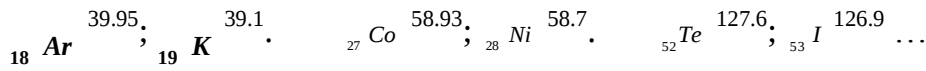


Chương III. HỆ THỐNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC

I. ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN:

1) **Mendeleev**: “*Tính chất các nguyên tố, thành phần và tính chất các hợp chất của chúng biến thiên một cách tuần hoàn theo chiều tăng dần khối lượng nguyên tử của các nguyên tố*”.

Theo bảng hệ thống tuần hoàn hiện đại có một số vị trí không đúng :



2) **Theo cơ học lượng tử**: “*Tính chất các đơn chất cũng như dạng và tính chất của các hợp chất của nguyên tố phụ thuộc tuần hoàn vào chiều tăng dần điện tích hạt nhân nguyên tử của các nguyên tố*”.

II. BẢNG HỆ THỐNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

Hình 3.1. Bảng hệ thống tuần hoàn

1. Các họ nguyên tố s, p, d và f

a. Các nguyên tố họ s

Là các nguyên tố có *electron cuối cùng* điền vào *phân lớp s* của *lớp ngoài cùng*.

- ns^1 : kim loại kiềm (IA)
- ns^2 : kim loại kiềm thổ (IIA)

b. Các nguyên tố họ p

Là các nguyên tố có *electron cuối cùng* điền vào *phân lớp p* của *lớp ngoài cùng*

np^1	np^2	np^3	np^4	np^5	np^6
IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA

c. Các nguyên tố họ d

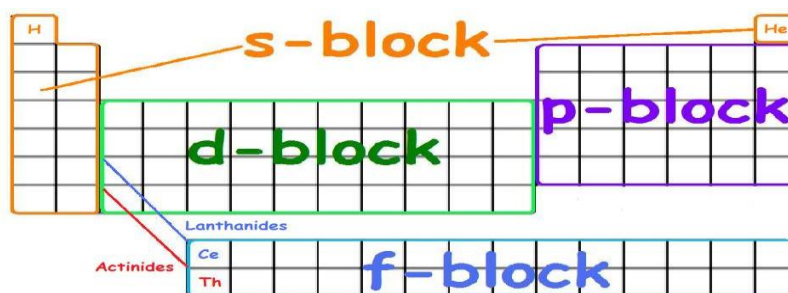
Là các nguyên tố có *electron cuối cùng* điền vào *phân lớp d* của *lớp kế ngoài cùng*.

- $ns^2(n-1)d^{1-10}$: đều là kim loại chuyển tiếp

d. Các nguyên tố họ f

Là các nguyên tố có *electron cuối cùng* điền vào *phân lớp f* của *hai lớp trước ngoài cùng*: $ns^2(n-2)f^{1-14}$: đều là các nguyên tố đất hiếm. Có 2 họ nguyên tố f:

- $6s^2 4f^{1-14}$: lantanid (CK6).
- $7s^2 5f^{1-14}$: actinid (CK7).



2. Chu kỳ

- Là dãy các nguyên tố viết theo hàng ngang sắp xếp theo chiều tăng dần điện tích hạt nhân, bắt đầu bằng các nguyên tố họ s, kết thúc bằng các nguyên tố họ p, ở giữa có thể có (hoặc không) các nguyên tố họ d, f. (trừ CK1 chỉ có 2 nguyên tố s)
- Trong một chu kỳ, tính chất các nguyên tố biến đổi một cách tuần hoàn.
- Số thứ tự chu kỳ bằng số lượng tử chính của lớp electron ngoài cùng (n_{max}), cũng bằng số lớp e.
- Có 7 chu kỳ (3 CK nhỏ và 4CK lớn):

-Chu kỳ I: chu kỳ đặc biệt: chỉ có 2 nguyên tố họ s.

-Chu kỳ II, III: 2 chu kỳ nhỏ: mỗi chu kỳ có 8 nguyên tố, gồm 2 nguyên tố họ s và 6 nguyên tố họ p.

-Chu kỳ IV, V: 2 chu kỳ lớn: mỗi chu kỳ có 18 nguyên tố, gồm 2 nguyên tố họ s, 10 nguyên tố họ d và 6 nguyên tố họ p.

