

Chương 2

ĐỊNH LUẬT TUẦN HÒAN, HỆ THỐNG TUẦN HÒAN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC VÀ CẤU TẠO NGUYÊN TỬ

cuu duong than cong . com

2.1. Định luật tuần hoàn và điện tích hạt nhân nguyên tử

REIHEN	GRUPPE I – R ² O	GRUPPE II – RO	GRUPPE III – R ² O ³	GRUPPE IV RH ⁴ RO ²	GRUPPE V RH ³ R ² O ⁵	GRUPPE VI RH ² RO ³	GRUPPE VII RH R ² O ⁷	GRUPPE VIII – RO ⁴
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	– = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	– = 68	– = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	– = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	–	–	–	– – – –
9	(–)	–	–	–	–	–	–	
10	–	–	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	–	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	–	–	
12	–	–	–	Th = 231	–	U = 240	–	– – – –

Figure 4-1 Mendeleev's early periodic table (1872). "J" is the German symbol for iodine.

Định luật tuần hoàn Mendeleev: Tính chất các đơn chất cũng như dạng và tính chất các hợp chất của những nguyên tố hóa học phụ thuộc tuần hoàn vào trọng lượng nguyên tử của các nguyên tố.

Định luật tuần hoàn hiện đại: Tính chất các đơn chất cũng như dạng và tính chất các hợp chất của những nguyên tố hóa học phụ thuộc tuần hoàn vào điện tích hạt nhân nguyên tử của các nguyên tố.

2.2. Hệ thống tuần hoàn các nguyên tố hóa học và cấu trúc electron nguyên tử

1 1A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
1 H 1.00794	2 2A											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.1797
3 Li 6.941	4 Be 9.01218	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9381	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.29
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57 *La 138.906	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226.025	89 †Ac 227.028	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 (269)	111 (272)	112 (272)		114 (287)		116 (289)		118 (293)
*Lanthanide series			58 Ce 140.115	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967	
†Actinide series			90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)	

2.2.1. Cấu trúc bảng hệ thống tuần hoàn các nguyên tố hóa học

- Các nhóm nguyên tố được xếp theo cột dọc và có số thứ tự từ I đến VIII.
- Mỗi nhóm gồm có phân nhóm chính và phân nhóm phụ.
- Riêng phân nhóm phụ nhóm III có 14 phân nhóm phụ thứ cấp tạo bởi những nguyên tử ở cùng ô với các nguyên tố La ($Z=57$) và Ac ($Z=89$), gọi là các nguyên tố lantanit và actinit.

-
- Các chu kỳ nguyên tố được xếp theo hàng ngang và có số thứ tự từ I đến VII, bắt đầu từ các nguyên tố kim loại kiềm và kết thúc bằng các nguyên tố khí trơ.
 - Ba chu kỳ đầu là những chu kỳ nhỏ, chỉ gồm một dãy nguyên tố. Bốn chu kỳ còn lại gọi là chu kỳ lớn, mỗi chu kỳ gồm 2 dãy nguyên tố. Chu kỳ lớn 7 gọi là chu kỳ dở dang vì chỉ mới phát hiện 19 nguyên tố.

2.2.2. Cấu trúc electron nguyên tử dựa trên bảng hệ thống tuần hoàn

- Số thứ tự trùng với điện tích hạt nhân nguyên tử của nguyên tố.
- Số lượng tử chính n bằng số thứ tự của chu kỳ.
- Đối với các chu kỳ nhỏ, hai nguyên tố đầu chu kỳ có electron xếp vào orbital s lớp ngoài cùng, được gọi là những nguyên tố s; và sáu nguyên tố tiếp theo có electron xếp vào các orbital p cũng của lớp ngoài cùng đó, gọi là những nguyên tố p.

-
- Đối với các chu kỳ lớn, hai nguyên tố đầu chu kỳ có electron xếp vào orbital s lớp ngoài cùng; 10 nguyên tố kế tiếp có electron xếp vào các orbital d của lớp kế ngoài cùng, và 6 nguyên tố cuối có electron xếp vào các orbital p của lớp ngoài cùng.
 - Các nguyên tố có khuynh hướng chuyển về trạng thái bền với cấu trúc electron ngoài cùng kiểu s^2p^6 , s^2 , p^6 , d^{10} , f^{14} (cấu trúc bão hòa); hoặc s^1 , p^3 , d^5 , f^7 (cấu trúc bán bão hòa).

