

BÀI GIẢNG GIÁO KHOA

Thầy giáo : Nguyễn Quốc Tùng

HOÁ HỌC 10

LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

BÀI
12

I. SỰ TẠO THÀNH LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

- Nguyên tử phi kim có xu hướng nhận thêm electron để đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm.

- Khi hai nguyên tử phi kim kết hợp với nhau tạo thành phân tử, chúng sẽ góp chung một hoặc nhiều electron để tạo thành các cặp electron dùng chung. Các cặp electron dùng chung được tính cho cả hai nguyên tử trong phân tử nên mỗi nguyên tử đều đạt cấu hình bền vững theo quy tắc octet. Cặp electron dùng chung tạo ra liên kết cộng hóa trị giữa hai nguyên tử.

- Cặp electron dùng chung giữa hai nguyên tử có thể được tạo thành theo hai kiểu khác nhau:

- Mỗi nguyên tử góp một hay nhiều electron để tạo thành các cặp electron dùng chung.

Ví dụ 1:

Nguyên tử A đưa ra một electron, nguyên tử B cũng đưa ra một electron để dùng chung tạo nên liên kết cộng hóa trị.



- Cặp electron dùng chung chỉ do một nguyên tử đóng góp, liên kết giữa hai nguyên tử là liên kết cộng hóa trị kiểu cho – nhận.

Ví dụ 2:

Khi cặp electron dùng chung chỉ do nguyên tử B đóng góp, nguyên tử B là nguyên tử cho electron, nguyên tử A là nguyên tử nhận electron. Kí hiệu $B \rightarrow A$.

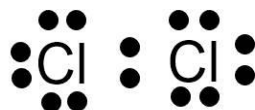


1. Sự tạo thành phân tử có liên kết đơn

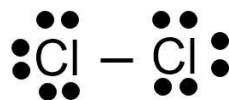
- Phân tử chlorine (Cl_2):

Cấu hình electron của nguyên tử Cl ($Z = 17$): $[Ne]3s^23p^5$ (có 7 electron hóa trị).

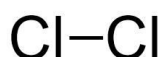
Hai nguyên tử chlorine liên kết với nhau bằng cách mỗi nguyên tử chlorine góp 1 electron, tạo thành 1 cặp electron dùng chung. Khi đó, trong phân tử Cl_2 , mỗi nguyên tử đều có 8 electron ở lớp ngoài cùng, thỏa mãn quy tắc octet:



Từ công thức electron, thay một cặp electron dùng chung bằng một gạch nối thì thu được công thức Lewis:



Giữa hai nguyên tử chlorine có một cặp electron dùng chung (biểu diễn bằng một gạch nối), đó là liên kết đơn.

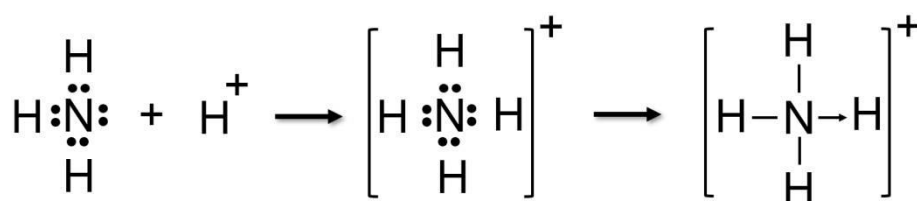


- Phân tử hydrogen chloride (HCl):

Nguyên tử hydrogen liên kết với nguyên tử chlorine bằng cách mỗi nguyên tử góp 1 electron tạo thành 1 cặp electron dùng chung trong phân tử HCl. Khi đó nguyên tử hydrogen có 2 electron (cấu hình bền vững của nguyên tử khí hiếm helium) và nguyên tử chlorine có 8 electron ở lớp ngoài cùng, thỏa mãn quy tắc octet.

Giữa hai nguyên tử hydrogen và chlorine có một cặp electron dùng chung (biểu diễn bằng 1 gạch nối), đó là liên kết đơn.

