**Bài 1: Thành phần của nguyên tử**

I. Các loại hạt cấu tạo nên nguyên tử

- Năm 1897, J.J Thomson thực hiện thí nghiệm phóng điện qua không khí loãng đã phát hiện ra hạt electron.

- Năm 1911, E. Rutherford đã tiến hành bắn phá một chùm hạt alpha lên một lá vàng siêu mỏng và quan sát đường đi của chúng sau khi bắn phá bằng màn huỳnh quang. Kết quả cho thấy nguyên tử có cấu tạo rỗng, ở tâm chứa một hạt nhân mang điện tích dương và có kích thước rất nhỏ so với kích thước nguyên tử.

- Năm 1918, khi bắn phá hạt nhân nguyên tử nitrogen bằng các hạt α, Rutherford đã phát hiện ra hạt proton.

- Năm 1932, khi dùng các hạt α để bắn phá hạt nhân nguyên tử beryllium, J. Chadwick đã phát hiện ra hạt neutron.

Kết luận:

- Thành phần cấu tạo của nguyên tử gồm:

+ Hạt nhân (nucleus): ở tâm của nguyên tử, chứa các proton mang điện tích dương và các neutron không mang điện.

+ Vỏ nguyên tử: chứa các electron mang điện tích tích âm, chuyển động rất nhanh xung quanh hạt nhân.

- Trong nguyên tử số proton bằng số electron nên nguyên tử trung hòa về điện.

- Khối lượng của electron rất nhỏ, không đáng kể so với khối lượng của proton hay neutron nên khối lượng nguyên tử tập trung hầu hết ở hạt nhân.

II. Kích thước và khối lượng nguyên tử

1. Kích thước

- Kích thước của nguyên tử là khoảng không gian tạo bởi sự chuyển động của các electron.

- Các nguyên tử khác nhau có số electron khác nhau nên có kích thước khác nhau.

- Nếu xem nguyên tử như một khối cầu, thì đường kính của nó chỉ khoảng 10-10m.

- Đơn vị picomet (pm) hay angstrom (Ao)thường được sử dụng để biểu thị kích thước nguyên tử.



- Hạt nhân nguyên tử có đường kính khoảng 10-2 pm, kích thước nhỏ hơn nhiều với kích thước nguyên tử.

2. Khối lượng

- Để biểu thị khối lượng nguyên tử người ta dùng đơn vị khối lượng nguyên tử, kí hiệu là amu.

1 amu được định nghĩa bằng 1/12 khối lượng 1 nguyên tử carbon – 12

1 amu = 1,661 × 10-27 kg.

- Chú ý: Một cách gần đúng, coi khối lượng của nguyên tử gần bằng khối lượng của hạt nhân do khối lượng của electron không đáng kể so với khối lượng của proton và neutron.

III. Điện tích hạt nhân và số khối

- Số proton trong hạt nhân nguyên tử bằng số đơn vị điện tích hạt nhân, kí hiệu là Z.

- Tổng số proton và neutron trong hạt nhân của một nguyên tử được gọi là số khối (hay số nucleon), kí hiệu là A.

A = Z + số neutron

- Ví dụ: Nguyên tử sodium (Na) có 11 proton, 12 neutron. Suy ra:

+ Nguyên tử sodium có số đơn vị điện tích hạt nhân = số proton = 11.

+ Số khối A = 11 + 12 = 23.

**Bài 2: Thành phần của nguyên tử**

I. Nguyên tố hóa học

- Nguyên tố hóa học là tập hợp những nguyên tử có cùng số đơn vị điện tích hạt nhân.

Ví dụ: Protium; deuterium và tritium là các loại nguyên tử của nguyên tố hydrogen.

- Trong nguyên tử, số đơn vị điện tích hạt nhân bằng số electron ở vỏ nguyên tử.

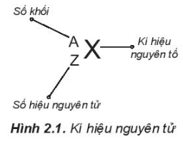
- Các electron trong nguyên tử quyết định tính chất hóa học của nguyên tử, nên các nguyên tử của cùng một nguyên tố hóa học có tính chất hóa học giống nhau.

- Hiện nay, con người đã biết 118 nguyên tố hóa học, trong đó có 94 nguyên tố hóa học tồn tại trong tự nhiên và 24 nguyên tố hóa học được tạo ra trong phòng thí nghiệm.

