

CẤU TẠO NGUYÊN TỬ

(TÀI LIỆU BÀI GIẢNG)

Giáo viên: VŨ KHẮC NGỌC

Đây là tài liệu tóm lược các kiến thức đi kèm với bài giảng “Cấu tạo nguyên tử” thuộc Khóa học LTDH KIT-1: Môn Hóa học (Thầy Vũ Khắc Ngọc) tại website Hocmai.vn. Để có thể nắm vững kiến thức phần “Cấu tạo nguyên tử”, Bạn cần kết hợp xem tài liệu cùng với bài giảng này.

I. THÀNH PHẦN CẤU TẠO NGUYÊN TỬ

1. Lớp vỏ

Gồm các hạt mang điện âm gọi là **electron** (hay điện tử). Khối lượng của các electron đều bằng nhau và xấp xỉ bằng $1/1840$ khối lượng của nguyên tử hydro là nguyên tử nhẹ nhất, tức là bằng: $m_e = 9,1095 \cdot 10^{-31}$ kg hay bằng 0,00055 đơn vị Cacbon (đv.C).

Điện tích của các electron đều bằng nhau và bằng $-1,6 \cdot 10^{-19}$ Culông.

Đó là điện tích nhỏ nhất, vì vậy được gọi là điện tích nguyên tố.

2. Hạt nhân

Hạt nhân nguyên tử gồm các hạt proton và notron.

Proton. Proton có điện tích đúng bằng điện tích của electron nhưng ngược dấu tức là bằng $+1,6 \cdot 10^{-19}$ Culông.

Như vậy proton và electron cùng mang một điện tích nguyên tố, có dấu ngược nhau. Để thuận tiện, người ta quy ước lấy điện tích nguyên tố làm đơn vị, coi điện tích của electron là $1-$ và điện tích của proton là $1+$.

Notron. Hạt notron không mang điện, có khối lượng xấp xỉ bằng khối lượng của proton và bằng:

$$m_p = m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

hay xấp xỉ bằng 1 đv.C.

3. Kích thước, khối lượng của nguyên tử

Kích thước: Nếu hình dung nguyên tử như một khối cầu thì nó có đường kính khoảng 10^{-10} m. Để biểu thị kích thước nguyên tử, người ta dùng một đơn vị là Angxtrom và kí hiệu là Å.

$$1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m hay } 1 \text{ Å} = 10^{-8} \text{ cm.}$$

Nguyên tử nhỏ nhất là hydro có bán kính khoảng 0,53 Å.

Đường kính của hạt nhân nguyên tử còn nhỏ hơn, vào khoảng 10^{-4} Å, như vậy đường kính của nguyên tử lớn hơn đường kính của hạt nhân khoảng 10.000 lần.

Ta tưởng tượng nếu phóng đại một nguyên tử vàng lên 10^9 lần (một tỉ lần !) thì nó có đường kính là 30 cm nghĩa là nguyên tử vừa bằng quả bóng rổ. Trong khi đó thì hạt nhân nguyên tử vàng có một đường kính nhỏ hơn 0,003 cm nghĩa là có kích thước của một hạt cát nhỏ.

Bảng - Khối lượng và điện tích của các hạt cấu tạo nên nguyên tử

Tên	Kí hiệu	Khối lượng		Điện tích
Electron	e	$m_e = 9,1095 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	$m_e \gg 0,549 \cdot 10^{-3} \text{ đv.C}$	$-1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Proton	p	$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$m_p \gg 1 \text{ đv.C}$	$+1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Notron	n	$m_n = 1,6750 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$m_n \gg 1 \text{ đv.C}$	0

Đường kính của electron và proton lại còn nhỏ hơn nhiều : khoảng 10^{-7} Å. Electron chuyển động xung quanh hạt nhân. Giữa electron và hạt nhân là chân không : từ đó ta thấy nguyên tử có cấu tạo rỗng !

