

## Chương 1 : NGUYÊN TỬ

### I. Thành phần cấu tạo của nguyên tử

Kết luận : thành phần cấu tạo của nguyên tử gồm:

Hạt nhân nằm ở tâm nguyên tử gồm các hạt proton và notron

Vỏ nguyên tử gồm các electron chuyển động xung quanh hạt nhân

#### Electron

$$m_e = 9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$q_e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \text{ kí hiệu là } -e_0 \text{ qui ơc bằng } 1-$$

#### Proton

Hạt proton là 1 thành phần cấu tạo của hạt nhân nguyên tử, mang điện tích dương, kí hiệu p

$$m = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

#### Notron

Hạt notron là 1 thành phần cấu tạo của hạt nhân nguyên tử, không mang điện , kí hiệu n. Khối lượng gần bằng khối lượng proton

### II. Kích thước và khối lượng của nguyên tử

#### 1- Kích thước

Nguyên tử các nguyên tố có kích thước vô cùng nhỏ, nguyên tố khác nhau có kích thước khác nhau.

Đơn vị biểu diễn A(angstrom) hay nm(nanomet)

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} ; 1 \text{ nm} = 10 \text{ A}$$

$$1 \text{ A} = 10^{-10} \text{ m} = 10^{-8} \text{ cm}$$

#### 2- Khối lượng

Khối lượng nguyên tử rất nhỏ bé, để biểu thị khối lượng của nguyên tử, phân tử, p, n, e dùng đơn vị khối lượng nguyên tử, kí hiệu u (đvc)

$$1u = 1/12 \text{ khối lượng } 1 \text{ nguyên tử đồng vị cacbon-12}$$

$$1u = 1,9265 \cdot 10^{-27} \text{ kg}/12$$

$$= 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

### III- Hạt nhân nguyên tử

#### 1. Điện tích hạt nhân

Proton mang điện tích 1+, nếu hạt nhân có Z proton thì điện tích của hạt nhân bằng Z+

Trong nguyên tử :

Số đơn vị điện tích hạt nhân = Số p = Số e

*Ví dụ* : nguyên tử Na có Z = 11+ → ngử Na có 11p, 11e

#### 2. Số khối

Là tổng số hạt proton và notron của hạt nhân đó

$$A = Z + N$$

*Ví dụ 1*: Hạt nhân nguyên tử O có 8p và 8n →

$$A = 8 + 8 = 16$$

*Ví dụ 2*: Nguyên tử Li có A = 7 và Z = 3 →

$$Z = p = e = 3 ; N = 7 - 3 = 4$$

Nguyên tử Li có 3p, 3e và 4n

### IV- Nguyên tố hóa học

### 1. Định nghĩa

Nguyên tố hóa học là những nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân

*Ví dụ* : Tất cả các nguyên tử có cùng Z là 8 đều thuộc nguyên tố oxi, chúng đều có 8p, 8e

### 2. Số hiệu nguyên tử

Số đơn vị điện tích hạt nhân nguyên tử của 1 nguyên tố được gọi là số hiệu nguyên tử của nguyên tố đó (Z)

### 3. Kí hiệu nguyên tử

Số khối



Số hiệu nguyên tử

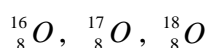
*Ví dụ* :  ${}_{11}^{23}\text{Na}$

Cho biết nguyên tử của nguyên tố natri có Z=11, 11p, 11e và 12n (23-11=12)

### V - ĐỒNG VỊ

Các đồng vị của cùng 1 nguyên tố hóa học là những nguyên tử có cùng số proton nhưng khác nhau về số neutron, do đó số khối của chúng khác nhau

*Ví dụ* : Nguyên tố oxi có 3 đồng vị



### Chú ý:

- Các nguyên tử của cùng 1 nguyên tố có thể có số khối khác nhau
- Các đồng vị có tính chất hóa học giống nhau

