

Bài 8: Quy tắc octet

I. Khái niệm liên kết hóa học

- Liên kết hóa học là sự kết hợp giữa các nguyên tử tạo thành phân tử hay tinh thể bền vững hơn
- Khi tạo thành liên kết hóa học thì nguyên tử có xu hướng đạt tới cấu hình electron bền vững của khí hiếm
- Trong các phản ứng hóa học, chỉ có các electron thuộc lớp ngoài cùng và phân lớp s ở lớp ngoài cùng tham gia vào quá trình tạo thành liên kết (electron hóa trị)

Bảng 10.1. Biểu diễn electron hoá trị của một số nguyên tử

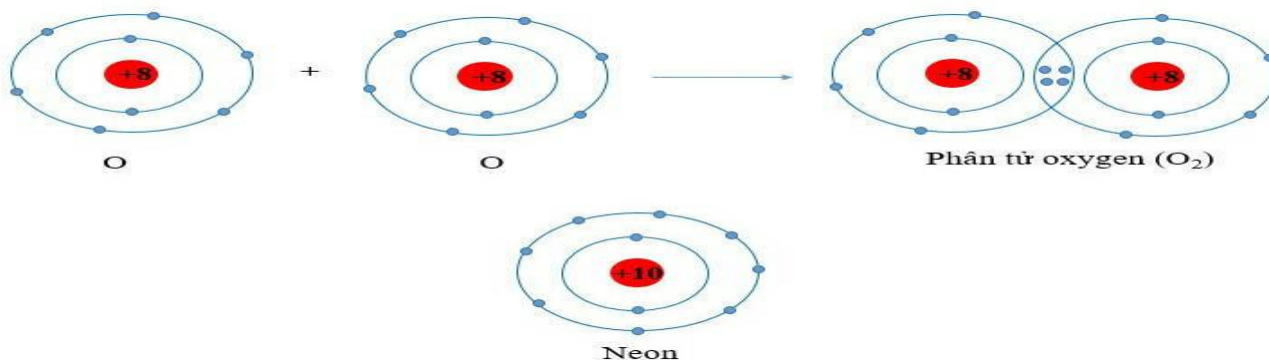
Nhóm	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Số electron hoá trị	1	2	3	4	5	6	7	8
Biểu diễn nguyên tử với electron hoá trị	H •							He :
	Li •	Be :	• B :	• C •	• N •	• O •	• F •	• Ne •
	Na •	Mg :	• Al :	• Si •	• P •	• S •	• Cl •	• Ar •

II. Quy tắc octet :

- Quy tắc octet (bát tử): Trong quá trình hình thành liên kết hóa học, nguyên tử của các nguyên tố nhóm A có xu hướng tạo thành lớp vỏ ngoài cùng có 8 electron tương ứng với khí hiếm gần nhất (hoặc 2 electron với khí hiếm helium).

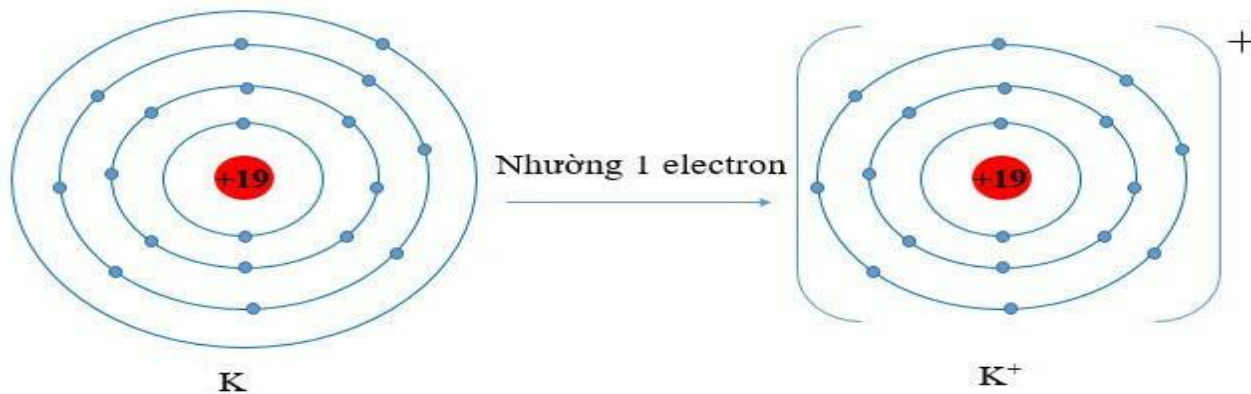
Ví dụ 1: Vận dụng quy tắc octet trong sự hình thành phân tử oxygen (O_2)

Nguyên tử oxygen có 6 electron ở lớp ngoài cùng. Khi 2 nguyên tử O liên kết với nhau, mỗi nguyên tử O sẽ góp 2 electron để tạo 2 cặp electron dùng chung tạo thành cấu hình electron bền vững của khí hiếm neon.



Ví dụ 2: Vận dụng quy tắc octet trong sự tạo thành ion potassium (K^+).

Nguyên tử potassium có 1 electron ở lớp ngoài cùng. Nếu mất đi 1 electron nguyên tử potassium sẽ đạt được cấu hình electron bền vững, giống với khí hiếm gần nhất là Ar.



