

Chương 4



Bảng phân loại tuần hoàn Hóa Học



Giảng Viên: HUỖNH TẤN VŨ



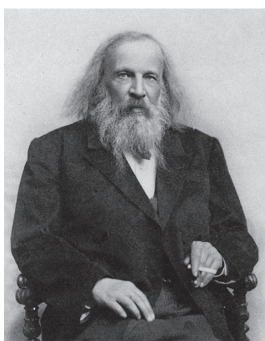
Sơ lược

- Đến hiện tại chúng ta đã được học cấu tạo của nguyên tử và cách thức điền điện tử vào các orbital.
- Trong chương này chúng ta sẽ tìm hiểu các vấn đề sau:
 1. Tại sao lại cần có bảng phân loại tuần hoàn hóa học của các nguyên tố?
 2. Phân loại các nguyên tố theo Mendeleev.
 3. Định luật tuần hoàn hiện đại.
 4. Các dạng của bản phân loại tuần hoàn.
 5. Biến thiên tính chất của các nguyên tố

Tại sao lại cần bảng phân loại tuần hoàn?

1. Hiện nay, có rất nhiều các nguyên tố hóa học được tìm thấy
2. Do có nhiều nguyên tố như vậy khiến cho việc sắp xếp phân loại chúng theo các tính chất có tính tuần hoàn (ví dụ như tính chất lý hóa) rất cần thiết.
3. Một trong các thành tựu quan trọng nhất của các nhà hóa học thế kỷ 19, đó chính là sự phân loại các nguyên tố để hình thành bảng phân loại tuần hoàn nhằm thể hiện tính chất hóa học của các nguyên tố đó.

Phân loại các nguyên tố theo Mendeleev



Dmitri Mendeleev
(1834-1907)

1. Tại thời điểm mà Mendeleev phân loại có 63 nguyên tố được tìm thấy theo chiều tăng của nguyên tử khối (khối lượng của nguyên tử)
2. Ông dựng một bảng có
 - a. 12 dòng,
 - b. 9 cột (số cột được đánh là 0, I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII) gọi là các nhóm. Các nguyên tố có cùng tính chất giống nhau thì xếp chung một cột (chung một nhóm)

Phân loại các nguyên tố theo Mendeleev

Periodic System of the Elements in Groups and Series										
SERIES	GROUPS OF ELEMENTS									
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1.		Hydrogen H 1.008								
2.	Helium He 4.0	Lithium Li 7.03	Beryllium Be 9.1	Boron B 11.0	Carbon C 12.0	Nitrogen N 14.04	Oxygen O 16.00	Fluorine F 19.0		
3.	Neon Ne 19.9	Sodium Na 23.5	Magnesium Mg 24.3	Aluminium Al 27.0	Silicon Si 28.4	Phosphorus P 31.0	Sulphur S 32.06	Chlorine Cl 35.45		
4.	Argon Ar 38	Potassium K 39.1	Calcium Ca 40.1	Scandium Sc 44.1	Titanium Ti 48.1	Vanadium V 51.4	Chromium Cr 52.1	Manganese Mn 55.0	Iron Fe 55.9 Cobalt Co 59 Nickel Ni 59	(Cu)
5.		Copper Cu 63.6	Zinc Zn 65.4	Gallium Ga 70.0	Germanium Ge 72.3	Arsenic As 75	Selenium Se 79	Bromine Br 79.95		
6.	Krypton Kr 81.8	Rubidium Rb 85.4	Strontium Sr 87.6	Yttrium Y 89.0	Zirconium Zr 90.6	Niobium Nb 94.0	Molybdenum Mo 96.0		Ruthenium Ru 101.7 Rhodium Rh 103.0 Palladium Pd (Ag) 106.5	
7.		Silver Ag 107.9	Cadmium Cd 112.4	Indium In 114.0	Tin Sn 119.0	Antimony Sb 120.0	Tellurium Te 127.6	Iodine I 126.9		
8.	Xenon Xe 128	Caesium Cs 132.9	Barium Ba 137.4	Lanthanum La 139	Cerium Ce 140					
9.	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
10.				Ytterbium Yb 173		Tantalum Ta 183	Tungsten W 184		Osmium Os 191 Iridium Ir 193 Platinum Pt (Au) 194.9	
11.		Gold Au 197.2	Mercury Hg 200	Thallium Tl 204.1	Lead Pb 206.9	Bismuth Bi 208				
12.			Radium Ra 224		Thorium Th 232		Uranium U 240			
	R	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	HIGHER SALINE OXIDES RO ₂ R ₂ O ₅ RO ₃ R ₂ O ₇				RO ₄	
					HIGHER GASEOUS HYDROGEN COMPOUNDS RH ₄ RH ₃ RH ₂ RH					

