

I. Lịch sử và Nguyên tắc sắp xếp Bảng Tuần Hoàn (BTH)

1. Sơ lược lịch sử

Năm 1869, nhà hóa học người Nga D. I. Mendeleev đã công bố bảng tuần hoàn đầu tiên, sắp xếp các nguyên tố theo chiều tăng dần của nguyên tử khối. Bảng của ông đã để lại những ô trống cho các nguyên tố chưa được khám phá và dự đoán thành công tính chất của chúng. Bảng tuần hoàn hiện đại được sắp xếp dựa trên điện tích hạt nhân nguyên tử.

2. Nguyên tắc sắp xếp

Các nguyên tố trong bảng tuần hoàn hiện đại được sắp xếp theo 3 nguyên tắc sau:

- **Nguyên tắc 1:** Các nguyên tố được sắp xếp theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân nguyên tử (tức là tăng dần số hiệu nguyên tử Z).
- **Nguyên tắc 2:** Các nguyên tố có cùng số lớp electron trong nguyên tử được xếp thành một hàng, gọi là chu kỳ.
- **Nguyên tắc 3:** Các nguyên tố có số electron hóa trị trong nguyên tử bằng nhau được xếp thành một cột, gọi là nhóm.

II. Cấu tạo Bảng Tuần Hoàn

1. Ô nguyên tố

Mỗi nguyên tố hóa học được biểu diễn bằng một ô nguyên tố trong bảng tuần hoàn. Ô nguyên tố cho biết các thông tin cơ bản về nguyên tố đó.

- **Nội dung:** Số hiệu nguyên tử (Z), Kí hiệu hóa học, Tên nguyên tố, Nguyên tử khối trung bình.
- **Ví dụ:** Ô nguyên tố của Oxygen (O)
 - Số hiệu nguyên tử: 8
 - Kí hiệu: O
 - Tên: Oxygen
 - Nguyên tử khối: 16.00

2. Chu kỳ

Chu kỳ là dãy các nguyên tố mà nguyên tử của chúng có cùng số lớp electron, được xếp theo chiều điện tích hạt nhân tăng dần.

- **Cấu trúc:** Số thứ tự chu kỳ = Số lớp electron
- Bảng tuần hoàn có 7 chu kỳ:
 - Chu kỳ nhỏ: 1, 2, 3.
 - Chu kỳ lớn: 4, 5, 6, 7.
- **Ví dụ 1:** Nguyên tử Na (Z=11) có cấu hình electron là $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Nguyên tử Na có 3 lớp electron nên Na thuộc chu kỳ 3.

- **Ví dụ 2:** Nguyên tử Cl ($Z=17$) có cấu hình electron là $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Nguyên tử Cl có 3 lớp electron nên Cl thuộc chu kỳ 3.

3. Nhóm nguyên tố

Nhóm là cột các nguyên tố mà nguyên tử có cấu hình electron lớp ngoài cùng tương tự nhau, do đó có tính chất hóa học gần giống nhau.

- **Phân loại:** Gồm 8 nhóm A (từ IA đến VIIIA) và 8 nhóm B (từ IB đến VIIIB).
 - **Nhóm A:** Gồm các nguyên tố s và p. Số thứ tự nhóm A bằng số electron lớp ngoài cùng.
 - **Nhóm B:** Gồm các nguyên tố d và f.
- **Cấu trúc (với nhóm A):** Số thứ tự nhóm A = Số electron lớp ngoài cùng
- **Ví dụ 1:** Nguyên tử Mg ($Z=12$) có cấu hình e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Có 2 electron lớp ngoài cùng → Mg thuộc nhóm IIA.
- **Ví dụ 2:** Nguyên tử P ($Z=15$) có cấu hình e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Có 5 electron lớp ngoài cùng → P thuộc nhóm VA.

III. Định luật tuần hoàn và Sự biến đổi tính chất

1. Định luật tuần hoàn

Phát biểu: Tính chất của các nguyên tố và đơn chất, cũng như thành phần và tính chất của các hợp chất tạo nên từ các nguyên tố đó, biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử.

Sự biến đổi tuần hoàn này là do sự lặp lại tuần hoàn cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố.

2. Sự biến đổi một số đại lượng và tính chất

Sự biến đổi các tính chất trong một chu kỳ (đi từ trái sang phải) và trong một nhóm A (đi từ trên xuống dưới) được tóm tắt như sau:

a. Bán kính nguyên tử

• Quy luật:

- Trong một chu kỳ, theo chiều tăng của Z, bán kính nguyên tử có xu hướng **giảm dần**. (Do điện tích hạt nhân tăng, lực hút với electron lớp ngoài cùng mạnh hơn).
- Trong một nhóm A, theo chiều tăng của Z, bán kính nguyên tử có xu hướng **tăng dần**. (Do số lớp electron tăng).

• **Ví dụ 1 (Chu kỳ):** Bán kính nguyên tử giảm dần theo dãy: Na (186 pm) > Mg (160 pm) > Al (143 pm) > Si (117 pm).

• **Ví dụ 2 (Nhóm):** Bán kính nguyên tử tăng dần theo dãy: Li (152 pm) Na (186 pm) K (227 pm).

b. Độ âm điện (χ)

Độ âm điện là đại lượng đặc trưng cho khả năng hút electron của nguyên tử trong một liên kết hóa học.

• Quy luật:

- Trong một chu kỳ, theo chiều tăng của Z, độ âm điện có xu hướng **tăng dần**.
- Trong một nhóm A, theo chiều tăng của Z, độ âm điện có xu hướng **giảm dần**.