II. Kí hiệu nguyên tử

- Số đơn vị điện tích hạt nhân nguyên tử của một nguyên tố hóa học (còn được gọi là số hiệu nguyên tử (Z) của nguyên tố đó) và số khối (A) được xem là những đặc trưng cơ bản của nguyên tử.

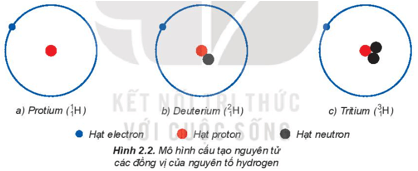
- Để kí hiệu nguyên tử, đặt hai chỉ số đặc trưng ở bên trái kí hiệu nguyên tố, trong đó số hiệu nguyên tử Z ở phía dưới, số khối A ở phía trên.



III. Đồng vị

- Đồng vị là những nguyên tử có cùng số đơn vị điện tích hạt nhân (cùng số proton) nhưng có số neutron khác nhau.





- Các đồng vị khác nhau về số neutron nên khác nhau về khối lượng hạt nhân nguyên tử, đồng thời khác nhau về một số tính chất vật lí.

- Ngoài các đồng vị bền, các nguyên tố hóa học còn có một số đồng vị không bền, gọi là các đồng vị phóng xạ, được sử dụng nhiều trong đời sống, y học, nghiên cứu khoa học…

IV. Nguyên tử khối

1. Nguyên tử khối

- Nguyên tử khối là khối lượng tương đối của nguyên tử.

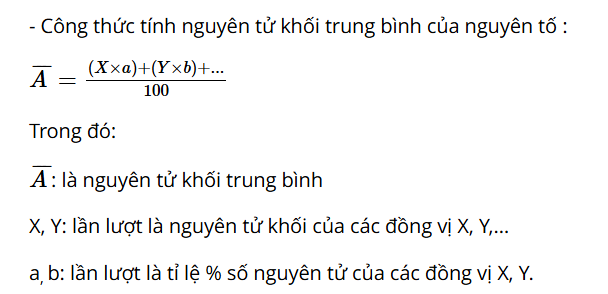
- Nguyên tử khối của một nguyên tử cho biết khối lượng của nguyên tử đó nặng gấp bao nhiêu lần đơn vị khối lượng nguyên tử.

- Do khối lượng proton và neutron đều xếp xỉ 1 amu, còn khối lượng neutron nhỏ hơn rất nhiều (0,00055 amu), nên một cách gần đúng, coi nguyên tử khối xấp xỉ số khối của hạt nhân.

2. Nguyên tử khối trung bình

- Hầu hết các nguyên tố trong tự nhiên là hỗn hợp của nhiều đồng vị, mỗi đồng vị có tỉ lệ phẩn trăm số nguyên tử xác định.

- Nguyên tử khối của của một nguyên tố là nguyên tử khối trung bình (kí hiệu là ) của hỗn hợp các đồng vị của nguyên tố đó.



**Bài 3: Cấu trúc lớp vỏ electron nguyên tử**

**I. Chuyển động của electron trong nguyên tử**

- Đến đầu thế kỉ XX, người ta vẫn cho rằng các electron chuyển động xung quanh hạt nhân theo những quỹ đạo tròn hay bầu dục, giống như quỹ đạo của các hành tinh quay xung quanh mặt trời.

- Mô hình hành tinh nguyên tử có ảnh hưởng rất lớn, thúc đẩy sự phát triển lí thuyết cấu tạo nguyên tử, nhưng không đầy đủ để giải thích nhiều tính chất của nguyên tử.

- Theo mô hình hiện đại, trong nguyên tử, các electron chuyển động rất nhanh xung quanh hạt nhân không theo một quỹ đạo xác định.

- Orbital nguyên tử (Atomic Orbital, viết tắt AO) là khu vực không gian xung quanh hạt nhân nguyên tử mà tại đó xác suất tìm thấy electron là lớn nhất (khoảng 90%).

**1. Hình dạng orbital nguyên tử**

- Khi chuyển động trong nguyên tử, các electron có những mức năng lượng khác nhau đặc trưng cho trạng thái chuyển động của nó.

- Dựa trên sự khác nhau về hình dạng, sự định hướng của orbital trong nguyên tử để phân loại orbital thành orbital s, orbital p, orbital d và orbital f.

- Các orbital s có dạng hình cầu và orbital p có dạng hình số 8 nổi.

