

Tổng hợp kiến thức về Liên kết ion và Liên kết cộng hóa trị

Liên kết hóa học là sự kết hợp giữa các nguyên tử để tạo thành phân tử hay tinh thể bền vững hơn. Hai loại liên kết hóa học cơ bản và quan trọng nhất là liên kết ion và liên kết cộng hóa trị.

1. Liên kết ion

1.1. Khái niệm

Liên kết ion là liên kết được hình thành bởi lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu. Các ion này được tạo ra do sự nhường và nhận electron giữa các nguyên tử.

1.2. Sự hình thành liên kết ion

Liên kết ion thường được hình thành giữa một nguyên tử kim loại điển hình (có năng lượng ion hóa thấp, dễ nhường electron) và một nguyên tử phi kim điển hình (có ái lực electron lớn, dễ nhận electron).

- Bước 1: Tạo ion dương (cation):** Nguyên tử kim loại nhường electron ở lớp ngoài cùng để trở thành ion dương, có cấu hình electron bền vững của khí hiếm gần nhất.
- Bước 2: Tạo ion âm (anion):** Nguyên tử phi kim nhận electron vào lớp ngoài cùng để trở thành ion âm, đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm

gần nhất.

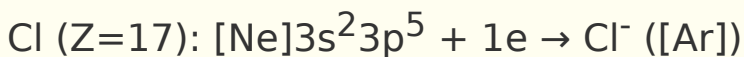
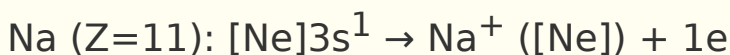
3. **Bước 3: Hình thành liên kết:** Các ion trái dấu (cation và anion) hút nhau bằng lực hút tĩnh điện, tạo thành hợp chất ion.

Ví dụ minh họa:

• **Ví dụ 1: Sự hình thành phân tử Natri clorua (NaCl)**

Nguyên tử Natri (Na) có 1 electron lớp ngoài cùng, nguyên tử Clo (Cl) có 7 electron lớp ngoài cùng.

Quá trình:

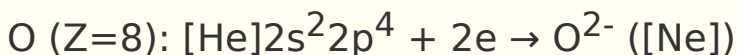
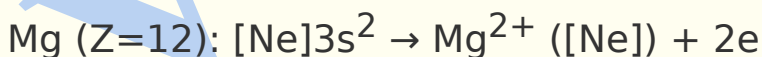


Nguyên tử Na nhường 1 electron cho nguyên tử Cl. Na trở thành ion Na^+ , Cl trở thành ion Cl^- . Hai ion này hút nhau tạo thành phân tử NaCl.

• **Ví dụ 2: Sự hình thành phân tử Magie oxit (MgO)**

Nguyên tử Magie (Mg) có 2 electron lớp ngoài cùng, nguyên tử Oxi (O) có 6 electron lớp ngoài cùng.

Quá trình:



Nguyên tử Mg nhường 2 electron cho nguyên tử O. Mg trở thành ion Mg^{2+} , O trở thành ion O^{2-} . Hai ion hút nhau tạo thành phân tử MgO.

1.3. Tinh thể ion

Ở trạng thái rắn, các hợp chất ion tồn tại ở dạng tinh thể. Trong mạng tinh thể ion, các cation và anion được sắp xếp một cách trật tự, luân phiên nhau tại các nút mạng. Lực hút tĩnh điện giữa các ion trái dấu trong tinh thể rất lớn, làm cho các hợp chất ion có những tính chất đặc trưng:

- **Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi cao:** Cần năng lượng lớn để phá vỡ lực hút tĩnh điện mạnh giữa các ion.
- **Cứng và giòn:** Cấu trúc mạng tinh thể bền vững nhưng dễ bị phá vỡ khi có lực tác động mạnh làm xô lệch các lớp ion, khiến các ion cùng dấu lại gần nhau và đẩy nhau.
- **Tính tan:** Nhiều hợp chất ion tan tốt trong các dung môi phân cực như nước.
- **Tính dẫn điện:** Không dẫn điện ở trạng thái rắn (vì các ion cố định tại nút mạng), nhưng dẫn điện tốt khi nóng chảy hoặc hòa tan trong nước (khi các ion có thể di chuyển tự do).

2. Liên kết cộng hóa trị

2.1. Khái niệm

Liên kết cộng hóa trị là liên kết được hình thành giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron dùng chung. Mỗi nguyên tử đóng góp một electron để tạo thành cặp electron chung.

2.2. Sự hình thành liên kết cộng hóa trị

Liên kết cộng hóa trị thường được hình thành giữa các nguyên tử phi kim với nhau, có độ âm điện tương đương hoặc chênh lệch không lớn. Các nguyên tử này có xu hướng góp chung electron để đạt được cấu hình electron bền vững của khí hiếm.

2.3. Phân loại liên kết cộng hóa trị

Dựa vào sự phân bố của cặp electron dùng chung, liên kết cộng hóa trị được chia thành hai loại:

a. Liên kết cộng hóa trị không phân cực (không cực)

- **Đặc điểm:** Được hình thành giữa các nguyên tử có độ âm điện bằng nhau hoặc gần bằng nhau. Cặp electron dùng chung được phân bố đối xứng giữa hai hạt nhân, không bị lệch về phía nguyên tử nào.

- **Ví dụ 1: Phân tử hiđro (H_2)**

Mỗi nguyên tử H có 1 electron. Hai nguyên tử H góp chung 2 electron tạo thành một cặp electron dùng chung.