Phân loại các nguyên tố theo Mendeleev

Một số điểm lưu ý theo cách sắp xếp này

1. Một vài chỗ đáng lẽ phải sắp theo khối lượng nguyên tử tăng bị đổi để sắp theo tính chất hóa lý của nguyên tố.
2. Một vài chỗ bị bỏ trống để cho các nguyên tố chưa được tìm ra.

Cách sắp xếp này cũng bộc lộ nhiều nhược điểm như :

1. Những nguyên tố có cùng tính chất lại được sắp xếp những nhóm khác nhau
2. Các nguyên tử có nguyên tử khối lớn hơn lại sắp ở vị trí nhỏ nhằm duy trì việc sắp xếp theo tính chất hóa học
3. Các đồng vị (các nguyên tử có cùng số p khác số n) không được đề cập đến trong bảng,.

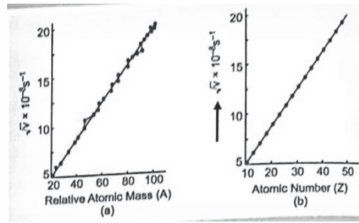
Nhắc lại

Ký hiệu A_ZX có nghĩa là Nguyên tố X có số khối là $A = \text{số } Z + \text{số } N$
 Nguyên tử X có các đồng vị X_1, X_2, X_3 tức là có cùng số Z nhưng có số N khác nhau lần lượt tương ứng là N_1, N_2, N_3

Định luật tuần hoàn hiện đại



Henry Moseley
(1887-1915)



Henry Moseley đã thực hiện các thí nghiệm về tia X

Ông nhận thấy điện tích hạt nhân hay số hiệu nguyên tử của nguyên tử (Z) của một nguyên tố có liên quan trực tiếp đến tính chất của nguyên tử.

Từ đó định luật tuần hoàn hiện đại được phát biểu như sau:
Tính chất hóa học và vật lý của các nguyên tố thay đổi một cách tuần hoàn theo số hiệu nguyên tử của chúng.

Bảng phân loại tuần hoàn hiện đại

1. Các nguyên tố được sắp theo chiều tăng dần điện tích hạt nhân nguyên tử (Z) → nguyên tố cùng một nhóm có tính chất hóa học tương tự nhau.
2. Bao gồm 7 chu kỳ (7 dòng ngang), 18 nhóm (18 cột dọc)
3. Nguyên tố đầu chu kỳ có cấu hình ns^1 , nguyên tố kết thúc chu kỳ có cấu hình ns^2np^6

Bảng phân loại tuần hoàn hiện đại

4. Theo bảng này ta có 3 khu vực

- Khu vực bên trái:** nhóm 1 và 2 (IA, IIA) là các **kim loại kiềm và kiềm thổ** hay còn gọi là nguyên tố s. Đây là các nguyên tố có tính kim loại mạnh nhất.
- Khu vực bên phải:** nhóm 13→18(IIIA →VIIIA), các nguyên tố p, bao gồm phần lớn là các phi kim.
- Khu vực chính giữa,** chia thành hai phần: (i) các nguyên tố d (ii) các nguyên tố f

Bảng phân loại tuần hoàn hiện đại

Các chu kỳ: các hàng ngang

Các nguyên tố cùng chu kỳ, tức là chúng cùng hàng ngang

Period	Ist element/ At. no.	Last element/ At. no.	Total elements in the period
1st period	H (1)	He (2)	2
2nd period	Li (3)	Ne (10)	8
3rd period	Na (11)	Ar (18)	8
4th period	K (19)	Kr (36)	18
5th period	Rb(37)	Xe (54)	18
6th period	Cs(55)	Rn(86)	32
7th period	Fr(87)	Uuo(118)	Incomplete 31 till today