Viết gọn: $K \rightarrow K^+ + 1e$

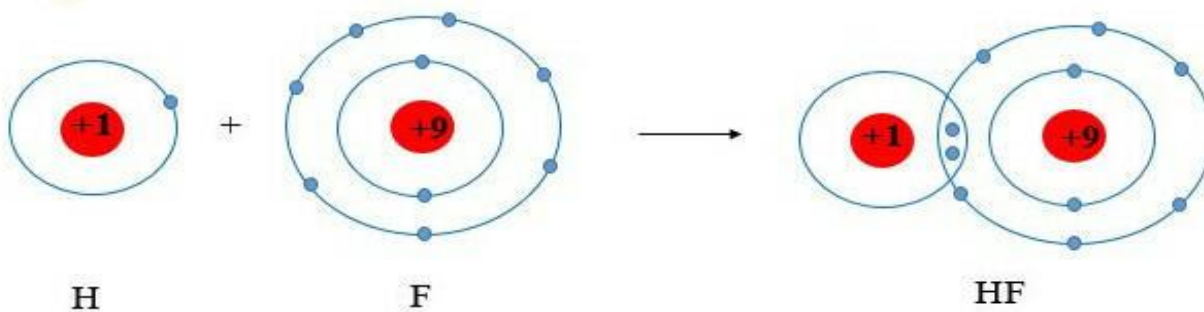
Ví dụ 3: Vận dụng quy tắc octet trong sự tạo thành phân tử HF.

+ Fluorine thuộc nhóm VIIA $\Rightarrow$ có 7 electron lớp ngoài cùng.

+ Hydrogen thuộc nhóm IA $\Rightarrow$ có 1 electron lớp ngoài cùng (lớp 1 có tối đa 2 electron)

$\Rightarrow$ Cả 2 có xu hướng nhận electron để đạt cấu hình electron của khí hiếm

$\Rightarrow$ Khi tham gia liên kết hình thành phân tử HF, mỗi nguyên tử sẽ gộp chung 1 electron để tạo thành cặp electron dùng chung.



Chú ý:

+ Không phải mọi trường hợp, nguyên tử của các nguyên tố khi tham gia liên kết đều tuân theo quy tắc octet. Người ta nhận thấy, một số phân tử có thể không tuân theo quy tắc octet như: NO; BH_3 ; SF_6 ...

+ Với nguyên tử của các nguyên tố nhóm B, người ta áp dụng một số quy tắc khác, tương ứng với quy tắc octet, là quy tắc 18 electron để giải thích xu hướng khi tham gia liên kết hóa học của chúng.

Luyện tập

Câu 1: Tính phi kim được đặc trưng bằng khả năng nhận electron. Xu hướng cơ bản của nguyên tử O và F trong các phản ứng hóa học là nhường hay nhận bao nhiêu electron?

Giải :

Xu hướng cơ bản của nguyên tử O và F trong các phản ứng hóa học là nhận electron.

+ Oxygen: nhận 2 electron

+ Fluorine: nhận 1 electron

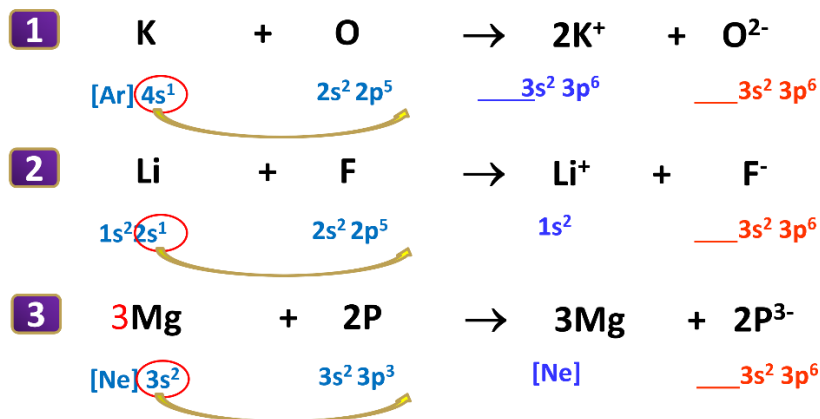
Câu 2: Hãy dự đoán xu hướng nhường, nhận electron của mỗi nguyên tử trong từng cặp nguyên tử sau. Vẽ mô hình (hoặc viết số electron theo lớp) quá trình các nguyên tử nhường, Nhận electron để tạo ion

a) K(Z=19) và O(Z=8).

b) Li(z=3) và F(Z=9).

c) Mg(Z=12) và P(Z=15).

Giải :



Câu 3: Vì sao các nguyên tố thuộc chu kì 2 chỉ có tối đa 8 electron ở lớp ngoài cùng (thỏa mãn quy tắc 8 electron khi tham gia liên kết)?

Giải :

- Chu kì 2 có 2 phân lớp đó là: phân lớp s và phân lớp p.

- Phân lớp s chứa tối đa 2 electron, phân lớp p chứa tối đa 6 electron.

=> Chu kì 2 chỉ chứa được tối đa 8 electron.