

SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH KIM LOẠI, TÍNH PHI KIM CỦA CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

- Hiểu được tính kim loại, tính phi kim và quy luật biến đổi tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn.
- Hiểu được quy luật biến đổi hoá trị, tính axit – bazơ của oxit và hidroxit của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn.
- Hiểu được nội dung định luật tuần hoàn.

I - SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH KIM LOẠI, TÍNH PHI KIM CỦA CÁC NGUYÊN TỐ

1. Tính kim loại, tính phi kim

Tính kim loại là tính chất của một nguyên tố mà nguyên tử của nó dễ nhường electron để trở thành ion dương.

Nguyên tử của nguyên tố nào càng dễ nhường electron, tính kim loại của nguyên tố đó càng mạnh.

Tính phi kim là tính chất của một nguyên tố mà nguyên tử của nó dễ nhận thêm electron để trở thành ion âm.

Nguyên tử của nguyên tố nào càng dễ nhận electron, tính phi kim của nguyên tố đó càng mạnh.

Thực ra, không có ranh giới rõ rệt giữa tính kim loại và tính phi kim. Một cách tương đối, trong bảng tuần hoàn các nguyên tố kim loại và phi kim được phân cách bằng đường kẻ đậm (xem bảng tuần hoàn trang 41). Bên phải là các nguyên tố phi kim, bên trái là các nguyên tố kim loại.

2. Sự biến đổi tính kim loại, tính phi kim

Trong mỗi chu kì, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, tính kim loại của các nguyên tố giảm dần, đồng thời tính phi kim tăng dần.

Thí dụ : Chu kì 3 bắt đầu từ nguyên tố natri ($Z = 11$), một kim loại điển hình, rồi lần lượt đến magie ($Z = 12$) là kim loại mạnh nhưng hoạt động kém natri. Nhôm ($Z = 13$) là kim loại nhưng hidroxit của nó đã có tính lưỡng tính.

Silic ($Z = 14$) là phi kim. Từ photpho ($Z = 15$) đến lưu huỳnh ($Z = 16$), tính phi kim mạnh dần, clo ($Z = 17$) là một phi kim điển hình.

Quy luật trên được lặp lại đối với mỗi chu kì.

Có thể giải thích quy luật biến đổi tính chất trên như sau :

Trong một chu kì, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân (từ trái sang phải) thì năng lượng ion hoá, độ âm điện tăng dần đồng thời bán kính nguyên tử giảm dần làm cho khả năng nhường electron giảm nên tính kim loại giảm, khả năng nhận electron tăng nên tính phi kim tăng.

Trong một nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân tính kim loại của các nguyên tố tăng dần, đồng thời tính phi kim giảm dần.

Thí dụ nhóm IA và nhóm VIIA.

Trong nhóm IA : Tính kim loại tăng rõ rệt từ liti ($Z = 3$) đến xesi ($Z = 55$) tức là khả năng nhường electron tăng dần. Nhóm VIIA (nhóm halogen) gồm những phi kim điển hình : Tính phi kim giảm dần từ flo ($Z = 9$) đến iot ($Z = 53$), tức là khả năng nhận electron giảm dần.

Quy luật đó được lặp lại đối với các nhóm A khác và được giải thích như sau :

Trong một nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân (từ trên xuống dưới) thì năng lượng ion hoá, độ âm điện giảm dần đồng thời bán kính nguyên tử tăng nhanh làm cho khả năng nhường electron tăng, nên tính kim loại tăng, khả năng nhận electron giảm, nên tính phi kim giảm.

Tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố phụ thuộc chủ yếu vào cấu hình electron nguyên tử. Cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn có tính biến đổi tuần hoàn nên tính kim loại, tính phi kim biến đổi tuần hoàn.

Nhận xét : *Tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.*

II - SỰ BIẾN ĐỔI VỀ HOÁ TRỊ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ

Trong một chu kì, đi từ trái sang phải, hoá trị cao nhất của các nguyên tố với oxi tăng lần lượt từ 1 đến 7, còn hoá trị với hiđro của các phi kim giảm từ 4 đến 1.

Thí dụ : Trong chu kì 3, ba nguyên tố đầu chu kì (Na, Mg, Al) tạo thành hợp chất oxit trong đó các nguyên tố có hoá trị lần lượt là 1, 2, 3. Các nguyên tố tiếp theo (Si, P, S, Cl) có hoá trị lần lượt là 4, 5, 6, 7 trong oxit cao nhất.

Các nguyên tố phi kim Si, P, S, Cl tạo được hợp chất khí với hiđro, trong đó chúng có hoá trị lần lượt là 4, 3, 2, 1.

