

SỰ BIẾN ĐỔI TUẦN HOÀN CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

2.8. Các nguyên tố nhóm A là các nguyên tố có cả trong các chu kì nhỏ và chu kì lớn. Trong nguyên tử của các nguyên tố nhóm A, các electron hoá trị tồn tại trên các phân lớp s và p của cùng một lớp. Trong một chu kì, các nguyên tố thuộc nhóm A có số electron hoá trị thay đổi từ 1 đến 8 và đều thuộc lớp ngoài cùng. Các nguyên tố thuộc nhóm B chỉ có ở các chu kì lớn. Các nguyên tố thuộc nhóm B có các electron hoá trị tồn tại trên phân lớp s của lớp ngoài cùng đồng thời với các electron của phân lớp d hoặc f thuộc lớp bên trong. Như vậy, ở lớp ngoài cùng chỉ có từ 1 đến 2 electron (trừ nguyên tử paladi không có electron nào trên phân lớp s ngoài cùng).

2.9. Các nguyên tố nhóm A và các nguyên tố nhóm B có cùng số thứ tự nhóm chỉ có một đặc điểm chung là có thể thể hiện hoá trị cao nhất bằng nhau và bằng chính số thứ tự của nhóm.

Thí dụ nguyên tố cacbon ở nhóm IVA và titan ở nhóm IVB. Cacbon có hoá trị cao nhất bằng 4 trong CO_2 . Trong khi đó titan cũng có hoá trị cao nhất là 4 trong TiO_2 .

Cấu hình electron nguyên tử của C và Ti không giống nhau. Tính chất vật lí và hoá học của C và Ti không có một sự tương tự nào.

2.10. Khi nói đến vị trí của một nguyên tố hoá học trong bảng tuần hoàn ta thường nói đến số thứ tự của : ô, chu kì, nhóm và nhóm A hay B của nguyên tố.

Số thứ tự của ô nguyên tố chính bằng số proton trong hạt nhân bằng số electron ở vỏ nguyên tử. Như vậy, số thứ tự của ô nguyên tố bằng tổng số electron của nguyên tử nguyên tố đó. Nếu căn cứ vào cấu hình electron thì chỉ cần xác định tổng số electron. Thí dụ nguyên tố sắt có cấu hình electron : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ có tổng số electron bằng 26. Sắt ở ô thứ 26 của bảng tuần hoàn.

Số thứ tự của chu kì bằng số lớp electron ứng với giá trị n lớn nhất trong cấu hình electron của nguyên tử. Thí dụ nguyên tố sắt có cấu hình electron : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ với giá trị n lớn nhất bằng 4. Sắt ở chu kì 4.

Các nguyên tố nhóm A có các electron cuối cùng được xếp vào phân lớp s hoặc p (ở lớp electron ngoài cùng). Ngược lại, các nguyên tố nhóm B có các electron cuối cùng được xếp vào phân lớp d hoặc f. Căn cứ cấu hình nguyên tử sắt ở trên cần nhớ rằng electron được phân bố vào phân lớp 4s trước phân lớp 3d (sự chèn mức năng lượng electron) nên các electron cuối cùng được xếp vào phân lớp 3d. Như vậy, sắt thuộc nhóm B. Nguyên tử Cl có cấu hình electron : $[Ne] 3s^2 3p^5$ có các electron cuối cùng được xếp vào phân lớp 3p nên clo là nguyên tố thuộc nhóm A.

Các nguyên tố nhóm A có số thứ tự của nhóm trùng với số electron ở lớp ngoài cùng của nguyên tử. Thí dụ clo có electron lớp ngoài cùng là $3s^2 3p^5$ với 7 electron nên thuộc nhóm VIIA.

Các nguyên tố nhóm B : Cần xét đến electron lớp ngoài cùng và phân lớp d gần lớp ngoài cùng của nguyên tử. Gọi tổng số electron trên hai phân lớp này là S. Nếu $S \leq 7$ thì số nhóm bằng S. Nếu $S = 8, 9, 10$ thì số nhóm bằng VIII và nếu $S > 10$ thì số nhóm bằng $S - 10$. Thí dụ với nguyên tử sắt $S = 8$ nên sắt ở nhóm VIIIB. Nguyên tố đồng có cấu hình electron nguyên tử là : $[Ar] 3d^{10} 4s^1$ với tổng số electron trên 3d và 4s bằng 11 nên đồng ở nhóm IB : $(11 - 10 = 1)$.

