năng lượng ion hóa (I_1)	Tăng dần	Giảm dần
Độ âm điện	Tăng dần	Giảm dần
Tính kim loại	Giảm dần	Tăng dần
Tính base của oxide/hydroxide	Giảm dần	Tăng dần

b. Các bước so sánh tính kim loại

- Bước 1: Viết cấu hình electron.** Từ đó xác định vị trí (ô, chu kỳ, nhóm) của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn.
- Bước 2: So sánh các nguyên tố trong cùng chu kỳ.** Nguyên tố nào ở bên trái hơn (điện tích hạt nhân nhỏ hơn) thì có tính kim loại mạnh hơn.

3. **Bước 3: So sánh các nguyên tố trong cùng nhóm A.** Nguyên tố nào ở phía dưới hơn (chu kỳ lớn hơn) thì có tính kim loại mạnh hơn.
4. **Bước 4: Tổng hợp kết quả.** Sử dụng tính chất bắc cầu để sắp xếp theo thứ tự cuối cùng.

Ví dụ tổng hợp: Sắp xếp các nguyên tố sau theo chiều tính kim loại tăng dần: Mg ($Z=12$), K ($Z=19$), Al ($Z=13$), Na ($Z=11$).

• **Bước 1: Xác định vị trí**

- Na ($Z=11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ Chu kỳ 3, nhóm IA
- Mg ($Z=12$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow$ Chu kỳ 3, nhóm IIA
- Al ($Z=13$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow$ Chu kỳ 3, nhóm IIIA
- K ($Z=19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow$ Chu kỳ 4, nhóm IA

• **Bước 2: So sánh trong chu kỳ 3**

Na, Mg, Al cùng ở chu kỳ 3. Theo chiều tăng điện tích hạt nhân, tính kim loại giảm dần: **Na > Mg > Al**.

• **Bước 3: So sánh trong nhóm IA**

Na, K cùng ở nhóm IA. Theo chiều tăng điện tích hạt nhân, tính kim loại tăng dần: **K > Na**.

• **Bước 4: Tổng hợp**

Từ hai kết quả trên, ta có: **K > Na > Mg > Al**.

Vậy, chiều tăng dần của tính kim loại là: **Al Mg Na K**.

5. Mối liên hệ giữa tính kim loại và tính base của oxide, hydroxide

Quy luật: Tính kim loại của một nguyên tố càng mạnh thì tính base của oxide và hydroxide tương ứng của nó càng mạnh.

Giải thích: Khi nguyên tố M có tính kim loại mạnh, nó dễ nhường electron. Trong hợp chất hydroxide M-O-H, liên kết M-O trở nên phân cực mạnh và dễ bị cắt đứt trong dung dịch nước để tạo ra ion OH^- , thể hiện tính base.

Ví dụ 1: Trong chu kỳ 3 (Na, Mg, Al)

- Thứ tự tính kim loại: **Na > Mg > Al**
- Thứ tự tính base của hydroxide tương ứng: **NaOH > Mg(OH)₂ > Al(OH)₃**
 - NaOH là một base rất mạnh.
 - Mg(OH)₂ là một base yếu.
 - Al(OH)₃ là một hydroxide lưỡng tính (tính base rất yếu).

Ví dụ 2: Trong nhóm IA (Li, Na, K)

- Thứ tự tính kim loại: **Li Na K**
- Thứ tự tính base của hydroxide tương ứng: **LiOH NaOH KOH**. Tất cả đều là các base mạnh, nhưng độ mạnh tăng dần từ LiOH đến KOH.