

Tổng hợp kiến thức: Cấu tạo Bảng tuần hoàn và Quy luật biến đổi tính kim loại

Bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học là một công cụ quan trọng bậc nhất trong hóa học, giúp hệ thống hóa kiến thức về các nguyên tố. Việc hiểu rõ cấu tạo và các quy luật biến đổi tính chất của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn là nền tảng để học tốt môn Hóa.

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

Các nguyên tố trong bảng tuần hoàn được sắp xếp theo 3 nguyên tắc cơ bản:

1. Các nguyên tố được sắp xếp theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân nguyên tử.
2. Các nguyên tố có cùng số lớp electron trong nguyên tử được xếp thành một hàng (gọi là chu kì).
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 của bảng tuần hoàn

1. Ô nguyên tố

Mỗi nguyên tố hóa học được xếp vào một ô trong bảng, gọi là ô nguyên tố. Ô nguyên tố cho biết các thông tin cơ bản về nguyên tố đó.

- **Số hiệu nguyên tử (Z):** Số thứ tự của ô, bằng số proton trong hạt nhân.
- **Kí hiệu hóa học:** Tên viết tắt của nguyên tố.
- **Tên nguyên tố:** Tên đầy đủ.
- **Nguyên tử khối trung bình:** Khối lượng tương đối của nguyên tử.
- **Độ âm điện, cấu hình electron,...**

Ví dụ: Ô nguyên tố Natri (Sodium)

- Số hiệu nguyên tử: 11
- Kí hiệu: Na
- Tên nguyên tố: Natri (Sodium)
- Nguyên tử khối trung bình: 22.99
- Cấu hình electron: $[\text{Ne}]3s^1$

2. Chu kì

Chu kì 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.

- **Đặc điểm:** Số thứ tự của chu kì bằng số lớp electron của các nguyên tố trong chu kì đó.
- **Cấu trúc:** Bảng tuần hoàn có 7 chu kì.
 - Chu kì 1, 2, 3 gọi là các chu kì nhỏ.
 - Chu kì 4, 5, 6, 7 gọi là các chu kì lớn.

Ví dụ minh họa:

- Các nguyên tố thuộc chu kì 2 (Li, Be, B, C, N, O, F, Ne) đều có nguyên tử với 2 lớp electron.
- Các nguyên tố thuộc chu kì 3 (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar) đều có nguyên tử với 3 lớp electron.

3. Nhóm nguyên tố

Nhóm nguyên tố là tập hợp 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 và được xếp thành một cột.

- **Đặc điểm:** Các nguyên tử của các nguyên tố trong cùng một nhóm A có số electron hóa trị bằng nhau và bằng số thứ tự của nhóm.
- **Phân loại:** Có 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 = số electron lớp ngoài cùng.
 - **Nhóm B:** Gồm các nguyên tố d và f (nguyên tố chuyển tiếp).

Ví dụ minh họa:

- **Nhóm IA (Kim loại kiềm):** Gồm Li, Na, K,... Nguyên tử của chúng đều có 1 electron ở lớp ngoài cùng (cấu hình ns^1). Chúng đều là các kim loại hoạt động rất mạnh.
- **Nhóm VIIA (Halogen):** Gồm F, Cl, Br, I,... Nguyên tử của chúng đều có 7 electron ở lớp ngoài cùng (cấu hình ns^2np^5). Chúng đều là các phi kim hoạt động mạnh.

III. Tính kim loại và quy luật biến đổi

1. Khái niệm tính kim loại

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

- **Công thức tổng quát:** $M \rightarrow M^{n+} + ne^{-}$
- **Giải thích:** Nguyên tử càng dễ nhường electron thì tính kim loại của nguyên tố đó càng mạnh. Tính kim loại đặc trưng cho khả năng mất electron của nguyên tử.

Ví dụ minh họa:

- Nguyên tử Natri (Na) có 1 electron lớp ngoài cùng, dễ dàng nhường đi 1 electron này để tạo thành ion Na^{+} . Do đó, Natri có tính kim loại mạnh. **$Na \rightarrow Na^{+} + 1e^{-}$**
- Nguyên tử Magie (Mg) có 2 electron lớp ngoài cùng, có khả năng nhường 2 electron để tạo thành ion Mg^{2+} . **$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^{-}$**

2. Quy luật biến đổi tính kim loại trong một chu kì

Trong một chu kì, theo chiều tăng 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 kì, số proton trong hạt nhân tăng lên, làm điện tích hạt nhân tăng.

- Số lớp electron không đổi, nên bán kính nguyên tử có xu hướng giảm.
- Lực hút giữa hạt nhân và các electron lớp ngoài cùng tăng lên, làm cho nguyên tử khó nhường electron hơn.
- Kết quả: Tính kim loại giảm dần.

Ví dụ minh họa:

Xét chu kì 3: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar.

- Na, Mg, Al là các kim loại.
- Si là á kim (hay bán kim loại).
- P, S, Cl là các phi kim.
- Ar là khí hiếm.
- Quy luật: Tính kim loại giảm dần theo thứ tự: **Na > Mg > Al**.

3. Quy luật biến đổi tính kim loại trong một nhóm A

Trong một nhóm A, theo chiều tăng 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, điện tích hạt nhân tăng.
- Đồng thời, số lớp electron cũng tăng lên, làm cho bán kính nguyên tử tăng đáng kể.
- Electron lớp ngoài cùng ở xa hạt nhân hơn và chịu lực hút của hạt nhân yếu hơn (do khoảng cách tăng và hiệu ứng chắn của các lớp electron bên

trong).

- Nguyên tử dễ dàng nhường electron lớp ngoài cùng hơn.
- Kết quả: Tính kim loại tăng dần.

Ví dụ minh họa:

Xét nhóm IA (kim loại kiềm): Li, Na, K, Rb, Cs.

- Tất cả đều là kim loại mạnh.
- Quy luật: Tính kim loại tăng dần theo thứ tự: **Li Na K Rb Cs**. Cs là kim loại có tính kim loại mạnh nhất trong tất cả các nguyên tố.

IV. Bảng tổng kết quy luật biến đổi

Bảng dưới đây tóm tắt sự biến đổi của bán kính nguyên tử và tính kim loại trong bảng tuần hoàn. Lưu ý rằng bán kính nguyên tử là yếu tố quan trọng ảnh hưởng trực tiếp đến tính kim loại.

Đại lượng/Tính chất	Trong một chu kì (từ trái sang phải)	Trong một nhóm A (từ trên xuống dưới)
Điện tích hạt nhân	Tăng dần	Tăng dần
Bán kính nguyên tử	Giảm dần	Tăng dần
Tính kim loại	Giảm dần	Tăng dần

Kết luận: Vị trí của một nguyên tố trong bảng tuần hoàn quyết định cấu trúc electron của nguyên tử, từ đó quyết định các tính chất hóa học cơ bản của nó. Hiểu rõ quy luật biến đổi tính kim loại giúp chúng ta dự đoán và so sánh tính chất của các nguyên tố một cách logic và khoa học.

VIDOCU.COM