2.11. Gọi số đơn vị điện tích hạt nhân của nguyên tố X là Z. Nguyên tố Y ở ô kế tiếp với nguyên tố X trong cùng chu kì nên có số đơn vị điện tích hạt nhân là $Z + 1$.

Theo điều kiện đầu bài, ta có $Z + Z + 1 = 27 \Rightarrow Z = 13$. Như vậy, nguyên tố X là nhôm, nguyên tố Y là silic ($Z = 14$).

Cấu hình electron nguyên tử của nhôm : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Nhôm ở chu kì 3, nhóm IIIA, ô số 13.

Cấu hình electron nguyên tử của silic : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Silic ở chu kì 3, nhóm IVA, ô số 14.

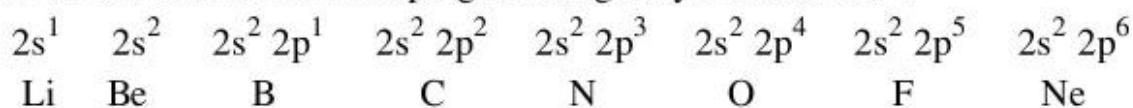
- 2.12.** Các nguyên tố nhóm VIA có hoá trị cao nhất đối với oxi bằng số thứ tự nhóm và bằng 6. Nếu gọi M là kí hiệu nguyên tử đồng thời là khối lượng mol nguyên tử, ta có công thức của oxit là MO_3 . Theo điều kiện đầu bài ra ta có :

$$\frac{3 \times 16}{M + 3 \times 16} \times 100 = 60$$

Giải ra ta có $M = 32$ g là khối lượng mol nguyên tử của lưu huỳnh. Nguyên tố S ở ô thứ 16 của bảng tuần hoàn nên cấu hình electron nguyên tử của lưu huỳnh là $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

- 2.13.** Các nguyên tố chu kì hai có electron được xếp vào lớp thứ 2 với hai phân lớp là 2s và 2p. Chu kì 2 bắt đầu từ nguyên tố liti. Hai nguyên tố liti và beri có electron xếp vào phân lớp 2s.

Từ nguyên tố bo, các electron được xếp tiếp vào phân lớp 2p. Phân lớp 2p có 3 obitan nên có thể chứa tối đa là 6 electron nên các nguyên tố còn lại của chu kì có các electron được xếp vào phân lớp 2p. Khi cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố đạt được là $2s^2 2p^6$ ở nguyên tố neon thì chu kì 2 cũng kết thúc. Như vậy nguyên tử của các nguyên tố chu kì 2 có cấu hình electron lớp ngoài cùng thay đổi như sau :



- 2.14.** Khi xếp các nguyên tố theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử thì cấu hình electron theo lớp và phân lớp sẽ biến đổi một cách tuần hoàn. Nguyên tố đầu chu kì có electron được xếp vào phân lớp ns sau đó vào các phân lớp np tiếp theo. Nếu giữa phân lớp ns và phân lớp np có chèn thêm các phân lớp $(n - 1)d$ hay $(n - 2)f$ thì ở các nguyên tố cuối chu kì, các electron được xếp vào phân lớp p để hoàn thành phân lớp np^6 của nguyên tố khí hiếm. Như vậy sự biến đổi tuần hoàn về cấu hình electron thể hiện rõ nhất đối với phân lớp s và p (các nguyên tố nhóm A).

2.15. a) Hai nguyên tử X và Y tuy có cùng số electron ở lớp ngoài cùng là 2 nhưng nguyên tố X không có electron ở phân lớp d nên đó là nguyên tố nhóm A (nhóm IIA). Trong khi đó, nguyên tố Y có 3 electron ở phân lớp 3d nên thuộc nhóm B. Y là nguyên tố nhóm B nên thuộc về nhóm có số thứ tự nhóm = $2 + 3 = 5$. Nguyên tố Y ở nhóm VB trong khi nguyên tố X ở nhóm IIA.

b) Tổng số electron trong một nguyên tử của nguyên tố X bằng 12 còn tổng số electron trong một nguyên tử của nguyên tố Y bằng 23. Vậy chúng cách nhau 10 nguyên tố. Hai nguyên tố X và Y không cùng chu kì vì X ở chu kì 3 còn Y ở chu kì 4.