Ví dụ: Na ($Z=11$, $n=3$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Zn ($Z=30$, $n=4$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

Cu ($Z=29$, $n=4$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

cuu duong than cong . com

2.3. Cấu trúc hệ thống tuần hoàn dưới ánh sáng cấu tạo nguyên tử

2.3.1. Chu kỳ

- Chu kỳ là dãy liên tục các nguyên tố, bắt đầu từ nguyên tố s, kết thúc bằng nguyên tố p, và giữa những nguyên tố này có thể có những nguyên tố d, f.
- Số thứ tự của chu kỳ trùng với số lượng tử chính n đặc trưng cho lớp electron ngoài cùng của các nguyên tố trong chu kỳ.

Sự sắp xếp electron trong mỗi chu kỳ:

- Đầu chu kỳ là 2 nguyên tố s.
- Cuối chu kỳ là 6 nguyên tố p.
- Giữa chu kỳ là 10 nguyên tố d.
- Sau nguyên tố d thứ nhất là 14 nguyên tố f.

2.3.2. Nhóm

Nhóm gồm các nguyên tố có số electron ở lớp ngoài cùng hoặc của những phân lớp ngoài cùng giống nhau và bằng số thứ tự của nhóm → các nguyên tố trong cùng nhóm có cấu hình electron lớp ngoài cùng giống nhau, trong đó tổng số mũ của các phân lớp ngoài cùng bằng số thứ tự của nhóm.

2.3.3. Phân nhóm

Phân nhóm gồm các nguyên tố có cấu trúc electron lớp ngoài cùng hoặc của những phân lớp ngoài cùng giống nhau, trong đó: phân nhóm chính gồm các nguyên tố s hoặc p có cấu hình electron lớp ngoài cùng tương ứng là ns^x hoặc $ns^2 np^{x-2}$; phân nhóm phụ gồm các nguyên tố d có cấu hình electron các phân lớp ngoài cùng là $(n-1)d^{x-2} ns^2$, với x là số thứ tự của nhóm.

Nhóm	Nguyên tố s & p	Nguyên tố d
I	ns^1	$(n-1)d^{10}ns^1$
II	ns^2	$(n-1)d^{10}ns^2$
III	ns^2np^1	$(n-1)d^1ns^2$
IV	ns^2np^2	$(n-1)d^2ns^2$
V	ns^2np^3	$(n-1)d^3ns^2$
VI	ns^2np^4	$(n-1)d^5ns^1$
VII	ns^2np^5	$(n-1)d^5ns^2$
VIII	ns^2np^6	$(n-1)d^{6,7,8}ns^2$

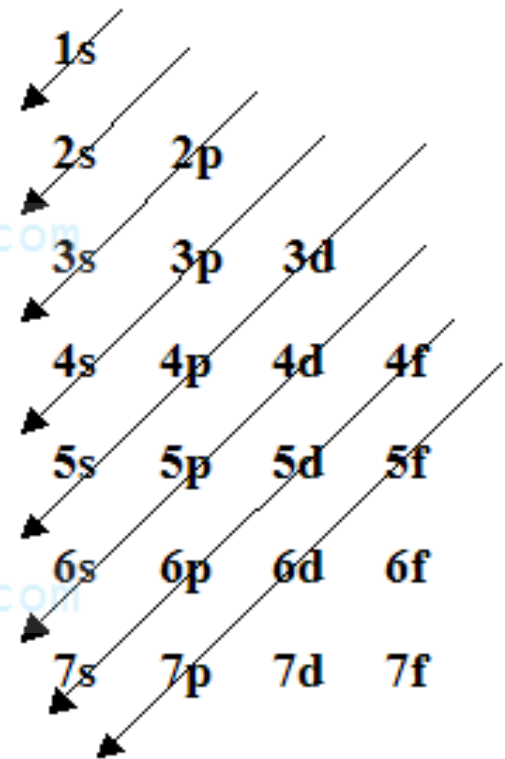
2.3.4. Ô:

Ô là vị trí cụ thể của mỗi nguyên tố, chỉ rõ tọa độ nguyên tố trong hệ thống tuần hoàn → khi biết nguyên tố nằm ở ô nào là có thể xác định cấu trúc electron nguyên tử của nó.