Bảng phân loại tuần hoàn hiện đại

Các nhóm và phân nhóm

Bảng phân loại gồm 18 cột chia thành 2 phân nhóm : phân nhóm chính A, phân nhóm phụ B

1. Các nguyên tố s và p thuộc phân nhóm chính A

- Cách đánh số cũ: IA → VIIIA
- Cách đánh số mới 1, 2 và 13→18

2. Các nguyên tố d thuộc phân nhóm phụ B

- Cách đánh số cũ: IB → VIIIB
- Cách đánh số mới 3→12

Tính chất hóa học cơ bản của các nguyên tố hóa học

Các nguyên tố s và p:

- Các nguyên tố s thuộc nhóm 1 và 2** : là các kim loại hoạt động hóa học nhất. Dễ nhường electron tạo ion dương có lớp vỏ electron bão hòa, thể hiện tính khử.
- Các nguyên tố p có 3 – 4 electron lớp ngoài cùng**: có thể nhường hay nhận electron, thể hiện cả tính oxi hóa và tính khử. Càng ở chu kỳ lớn, bán kính nguyên tử càng lớn, thể hiện tính khử càng rõ.
- Các nguyên tố p có 5-7 electron lớp ngoài cùng**: có xu hướng nhận electron để tạo thành ion âm có lớp vỏ bão hòa.
- Các nguyên tố nhóm 18 (VIIIA) có cấu hình electron nguyên tử bão hòa với 8 electron lớp ngoài cùng**. → Kém hoạt động hóa học,

Tính chất hóa học cơ bản của các nguyên tố hóa học

Các nguyên tố d:

- 1. Lớp electron ngoài cùng của các nguyên tố d** (ns) luôn chỉ có 1 hoặc 2 electron, các electron ns^{1-2} có năng lượng cao hơn các electron $(n-1)d$.
- 2. Các electron ở phân lớp d đang xây dựng** cũng có khả năng tham gia tạo liên kết hóa học nên hóa tính của các kim loại nguyên tố d phức tạp hơn các kim loại nguyên tố s và p.
- 3. Các nguyên tử nguyên tố d** có thể tạo các ion dương với cấu hình d^x với x thay đổi trong khoảng 0 – 10.

Xác định vị trí của nguyên tố trong bảng phân loại tuần hoàn

Câu 26: Cấu hình electron của một số nguyên tố (ở trạng thái cơ bản) được cho như sau.

(i) $1s^2 2s^2 2p^5$

a) Các nguyên tố đó chiếm vị trí nào trong bảng hệ thống tuần hoàn? – tức là xác định chu kỳ và nhóm

Chu kỳ 2

Do có 7 electron hóa trị nên thuộc nhóm VII

Do electron cuối cùng điền vào lớp p nên thuộc nhóm A

Vậy nguyên tố thuộc nhóm VIIA hay nhóm 17

Xác định vị trí của nguyên tố trong bảng phân loại tuần hoàn

Câu 26: Cấu hình electron của một số nguyên tố (ở trạng thái cơ bản) được cho như sau.

(i) $1s^2 2s^2 2p^5$

b) Các nguyên tố đó thể hiện khuynh hướng nhường electron hay nhận electron mạnh hơn? Các nguyên tố đó là kim loại hay phi kim loại?

Xu hướng nhận electron để đạt cấu hình bão hòa của khí hiếm.