- Phân tử hợp chất có liên kết cho – nhận:



Trong phân tử NH₃, lớp ngoài cùng của nguyên tử nitrogen có 8 electron, trong đó có 1 cặp electron chưa liên kết. Ion H⁺ có orbital trống, không có electron. Khi phân tử NH₃ kết hợp với ion H⁺, nguyên tử nitrogen đóng góp cặp electron chưa liên kết để tạo liên kết với ion H⁺ tạo thành NH₄⁺. Khi đó, liên kết cho – nhận được hình thành, nguyên tử nitrogen là nguyên tử cho, ion H⁺ là nguyên tử nhận. Trong ion NH₄⁺, bốn liên kết N – H hoàn toàn tương đương nhau.

2. Sự tạo thành phân tử có liên kết đôi

- Phân tử oxygen (O₂):

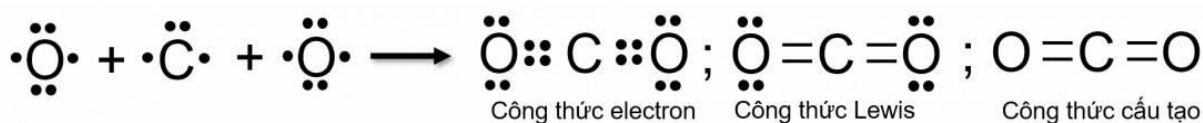
Mỗi nguyên tử oxygen có 6 electron hóa trị, hai nguyên tử oxygen liên kết với nhau bằng cách mỗi nguyên tử đóng góp 2 electron, tạo thành 2 cặp electron dùng chung. Trong phân tử O_2 , mỗi nguyên tử oxygen đều có 8 electron ở lớp ngoài cùng, thỏa mãn quy tắc octet.



Giữa hai nguyên tử oxygen có hai cặp electron dùng chung (biểu diễn bằng hai gạch nối), đó là liên kết đôi.

- Phân tử carbon dioxide (CO_2):

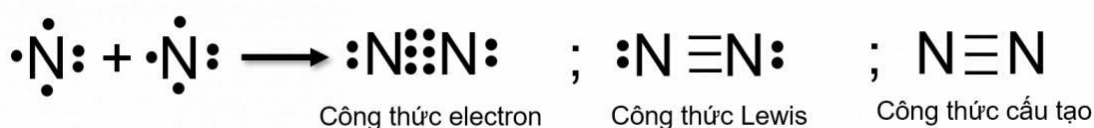
Nguyên tử carbon có 4 electron hóa trị, nguyên tử oxygen có 6 electron hóa trị. Hai nguyên tử oxygen liên kết với một nguyên tử carbon bằng cách mỗi nguyên tử oxygen đóng góp 2 electron và nguyên tử carbon đóng góp 4 electron tạo thành 4 cặp electron dùng chung. Khi đó, trong phân tử CO_2 , mỗi nguyên tử đều có 8 electron ở lớp ngoài cùng, thỏa mãn quy tắc octet.



Phân tử CO_2 có hai liên kết đôi.

3. Sự tạo thành phân tử có liên kết ba

- Phân tử nitrogen (N_2):



- Nguyên tử nitrogen có 5 electron hóa trị, hai nguyên tử nitrogen liên kết với nhau bằng cách mỗi nguyên tử nitrogen đóng góp 3 electron, tạo thành 3 cặp electron dùng chung. Khi đó, trong phân tử N_2 , mỗi nguyên tử đều có 8 electron ở lớp ngoài cùng, thỏa mãn quy tắc octet.

- Giữa hai nguyên tử nitrogen có ba cặp electron dùng chung (biểu diễn bằng ba gạch nối), đó là liên kết ba.

Kết luận:

- Liên kết cộng hóa trị là liên kết được tạo thành giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron dùng chung.
- Liên kết trong các phân tử Cl_2 , O_2 , N_2 , ... có cặp electron dùng chung không bị hút lệch về phía nguyên tử nào được gọi là liên kết cộng hóa trị không phân cực.