Khối lượng: Khối lượng của một nguyên tử vào khoảng 10^{-26} kg. Nguyên tử nhẹ nhất là hydro có khối lượng là $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg. Khối lượng của nguyên tử cacbon là $1,99 \cdot 10^{-26}$ kg.

Một lượng chất rất nhỏ cũng chứa một số nguyên tử lớn tới mức ta khó mà hình dung được.

Ví dụ: Trong 2 gam cacbon có 10^{23} nguyên tử cacbon. Một lít nước cũng chứa tới khoảng $9 \cdot 10^{25}$ nguyên tử hydro và oxi.

II. HẠT NHÂN NGUYÊN TỬ- NGUYÊN TỐ HÓA HỌC- ĐỒNG VỊ

1. Hạt nhân nguyên tử

a. Điện tích hạt nhân

Vì điện tích của mỗi proton bằng một đơn vị điện tích dương (1+) nên trong hạt nhân nếu có Z proton, thì điện tích của hạt nhân sẽ là $Z+$. Thực nghiệm cho biết nguyên tử trung hoà điện nên số proton trong hạt nhân bằng số electron chuyển động quanh hạt nhân. Như vậy, trong nguyên tử:

Điện tích hạt nhân = Số proton = Số electron

Ví dụ: Điện tích hạt nhân nguyên tử oxi là $8+$, như vậy nguyên tử oxi có 8 proton và có 8 electron. Biết được điện tích hạt nhân nguyên tử (cũng như biết được số proton và số electron) tức là nắm được chìa khóa để nhận biết nguyên tử.

b. Số khối

Tổng số hạt proton (kí hiệu là Z) và tổng số hạt neutron (kí hiệu là N) trong hạt nhân gọi là **số khối** của hạt nhân đó (kí hiệu là A).

$$A = Z + N$$

Ví dụ: Trong hạt nhân nguyên tử clo có 17 proton và 18 neutron, vậy số khối của hạt nhân nguyên tử clo là: $17 + 18 = 35$.

c. Khối lượng nguyên tử

Khối lượng của nguyên tử bằng tổng khối lượng của proton, neutron và electron có trong nguyên tử. Nhưng vì khối lượng của electron rất nhỏ so với khối lượng của proton và neutron nên khối lượng của nguyên tử coi như bằng khối lượng của các proton và neutron trong hạt nhân nguyên tử.

Ví dụ: Hạt nhân của nguyên tử nhôm có 13 proton và 14 neutron, xung quanh hạt nhân có 13 electron. Xác định khối lượng nguyên tử nhôm.

Khối lượng của nguyên tử nhôm coi như bằng khối lượng của 13 proton và 14 neutron. Khối lượng của mỗi proton và mỗi neutron xấp xỉ bằng 1 đv.C. Vậy khối lượng nguyên tử nhôm bằng 27 đv.C.

Như vậy, hạt nhân tuy rất nhỏ so với cả nguyên tử nhưng lại tập trung ở đó hầu như toàn bộ khối lượng của nguyên tử.

2. Nguyên tố hoá học

a. Định nghĩa

Tất cả các nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân đều thuộc cùng một nguyên tố hoá học.

Như vậy, các nguyên tử của cùng một nguyên tố hoá học có cùng số proton và cùng số electron.

Ví dụ : Tất cả các nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân là $17+$ đều thuộc nguyên tố clo. Các nguyên tử của nguyên tố clo đều có 17 proton và 17 electron.

Cho đến nay, người ta đã biết 92 nguyên tố tự nhiên và khoảng 17 nguyên tố nhân tạo (tổng số khoảng 109 nguyên tố). Các nguyên tố nhân tạo chưa được phát hiện thấy trên Trái Đất hay bất kì nơi nào khác trong vũ trụ mà được điều chế trong phòng thí nghiệm.