Nguyên tố này là phi kim loại

Xác định vị trí của nguyên tố trong bảng phân loại tuần hoàn

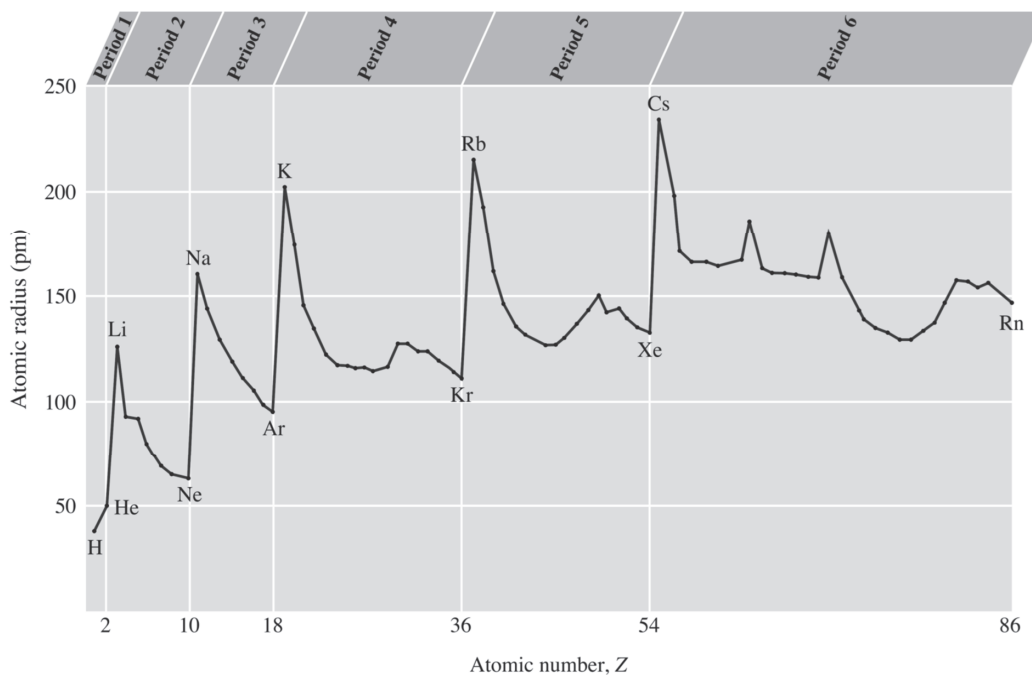
Câu 26: Cấu hình electron của một số nguyên tố (ở trạng thái cơ bản) được cho như sau.

(i) $1s^2 2s^2 2p^5$

c) Viết cấu hình electron của ion đơn giản tạo thành từ các nguyên tử của các nguyên tố đó.

F⁻: $1s^2 2s^2 2p^6$

Bán kính nguyên tử và biến thiên bán kính nguyên tử



Bán kính nguyên tử và biến thiên bán kính nguyên tử

1. Trong một nhóm nguyên tố s-p, bán kính nguyên tử tăng.

- (i) số lớp electron tăng làm bán kính tăng,
- (ii) điện tích hạt nhân tăng, electron được nhân hút mạnh hơn, làm bán kính giảm.

Yếu tố số lớp electron ảnh hưởng mạnh hơn nên làm bán kính nguyên tử tăng.

Bán kính nguyên tử và biến thiên bán kính nguyên tử

2. Trong các chu kỳ ngắn, bán kính nguyên tử giảm dần do

- (i) số lớp electron không tăng
- (ii) điện tích hạt nhân tăng, electron được nhân hút mạnh hơn, làm bán kính giảm.

Yếu tố điện tích hạt nhân ảnh hưởng mạnh hơn nên làm bán kính nguyên tử giảm.

Bán kính nguyên tử và biến thiên bán kính nguyên tử

3. Trong phân nhóm của các nguyên tố d,
- a. **bán kính nguyên tử tăng ít từ chu kỳ 4 qua chu kỳ 5** (do điện tích hạt nhân nguyên tử tăng 18 đơn vị từ chu kỳ 4 qua chu kỳ 5),
 - b. **bán kính nguyên tử của nguyên tố chu kỳ 5 và 6 gần như bằng nhau** do điện tích hạt nhân tăng 32 đơn vị giữa hai chu kỳ.
 - c. Hiện tượng bán kính nguyên tử các nguyên tố d ở chu kỳ 5 và 6 bằng nhau gọi là **hiện tượng co f**.

Bán kính nguyên tử và biến thiên bán kính nguyên tử

4. Trong chu kỳ dài, các nguyên tố d và f có bán kính giảm rất ít.

Lý do: **electron điền vào các lớp bên trong (n-1)d hay (n-2)f làm chắn sức hút của hạt nhân lên các nguyên tử ns** bên ngoài, bán kính sẽ giảm chậm.

Hiện tượng bán kính nguyên tử giảm chậm trong dãy các nguyên tố d gọi là **hiện tượng co d**.