-Chu kỳ VI: chu kỳ hoàn hảo: có 32 nguyên tố, gồm 2 nguyên tố họ s, 14 nguyên tố họ f, 10 nguyên tố họ d và 6 nguyên tố họ p.

-Chu kỳ VII: chu kỳ có 2 nguyên tố họ s, 14 nguyên tố họ f và một số nguyên tố họ d (nếu đủ là 32 nguyên tố). Như vậy bảng HTTH có tổng cộng **$(2+8+8+18+18+32+32 = 118 \text{ nguyên tố})$**

2. Nhóm:

- Là cột dọc các nguyên tố có số electron ở lớp ngoài cùng hoặc các phân lớp ngoài cùng giống nhau. Có 3 loại phân nhóm:

a. Phân nhóm chính (A):

- Gồm tất cả nguyên tố **s và p** ở cả chu kỳ nhỏ và lớn, mỗi phân nhóm có 6-7 nguyên tố nên **cột cao**.
- Số thứ tự phân nhóm chính bằng **tổng số e ở 2 phân lớp ngoài cùng [ns np]**:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
ns ¹	ns ²	ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶

b. Phân nhóm phụ (B):

- Gồm tất cả nguyên tố họ **d**, chỉ có ở chu kỳ lớn (4-7) nên **cột thấp**.
- Mỗi phân nhóm phụ chứa 3-4 nguyên tố, riêng PNP VIIIB có 9 ngót.
- Đặc biệt chứa toàn là kim loại chuyển tiếp.**
- Trong một chu kỳ PNP bắt đầu có ở nhóm IIIB vì phải sau 2 nguyên tố s.
- Số thứ tự phân nhóm phụ được xác định bởi cấu hình e của 2 phân lớp cuối :
 - Nhóm IIIB: **ns²(n-1)d¹**
 - Nhóm IVB: **ns²(n-1)d²**
 - Nhóm VB: **ns²(n-1)d³**
 - Nhóm VIB: **ns¹(n-1)d⁵ ***
 - Nhóm VIIB: **ns²(n-1)d⁵**
 - Nhóm VIIIB: **ns²(n-1)d^{6,7,8*}**
 - Nhóm IB: **ns¹(n-1)d¹⁰ ***
 - Nhóm IIB: **ns²(n-1)d¹⁰**

c. Phân nhóm phụ thứ cấp (phân nhóm phụ của phân nhóm phụ IIIB)

- PNP IIIB có 14 PNP thứ cấp chứa tất cả các nguyên tố f, mỗi PNP thứ cấp có 2 nguyên tố f ở chu kỳ 6,7 và được gọi là các nguyên tố đất hiếm:
 - 6s²4f¹⁻¹⁴: lantanid.
 - 7s²5f¹⁻¹⁴: actinid.

3. Ứng dụng: xác định vị trí các nguyên tố trong bảng HTTH:

a. Biết Z:

TD: A₁(Z = 19): 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶**4s¹**: CK4, PN IA, ₁₉K.
 A₂(Z = 25): 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶**4s²3d⁵**: CK4, PN VIIB, ₂₅Mn.
 A₃(Z = 35): 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶**4s²3d¹⁰4p⁵**: CK4, PN VIIA, ₃₅Br.

b. Biết giá trị 4 số lượng tử của electron cuối cùng:

TD: Nguyên tử A₄ có **electron cuối cùng** có giá trị 4 số lượng tử sau: **n=3; l=2; m_l=0; m_s=-1/2** (qui ước m_l từ -l đến +l):

=> Phân lớp cuối cùng: **3d⁸**: Ni (Z = 28): 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶**4s²3d⁸** (CK4, PN VIII B)

↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
----	----	----	---	---

m_l = -2 -1 0 +1 +2

c. Biết cấu hình electron của ion tương ứng:

- Ion A²⁺**: Phân lớp cuối cùng là: **3p⁶**.
 => **A: 4s²** => CK4, PN II_A (₂₀Ca).