### VI- Nguyên tử khối và nguyên tử khối trung bình của các nguyên tố hóa học

#### 1- Nguyên tử khối

Nguyên tử khối của 1 nguyên tử cho biết khối lượng của nguyên tử đó nặng gấp bao nhiêu lần đơn vị khối lượng nguyên tử

Vì khối lượng nguyên tử tập trung ở nhân nguyên tử nên nguyên tử khối coi như bằng số khối (Khi không cần độ chính xác)

*Ví dụ* : Xác định nguyên tử khối của P biết P có Z=15, N=16 → Nguyên tử khối của P=31

#### 2- Nguyên tử khối trung bình

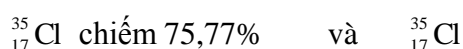
Trong tự nhiên đa số nguyên tố hóa học là hỗn hợp của nhiều đồng vị (có số khối khác nhau) → Nguyên tử khối của nguyên tố là nguyên tử khối trung bình của các đồng vị đó.

$$\bar{A} = \frac{aX + bY}{100}$$

X, Y: nguyên tử khối của đồng vị X, Y

a, b : % số nguyên tử của đồng vị X, Y

*Ví dụ* : Clo là hỗn hợp của 2 đồng vị



chiếm 24,23% nguyên tử khối trung bình của clo là:

$$A = \frac{75,77}{100} + \frac{24,23}{100} \approx 35,5$$

### VII- Cấu hình electron nguyên tử

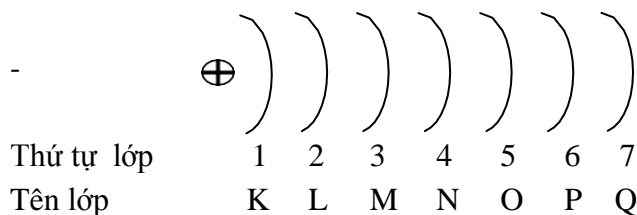
**1.Sự chuyển động của các electron trong nguyên tử:**

- Các electron chuyển động rất nhanh trong khu vực xung quanh hạt nhân nguyên tử không theo những quỹ đạo xác định tạo nên vỏ nguyên tử.
- Trong nguyên tử: Số e = số p = Z

**2.Lớp electron và phân lớp electron**

**a.Lớp electron:**

- Ở trạng thái cơ bản, các electron lần lượt chiếm các mức năng lượng từ thấp đến cao (từ gần hạt nhân ra xa hạt nhân) và xếp thành từng lớp.
- Các electron trên cùng một lớp có mức năng lượng gần bằng nhau



**b.Phân lớp electron:**

- Các e trên cùng một phân lớp có mức năng lượng bằng nhau
- Các phân lớp được kí hiệu bằng chữ cái thường : s, p, d, f,...
- Số phân lớp = số thứ tự của lớp

**Ví dụ:**

- + Lớp thứ nhất (lớp K,n=1) có 1 phân lớp :s
- + Lớp thứ hai (lớp L,n=2) có 2 phân lớp : s, p
- + Lớp thứ ba (lớp M,n=3) có 3 phân lớp :s, p, d
- + Lớp thứ tư (lớp N,n=4) có 4 phân lớp: s, p, d, f
- Các electron ở phân lớp s gọi là electron s, tương tự e<sub>p</sub>, e<sub>d</sub>,...

**c. Obitan nguyên tử :**

Là khu vực không gian xung quanh hạt nhân mà ở đó xác suất có mặt electron là lớn nhất ( 90%) kí hiệu là AO.

Trên 1 AO chỉ chứa tối đa 2 electron được gọi là electron ghép đôi

Nếu trong 1AO chứa 1 electron được gọi là e độc thân

Nếu trong AO không chứa e được gọi là AO trống.

- Phân lớp s có 1 AO hình cầu.
- Phân lớp p có 3 AO hình số 8 nổi cân đối.
- Phân lớp d có 5 AO hình phức tạp.
- Phân lớp f có 7 AO hình phức tạp.