Tính chất của một nguyên tố hoá học là tính chất của tất cả các nguyên tử của nguyên tố đó.

b. Số hiệu nguyên tử

Điện tích hạt nhân nguyên tử của một nguyên tố được gọi là **số hiệu nguyên tử** của nguyên tố đó.

Số hiệu nguyên tử đặc trưng cho một nguyên tố hoá học và thường được kí hiệu là Z.

Ví dụ : Số hiệu nguyên tử của nguyên tố urani là 92. Vậy : điện tích hạt nhân nguyên tử urani là $92+$; có 92 proton trong hạt nhân và 92 electron ngoài lớp vỏ.

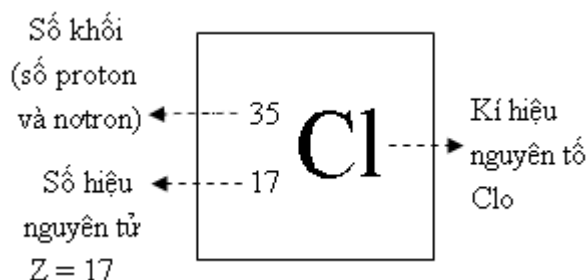
c. Kí hiệu các nguyên tử

Để đặc trưng đầy đủ cho một nguyên tố hoá học, bên cạnh kí hiệu thường dùng, người ta còn ghi các chỉ dẫn sau: A_ZX

X : kí hiệu của nguyên tố.

Z : số hiệu nguyên tử.

A : số khối $A = Z + N$.



Từ kí hiệu trên ta có thể biết được :

- Số hiệu nguyên tử của nguyên tố clo là 17 ; điện tích hạt nhân nguyên tử là 17+ ; trong hạt nhân có 17 proton và $(35 - 17) = 18$ neutron.
- Nguyên tử clo có 17 electron chuyển động quanh nhân.
- Khối lượng nguyên tử của clo là 35 đv.C.

3. Đồng vị

Khi nghiên cứu các nguyên tử của cùng một nguyên tố hoá học, người ta thấy rằng trong hạt nhân của những nguyên tử đó, số proton đều như nhau nhưng số khối có thể khác nhau do số neutron khác nhau.

Người ta gọi những nguyên tử có cùng số proton nhưng khác nhau về số neutron là những **đồng vị**.

Hầu hết các nguyên tố hoá học là hỗn hợp của nhiều đồng vị, chỉ có vài nguyên tố có một đồng vị. Ngoài những đồng vị tồn tại trong tự nhiên (khoảng 300), người ta còn điều chế được các đồng vị nhân tạo (khoảng 1000).

Các đồng vị của cùng một nguyên tố có tính chất hoá học giống nhau.

Khối lượng nguyên tử trung bình của các nguyên tố hoá học.

Vì hầu hết các nguyên tố hoá học là hỗn hợp của nhiều đồng vị nên khối lượng nguyên tử của các nguyên tố đó là khối lượng nguyên tử trung bình của hỗn hợp các đồng vị có kể đến tỉ lệ phần trăm của mỗi đồng vị.

III. VỎ NGUYÊN TỬ

1. Lớp electron

Trong nguyên tử, hạt nhân mang điện tích dương hút các electron mang điện tích trái dấu. Muốn tách electron ra khỏi vỏ nguyên tử cần cung cấp năng lượng cho nó. Thực nghiệm chứng tỏ rằng không phải mọi electron đều liên kết với hạt nhân chặt chẽ như nhau. Những electron ở gần hạt nhân nhất liên kết với nhau chặt chẽ nhất. Người ta nói: chúng ở mức năng lượng thấp nhất. Ngược lại, những electron ở xa hạt nhân nhất có mức năng lượng cao nhất ; chúng dễ bị tách ra khỏi nguyên tử hơn các electron khác. Chính những electron này quy định tính chất hoá học của các nguyên tố.

