

Hệ thống hóa kiến thức về cấu hình electron của nguyên tử các nguyên tố s

Chào các em, tài liệu này sẽ giúp các em tổng hợp và củng cố toàn bộ kiến thức quan trọng về cấu hình electron của các nguyên tố s. Đây là nền tảng cơ bản để hiểu rõ về tính chất của kim loại kiềm và kim loại kiềm thổ trong chương trình Hóa học lớp 10.

1. Nguyên tố s là gì?

a. Định nghĩa

Nguyên tố s là những nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp s.

- Các nguyên tố s bao gồm các nguyên tố nhóm IA (trừ Hydrogen) và nhóm IIA trong bảng tuần hoàn.
- Chúng đều là các kim loại hoạt động mạnh.

b. Cấu hình electron lớp ngoài cùng tổng quát

Các nguyên tố s có cấu hình electron lớp ngoài cùng dạng:

ns^x

Trong đó:

- n là số thứ tự của lớp ngoài cùng (cũng là số thứ tự chu kì).

- x là số electron ở lớp ngoài cùng. Với nguyên tố s , x có thể là 1 hoặc 2.

Ví dụ minh họa:

1. **Natri (Na)** có $Z = 11$. Cấu hình electron đầy đủ là $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Electron cuối cùng điền vào phân lớp $3s$, do đó Na là một nguyên tố s .
2. **Magnesi (Mg)** có $Z = 12$. Cấu hình electron đầy đủ là $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Electron cuối cùng điền vào phân lớp $3s$, do đó Mg là một nguyên tố s .

2. Cấu hình electron của nguyên tố nhóm IA (Kim loại kiềm)

a. Đặc điểm và cấu hình chung

Các nguyên tố nhóm IA (trừ H) được gọi là kim loại kiềm. Chúng có đặc điểm chung là lớp electron ngoài cùng có 1 electron.

Cấu hình electron lớp ngoài cùng tổng quát:

ns^1

Do chỉ có 1 electron ở lớp ngoài cùng, các kim loại kiềm có xu hướng dễ dàng nhường đi 1 electron này để đạt cấu hình bền vững của khí hiếm gần nhất, tạo thành ion dương có điện tích $1+$ (M^+).

Ví dụ:

- **Liti (Li)** có $Z = 3$. Cấu hình: $1s^2 2s^1$. Li dễ dàng nhường $1e$ để tạo ion Li^+ (cấu hình $1s^2$).

- **Kali (K)** có $Z = 19$. Cấu hình: $[Ar] 4s^1$. K dễ dàng nhường 1e để tạo ion K^+ (cấu hình của Ar).

b. Bảng cấu hình electron của một số kim loại kiềm

Tên nguyên tố	Kí hiệu	Số hiệu (Z)	Cấu hình electron đầy đủ	Cấu hình electron thu gọn
Liti	Li	3	$1s^2 2s^1$	$[He] 2s^1$
Natri	Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne] 3s^1$
Kali	K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[Ar] 4s^1$
Rubidi	Rb	37	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$	$[Kr] 5s^1$

3. Cấu hình electron của nguyên tố nhóm IIA (Kim loại kiềm thổ)

a. Đặc điểm và cấu hình chung

Các nguyên tố nhóm IIA được gọi là kim loại kiềm thổ. Chúng có đặc điểm chung là lớp electron ngoài cùng có 2 electron.

Cấu hình electron lớp ngoài cùng tổng quát:



Do có 2 electron ở lớp ngoài cùng, các kim loại kiềm thổ có xu hướng nhường đi 2 electron này để đạt cấu hình bền vững của khí hiếm gần nhất, tạo thành ion dương có điện tích 2+ (M^{2+}).

Ví dụ:

- **Magnesi (Mg)** có $Z = 12$. Cấu hình: $[Ne] 3s^2$. Mg dễ dàng nhường 2e để tạo ion Mg^{2+} (cấu hình của Ne).
- **Calci (Ca)** có $Z = 20$. Cấu hình: $[Ar] 4s^2$. Ca dễ dàng nhường 2e để tạo ion Ca^{2+} (cấu hình của Ar).

b. Bảng cấu hình electron của một số kim loại kiềm thổ

Tên nguyên tố	Kí hiệu	Số hiệu (Z)	Cấu hình electron đầy đủ	Cấu hình electron thu gọn
Beri	Be	4	$1s^2 2s^2$	$[He] 2s^2$
Magnesi	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[Ne] 3s^2$
Calci	Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$[Ar] 4s^2$
Stronti	Sr	38	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$	$[Kr] 5s^2$

