

Chuyên đề: Cấu tạo nguyên tử và Bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học

A. LÝ THUYẾT TRỌNG TÂM

I. Cấu tạo nguyên tử

1. Thành phần cấu tạo nguyên tử

Nguyên tử được cấu tạo từ hạt nhân ở tâm và lớp vỏ electron bao quanh.

- **Vỏ nguyên tử:** Gồm các hạt electron (e) mang điện tích âm.
- **Hạt nhân nguyên tử:** Gồm các hạt proton (p) mang điện tích dương và các hạt notron (n) không mang điện.

Hạt	Ký hiệu	Điện tích (q)	Khối lượng (m)
Electron	e	$-1,602.10^{-19}$ C (quy ước 1-)	$9,1094.10^{-31}$ kg
Proton	p	$+1,602.10^{-19}$ C (quy ước 1+)	$1,6726.10^{-27}$ kg ($\approx$ 1 amu)
Notron	n	0	$1,6749.10^{-27}$ kg ($\approx$ 1 amu)

Trong nguyên tử trung hòa về điện: **Số proton (Z) = Số electron (E).**

2. Hạt nhân nguyên tử

- **Điện tích hạt nhân (Z):** Bằng tổng số proton trong hạt nhân. Đây là đặc trưng cơ bản của một nguyên tố hóa học.
- **Số khối (A):** Là tổng số hạt proton (Z) và nơtron (N) trong hạt nhân. $A = Z + N$.
- **Ký hiệu nguyên tử:** Một nguyên tố X được đặc trưng bởi số khối A và số hiệu nguyên tử Z, ký hiệu là A_ZX .

Ví dụ 1: Nguyên tử Natri (Na) có 11 proton và 12 nơtron. Vậy $Z = 11$, $A = 11 + 12 = 23$. Ký hiệu nguyên tử là ${}^{23}_{11}\text{Na}$.

Ví dụ 2: Nguyên tử Clo (Cl) có ký hiệu ${}^{35}_{17}\text{Cl}$. Suy ra nguyên tử này có $Z = 17$ proton, $E = 17$ electron và $N = A - Z = 35 - 17 = 18$ nơtron.

3. Đồng vị

Đồng vị là những nguyên tử của cùng một nguyên tố hóa học (có cùng số proton Z) nhưng khác nhau về số nơtron (N), do đó khác nhau về số khối (A).

Ví dụ 1: Nguyên tố Hidro có 3 đồng vị:

- ${}^1_1\text{H}$ (Proti): 1p, 0n
- ${}^2_1\text{H}$ (Đơteri - D): 1p, 1n
- ${}^3_1\text{H}$ (Triti - T): 1p, 2n

Ví dụ 2: Nguyên tố Cacbon có 2 đồng vị bền:

- ${}^{12}_6\text{C}$ (chiếm 98,9%): 6p, 6n
- ${}^{13}_6\text{C}$ (chiếm 1,1%): 6p, 7n

4. Lớp vỏ electron

- **Lớp electron:** Gồm các electron có mức năng lượng gần bằng nhau. Các lớp được đánh số từ trong ra ngoài: $n = 1, 2, 3, \dots$ tương ứng với tên lớp K, L, M,...
- **Phân lớp electron:** Mỗi lớp electron lại chia thành các phân lớp, ký hiệu là s, p, d, f.
- **Số electron tối đa:**
 - Phân lớp s chứa tối đa 2e.
 - Phân lớp p chứa tối đa 6e.
 - Phân lớp d chứa tối đa 10e.
 - Phân lớp f chứa tối đa 14e.
 - Lớp thứ n chứa tối đa $2n^2$ electron.

Ví dụ: Lớp M ($n=3$) có 3 phân lớp (3s, 3p, 3d) và chứa tối đa $2 * 3^2 = 18$ electron.

5. Cấu hình electron nguyên tử

Là sự phân bố electron vào các phân lớp thuộc các lớp khác nhau. Khi viết cấu hình electron cần tuân theo:

- **Nguyên lí vững bền (Aufbau):** Electron chiếm các mức năng lượng từ thấp đến cao. Thứ tự: **1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s ...**
- **Nguyên lí Pauli:** Trên một obitan chỉ có thể chứa tối đa hai electron và hai electron này phải có chiều tự quay khác nhau.

