BÀI GIẢNG: SƠ LƯỢC VỀ BẢNG TUẦN HOÀN
CHUYÊN ĐỀ: CẤU TẠO NGUYÊN TỬ
MÔN: HÓA HỌC 12
GIÁO VIÊN: PHẠM THANH TÙNG

MỤC TIÊU

- ✓ *Nêu được đặc điểm cấu tạo bảng tuần hoàn.*
- ✓ *Xác định được các quy luật biến đổi tuần hoàn tính chất.*

1869



Dmitri Ivanovich Medeleev
(1834 - 1907)

twinkl.com

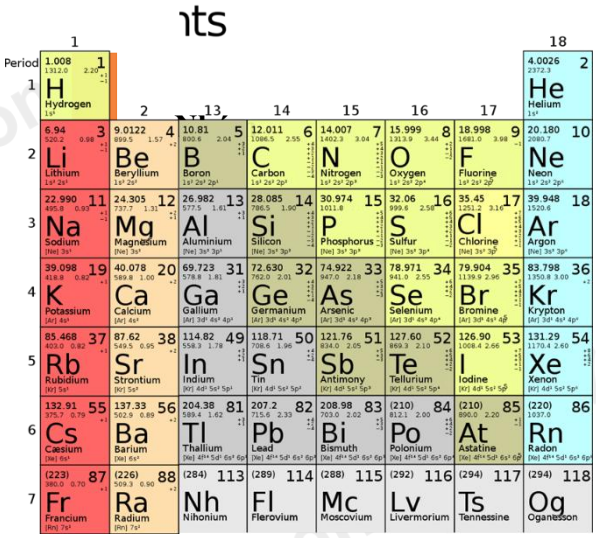
ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180.	
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182.	
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.	
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,1.	
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.	
			Ni = Co = 59	Pl = 106,6	O = 199.	
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.	
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112		
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?	
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118		
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?	
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?		
	F = 19	Cl = 35,6	Br = 80	I = 127		
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.	
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.	
		? = 45	Ce = 92			
		?Er = 56	La = 94			
		?Yt = 60	Di = 95			
		?In = 75,6	Th = 118?			