Tuỳ theo mức năng lượng cao hay thấp mà các electron được phân bố theo từng lớp electron (hay mức năng lượng). **Các electron có mức năng lượng gần bằng nhau thuộc cùng một lớp.**

Các lớp electron từ trong ra ngoài được đánh số $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ hoặc kí hiệu bằng chữ cái lớn: K, L, M, N

2. Phân lớp electron (hay phân mức năng lượng)

Mỗi lớp electron lại phân chia thành phân lớp electron. Các electron trong mỗi phân lớp có mức năng lượng bằng nhau.

Các phân lớp được kí hiệu bằng các chữ cái thường s, p, d, f.

Số phân lớp bằng số thứ tự của lớp.

Lớp thứ 1 có 1 phân lớp, đó là phân lớp 1s.

Lớp thứ 2 có 2 phân lớp, đó là phân lớp 2s và phân lớp 2p.

Lớp thứ 3 có 3 phân lớp, đó là phân lớp 3s, 3p và phân lớp 3d, v.v....

Các electron ở phân lớp s được gọi là electron s ; ở phân lớp p, được gọi là electron p, v.v....

3. Obitan

Obitan là khu vực không gian xung quanh hạt nhân trong đó khả năng có mặt electron là lớn nhất (khu vực có mật độ đám mây electron lớn nhất).

Số và dạng obitan phụ thuộc vào đặc điểm của mỗi phân lớp electron.

Phân lớp s có 1 obitan có dạng hình cầu.

Phân lớp p có 3 obitan có dạng hình số 8 nổi.

Phân lớp d có 5 obitan và phân lớp f có 7 obitan. Obitan d và obitan f có dạng phức tạp hơn.

Mỗi obitan chỉ chứa tối đa 2 electron.

Khi một obitan đã có đủ 2 electron, người ta nói rằng các electron đã **ghép đôi**. Các electron ghép đôi thường không tham gia vào việc tạo thành liên kết hoá học.

Khi một obitan chỉ có 1 electron, người ta gọi đó là electron độc thân. Trong đa số các trường hợp, chỉ có các electron độc thân mới tham gia vào tạo thành liên kết hoá học.

4. Số electron tối đa trong một phân lớp, một lớp

Từ số electron tối đa trong một obitan, ta có thể suy ra số electron tối đa trong mỗi phân lớp và mỗi lớp.

- Phân lớp s có 1 obitan nên có tối đa 2 electron.

Phân lớp p có 3 obitan nên có tối đa 6 electron.

Phân lớp d có tối đa 10 electron và phân lớp f có 14 electron.

- Lớp thứ 1 có 1 phân lớp s nên có tối đa 2 electron.

Lớp thứ 2 có phân lớp s và phân lớp p nên có tối đa 8 electron.

Lớp thứ 3 có các phân lớp s, p, d, nên có tối đa 18 electron.

Từ đó suy ra lớp thứ 4 có tối đa 32 electron v.v...

Một lớp đã chứa đủ số electron tối đa được gọi là lớp electron bão hòa.

Số electron tối đa trong các lớp và các phân lớp (từ $n = 1$ đến $n = 3$)

Số thứ tự của lớp	Số electron tối đa của lớp	Số electron phân bố vào các phân lớp
$n = 1$ (lớp K)	2	$1s^2$
$n = 2$ (lớp L)	8	$2s^2 2p^6$
$n = 3$ (lớp M)	18	$3s^2 3p^6 3d^{10}$

5. Cấu trúc electron trong nguyên tử các nguyên tố

Nguyên lý vững bền :

Trong nguyên tử, các electron lần lượt chiếm các mức năng lượng từ thấp đến cao.

Càng xa hạt nhân, các lớp và phân lớp electron nối chung có mức năng lượng càng cao. Cụ thể mức năng lượng của các lớp tăng theo thứ tự từ 1 đến 7 và của phân lớp tăng theo thứ tự s, p, d, f.