**2. Ô orbital**

- Một AO được biểu diễn bằng một ô vuông, gọi là ô orbital.

- Trong 1 orbital chỉ chứa tối đa 2 electron có chiều tự quay ngược nhau (nguyên lí loại trừ Pau – li).

+ Nếu orbital có 1 electron thì biểu diễn bằng 1 mũi tên đi lên.

+ Nếu orbital có 2 electron thì được biểu diễn bằng 2 mũi tên ngược chiều nhau, mũi tên đi lên viết trước.

**II. Lớp và phân lớp electron**

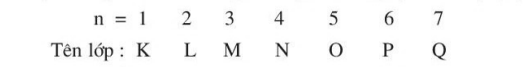
Trong nguyên tử, các electron được sắp xếp thành từng lớp và phân lớp theo năng lượng từ thấp đến cao.

**1. Lớp electron**

- Những electron ở lớp gần hạt nhân bị hút mạnh hơn về phía hạt nhân, vì thế có năng lượng thấp hơn so với những electron ở lớp xa hạt nhân.

- Các electron thuộc cùng một lớp có mức năng lượng gần bằng nhau.

- Người ta đánh số thứ tự lớp từ trong ra ngoài và được biểu thị bằng các số nguyên n = 1, 2, 3, …, 7 với tên gọi là các chữ cái in hoa như sau:



**2. Phân lớp electron**

Các phân lớp trong mỗi lớp electron được kí hiệu bằng các chữ cái viết thường, theo thứ tự: s, p, d, f

- Các electron trên cùng một phân lớp có năng lượng bằng nhau.

- Với 4 lớp đầu (1, 2, 3, 4) số phân lớp trong mỗi lớp bằng số thứ tự của lớp đó.

+ Lớp thứ nhất (lớp K, với n = 1) có một phân lớp, được kí hiệu là 1s.

+ Lớp thứ hai (lớp L, với n = 2) có hai phân lớp, được kí hiệu là 2s và 2p.

+ Lớp thứ ba (lớp M, với n = 3) có ba phân lớp, được kí hiệu là 3s, 3p và 3d.

+ Lớp thứ tư (lớp N, với n = 4) có bốn phân lớp, được kí hiệu là 4s, 4p, 4d và 4f.

- Các electron ở phân lớp s gọi là electron s, các electron ở phân lớp p được gọi là electron p….

**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 | s2 | p6 | d10 | f14 |

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

b. Số electron tối đa trong một lớp :

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Lớp  Thứ tự | Lớp K  n = 1 | Lớp L  n = 2 | Lớp M  n=3 | Lớp N  n = 4 |
| Số phân lớp | 1s | 2s2p | 3s3p3d | 4s4p4d4f |
| Số e tối đa (2n2) | 2e | 8e | 18e | 32e |

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

**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 lƣợng từ thấp đến cao.

- Mức năng lượng của : 1s2s2p3s3p4s3d5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d...

- Khi điện tích hạt nhân tăng lên sẽ xuất hiện sự chèn mức năng lƣợng 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 obitan 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 Hun : Trong cùng một phân lớp các electron điền vào các obitan sao cho số lectron 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 electrron 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.(s2 , p6 )

- 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 )

+ Nắm vững các nguyên lí và qui tắc, kí hiệu của lớp và phân lớp ...

+ Qui tắc bão hoà và bán bão hoà trên d và f : Cấu hình electron bền khi các electron điền vào phân lớp d và f đạt bão hoà ( d10, f14 ) hoặc bán bão hoà ( d5 , f7 )

- 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 hoà hoặc bán bão hoà, 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) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p5

+ Fe, Z = 26, 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d6 4s2

+ 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. Na, Z =11, 1s2 2s2 2p63s1

+ Nguyên tố p: có electron cuối cùng điền vào phân lớp p. Br, Z =35, 1s2 2s2 2p6 3s2 3p64s23d104p5 Hay 1s22s22p6 3s2 3p63d104s24p5

+ Nguyên tố d: có electron cuối cùng điền vào phân lớp d. Co, Z =27, 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d7 Hay 1s22s22p6 3s2 3p6 3d7 4s2

+ 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 (ns2np6) hoặc 2e lớp ngoài cùng (nguyên tử He ns2) 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, 1s22s22p63s23p64s2 , 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, 1s22s22p4 , 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