Hiện tượng bán kính nguyên tử giảm chậm trong dãy các nguyên tố f gọi là **hiện tượng co f**.

Bán kính nguyên tử và biến thiên bán kính nguyên tử

5. Bán kính Ga (1.22 Å) ở chu kỳ 4 hơi nhỏ hơn Al (1.43 Å) ở chu kỳ 3. **Hiện tượng này cũng gọi là sự co d: từ Al đến Ga cách nhau 18 nguyên tố, điện tích hạt nhân nguyên tử tăng 18, nhưng chỉ tăng một lớp electron, nên bán kính nguyên tử hơi giảm.**

Bán kính ion

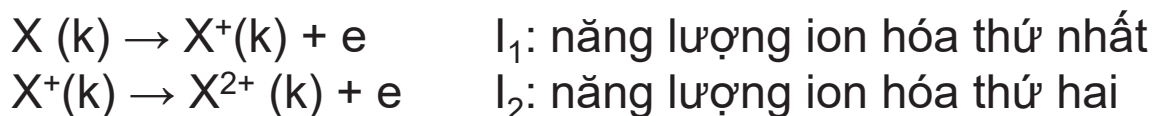
<div><div>Li</div><div>152</div></div> <div><div>Be</div><div>111</div></div>											<div><div>B</div><div>88</div></div>	<div><div>C</div><div>77</div></div>	<div><div>N</div><div>75</div></div>	<div><div>O</div><div>73</div></div>	<div><div>F</div><div>71</div></div>			
<div><div>Li⁺</div><div>59</div></div> <div><div>Be²⁺</div><div>27</div></div>											<div><div>N³⁻</div><div>171</div></div>					<div><div>O²⁻</div><div>140</div></div>	<div><div>F</div><div>133</div></div>	
<div><div>Na</div><div>186</div></div> <div><div>Mg</div><div>160</div></div>											<div><div>Al</div><div>143</div></div>	<div><div>Si</div><div>117</div></div>	<div><div>P</div><div>110</div></div>	<div><div>S</div><div>104</div></div>	<div><div>Cl</div><div>99</div></div>			
<div><div>Na⁺</div><div>99</div></div> <div><div>Mg²⁺</div><div>72</div></div>											<div><div>Al³⁺</div><div>53</div></div>	<div><div>P³⁻</div><div>212</div></div>					<div><div>S²⁻</div><div>184</div></div>	<div><div>Cl</div><div>181</div></div>
<div><div>K</div><div>227</div></div> <div><div>Ca</div><div>197</div></div>	<div><div>Sc</div><div>161</div></div>	<div><div>Ti</div><div>145</div></div>	<div><div>V</div><div>132</div></div>	<div><div>Cr</div><div>125</div></div>	<div><div>Mn</div><div>124</div></div>	<div><div>Fe</div><div>124</div></div>	<div><div>Co</div><div>125</div></div>	<div><div>Ni</div><div>125</div></div>	<div><div>Cu</div><div>128</div></div>	<div><div>Zn</div><div>133</div></div>	<div><div>Ga</div><div>122</div></div>	<div><div>Ge</div><div>122</div></div>	<div><div>As</div><div>121</div></div>	<div><div>Se</div><div>117</div></div>	<div><div>Br</div><div>114</div></div>			
<div><div>K⁺</div><div>138</div></div> <div><div>Ca²⁺</div><div>100</div></div>	<div><div>Sc³⁺</div><div>75</div></div>	<div><div>Ti²⁺</div><div>86</div></div>	<div><div>V³⁺</div><div>64</div></div>	<div><div>Cr²⁺</div><div>82</div></div>	<div><div>Mn²⁺</div><div>83</div></div>	<div><div>Fe²⁺</div><div>77</div></div>	<div><div>Co²⁺</div><div>75</div></div>	<div><div>Ni²⁺</div><div>70</div></div>	<div><div>Cu⁺</div><div>96</div></div>	<div><div>Zn²⁺</div><div>75</div></div>	<div><div>Ga³⁺</div><div>62</div></div>	<div><div>Se²⁻</div><div>198</div></div>				<div><div>Br</div><div>196</div></div>		
<div><div>Rb</div><div>248</div></div> <div><div>Sr</div><div>215</div></div>											<div><div>Ag</div><div>144</div></div>	<div><div>Cd</div><div>149</div></div>	<div><div>In</div><div>163</div></div>	<div><div>Sn</div><div>141</div></div>	<div><div>Sb</div><div>140</div></div>	<div><div>Te</div><div>137</div></div>	<div><div>I</div><div>133</div></div>	
<div><div>Rb⁺</div><div>149</div></div> <div><div>Sr²⁺</div><div>113</div></div>											<div><div>Ag⁺</div><div>115</div></div>	<div><div>Cd²⁺</div><div>95</div></div>	<div><div>In³⁺</div><div>79</div></div>	<div><div>Sn²⁺</div><div>93</div></div>	<div><div>Sb³⁺</div><div>76</div></div>	<div><div>Te²⁻</div><div>221</div></div>	<div><div>I</div><div>220</div></div>	