**3.Số electron tối đa trong một phân lớp , một lớp:**

**a.Số electron tối đa trong một phân lớp :**

|             | Phân lớp s     | Phân lớp p     | Phân lớp d      | Phân lớp f      |
|-------------|----------------|----------------|-----------------|-----------------|
| Số e tối đa | 2              | 6              | 10              | 14              |
| Cách ghi    | S <sup>2</sup> | p <sup>6</sup> | d <sup>10</sup> | f <sup>14</sup> |

- Phân lớp đã đủ số electron tối đa gọi là phân lớp electron bão hòa.

**b. Số electron tối đa trong một lớp :**

| Lớp<br>Thứ tự          | Lớp K<br>n=1 | Lớp L<br>n=2 | Lớp M<br>n=3    | Lớp N<br>n=4 |
|------------------------|--------------|--------------|-----------------|--------------|
| Số phân lớp            | 1s           | 2s 2p        | 3s 3p 3d        | 4s 4p 4d 4f  |
| Số e tối đa ( $2n^2$ ) | 2e           | 8e           | 18 <sup>e</sup> | 32e          |

- Lớp electron đã đủ số e tối đa gọi là lớp e bão hòa.

Thí dụ : Xác định số lớp electron của các nguyên tử :  ${}^{14}_7\text{N}$

**4. Cấu hình electron nguyên tử**

**a. Nguyên lí vững bền**

- Các e trong nguyên tử ở trạng thái cơ bản lần lượt chiếm các mức năng lượng từ thấp đến cao.
- Mức năng lượng của : 1s2s2p3s3p4s3d5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d...
- Khi điện tích hạt nhân tăng lên sẽ xuất hiện sự chèn mức năng lượng giữa s và d hay s và f.
- + Lớp : tăng theo thứ tự từ 1 đến 7 kể từ gần hạt nhân nhất
- + Phân lớp: tăng theo thứ tự s, p, d, f.

**b. Nguyên lí Pauli:**

Trên 1 orbital nguyên tử chứa tối đa 2 electron và có chiều tự quay khác chiều nhau xung quanh trục riêng của mỗi electron.

**c. Qui tắc Hund :**

Trong cùng một phân lớp các electron điền vào các orbital sao cho số electron độc thân là lớn nhất.

**e. Cấu hình electron của nguyên tử:**

**- Cấu hình electron của nguyên tử:**

Cấu hình electron của nguyên tử biểu diễn sự phân bố electron trên các phân lớp thuộc các lớp khác nhau.

**- Quy ước cách viết cấu hình electron :**

- + STT lớp e được ghi bằng chữ số (1, 2, 3. . .)
- + Phân lớp được ghi bằng các chữ cái thường s, p, d, f.
- + Số e được ghi bằng số ở phía trên bên phải của phân lớp. ( $s^2$  ,  $p^6$  )

**- Một số chú ý khi viết cấu hình electron:**

- + Cần xác định đúng số e của nguyên tử hay ion. ( số e = số p = Z )
- + Nhớ vững các nguyên lí và qui tắc, kí hiệu của lớp và phân lớp ...
- + Qui tắc bão hòa và bán bão hòa trên d và f : Cấu hình electron bền khi các electron điền vào phân lớp d và f đạt bão hòa (  $d^{10}$ ,  $f^{14}$  ) hoặc bán bão hòa (  $d^5$ ,  $f^7$  )

**- Các bước viết cấu hình electron nguyên tử**

Bước 1: Điền lần lượt các e vào các phân lớp theo thứ tự tăng dần mức năng lượng.

Bước 2: Sắp xếp lại theo thứ tự các lớp và phân lớp theo nguyên tắc từ trong ra ngoài.