4. Mối liên hệ giữa cấu hình electron và tính chất của nguyên tố s

Cấu hình electron quyết định tính chất hóa học đặc trưng của các nguyên tố s.

a. Tính kim loại mạnh

Giải thích: Các nguyên tố s có 1 hoặc 2 electron ở lớp ngoài cùng, liên kết với hạt nhân yếu. Do đó, chúng rất dễ nhường đi các electron này để tham gia phản ứng hóa học. Đây là biểu hiện của tính kim loại mạnh.

Công thức (quá trình ion hóa):

- Nhóm IA: $M \rightarrow M^+ + 1e$
- Nhóm IIA: $M \rightarrow M^{2+} + 2e$

Ví dụ:

- Natri (Na) phản ứng mãnh liệt với nước: $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$
- Calci (Ca) cháy trong không khí: $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$

b. Năng lượng ion hóa thấp

Giải thích: Năng lượng ion hóa là năng lượng cần thiết để tách 1 electron ra khỏi nguyên tử. Do các electron lớp ngoài cùng của nguyên tố s ở xa hạt nhân và liên kết yếu, năng lượng cần để tách chúng ra là rất thấp. Năng lượng ion hóa giảm dần từ trên xuống dưới trong một nhóm.

Ví dụ:

- Năng lượng ion hóa thứ nhất (I_1) của Li (520 kJ/mol) > Na (496 kJ/mol) > K (419 kJ/mol).
- Năng lượng ion hóa I_1 của các nguyên tố nhóm IA thấp hơn I_1 của các nguyên tố nhóm IIA trong cùng chu kì (ví dụ: I_1 của Na I_1 của Mg).

c. Hóa trị và số oxi hóa đặc trưng

Giải thích: Do xu hướng nhường electron, hóa trị và số oxi hóa của các nguyên tố s trong hợp chất rất ổn định.

- **Nguyên tố nhóm IA:** Dễ nhường 1 electron, do đó luôn có hóa trị I và số oxi hóa +1 trong mọi hợp chất.
- **Nguyên tố nhóm IIA:** Dễ nhường 2 electron, do đó luôn có hóa trị II và số oxi hóa +2 trong mọi hợp chất.

Ví dụ:

1. Trong hợp chất NaCl, Na có số oxi hóa là +1.
2. Trong hợp chất Mg(OH)_2 , Mg có số oxi hóa là +2.

5. Bài tập vận dụng

Bài tập 1

Nguyên tử của nguyên tố X có tổng số electron ở các phân lớp s là 7. Viết cấu hình electron của X và xác định vị trí của X (chu kỳ, nhóm) trong bảng tuần hoàn.

Lời giải:

1. Các phân lớp s được lấp đầy electron theo thứ tự: 1s, 2s, 3s, 4s,...
2. Để tổng số electron trên các phân lớp s là 7, ta có: $1s^2 2s^2 3s^2 4s^1$ ($2 + 2 + 2 + 1 = 7$).
3. Điền đầy đủ các phân lớp khác theo mức năng lượng: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$** .

4. Đây là cấu hình của **Kali (K)**, có $Z = 19$.

5. Vị trí:

- Có 4 lớp electron → Chu kì 4.
- Có 1 electron lớp ngoài cùng ($4s^1$) → Nhóm IA.
- Electron cuối cùng điền vào phân lớp s → Nguyên tố s.

Bài tập 2

Một nguyên tố Y thuộc chu kì 3, nhóm IIA. Viết cấu hình electron của Y và cho biết Y có xu hướng nhường hay nhận bao nhiêu electron khi tạo liên kết hóa học?

Lời giải:

1. Y thuộc chu kì 3 → có 3 lớp electron, lớp ngoài cùng là lớp thứ 3.
2. Y thuộc nhóm IIA → là nguyên tố s và có 2 electron ở lớp ngoài cùng.
3. Cấu hình electron lớp ngoài cùng là **$3s^2$** .
4. Cấu hình electron đầy đủ của Y là: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$** . (Đây là Magnezi, Mg).
5. Do có 2 electron ở lớp ngoài cùng, Y có xu hướng **nhường 2 electron** để tạo ion Y^{2+} , đạt cấu hình bền vững của khí hiếm Ne.