Bán kính ion

1. Trong cùng một nhóm: Các ion có điện tích ion tương tự : bán kính ion biến thiên tương tự bán kính nguyên tử, nghĩa là bán kính các ion cùng điện tích tăng dần trong nhóm.
2. Các ion có số electron bằng nhau và cấu hình electron giống nhau được gọi là các ion đẳng điện tử. Các ion đẳng điện tử có bán kính giảm khi điện tích hạt nhân Z tăng.

Biến thiên năng lượng ion hóa nguyên tử

Năng lượng ion hóa nguyên tử, gọi ngắn gọn là năng lượng ion hóa, là **năng lượng cần cung cấp để lấy electron ra khỏi nguyên tử (hoặc ion) ở trạng thái khí**.

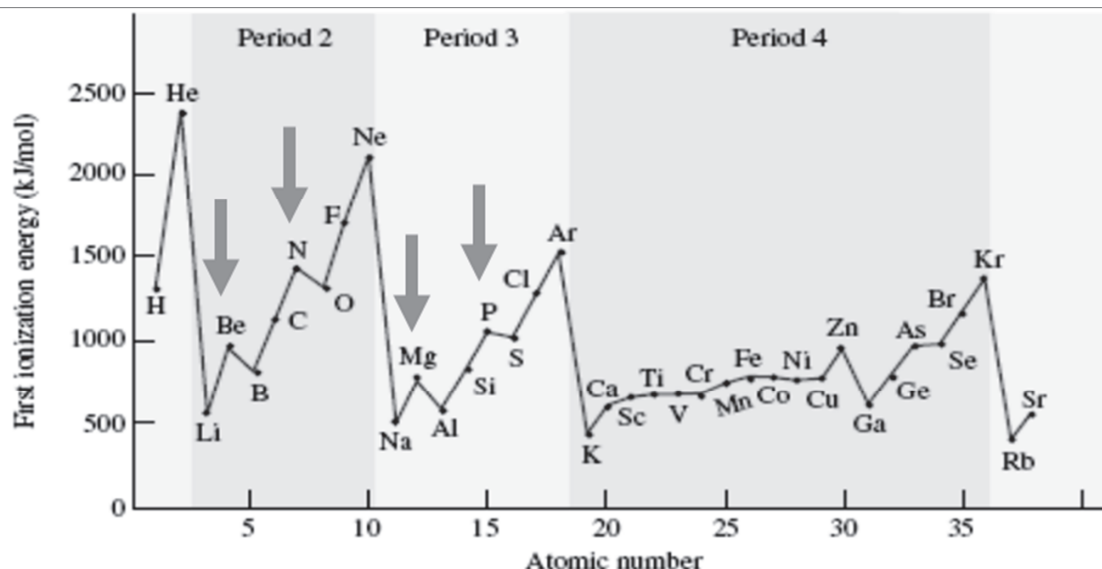


	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
I_1	495.8	737.7	577.6	786.5	1,012	999.6	1,251.1	1,520.5
I_2	4,562	1,451	1,817	1,577	1,903	2,251	2,297	2,666
I_3		7,733	2,745	3,232	2,912	3,361	3,822	3,931
I_4			11,580	4,356	4,957	4,564	5,158	5,771
I_5				16,090	6,274	7,013	6,542	7,238
I_6					21,270	8,496	9,362	8,781
I_7						27,110	11,020	12,000