Bước 3: Xem xét phân lớp nào có khả năng đạt đến bão hòa hoặc bán bão hòa, thì có sự sắp xếp lại các electron ở các phân lớp ( chủ yếu là d và f )

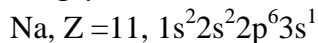
**Ví dụ:** Viết cấu hình electron nguyên tử các nguyên tố sau

- + H( Z = 1)
- + Ne(Z = 10)
- + Cl(Z = 17)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- + Fe, Z = 26,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

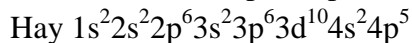
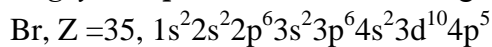
+ Cu (  $Z = 29$ ); Cr (  $Z = 24$ )

**-Cách xác định nguyên tố s, p, d, f:**

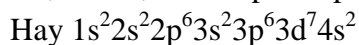
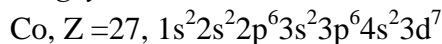
+ Nguyên tố s : có electron cuối cùng điền vào phân lớp s.



+Nguyên tố p: có electron cuối cùng điền vào phân lớp p.



+ Nguyên tố d: có electron cuối cùng điền vào phân lớp d.



+ Nguyên tố f: có electron cuối cùng điền vào phân lớp f

**c. Cấu hình e nguyên tử của 20 nguyên tố đầu(sgk)**

**d. Đặc điểm của lớp e ngoài cùng:**

-Đối với nguyên tử của tất cả các nguyên tố, lớp ngoài cùng có nhiều nhất là 8 e.

- Các electron ở lớp ngoài cùng quyết định đến tính chất hoá học của một nguyên tố.

+Những nguyên tử **khí hiếm** có **8 e** ở lớp ngoài cùng ( $ns^2 np^6$ ) hoặc 2e lớp ngoài cùng (nguyên tử He  $ns^2$ ) không tham gia vào phản ứng hoá học .

+Những nguyên tử **kim loại** thường có **1, 2, 3 e** lớp ngoài cùng.

Ca, Z = 20,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  , Ca có 2 electron lớp ngoài cùng nên Ca là kim loại.

+Những nguyên tử **phi kim** thường có **5, 6, 7 e** lớp ngoài cùng.

O, Z = 8,  $1s^2 2s^2 2p^4$ , O có 6 electron lớp ngoài cùng nên O là phi kim.

+Những nguyên tử có **4 e** lớp ngoài cùng có thể là **kim loại hoặc phi kim**.

- **Kết luận: Biết cấu hình electron nguyên tử thì dự đoán tính chất** hoá học nguyên tố.

**PHƯƠNG PHÁP GIẢI MỘT SỐ BÀI TOÁN CHƯƠNG 1**

**I- Một số điểm lưu ý khi giải toán chương nguyên tử.**

Trong nguyên tử ta luôn có:

- Số e = số p
- Số n = Số A – số p
- $p \leq n \leq 1,5p$  hay  $P \leq N \leq 1,5Z$
- n,p,e thuộc tập số nguyên dương.

( sau đó chúng ta biến đổi bất đẳng thức để từ đó kiểm tra nghiệm )

**II- Một số bài toán ví dụ**

1. Bài toán về các hạt: Đề xuất nhiều cách giải, chọn cách giải hay

**Ví dụ 1:**

Một nguyên tử có tổng số các loại hạt là 13 . Hãy xác định số lượng từng loại hạt trong nguyên tử.

**Ví dụ 2:**

Tổng số hạt trong hạt nhân nguyên tử là 9. Hãy xác định số lượng từng loại hạt trong nguyên tử.

**Ví dụ 3:**

Tổng số hạt trong nguyên tử bằng 115, số hạt mang điện nhiều hơn số hạt không mang điện là 25. Xác định số hạt e của nguyên tử đó.

**Ví dụ 4:**

Ion  $M^{3+}$  được cấu tạo bởi 37 hạt. Số hạt mang điện nhiều hơn số hạt không mang điện là 9.

- Xác định số lượng từng hạt trong M .
  - Viết cấu hình electron và sự phân bố các e vào các AO.
2. Bài toán về đồng vị : Đề xuất nhiều cách giải, cách giải hay

**Ví dụ 1:**

Trong tự nhiên đồng có 2 đồng vị  $^{63}\text{Cu}$  chiếm 73 % và  $^{65}\text{Cu}$  chiếm 27%. Xác định khối lượng nguyên tử trung bình của đồng.

