

Bài 14: Ôn tập chương 3

Liên kết hóa học là sự kết hợp giữa các nguyên tử tạo thành phân tử hay tinh thể bền vững hơn.

I. Liên kết ion

1. Khái niệm

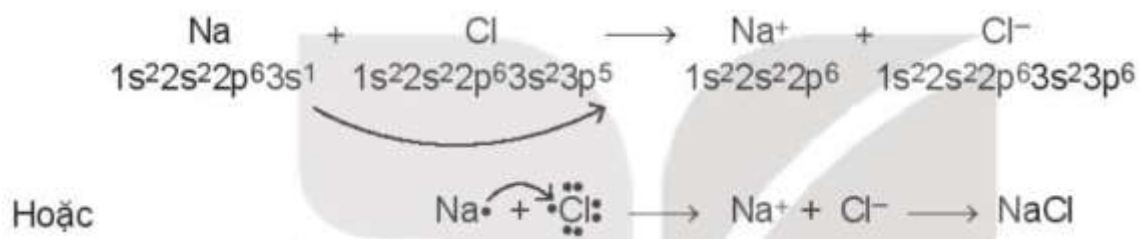
Liên kết ion trong phân tử hay tinh thể được tạo thành nhờ lực hút tĩnh điện của các ion mang điện tích trái dấu. Liên kết ion thường tạo thành từ các nguyên tử kim loại điển hình và phi kim điển hình, phân tử thu được là hợp chất ion.

Chú ý:

Nguyên tử kim loại nhường electron để tạo thành ion mang điện tích dương (cation) còn nguyên tử phi kim nhận electron để trở thành ion mang điện tích âm (anion).

Ví dụ: Xét sự tạo thành liên kết hóa học trong phân tử sodium chloride (NaCl):

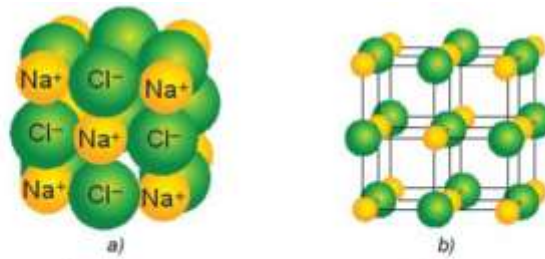
Khi kim loại sodium kết hợp với phi kim chlorine, tạo thành các ion Na^+ và Cl^- , các ion này mang điện tích trái dấu sẽ hút nhau tạo thành liên kết ion.



2. Tinh thể ion

Cấu trúc của mạng tinh thể ion: các ion được sắp xếp theo trật tự nhất định trong không gian theo kiểu mạng lưới (ở các nút mạng là các ion dương và ion âm xếp luân phiên liên kết chặt chẽ với nhau do cân bằng lực hút và lực đẩy).

Ví dụ: Tinh thể muối ăn.



Hình 11.1. Sự sắp xếp của các ion trong tinh thể sodium chloride:

a) Mô hình đặc

b) Mô hình rỗng

II. Liên kết cộng hóa trị

1. Một số khái niệm

- Liên kết cộng hóa trị được tạo thành giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron dùng chung.

Kiểu liên kết: Liên kết đơn (—), liên kết đôi (=), liên kết ba (≡).

- Liên kết cộng hóa trị **không** phân cực là liên kết trong các phân tử mà cặp electron dùng chung không bị hút lệch về phía nguyên tử nào.

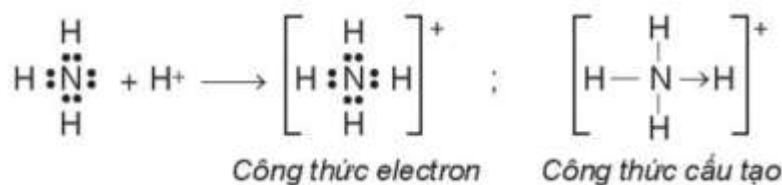
Ví dụ: Liên kết trong phân tử Cl_2 , O_2 , N_2 , ... là liên kết cộng hóa trị không phân cực.

- Liên kết cộng hóa trị phân cực liên kết trong phân tử mà cặp electron dùng chung lệch về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn.

Ví dụ: Liên kết trong phân tử HCl là liên kết cộng hóa trị phân cực, cặp electron dùng chung lệch về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn (Cl).

- Liên kết cho – nhận là liên kết mà cặp electron chung được đóng góp từ một nguyên tử.

Ví dụ:



Hình 12.4. Sơ đồ sự tạo thành ion NH_4^+

2. Độ âm điện và liên kết hóa học

Dựa vào sự khác nhau về độ âm điện giữa các nguyên tử tham gia liên kết, có thể dự đoán được loại liên kết giữa hai nguyên tử đó.

Bảng 12.1. Mối quan hệ giữa hiệu độ âm điện với liên kết hoá học

Trạng thái của cặp electron liên kết	Hiệu độ âm điện ($\Delta\chi$)	Đặc điểm liên kết	Loại liên kết
Cặp electron liên kết không bị hút lệch về phía nguyên tử nào.	$0 \leq \Delta\chi < 0,4$	Liên kết không bị phân cực	Cộng hoá trị không phân cực
Cặp electron liên kết bị hút lệch về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn.	$0,4 \leq \Delta\chi < 1,7$	Liên kết bị phân cực	Cộng hoá trị phân cực
Cặp electron liên kết chuyển hẳn đến nguyên tử nhận electron tạo thành ion âm và nguyên tử nhường electron tạo thành ion dương.	$ \Delta\chi \geq 1,7$	Liên kết bị phân cực mạnh	Ion

III. Liên kết hydrogen và tương tác van der Waals

1. Khái niệm

- Liên kết hydrogen được hình thành giữa nguyên tử H (đã liên kết với một nguyên tử có độ âm điện lớn) với một nguyên tử khác (có độ âm điện lớn) còn cặp electron hóa trị chưa tham gia liên kết.

Ví dụ:



a) Liên kết giữa các phân tử cùng loại

b) Liên kết giữa các phân tử khác loại

Hình 13.2. Hai kiểu tạo thành liên kết hydrogen

- Tương tác van der Waals là tương tác tĩnh điện lưỡng cực – lưỡng cực giữa các nguyên tử hay phân tử.

Ví dụ: Ở trạng thái lỏng, giữa các phân tử bromine tồn tại một tương tác yếu là tương tác van der Waals.

2. Ảnh hưởng của liên kết hydrogen và tương tác van der Waals

Liên kết hydrogen và tương tác van der Waals đều làm tăng nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi của các chất.