Biến thiên năng lượng ion hóa nguyên tử

- Năng lượng ion hóa thứ nhất của **các nguyên tố trong cùng chu kỳ có xu hướng tăng dần**. Do số lớp e không tăng nhưng điện tích hạt nhân tăng. Nói cách khác, là do bán kính nguyên tử giảm.
- Đối với các nguyên tố s và p trong cùng nhóm**, $I_1 \downarrow$ do $r_{\text{nguyên tử}} \uparrow$ trong nhóm nhanh hơn sự tăng điện tích hạt nhân nên electron ngoài cùng được nhân giữ kém chặt hơn.
- Các nguyên tố d trong cùng nhóm** có biến thiên năng lượng ion hóa lại tăng. Do bán kính các nguyên tố d trong cùng nhóm biến đổi ít hay không biến đổi mà điện tích hạt nhân lại tăng lên đáng kể.

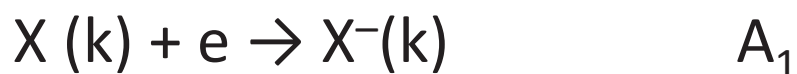
Biến thiên năng lượng ion hóa nguyên tử



Cực đại nhỏ xảy ra ở những nguyên tố có cấu hình electron bán bão hòa hay bão hòa, đó là Be ($2s^2$), N ($2s^2 2p^3$), Mg ($3s^2$), và P ($3s^2 3p^3$). Chỉ để xét so với các nguyên tố kế cạnh nó.

Biến thiên ái lực điện tử của nguyên tử

Ái lực điện tử đặc trưng cho khuynh hướng nhận thêm electron của nguyên tử, là năng lượng tương ứng với quá trình nguyên tử cô lập ở trạng thái khí kết hợp với electron để tạo thành ion âm.



Ái lực âm: nguyên tử nhận thêm electron kèm theo sự phát ra năng lượng

Ái lực dương: nguyên tử chống lại sự nhận thêm electron

Nguyên tử có ái lực với electron càng mạnh khi giá trị A_1 càng âm

Lưu ý: có vài tài liệu dùng ái lực electron ngược lại với quá trình trên, nên dấu của A_1 sẽ ngược lại với quy ước này. Cần lưu ý tránh nhầm lẫn.

Biến thiên ái lực điện tử của nguyên tử

1							18
H -72.8							He >0
	2	13	14	15	16	17	
Li -59.6	Be >0	B -26.7	C -121.8	N +7	O -141.0	F -328.0	Ne >0
Na -52.9	Mg >0	Al -42.5	Si -133.6	P -72	S -200.4	Cl -349.0	Ar >0
K -48.4	Ca -2.37	Ga -28.9	Ge -119.0	As -78	Se -195.0	Br -324.6	Kr >0
Rb -46.9	Sr -5.03	In -28.9	Sn -107.3	Sb -103.2	Te -190.2	I -295.2	Xe >0
Cs -45.5	Ba -13.95	Tl -19.2	Pb -35.1	Bi -91.2	Po -186	At -270	Rn >0

Biến thiên ái lực điện tử của nguyên tử

1. Trong một chu kỳ, ái lực điện tử của các nguyên tử tăng dần do **bán kính giảm**.
2. Trong một nhóm, ái lực điện tử của các nguyên tử giảm dần do **bán kính tăng**.
3. Ngoại lệ, các nguyên tử có cấu hình bão hòa hay bán bão hòa có ái lực kém.

VD: ái lực điện tử của các nguyên tử các nguyên tố nhóm VIIA giảm dần từ Cl đến I.

Nhưng đối với F có bán kính nhỏ nhất đáng lẽ phải có ái lực lớn nhất.

Bán kính của F quá nhỏ làm cho mật độ electron lớn → khó tiếp nhận điện tử làm cho ái lực của F kém hơn Cl.