**Ví dụ 2:**

Trong tự nhiên đồng có 2 đồng vị  $^{63}\text{Cu}$  chiếm 73 % và  $^A\text{Cu}$ . Xác định số khối A biết khối lượng nguyên tử trung bình của đồng bằng 63,54.

**Ví dụ 3:**

Trong tự nhiên đồng có 2 đồng vị  $^X\text{Cu}$  chiếm 73 % và  $^Y\text{Cu}$ . Xác định X,Y biết khối lượng nguyên tử trung bình của đồng bằng 63,54 và số khối của đồng vị thứ hai lớn hơn đồng vị thứ nhất 2 đơn vị.

**Ví dụ 4:**

Trong tự nhiên đồng có 2 đồng vị  $^{63}\text{Cu}$  và  $^{65}\text{Cu}$ . Xác định % của đồng vị thứ nhất biết khối lượng nguyên tử trung bình của đồng bằng 63,54 .

**Ví dụ 5:**

Ion  $M^+$  và  $X^{2-}$  đều có cấu hình electron :  $1s^22s^22p^63s^23p^6$ .

- Viết cấu hình e của M và X.
- Tính tổng số hạt mang điện trong hợp chất được tạo bởi 2 ion trên.

### 1. Định nghĩa

Nguyên tố hóa học là những nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân

**Ví dụ :** Tất cả các nguyên tử có cùng Z là 8 đều thuộc nguyên tố oxi, chúng đều có 8p, 8e

### 4. Số hiệu nguyên tử

Số đơn vị điện tích hạt nhân nguyên tử của 1 nguyên tố được gọi là số hiệu nguyên tử của nguyên tố đó (Z)

### 5. Kí hiệu nguyên tử

Số khối



Số hiệu nguyên tử

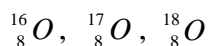
**Ví dụ :**  ${}_{11}^{23}\text{Na}$

Cho biết nguyên tử của nguyên tố natri có Z=11, 11p, 11e và 12n (23-11=12)

### V - ĐỒNG VỊ

Các đồng vị của cùng 1 nguyên tố hóa học là những nguyên tử có cùng số proton nhưng khác nhau về số notron, do đó số khối của chúng khác nhau

**Ví dụ :** Nguyên tố oxi có 3 đồng vị



**Chú ý:**

- Các nguyên tử của cùng 1 nguyên tố có thể có số khối khác nhau
- Các đồng vị có tính chất hóa học giống nhau

### VIII- Nguyên tử khối và nguyên tử khối trung bình của các nguyên tố

#### hóa học 1- Nguyên tử khối

Nguyên tử khối của 1 nguyên tử cho biết khối lượng của nguyên tử đó nặng gấp bao nhiêu lần đơn vị khối lượng nguyên tử

Vì khối lượng nguyên tử tập trung ở nhân nguyên tử nên nguyên tử khối coi nhỏ bằng số khối (Khi không cần độ chính xác)

Ví dụ : Xác định nguyên tử khối của P biết P có Z=15, N=16 → Nguyên tử khối của P=31

#### 2- Nguyên tử khối trung bình

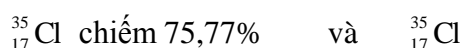
Trong tự nhiên đa số nguyên tố hóa học là hỗn hợp của nhiều đồng vị (có số khối khác nhau) → Nguyên tử khối của nguyên tố là nguyên tử khối trung bình của các đồng vị đó.

$$\bar{A} = \frac{aX + bY}{100}$$

X, Y: nguyên tử khối của đồng vị X, Y

a, b : % số nguyên tử của đồng vị X, Y

**Ví dụ :** Clo là hỗn hợp của 2 đồng vị



chiếm 24,23% nguyên tử khối trung bình của clo là:

$$A = \frac{75,77}{100} + \frac{24,23}{100} \approx 35,5$$

### IX- Cấu hình electron nguyên tử



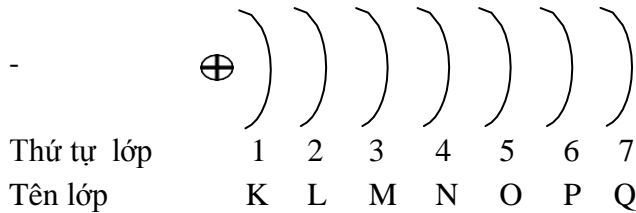
**2.Sự chuyển động của các electron trong nguyên tử:**