Д. Менделѣевъ

1 Nguyên tắc xây dựng bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học

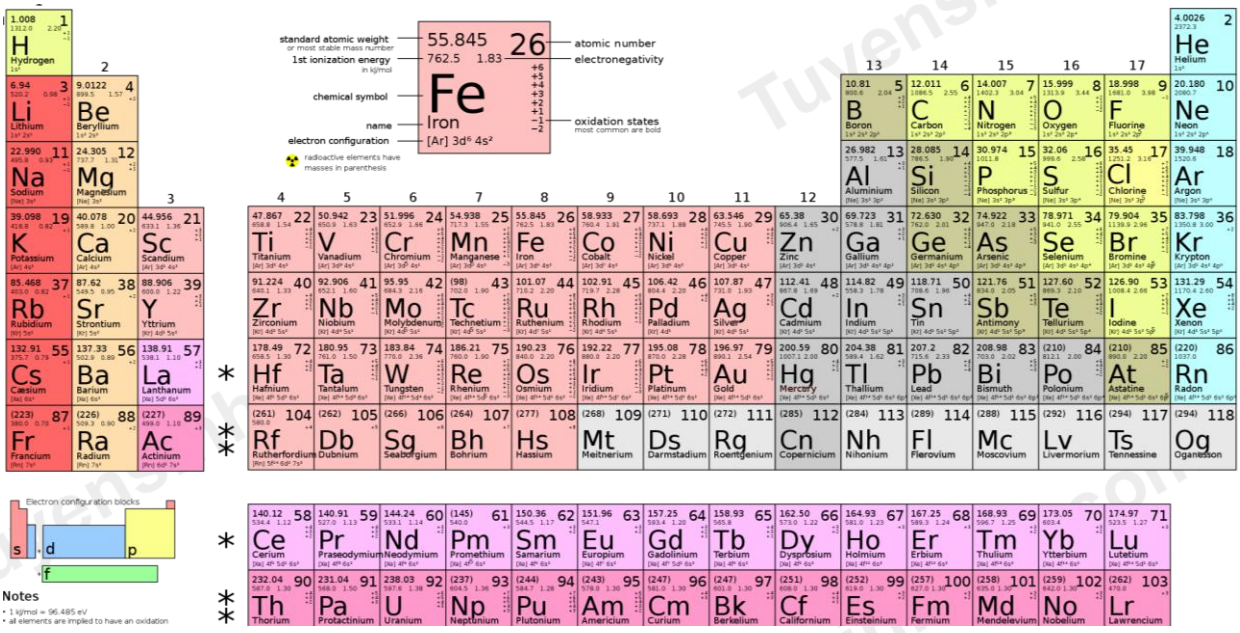


Các nguyên tố hóa học được sắp xếp thoe chiều tăng dần điện tích hạt nhân

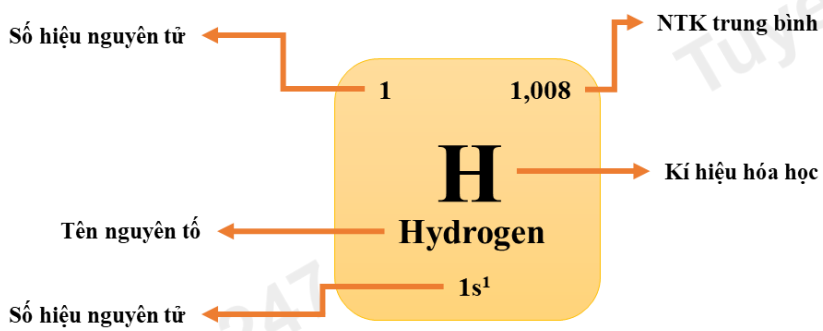
Chu kỳ

Nhóm

2 Cấu tạo bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học

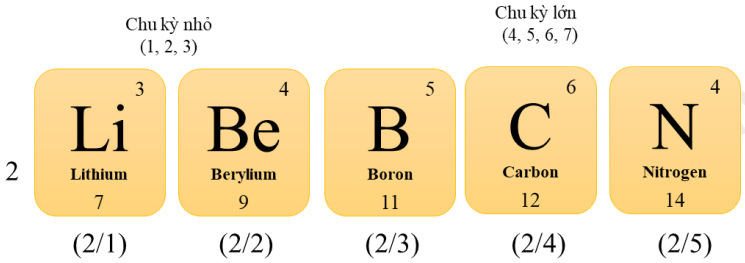


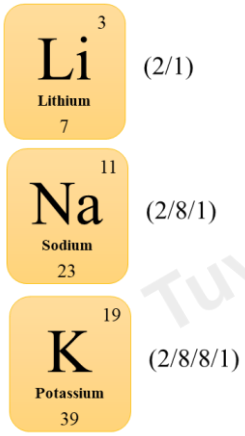
Ô nguyên tố



Chu kì ⟶ Có cùng số lớp electron

Hiện nay, bảng tuần hoàn có tất cả 7 chu kì:





Nhóm IA ⟶ Có cùng số electron lớp ngoài cùng (có cùng số electron hóa trị, có tính chất hóa học tương tự nhau)

Để xác định nguyên tố thuộc nhóm A hay nhóm B ta sựa vào sự phân bố các hạt electron cuối cùng

+) Nếu hạt e cuối cùng phân bố vào phân lớp s hoặc p ⟹ ***Nhóm A***

+) Nếu hạt e cuối cùng phân bố vào phân lớp d hoặc f ⟹ ***Nhóm B***

Ví dụ: Xác định vị trí các nguyên tố sau trong bảng tuần hoàn

a. Ca (Z = 20): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ⟹ Ô thứ 20, chu kì 4, nhóm IIA

b. Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ⟹ Ô thứ 17, chu kì 3, nhóm VIIA

c. Fe (Z = 26): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^6 4s^2$ ⟹ Ô thứ 26, chu kì 5, nhóm VIIIB

d. Cu (Z = 29): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^{10} 4s^1$ ⟹ Ô thứ 29, chu kì 5, nhóm IB

3 Sự biến đổi tính chất của các nguyên tử nguyên tố

	Nhóm	Chu kì
Các đại lượng vật lí		
Bán kính nguyên tử	↗	↘
Năng lượng ion hóa	↘	↗
Độ âm điện	↘	↗
Các đại lượng hóa học		
Tính kim loại (khử)	↗	↘
Tính base	↗	↘
Tính phi kim (oxi hóa)	↘	↗
Tính acid	↘	↗

Ví dụ: So sánh bán kính, năng lượng ion hóa, độ âm điện, tính kim loại của Na (Z = 11), Mg (Z = 12) và K (Z = 19)

Na: chu kì 3, nhóm IA

Mg: chu kì 3, nhóm IIA

K: chu kì 4, nhóm IA

Bán kính: K > Na > Mg

Năng lượng ion hóa: K < Na < Mg

Độ âm điện: K < Na < Mg

Tính kim loại: K > Na > Mg

Ví dụ: So sánh bán kính của ion O^{2-} (Z = 8), và Na^{+} (Z = 11)

O^{2-}: $1s^2 2s^2 2p^4$

Na^{+}: $1s^2 2s^2 2p^6$

O^{2-} có điện tích hạt nhân < Na^{+}

Bán kính của O^{2-} > Na^{+}

4 Mối quan hệ giữa hóa trị và số thứ tự của nhóm

Oxide cao nhất (hóa trị của nguyên tố = STT của nhóm)

Sulfur (VIA) ⟶ CT oxide cao nhất: SO_3

Hydroxide cao nhất (hóa trị của nguyên tố = STT của nhóm)

Sulfur (VIA) ⟶ CT hydroxide $S(OH)_6$ ⟶ H_6SO_6 $\xrightarrow{-2H_2O}$ H_2SO_4

Hợp chất khí với hydrogen (hóa trị của nguyên tố = 8 – STT của nhóm)