- Ion D^{2+} : Phân lớp cuối cùng là: $3d^5$.
 $\Rightarrow D: 4s^2 3d^5 \Rightarrow$ CK4, PN VII_B ($_{25}Mn$).
- Ion E^{3+} : Phân lớp cuối cùng là: $3d^5$.
 $\Rightarrow E: 4s^2 3d^6 \Rightarrow$ CK4, PN VIII_B ($_{26}Fe$).
- Ion M^{4+} : Phân lớp cuối cùng là: $3p^6$.
 $\Rightarrow M: 4s^2 3d^2 \Rightarrow$ CK4, PN IV_B ($_{22}Ti$).
- Ion G^{4+} : Phân lớp cuối cùng là: $4d^{10}$.
 $\Rightarrow G: 5s^2 4d^{10} 5p^2 \Rightarrow$ CK5, PN IV_A ($_{50}Sn$).
- Ion X^{2-} : Phân lớp cuối cùng là: $4p^6$.
 $\Rightarrow X: 4s^2 3d^{10} 4p^4 \Rightarrow$ CK4, PN VI_A ($_{34}Se$).

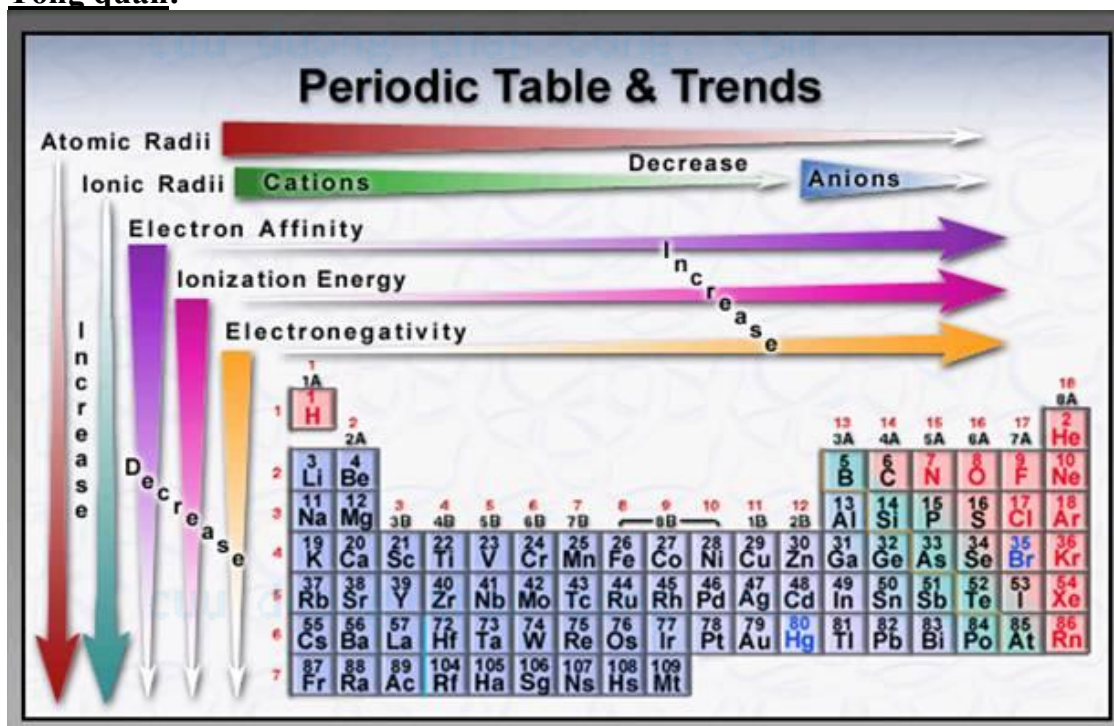
d. Biết tổng spin Σm_s trong nguyên tử:

TD: Nguyên tử Q thuộc chu kỳ 4 có tổng spin $\Sigma m_s = +3$.

Q có $\Sigma m_s = +3 \Rightarrow$ có 6 e độc thân: $4s^1 3d^5 \Rightarrow$ CK4, PN VI_B ($_{24}Cr$).