- Các electron chuyển động rất nhanh trong khu vực xung quanh hạt nhân nguyên tử không theo những quỹ đạo xác định tạo nên vỏ nguyên tử.
- Trong nguyên tử: Số e = số p = Z

**2.Lớp electron và phân lớp electron**

**a.Lớp electron:**

- Ở trạng thái cơ bản, các electron lần lượt chiếm các mức năng lượng từ thấp đến cao (từ gần hạt nhân ra xa hạt nhân) và xếp thành từng lớp.
- Các electron trên cùng một lớp có mức năng lượng gần bằng nhau



**d.Phân lớp electron:**

- Các e trên cùng một phân lớp có mức năng lượng bằng nhau
- Các phân lớp được kí hiệu bằng chữ cái thường : s, p, d, f,...
- Số phân lớp = số thứ tự của lớp

**Ví dụ:**

- + Lớp thứ nhất (lớp K,n=1) có 1 phân lớp :s
- + Lớp thứ hai (lớp L,n=2) có 2 phân lớp : s, p
- + Lớp thứ ba (lớp M,n=3) có 3 phân lớp :s, p, d
- + Lớp thứ tư (lớp N,n=4) có 4 phân lớp: s, p, d, f
- Các electron ở phân lớp s gọi là electron s, tương tự e<sub>p</sub>, e<sub>d</sub>,...

**e. Orbitan nguyên tử :**

Là khu vực không gian xung quanh hạt nhân mà ở đó xác suất có mặt electron là lớn nhất ( 90%) kí hiệu là AO.

Trên 1 AO chỉ chứa tối đa 2 electron được gọi là electron ghép đôi

Nếu trong 1AO chứa 1 electron được gọi là e độc thân

Nếu trong AO không chứa e được gọi là AO trống.

- Phân lớp s có 1 AO hình cầu.
- Phân lớp p có 3 AO hình số 8 nổi cân đối.
- Phân lớp d có 5 AO hình phức tạp.
- Phân lớp f có 7 AO hình phức tạp.

**5.Số electron tối đa trong một phân lớp , một lớp:**

**a.Số electron tối đa trong một phân lớp :**

|             | Phân lớp s     | Phân lớp p     | Phân lớp d      | Phân lớp f      |
|-------------|----------------|----------------|-----------------|-----------------|
| Số e tối đa | 2              | 6              | 10              | 14              |
| Cách ghi    | S <sup>2</sup> | p <sup>6</sup> | d <sup>10</sup> | f <sup>14</sup> |

- Phân lớp đã đủ số electron tối đa gọi là phân lớp electron bão hòa.

**b. Số electron tối đa trong một lớp :**

| Lớp<br>Thứ tự          | Lớp K<br>n=1 | Lớp L<br>n=2 | Lớp M<br>n=3    | Lớp N<br>n=4 |
|------------------------|--------------|--------------|-----------------|--------------|
| Số phân lớp            | 1s           | 2s 2p        | 3s 3p 3d        | 4s 4p 4d 4f  |
| Số e tối đa ( $2n^2$ ) | 2e           | 8e           | 18 <sup>e</sup> | 32e          |

- Lớp electron đã đủ số e tối đa gọi là lớp e bão hòa.