Công thức cấu tạo: H-H

- **Ví dụ 2: Phân tử clo (Cl_2)**

Mỗi nguyên tử Cl có 7 electron lớp ngoài cùng, cần thêm 1 electron để đạt cấu hình bão hòa. Hai nguyên tử Cl góp chung một cặp electron.

Công thức cấu tạo: Cl-Cl

- **Ví dụ 3: Phân tử nitơ (N_2)**

Mỗi nguyên tử N có 5 electron lớp ngoài cùng. Hai nguyên tử N góp chung ba cặp electron để tạo thành liên kết ba bền vững.

Công thức cấu tạo: $\text{N} \equiv \text{N}$

b. Liên kết cộng hóa trị phân cực (có cực)

- **Đặc điểm:** Được hình thành giữa các nguyên tử có độ âm điện khác nhau.

Cặp electron dùng chung bị lệch về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn, làm cho nguyên tử đó mang một phần điện tích âm (ký hiệu là δ^-) và nguyên tử kia mang một phần điện tích dương (ký hiệu là δ^+).

- **Ví dụ 1: Phân tử hiđro clorua (HCl)**

Độ âm điện của Cl (3.16) lớn hơn của H (2.20). Cặp electron dùng chung bị lệch về phía Cl.

Cấu trúc: $\text{H}^{\delta+} - \text{Cl}^{\delta-}$

- **Ví dụ 2: Phân tử nước (H_2O)**

Độ âm điện của O (3.44) lớn hơn của H (2.20). Cặp electron chung trong mỗi liên kết O-H bị lệch về phía O. Nguyên tử O mang điện tích δ^- , hai nguyên tử H mang điện tích δ^+ .

Cấu trúc: $\text{H}^{\delta+} - \text{O}^{\delta-} - \text{H}^{\delta+}$

3. So sánh liên kết ion và liên kết cộng hóa trị

Tiêu chí	Liên kết ion	Liên kết cộng hóa trị
Bản chất	Lực hút tĩnh điện giữa các ion trái dấu, được tạo thành do sự nhường/nhận electron.	Sự dùng chung một hay nhiều cặp electron giữa hai nguyên tử.
Các nguyên tử tham gia	Thường là kim loại điển hình và phi kim điển hình.	Thường là giữa các nguyên tử phi kim với nhau.
Hiệu độ âm điện ($\Delta\chi$)	Lớn (thường ≥ 1.7).	Nhỏ hoặc trung bình (thường 1.7).
Tính chất của hợp chất	Thường là chất rắn ở dạng tinh thể, nhiệt độ nóng chảy và sôi cao, cứng nhưng giòn, dẫn điện khi nóng chảy hoặc tan trong nước.	Có thể là chất khí, lỏng hoặc rắn. Thường có nhiệt độ nóng chảy và sôi thấp hơn hợp chất ion. Tính tan và dẫn điện đa dạng.

4. Mối quan hệ giữa hiệu độ âm điện và loại liên kết

Hiệu độ âm điện ($\Delta\chi$) giữa hai nguyên tử tham gia liên kết là một tiêu chí quan trọng để dự đoán loại liên kết hóa học. Quy ước tương đối như sau:

- $0 \leq \Delta\chi < 0.4$: Liên kết cộng hóa trị không phân cực.

- $0.4 \leq \Delta\chi$ **1.7**: Liên kết cộng hóa trị phân cực.
- $\Delta\chi \geq 1.7$: Liên kết ion.

Lưu ý: Các giá trị này chỉ mang tính tương đối. Ranh giới giữa các loại liên kết không hoàn toàn rõ rệt.

Ví dụ:

1. Phân tử Cl_2 :

Độ âm điện của Cl là 3.16. $\Delta\chi = 3.16 - 3.16 = 0 \rightarrow$ Liên kết cộng hóa trị không phân cực.

2. Phân tử HCl :

Độ âm điện của Cl là 3.16, của H là 2.20. $\Delta\chi = 3.16 - 2.20 = 0.96 \rightarrow$ Liên kết cộng hóa trị phân cực.

3. Phân tử NaCl :

Độ âm điện của Cl là 3.16, của Na là 0.93. $\Delta\chi = 3.16 - 0.93 = 2.23 \rightarrow$ Liên kết ion.

5. Năng lượng liên kết

5.1. Khái niệm

Năng lượng liên kết (E_b) là năng lượng cần thiết để phá vỡ 1 mol liên kết hóa học đó ở thể khí, tạo thành các nguyên tử ở thể khí. Đơn vị thường dùng là kJ/mol.

Ví dụ: Năng lượng liên kết của H-H trong phân tử H_2 là 436 kJ/mol. Điều này có nghĩa là cần cung cấp 436 kJ năng lượng để phá vỡ 1 mol liên kết H-H.



5.2. Ý nghĩa

- Năng lượng liên kết càng lớn, liên kết càng bền vững, càng khó bị phá vỡ.
- Liên kết ba thường bền hơn liên kết đôi, và liên kết đôi bền hơn liên kết đơn giữa cùng hai nguyên tử.

Ví dụ:

- **Năng lượng liên kết C-C:** 347 kJ/mol
- **Năng lượng liên kết C=C:** 614 kJ/mol
- **Năng lượng liên kết C≡C:** 839 kJ/mol

Giá trị năng lượng liên kết cho thấy liên kết ba C≡C là bền vững nhất và liên kết đơn C-C là kém bền nhất.