Đại lượng đặc trưng cho khả năng hút electron về phía mình của nguyên tử khi nó liên kết với nguyên tử khác.

$$E_{H-X,theory} = \sqrt{E_{X-X}E_{H-H}}$$

$$\Delta = E_{H-X} - E_{H-X,theory} = E_{H-X} - \sqrt{E_{X-X}E_{H-H}}$$

$$\Delta = k(X_X - X_H)^2$$

k=1 khi Δ tính theo eV,
k=96.5 khi Δ tính theo kJ/mol

1. Pauling tính được hiệu số độ âm điện của từng cặp nguyên tử X và H.
2. Nguyên tố có độ âm điện cao nhất là F ($\chi_F = 4$), từ đó tính được độ âm điện của các nguyên tố khác.

[illegible]

Độ âm điện

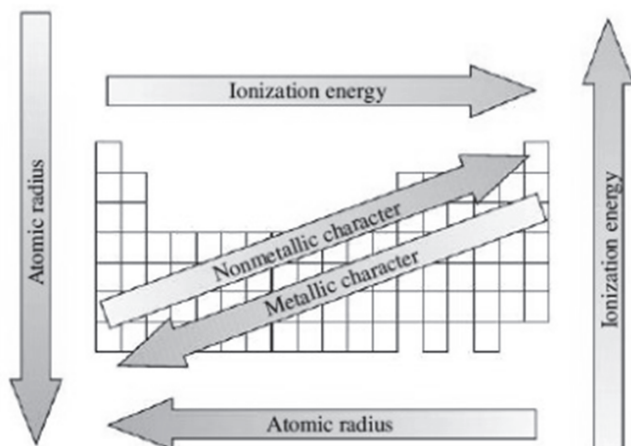
► Quan trọng:

1. Độ âm điện của các nguyên tố hóa học là một đại lượng hoàn toàn mang tính quy ước.
2. Độ âm điện là một khái niệm được đề cập tới trong phân tử, hay trong hợp chất chứ không phải trong nguyên tử.

Biết độ âm điện của nguyên tố, ta có thể **đánh giá một cách tương đối**:

1. **Tính kim loại hay phi kim của nguyên tố**: độ âm điện của nguyên tố càng cao, nguyên tố càng có tính phi kim cao.
2. **Tính ion hay cộng hóa trị của liên kết hóa học**: liên kết hóa học tạo thành giữa các nguyên tố có chênh lệch độ âm điện cao sẽ có tính ion cao.

Biến thiên tuần hoàn tính chất của các nguyên tố trong bảng phân loại tuần hoàn



1. **Bán kính nguyên tử và năng lượng ion hóa** biến thiên ngược chiều nhau, bán kính nguyên tử càng lớn, năng lượng ion hóa của nguyên tử càng nhỏ.

2. **Năng lượng ion hóa** của nguyên tử càng thấp, nguyên tử càng dễ nhường electron, tính kim loại của nó mạnh và tính phi kim yếu.
3. **Tính phi kim** của các nguyên tố tăng trong chu kỳ và giảm trong phân nhóm

Biến thiên tuần hoàn tính chất của các nguyên tố trong bảng phân loại tuần hoàn

a)

Tính acid tăng →

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		OF ₂
Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇
K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇
Rb ₂ O	SrO	In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₇
Cs ₂ O	BaO	Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅	PoO ₃	At ₂ O ₇

↓ Tính base tăng

Hợp chất oxide với số oxi hóa cao nhất của các nguyên tố s và p

Công thức oxide cao nhất của các nguyên tố

1. Trong chu kỳ, tính acid của oxide tăng dần,
2. Trong phân nhóm, tính base của oxide tăng dần.
3. Theo đường chéo, tính acid-base là tương đương.

Công thức hợp chất hydride thay đổi theo nhóm, nhưng tính chất của liên kết thay đổi trong chu kỳ và trong nhóm.

b)

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Hợp chất ion	LiH	BeH ₂	B ₂ H ₆	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
	NaH	MgH ₂	(AlH ₃) _x	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
	KH	CaH ₂	Ga ₂ H ₆	GeH ₄	AsH ₃	H ₂ Se	HBr
	RbH	SrH ₂	InH ₃	SnH ₄	SbH ₃	H ₂ Te	HI
	CsH	BaH ₂	TlH	PbH ₄	BiH ₃	H ₂ Po	HAt

Hợp chất hydride của các nguyên tố s và p