Ví dụ: Một nguyên tố có $Z=17$ ở chu kỳ III, nhóm VIIA → cấu hình electron: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Ngược lại, 1 nguyên tố có cấu hình: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ → $Z=19$, chu kỳ IV, nhóm IA.

1. Hãy xác định cấu hình electron của nguyên tố X có $Z = 33$ ở chu kỳ IV, nhóm VA.

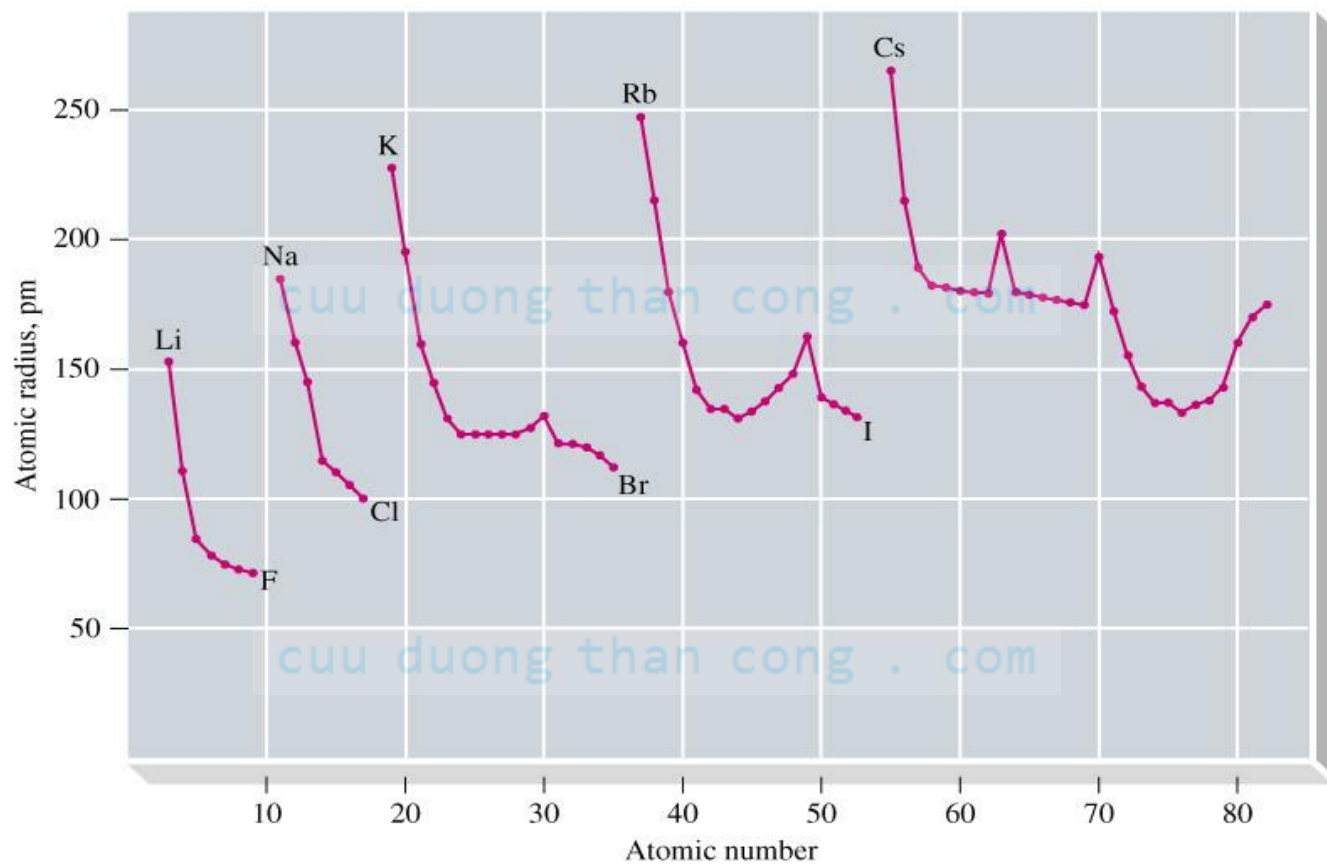
2. Hãy xác định vị trí của nguyên tố Y có cấu hình electron nguyên tử $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$.