Sau đây là thứ tự sắp xếp các phân lớp theo chiều tăng của mức năng lượng xác định bằng thực nghiệm :

$1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s$ v.v....

Dựa vào nguyên lý vững bền, đồng thời chú ý đến số electron tối đa trong mỗi phân lớp, ta có thể viết được sơ đồ phân bố electron trong nguyên tử của bất kì nguyên tố nào khi biết số hiệu nguyên tử Z của nguyên tố đó.

Ví dụ:

- Nguyên tử hiđro : $Z = 1$, có 1 electron. Electron này chiếm phân mức năng lượng thấp nhất là $1s$.

- Nguyên tử heli : $Z = 2$, có 2 electron. Cả 2 electron đều chiếm phân mức $1s$.

Như vậy, nguyên tử hiđro và nguyên tử heli chỉ có 1 lớp electron, lớp K.

- Nguyên tử liti : $Z = 3$, có 3 electron. Hai electron đầu chiếm phân mức $1s$: vì phân mức $1s$ chỉ nhận tối đa 2 electron nên electron thứ 3 chiếm phân mức $2s$.

Như vậy nguyên tử liti có 2 lớp electron, lớp K gồm 2 electron và lớp L, 1 electron v.v...

Cấu hình electron

Muốn biểu diễn sự phân bố electron theo các lớp và phân lớp, người ta dùng cấu hình electron ghi theo cách sau:

- Lớp electron được ghi bằng chữ số.

- Phân lớp được ghi bằng chữ cái thường s, p, d...

- Số electron được ghi bằng số ở phía trên bên phải của chữ cái chỉ phân lớp, các phân lớp không có electron không ghi.

Ví dụ:

Cấu hình electron của các nguyên tử ${}^1\text{H}$, ${}^2\text{He}$, ${}^3\text{Li}$, ${}^{13}\text{Al}$ được ghi như sau:

${}^1\text{H} : 1s^1$

${}^2\text{He} : 1s^2$

${}^3\text{Li} : 1s^2 2s^1$

${}^{13}\text{Al} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Ngoài cách viết cấu hình electron như trên, muốn biểu diễn *sự phân bố electron theo các obitan*, người ta làm như sau :

Kí hiệu mỗi obitan bằng một ô vuông, mỗi electron bằng một mũi tên, các electron ghép đôi được kí hiệu bằng hai mũi tên ngược chiều.

Sau đây là sơ đồ phân bố electron vào các obitan trong nguyên tử của 10 nguyên tố đầu tiên.

Z	Kí hiệu	Sự phân bố e vào các obitan	Cấu hình electron
1	H	\uparrow	$1s^1$
2	He	$\uparrow\downarrow$	$1s^2$
3	Li	$\uparrow\downarrow$ \uparrow	$1s^2 2s^1$
4	Be	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2$
5	B	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \square \square	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \square	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$

6. Đặc điểm của lớp electron ngoài cùng

- Đối với nguyên tử của tất cả các nguyên tố, **lớp ngoài cùng có tối đa là 8 electron**.
- Các nguyên tử có 8 electron lớp ngoài cùng đều rất bền vững, chúng không tham gia vào các phản ứng hoá học. Đó là các nguyên tử khí hiếm.
- Các nguyên tử có 1, 2, 3 electron lớp ngoài cùng là những nguyên tử kim loại.
- Các nguyên tử có 5, 6, 7 electron lớp ngoài cùng là những nguyên tử phi kim.

Các electron lớp ngoài cùng (gọi tắt là các electron ngoài cùng) hầu như quyết định tính chất hoá học của một nguyên tố.

Biết được sự phân bố electron trong nguyên tử, nhất là biết được số electron lớp ngoài cùng, người ta có thể dự đoán được những tính chất hoá học tiêu biểu của nguyên tố đó.

Giáo viên: Vũ Khắc Ngọc

Nguồn:  [Hocmai.vn](https://hocmai.vn)