- **Ví dụ 1 (Chu kỳ):** Độ âm điện tăng dần: Si (1.90) P (2.19) S (2.58) Cl (3.16).
- **Ví dụ 2 (Nhóm):** Độ âm điện giảm dần: F (3.98) > Cl (3.16) > Br (2.96) > I (2.66).

c. Tính kim loại - phi kim

- **Quy luật:**

- Trong một chu kỳ, theo chiều tăng của Z: tính kim loại **giảm dần**, tính phi kim **tăng dần**.
- Trong một nhóm A, theo chiều tăng của Z: tính kim loại **tăng dần**, tính phi kim **giảm dần**.

- **Ví dụ 1 (Chu kỳ 3):** Na, Mg, Al là kim loại (tính kim loại giảm dần), Si là á kim, P, S, Cl là phi kim (tính phi kim tăng dần).
- **Ví dụ 2 (Nhóm IA):** Tất cả đều là kim loại mạnh, tính kim loại tăng từ Li → Cs.

Bảng tổng kết sự biến đổi tính chất

Tính chất / Đại lượng	Trong một chu kỳ (từ trái sang phải)	Trong một nhóm A (từ trên xuống dưới)
Điện tích hạt nhân (Z)	Tăng	Tăng
Bán kính nguyên tử	Giảm	Tăng
Độ âm điện	Tăng	Giảm
Tính kim loại	Giảm	Tăng
Tính phi kim	Tăng	Giảm

IV. Sự biến đổi tính chất của hợp chất

1. Hóa trị của các nguyên tố

- **Hóa trị cao nhất với oxygen (đối với nguyên tố nhóm A):**Hóa trị cao nhất với O = Số thứ tự nhóm A.
- **Hóa trị trong hợp chất khí với hydrogen (đối với phi kim nhóm A):**
Hóa trị với H = 8 - Số thứ tự nhóm A.
- **Ví dụ:** Xét nguyên tố Sulfur (S) ở nhóm VIA.
 - Hóa trị cao nhất với oxygen là VI. Công thức oxide cao nhất: SO₃.

- Hóa trị với hydrogen là $8 - 6 = II$. Công thức hợp chất khí với hydrogen: H_2S .

2. Tính acid - base của oxide và hydroxide tương ứng

• Quy luật:

- Trong một chu kỳ, theo chiều tăng của Z, tính base của các oxide và hydroxide tương ứng **giảm dần**, đồng thời tính acid của chúng **tăng dần**.
- Trong một nhóm A, theo chiều tăng của Z, tính base của các oxide và hydroxide tương ứng **tăng dần**, đồng thời tính acid của chúng **giảm dần**.

• Ví dụ 1 (Chu kỳ 3):

$NaOH$ (base mạnh) $\rightarrow$ $Mg(OH)_2$ (base) $\rightarrow$ $Al(OH)_3$ (lưỡng tính) $\rightarrow$ H_2SiO_3 (acid rất yếu) $\rightarrow$ H_3PO_4 (acid) $\rightarrow$ H_2SO_4 (acid mạnh) $\rightarrow$ $HClO_4$ (acid rất mạnh).

Xu hướng: Tính base giảm, tính acid tăng.

• Ví dụ 2 (Nhóm IIA):

$Be(OH)_2$ (lưỡng tính) $\rightarrow$ $Mg(OH)_2$ (base yếu) $\rightarrow$ $Ca(OH)_2$ (base) $\rightarrow$ $Sr(OH)_2$ (base mạnh) $\rightarrow$ $Ba(OH)_2$ (base rất mạnh).

Xu hướng: Tính base tăng.

V. Ý nghĩa của Bảng Tuần Hoàn

1. Quan hệ giữa vị trí và cấu tạo nguyên tử

Từ vị trí của một nguyên tố (ô, chu kỳ, nhóm) trong BTH, ta có thể suy ra cấu tạo nguyên tử của nó và ngược lại.

- **Công thức:**

- **Số hiệu nguyên tử (Z) = Số thứ tự ô**
- **Số lớp electron = Số thứ tự chu kỳ**
- **Số electron lớp ngoài cùng = Số thứ tự nhóm (đối với nhóm A)**

- **Ví dụ:** Nguyên tố X ở ô số 13, chu kỳ 3, nhóm IIIA.

Suy ra: $Z = 13$, có 3 lớp electron, có 3 electron lớp ngoài cùng. Cấu hình e:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Đó là Aluminium (Al).

2. Quan hệ giữa vị trí và tính chất

Biết vị trí của nguyên tố, ta có thể dự đoán các tính chất hóa học cơ bản của nó.

- **Ví dụ:** Potassium (K) ở ô 19, chu kỳ 4, nhóm IA.

- **Dự đoán:** K là một kim loại kiềm mạnh (đầu chu kỳ, nhóm IA). Hóa trị cao nhất với O là I (công thức K_2O). Hydroxide tương ứng là KOH, một base rất mạnh.

3. So sánh tính chất với các nguyên tố lân cận

Dựa vào quy luật biến đổi tuần hoàn, ta có thể so sánh tính chất của một nguyên tố với các nguyên tố đứng trước, sau (cùng chu kỳ) hoặc trên, dưới (cùng nhóm).

- **Ví dụ:** So sánh tính kim loại của Mg ($Z=12$).

- **Với Na ($Z=11$) và Al ($Z=13$) cùng chu kỳ 3:** Tính kim loại của Mg yếu hơn Na nhưng mạnh hơn Al.

- **Với Be ($Z=4$) và Ca ($Z=20$) cùng nhóm IIA:** Tính kim loại của Mg mạnh hơn Be nhưng yếu hơn Ca.

VIDOCU.COM