2.4. Sự thay đổi tính chất của các nguyên tố trong hệ thống tuần hoàn và cấu trúc electron nguyên tử

2.4.1. Bán kính nguyên tử và ion:

- Trong một chu kỳ, khi đi từ trái sang phải, bán kính nguyên tử giảm dần. Sự giảm này xảy ra rõ ràng ở những chu kỳ nhỏ nhưng lại không rõ ràng ở các chu kỳ lớn.
- Đối với các nguyên tố trong mỗi nhóm, khi đi từ trên xuống, bán kính nguyên tử tăng dần. Đối với các nguyên tố thuộc phân nhóm phụ, sự thay đổi diễn ra không rõ ràng.



Bảng 2.1. Bán kính nguyên tử của một số nguyên tố trong 1 chu kỳ nhỏ.

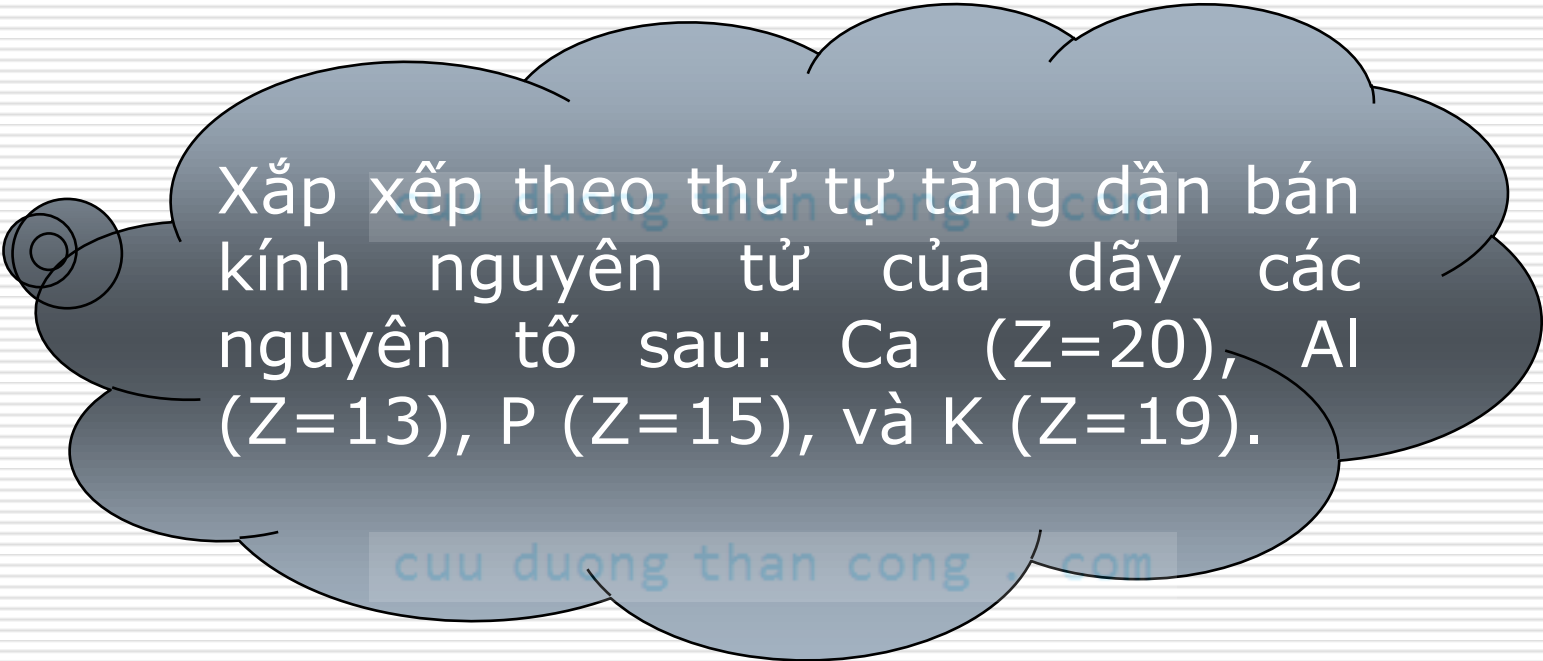
Nguyên tố	Li	Be	B	C	N	O	F
Bán kính (Å)	1,52	1,13	0,88	0,77	0,70	0,66	0,64

Bảng 2.2. Bán kính nguyên tử của một số nguyên tố trong 1 chu kỳ lớn.