Thí dụ : Xác định số lớp electron của các nguyên tử :  ${}^{14}_7\text{N}$

**6. Cấu hình electron nguyên tử**

**a. Nguyên lí vững bền**

- Các e trong nguyên tử ở trạng thái cơ bản lần lượt chiếm các mức năng lượng từ thấp đến cao.
- Mức năng lượng của : 1s2s2p3s3p4s3d5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d...
- Khi điện tích hạt nhân tăng lên sẽ xuất hiện sự chèn mức năng lượng giữa s và d hay s và f.
- + Lớp : tăng theo thứ tự từ 1 đến 7 kể từ gần hạt nhân nhất
- + Phân lớp: tăng theo thứ tự s, p, d, f.

**d. Nguyên lí Pauli:**

Trên 1 orbital nguyên tử chứa tối đa 2 electron và có chiều tự quay khác chiều nhau xung quanh trục riêng của mỗi electron.

**e. Qui tắc Hund :**

Trong cùng một phân lớp các electron điền vào các orbital sao cho số electron độc thân là lớn nhất.

**e. Cấu hình electron của nguyên tử:**

**- Cấu hình electron của nguyên tử:**

Cấu hình electron của nguyên tử biểu diễn sự phân bố electron trên các phân lớp thuộc các lớp khác nhau.

**- Quy ước cách viết cấu hình electron :**

- + STT lớp e được ghi bằng chữ số (1, 2, 3. . .)
- + Phân lớp được ghi bằng các chữ cái thường s, p, d, f.
- + Số e được ghi bằng số ở phía trên bên phải của phân lớp. ( $s^2$  ,  $p^6$  )

**- Một số chú ý khi viết cấu hình electron:**

- + Cần xác định đúng số e của nguyên tử hay ion. ( số e = số p = Z )
- + Nhớ vững các nguyên lí và qui tắc, kí hiệu của lớp và phân lớp ...
- + Qui tắc bão hòa và bán bão hòa trên d và f : Cấu hình electron bền khi các electron điền vào phân lớp d và f đạt bão hòa (  $d^{10}$ ,  $f^{14}$  ) hoặc bán bão hòa (  $d^5$ ,  $f^7$  )

**- Các bước viết cấu hình electron nguyên tử**

Bước 1: Điền lần lượt các e vào các phân lớp theo thứ tự tăng dần mức năng lượng.

Bước 2: Sắp xếp lại theo thứ tự các lớp và phân lớp theo nguyên tắc từ trong ra ngoài.

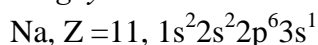
Bước 3: Xem xét phân lớp nào có khả năng đạt đến bão hòa hoặc bán bão hòa, thì có sự sắp xếp lại các electron ở các phân lớp ( chủ yếu là d và f )

**Ví dụ:** Viết cấu hình electron nguyên tử các nguyên tố sau

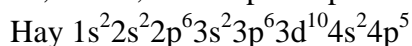
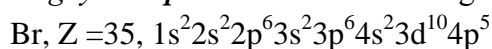
- + H( Z = 1)
- + Ne(Z = 10)
- + Cl(Z = 17)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- + Fe, Z = 26,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
- + Cu ( Z = 29); Cr ( Z = 24)

**-Cách xác định nguyên tố s, p, d, f:**

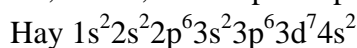
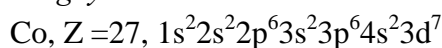
+ Nguyên tố s : có electron cuối cùng điền vào phân lớp s.



+Nguyên tố p: có electron cuối cùng điền vào phân lớp p.



+ Nguyên tố d: có electron cuối cùng điền vào phân lớp d.



+ Nguyên tố f: có electron cuối cùng điền vào phân lớp f

**e. Cấu hình e nguyên tử của 20 nguyên tố đầu(sgk)**

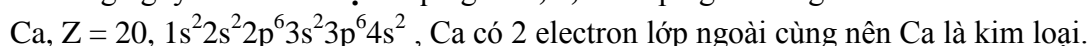
**f. Đặc điểm của lớp e ngoài cùng:**

-Đối với nguyên tử của tất cả các nguyên tố, lớp ngoài cùng có nhiều nhất là 8 e.