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

II. ĐỘ ÂM ĐIỆN VÀ LIÊN KẾT HOÁ 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.

Trạng thái của liên kết	Hiệu độ âm điện	Đặc điểm liên kết	Loại liên kết
Cặp electron liên kết không bị hút về phía nguyên tử nào.	$0 \leq \Delta\chi < 0,4$	Liên kết không bị phân cực	Liên kết cộng hóa trị không phân cực
Cặp electron liên kết bị hút về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn.	$0,4 \leq \Delta\chi < 1,7$	Liên kết bị phân cực	Liên kết cộng hóa trị phân cực
Electron liên kết chuyển hẳn đến nguyên tử electron 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	Liên kết ion

Ví dụ:

- Trong phân tử HCl, hiệu độ âm điện của Cl và H: $3,16 - 2,20 = 0,96$.

→ Liên kết giữa H và Cl là **liên kết cộng hóa trị phân cực**.

- Trong phân tử CO₂, hiệu độ âm điện của O và C: $3,44 - 2,55 = 0,89$.

→ Liên kết giữa C và O là **liên kết cộng hóa trị phân cực**. Tuy nhiên, do phân tử CO₂ có cấu tạo thẳng nên độ phân cực của hai liên kết đôi (C=O) triệt tiêu nhau, dẫn đến toàn bộ phân tử không bị phân cực.

- Trong phân tử NaCl, hiệu độ âm điện của Cl và Na: $3,16 - 0,93 = 2,23$.

→ Liên kết giữa Na và Cl là **liên kết ion**.

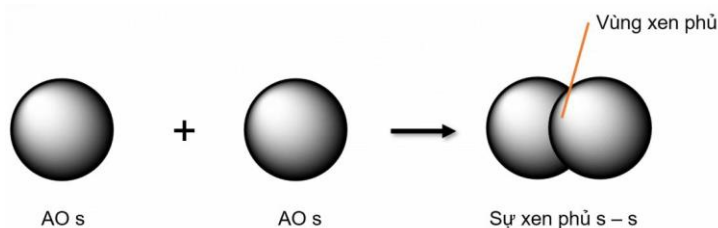
Chú ý:

Liên kết cộng hóa trị phân cực có thể được coi là dạng trung gian giữa liên kết cộng hóa trị không phân cực và liên kết ion.

III. MÔ TẢ LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ BẰNG SỰ XEN PHỦ CÁC ORBITAL NGUYÊN TỬ

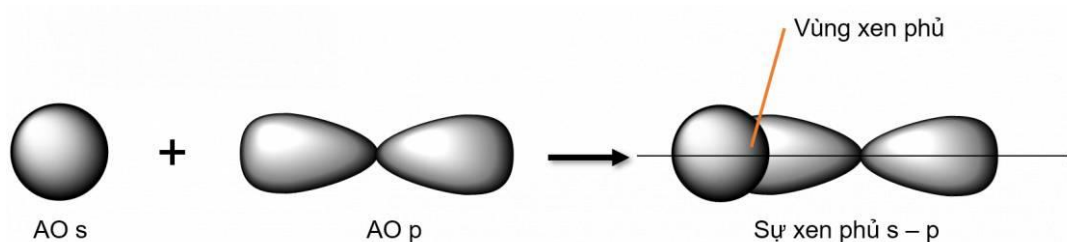
1. Sự xen phủ các orbital nguyên tử tạo liên kết σ (sigma)

- Sự xen phủ s – s:



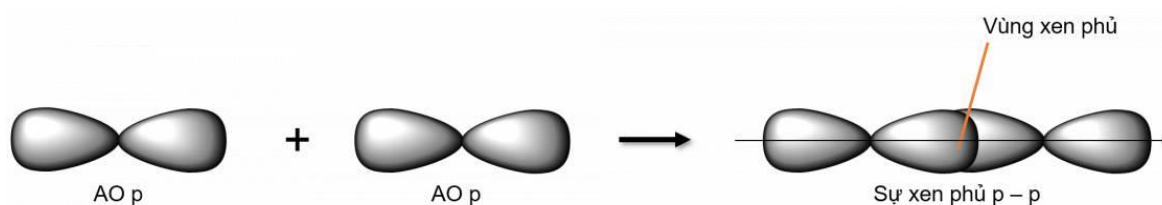
Phân tử H_2 tạo thành từ hai nguyên tử H ($1s^1$). Khi 2 nguyên tử H tiến lại gần nhau, hạt nhân của nguyên tử này hút electron của nguyên tử kia, hai orbital nguyên tử xen phủ vào nhau một phần. Vùng xen phủ có mật độ điện tích âm lớn, làm tăng lực hút của mỗi hạt nhân với vùng này và làm cân bằng lực đẩy giữa hai hạt nhân, để hai nguyên tử liên kết với nhau.