- **Quy tắc Hund:** Trong cùng một phân lớp, các electron sẽ phân bố vào các orbital sao cho số electron độc thân là tối đa.

Ví dụ 1: Natri (Na) có $Z = 11$. Cấu hình e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Có 1 electron lớp ngoài cùng.

Ví dụ 2: Sắt (Fe) có $Z = 26$. Cấu hình e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Viết gọn theo thứ tự lớp: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

Ví dụ 3 (đặc biệt): Crom (Cr) có $Z = 24$. Cấu hình e đúng: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ (do cấu hình bán bão hòa d^5 bền vững).

II. Bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học (BTH)

1. Nguyên tắc sắp xếp

1. Các nguyên tố được sắp xếp theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân (Z).
2. Các nguyên tố có cùng số lớp electron được xếp vào cùng một hàng (chu kỳ).
3. Các nguyên tố có số electron hóa trị (electron lớp ngoài cùng và phân lớp d sát ngoài cùng nếu chưa bão hòa) tương tự nhau được xếp vào cùng một cột (nhóm).

2. Cấu tạo Bảng tuần hoàn

- **Ô nguyên tố:** Cho biết số hiệu nguyên tử (Z), ký hiệu hóa học, tên nguyên tố, nguyên tử khối trung bình.
- **Chu kỳ:** Là dãy các nguyên tố mà nguyên tử của chúng có cùng số lớp electron. Có 7 chu kỳ. Số thứ tự chu kỳ = số lớp electron.

- Nhóm nguyên tố:** 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. Gồm nhóm A (nguyên tố s, p) và nhóm B (nguyên tố d, f).

3. Mối liên hệ giữa vị trí và cấu tạo

Đại lượng	Cách xác định
Số thứ tự ô	Bằng số hiệu nguyên tử Z.
Số thứ tự chu kỳ	Bằng số lớp electron.
Số thứ tự nhóm	Nhóm A: Nếu e cuối cùng điền vào phân lớp s hoặc p. Số thứ tự nhóm A = tổng số e lớp ngoài cùng. Nhóm B: Nếu e cuối cùng điền vào phân lớp d. Số thứ tự nhóm B = tổng số e lớp ngoài cùng và phân lớp d sát ngoài cùng. (Lưu ý: tổng = 8, 9, 10 → nhóm VIIIB; tổng = 11 → nhóm IB; tổng = 12 → nhóm IIB).

Ví dụ 1: Photpho (P) có Z = 15. Cấu hình e: $1s^22s^22p^63s^23p^3$.

- Vị trí: Ô 15, chu kỳ 3 (vì có 3 lớp e), nhóm VA (vì có 5e lớp ngoài cùng, là nguyên tố p).

Ví dụ 2: Sắt (Fe) có $Z = 26$. Cấu hình e: $[Ar]3d^64s^2$.

- Vị trí: Ô 26, chu kỳ 4 (vì có 4 lớp e), nhóm VIIIB (vì là nguyên tố d, tổng e hóa trị = $6+2=8$).

III. Sự biến đổi tuần hoàn tính chất của các nguyên tố

Trong BTH, các tính chất của nguyên tố và hợp chất biến đổi một cách có quy luật.

Tính chất	Trong một chu kỳ (trái → phải)	Trong một nhóm A (trên → dưới)
Bán kính nguyên tử	Giảm dần	Tăng dần
Độ âm điện	Tăng dần	Giảm dần
Tính kim loại	Giảm dần	Tăng dần
Tính phi kim	Tăng dần	Giảm dần
Tính bazơ của oxit/hidroxit	Giảm dần	Tăng dần
Tính axit của oxit/hidroxit	Tăng dần	Giảm dần

B. CÁC DẠNG BÀI TẬP VÀ PHƯƠNG PHÁP GIẢI

Dạng 1: Bài tập về thành phần nguyên tử

Phương pháp: Lập hệ phương trình dựa trên các dữ kiện của bài toán.