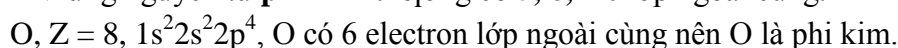
- Các electron ở lớp ngoài cùng quyết định đến tính chất hoá học của một nguyên tố.

+Những nguyên tử **khí hiếm** có **8 e** ở lớp ngoài cùng ( $ns^2 np^6$ ) hoặc 2e lớp ngoài cùng (nguyên tử He  $ns^2$ ) không tham gia vào phản ứng hoá học .

+Những nguyên tử **kim loại** thường có **1, 2, 3 e** lớp ngoài cùng.



+Những nguyên tử **phi kim** thường có **5, 6, 7 e** lớp ngoài cùng.



+Những nguyên tử có **4 e** lớp ngoài cùng có thể là **kim loại hoặc phi kim**.

- **Kết luận: Biết cấu hình electron nguyên tử thì dự đoán tính chất** hoá học nguyên tố.

**PHƯƠNG PHÁP GIẢI MỘT SỐ BÀI TOÁN CHƯƠNG 1**

**III- Một số điểm lưu ý khi giải toán chương nguyên tử.**

Trong nguyên tử ta luôn có:

- Số e = số p
- Số n = Số A – số p
- $p \leq n \leq 1,5p$  hay  $P \leq N \leq 1,5Z$
- n,p,e thuộc tập số nguyên dương.

( sau đó chúng ta biến đổi bất đẳng thức để từ đó kiểm tra nghiệm )

**IV-Một số bài toán ví dụ**

1. Bài toán về các hạt: Đề xuất nhiều cách giải, chọn cách giải hay

**Ví dụ 1:**

Một nguyên tử có tổng số các loại hạt là 13 . Hãy xác định số lượng từng loại hạt trong nguyên tử.

**Ví dụ 2:**

Tổng số hạt trong hạt nhân nguyên tử là 9. Hãy xác định số lượng từng loại hạt trong nguyên tử.

**Ví dụ 3:**

Tổng số hạt trong nguyên tử bằng 115, số hạt mang điện nhiều hơn số hạt không mang điện là 26. Xác định số hạt e của nguyên tử đó.

**Ví dụ 4:**

Ion  $M^{3+}$  được cấu tạo bởi 37 hạt. Số hạt mang điện nhiều hơn số hạt không mang điện là 9.

- Xác định số lượng từng hạt trong M .
  - Viết cấu hình electron và sự phân bố các e vào các AO.
3. Bài toán về đồng vị : Đề xuất nhiều cách giải, cách giải hay

**Ví dụ 1:**

Trong tự nhiên đồng có 2 đồng vị  $^{63}\text{Cu}$  chiếm 73 % và  $^{65}\text{Cu}$  chiếm 27%. Xác định khối lượng nguyên tử trung bình của đồng.

**Ví dụ 2:**

Trong tự nhiên đồng có 2 đồng vị  $^{63}\text{Cu}$  chiếm 73 % và  $^A\text{Cu}$ . Xác định số khối A biết khối lượng nguyên tử trung bình của đồng bằng 63,54.

**Ví dụ 3:**

Trong tự nhiên đồng có 2 đồng vị  $^X\text{Cu}$  chiếm 73 % và  $^Y\text{Cu}$ . Xác định X,Y biết khối lượng nguyên tử trung bình của đồng bằng 63,54 và số khối của đồng vị thứ hai lớn hơn đồng vị thứ nhất 2 đơn vị.

**Ví dụ 4:**

Trong tự nhiên đồng có 2 đồng vị  $^{63}\text{Cu}$  và  $^{65}\text{Cu}$ . Xác định % của đồng vị thứ nhất biết khối lượng nguyên tử trung bình của đồng bằng 63,54 .

**Ví dụ 5:**

Ion  $M^+$  và  $X^{2-}$  đều có cấu hình electron :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

- Viết cấu hình e của M và X.
- Tính tổng số hạt mang điện trong hợp chất được tạo bởi 2 ion trên.