Đối với các chu kì khác, sự biến đổi hoá trị của các nguyên tố cũng diễn ra tương tự (bảng 2.4).

Bảng 2.4

Sự biến đổi tuần hoàn hoá trị của các nguyên tố ở chu kì 3 và 4

Số thứ tự nhóm A	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Hợp chất với oxi	Na ₂ O K ₂ O	MgO CaO	Al ₂ O ₃ Ga ₂ O ₃	SiO ₂ GeO ₂	P ₂ O ₅ As ₂ O ₅	SO ₃ SeO ₃	Cl ₂ O ₇ Br ₂ O ₇
Hoá trị cao nhất với oxi	1	2	3	4	5	6	7
Hợp chất khí với hiđro				SiH ₄ GeH ₄	PH ₃ AsH ₃	H ₂ S H ₂ Se	HCl HBr
Hoá trị với hiđro				4	3	2	1

Nhận xét : Hoá trị cao nhất của một nguyên tố với oxi, hoá trị với hiđro của các phi kim biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.

III - SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH AXIT - BAZO CỦA OXIT VÀ HIDROXIT TƯƠNG ƯNG

Tính axit – bazơ của oxit và hidroxit tương ứng của các nguyên tố ở chu kì 2 và 3 được trình bày trong bảng 2.5.

Bảng 2.5**Tính axit - bazơ của oxit và hidroxit tương ứng của các nguyên tố ở chu kì 2 và 3**

Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5		
Oxit bazơ	Oxit lưỡng tính	Oxit axit	Oxit axit	Oxit axit		
LiOH	$\text{Be}(\text{OH})_2$	H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3		
Bazơ kiềm	Hidroxit lưỡng tính	Axit yếu	Axit yếu	Axit mạnh		
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Oxit bazơ	Oxit bazơ	Oxit lưỡng tính	Oxit axit	Oxit axit	Oxit axit	Oxit axit
NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4
Bazơ kiềm	Bazơ yếu	Hidroxit lưỡng tính	Axit yếu	Axit trung bình	Axit mạnh	Axit rất mạnh

Trong một chu kì, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, tính bazơ của oxit và hidroxit tương ứng giảm dần, đồng thời tính axit của chúng tăng dần.

Trong một nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, tính bazơ của các oxit và hidroxit tương ứng tăng dần, đồng thời tính axit của chúng giảm dần.

Nhận xét : Tính axit – bazơ của các oxit và hidroxit tương ứng của các nguyên tố biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử.

IV - ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

Định luật tuần hoàn được phát biểu như sau :

“Tính chất của các nguyên tố và đơn chất cũng như thành phần và tính chất của các hợp chất tạo nên từ các nguyên tố đó biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử”.

BÀI TẬP

1. Cho biết quy luật biến đổi tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố trong một chu kì và trong một nhóm A, giải thích.
2. Hãy cho biết sự biến đổi về tính axit – bazơ của các oxit cao nhất và hiđroxit tương ứng của các nguyên tố trong một chu kì và trong một nhóm A theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.
3. Hãy phát biểu định luật tuần hoàn các nguyên tố hoá học và lấy các thí dụ về cấu hình electron nguyên tử, tính chất của các đơn chất và tính chất của các hợp chất để minh hoạ.
4. Những đại lượng và tính chất nào của nguyên tố hoá học (ghi dưới đây) biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng điện tích hạt nhân nguyên tử ?
 - a) Khối lượng nguyên tử
 - b) Số thứ tự
 - c) Bán kính nguyên tử
 - d) Tính kim loại
 - e) Tính phi kim
 - f) Năng lượng ion hoá thứ nhất
 - g) Tính axit – bazơ của các hiđroxit
 - h) Cấu hình electron nguyên tử lớp ngoài cùng.
5. Cho các nguyên tố X, Y, Z có số hiệu nguyên tử lần lượt là 9, 16, 17.
 - a) Xác định vị trí của chúng trong bảng tuần hoàn.
 - b) Xếp các nguyên tố đó theo thứ tự tính phi kim tăng dần.
6. Cho các nguyên tố A, B, C, D có số hiệu nguyên tử lần lượt 11, 12, 13, 14.
 - a) Viết cấu hình electron nguyên tử của chúng.
 - b) Xác định vị trí của chúng trong bảng tuần hoàn.
 - c) Xếp các nguyên tố đó theo thứ tự tính kim loại tăng dần.
7. Dựa vào sự biến đổi tuần hoàn tính chất của các nguyên tố, hãy đoán nhận sự biến đổi về năng lượng ion hoá thứ nhất, độ âm điện, tính kim loại của các kim loại nhóm IA.