- Tổng số hạt cơ bản: $P + N + E = 2Z + N$ (vì $Z = P = E$)
- Số hạt mang điện: $P + E = 2Z$
- Số hạt không mang điện: N
- Số khối: $A = Z + N$

Ví dụ 1: Một nguyên tử X có tổng số hạt cơ bản là 40. Số hạt mang điện nhiều hơn số hạt không mang điện là 12. Xác định Z, A và tên nguyên tố.

Giải: Ta có hệ phương trình:

- $(2Z + N) = 40$
- $(2Z - N) = 12$

Cộng vế theo vế 2 phương trình, ta được $4Z = 52 \Rightarrow Z = 13$. Thay vào phương trình đầu: $2(13) + N = 40 \Rightarrow N = 14$.

Vậy $Z = 13$, $A = Z + N = 13 + 14 = 27$. Nguyên tố đó là Nhôm (Al).

Dạng 2: Viết cấu hình electron và xác định vị trí nguyên tố

Phương pháp: Từ Z, viết cấu hình electron theo thứ tự mức năng lượng, sau đó xác định số lớp e (chu kỳ) và số e hóa trị (nhóm).

Ví dụ 1: Nguyên tố X có $Z = 19$. Xác định vị trí và tính chất cơ bản của X.

Giải:

- Cấu hình e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
- Vị trí: Ô 19, chu kỳ 4 (có 4 lớp e), nhóm IA (có 1e lớp ngoài cùng).
- Tính chất: X là một kim loại kiềm, hoạt động hóa học mạnh.

Ví dụ 2: Nguyên tố Y có cấu hình electron lớp ngoài cùng là $3d^5 4s^2$. Xác định Z và vị trí của Y.

Giải:

- Cấu hình e đầy đủ: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$.
- Số hiệu nguyên tử $Z = 2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 5 + 2 = 25$. Nguyên tố là Mangan (Mn).
- Vị trí: Ô 25, chu kỳ 4, nhóm VIIB (nguyên tố d, tổng e hóa trị $5+2=7$).

Dạng 3: Xác định nguyên tố dựa vào công thức hợp chất

Phương pháp: Dựa vào hóa trị cao nhất với oxi và hóa trị trong hợp chất khí với hidro để xác định nhóm. Sau đó, dựa vào phần trăm khối lượng để tìm Nguyên tử khối (M).

Ví dụ 1: Oxit cao nhất của một nguyên tố R có dạng RO_3 . Trong hợp chất khí với hidro, R chiếm 94,12% về khối lượng. Tìm R.

Giải:

- Oxit cao nhất là $RO_3 \Rightarrow$ Hóa trị cao nhất của R với oxi là VI $\Rightarrow$ R thuộc nhóm VIA.
- Hợp chất khí với hidro có dạng RH_2 .

- Ta có: $\%R = M_R / (M_R + 2 \cdot 1) = 0,9412 \Rightarrow M_R = 0,9412 \cdot (M_R + 2) \Rightarrow 0,0588 \cdot M_R = 1,8824 \Rightarrow M_R \approx 32$.
- Vậy R là Lưu huỳnh (S).

Dạng 4: So sánh tính chất của các nguyên tố

Phương pháp: Xác định vị trí các nguyên tố trong BTH (cùng chu kỳ hay cùng nhóm), sau đó áp dụng quy luật biến đổi tính chất.

Ví dụ 1: Sắp xếp theo chiều tăng dần bán kính nguyên tử: Na ($Z=11$), Mg ($Z=12$), K ($Z=19$).

Giải:

- Na (Chu kỳ 3, nhóm IA), Mg (Chu kỳ 3, nhóm IIA). Trong cùng chu kỳ 3, bán kính $Na > Mg$.
- K (Chu kỳ 4, nhóm IA). Trong cùng nhóm IA, bán kính $K > Na$.
- Kết luận: Bán kính $K > Na > Mg$. Sắp xếp tăng dần: Mg Na K.

Ví dụ 2: So sánh tính axit của H_2SiO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 .

Giải:

- Các nguyên tố Si ($Z=14$), P ($Z=15$), S ($Z=16$) cùng thuộc chu kỳ 3.
- Theo chiều từ trái sang phải trong một chu kỳ, tính phi kim tăng dần, do đó tính axit của các hidroxit tương ứng cũng tăng dần.
- Vậy: Tính axit $H_2SiO_3 < H_3PO_4 < H_2SO_4$.