- Sự xen phủ s – p:



Phân tử HF tạo thành khi orbital 1s của nguyên tử H ($1s^1$) xen phủ với orbital 2p của nguyên tử F ($2s^2 2p^5$) theo trục liên kết, tạo liên kết cộng hóa trị giữa H và F, vùng xen phủ càng lớn thì liên kết càng bền.

- Sự xen phủ p – p:

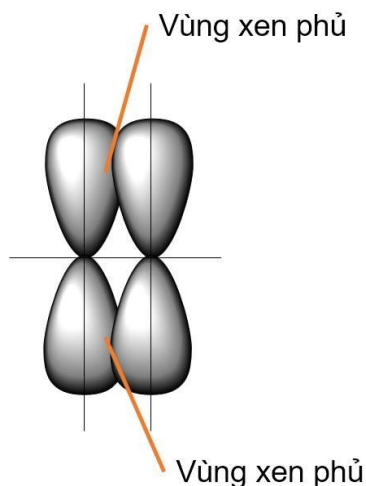


Phân tử Cl_2 tạo thành khi hai orbital 3p của hai nguyên tử Cl ($3s^2 3p^5$) xen phủ theo trục liên kết của hai nguyên tử Cl.

Nhận xét:

- Các liên kết cộng hóa trị đơn đều là liên kết σ . Trong liên kết σ , mật độ xác suất tìm thấy electron lớn nhất dọc theo trục liên kết.

2. Sự xen phủ các orbital nguyên tử tạo liên kết π (pi)



Sơ đồ xen phủ orbital p và p tạo liên kết π

- Sự xen phủ, trong đó trục của các orbital tham gia liên kết song song với nhau và vuông góc với đường nối tâm của hai nguyên tử liên kết, được gọi là xen phủ bên. Sự xen phủ bên tạo ra liên kết π (pi).

- Liên kết đôi gồm một liên kết σ và một liên kết π . Liên kết ba gồm một liên kết σ và hai liên kết π .

IV. NĂNG LƯỢNG LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

- Năng lượng liên kết (E_b) là năng lượng cần thiết để phá vỡ một liên kết hóa học trong phân tử ở thể khí thành các nguyên tử ở thể khí. Năng lượng liên kết thường có đơn vị là kJ/mol.

Ví dụ:

- Để phá vỡ 1 mol liên kết H – Cl thành các nguyên tử H và Cl (ở thể khí) theo phương trình:



cần năng lượng là 432 kJ, nên năng lượng liên kết H – Cl là $E_b = 432 \text{ kJ/mol}$.

- Năng lượng liên kết đặc trưng cho độ bền của liên kết. Năng lượng liên kết càng lớn thì liên kết càng bền và phân tử càng khó bị phân hủy.

GHI NHỚ

- 1.** Cách viết công thức Lewis của một số chất đơn giản.
- 2.** Liên kết cộng hóa trị được tạo thành giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron dùng chung.
- 3.** Sự xen phủ orbital theo trục liên kết tạo ra liên kết σ . Sự xen phủ bên của các orbital tạo ra liên kết π .
- 4.** Các liên kết cộng hóa trị đơn đều là liên kết σ , 1 liên kết đôi gồm 1 liên kết σ và 1 liên kết π , 1 liên kết ba gồm 1 liên kết σ và 2 liên kết π .
- 5.** Dựa vào hiệu độ âm điện của các nguyên tử, dự đoán được loại liên kết:
 - $0 \leq |\Delta\chi| < 0,4$ - 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.
- 6.** Năng lượng liên kết là năng lượng cần thiết để phá vỡ một liên kết hóa học trong phân tử ở thể khí thành các nguyên tử ở thể khí. Năng lượng liên kết đặc trưng cho độ bền của liên kết.