Ng tố	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co
Bk (Å)	2,27	1,97	1,61	1,45	1,31	1,25	1,37	1,24	1,25
Ng tố	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	
Bk (Å)	1,25	1,28	1,34	1,22	1,22	1,21	1,17	1,14	

Bảng 2.3. Bán kính nguyên tử của một số nguyên tố trong 1 nhóm.

Nguyên tố	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Bán kính (Å)	1,52	1,86	2,27	2,47	2,65	2,7



Xếp theo thứ tự tăng dần bán kính nguyên tử của dãy các nguyên tố sau: Ca ($Z=20$), Al ($Z=13$), P ($Z=15$), và K ($Z=19$).

2.4.2. Năng lượng ion hóa

- Năng lượng ion hóa I là năng lượng cần tiêu tốn để tách một electron ra khỏi nguyên tử ở thể khí không bị kích thích.
- Năng lượng ion hóa là đại lượng đặc trưng cho khả năng nhường electron của nguyên tử, nghĩa là đặc trưng cho tính kim loại của nguyên tố.

Nói chung, năng lượng ion hóa của các nguyên tố tăng dần từ đầu đến cuối chu kỳ. Trong các phân nhóm chính, theo chiều tăng điện tích hạt nhân, năng lượng ion hóa giảm; nhưng trong các phân nhóm phụ, năng lượng ion hóa lại tăng theo chiều này.

cuu duong than cong . com



So sánh năng lượng ion hóa thứ nhất I_1 của hai nguyên tố N ($Z=7$) và O ($Z=8$).

2.4.3. Ái lực electron

Ái lực electron F là năng lượng phát ra hay thu vào khi kết hợp một electron vào nguyên tử ở thể khí không bị kích thích, đặc trưng cho khả năng nhận electron của nguyên tử.

F có giá trị càng âm thì nguyên tử càng dễ nhận electron và tính phi kim, tính oxy hóa của nguyên tố càng mạnh. Các nguyên tố halogen có F lớn nhất và các nguyên tố có cấu hình electron ngoài cùng bão hòa và bán bão hòa có F thấp nhất.

1							18
H -72.8							He --
	2	13	14	15	16	17	
Li -59.6	Be --	B -26.7	C -153.9	N -7	O -141.0	F -328.0	Ne --
Na -52.9	Mg --	Al -42.5	Si -133.6	P -72	S -200.4	Cl -349.0	Ar --
K -48.4	Ca --	Ga -28.9	Ge -119.0	As -78	Se -195.0	Br -324.6	Kr --
Rb -46.9	Sr --	In -28.9	Sn -107.3	Sb -103.2	Te -190.2	I -295.2	Xe --
Cs -45.5	Ba --	Tl -19.2	Pb -35.1	Bi -91.2	Po -186	At -270	Rn --

2.4.4. Độ âm điện

Độ âm điện là đại lượng cho biết khả năng của nguyên tử một nguyên tố hút mật độ electron về phía mình khi tạo liên kết với nguyên tử của nguyên tố khác → đánh giá khả năng tạo liên kết cộng hóa trị của các nguyên tố.

Trong mỗi chu kỳ, theo chiều tăng điện tích hạt nhân, độ âm điện tăng lên; còn trong mỗi nhóm, theo chiều này, độ âm điện lại giảm xuống.

2.4.5. Số oxy hóa

- Số oxy hóa là điện tích dương hay âm của nguyên tử trong hợp chất được tính với giả thiết hợp chất được tạo thành từ các ion.
- Trong một chu kỳ, khi đi từ trái qua phải, số oxy hóa dương cao nhất tăng dần và bằng số thứ tự của nhóm, số oxy hóa âm thấp nhất lại giảm dần và có trị số bằng 8 trừ đi số thứ tự nhóm.

Nguyên tắc xác định số oxy hóa các nguyên tố:

- Số oxy hóa của nguyên tố tự do bằng 0.
- Số oxy hóa của ion bằng điện tích của ion đó.
- Số oxy hóa của mỗi nguyên tố trong hợp chất cộng hóa trị bằng điện tích của nguyên tử đó khi xem cặp electron liên kết chuyển hẳn về nguyên tử có độ âm điện lớn hơn.
- Tổng số oxy hóa của các nguyên tố trong 1 phân tử trung hòa bằng 0.