III. SỰ THAY ĐỔI TÍNH CHẤT CỦA CÁC NGUYÊN TỐ TRONG BẢNG HTTH

1. Tổng quan:

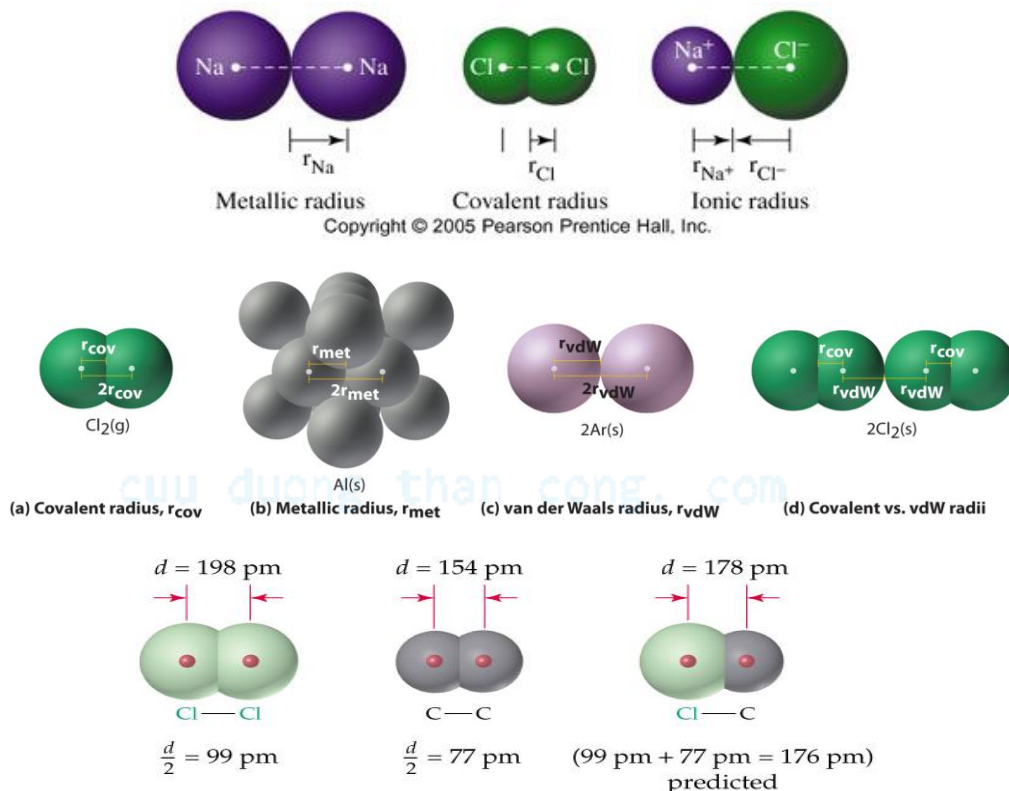


- Tính chất các nguyên tố hóa học trong HTTH thay đổi một cách tuần hoàn theo 3 chiều: ngang, dọc và đường chéo (không quan trọng):
- **Trong một phân nhóm:** cấu trúc electron hóa trị tương tự nhau $\rightarrow$ tính chất hóa học tương tự nhau. Từ trên xuống dưới, do số lớp electron tăng $\rightarrow$ lực hút của hạt nhân đối với e ngoài cùng giảm:
 - tính kim loại tăng, tính phi kim giảm

- tính khử tăng, tính oxi hóa giảm
- **Trong một chu kỳ**: từ trái sang phải, số lớp e không thay đổi, tổng số e lớp ngoài cùng tăng → lực hút của hạt nhân đối với e ngoài cùng tăng:
 - tính kim loại giảm, tính phi kim tăng
 - tính khử giảm, tính oxi hóa tăng

2. Bán kính nguyên tử và ion

* Coi nguyên tử hay ion như những hình cầu, hợp chất là các hình cầu tiếp xúc nhau. Bán kính nguyên tử hay ion được xác định dựa trên khoảng cách giữa các hạt nhân nguyên tử tạo nên đơn chất hay hợp chất tương ứng (bán kính hiệu dụng R)



* Bán kính hiệu dụng phụ thuộc:

- bản chất nguyên tử
- đặc trưng liên kết
- trạng thái tập hợp

a. Bán kính nguyên tử:

* Trong một *chu kỳ* khi đi từ trái sang phải R nguyên tử giảm do Z tăng

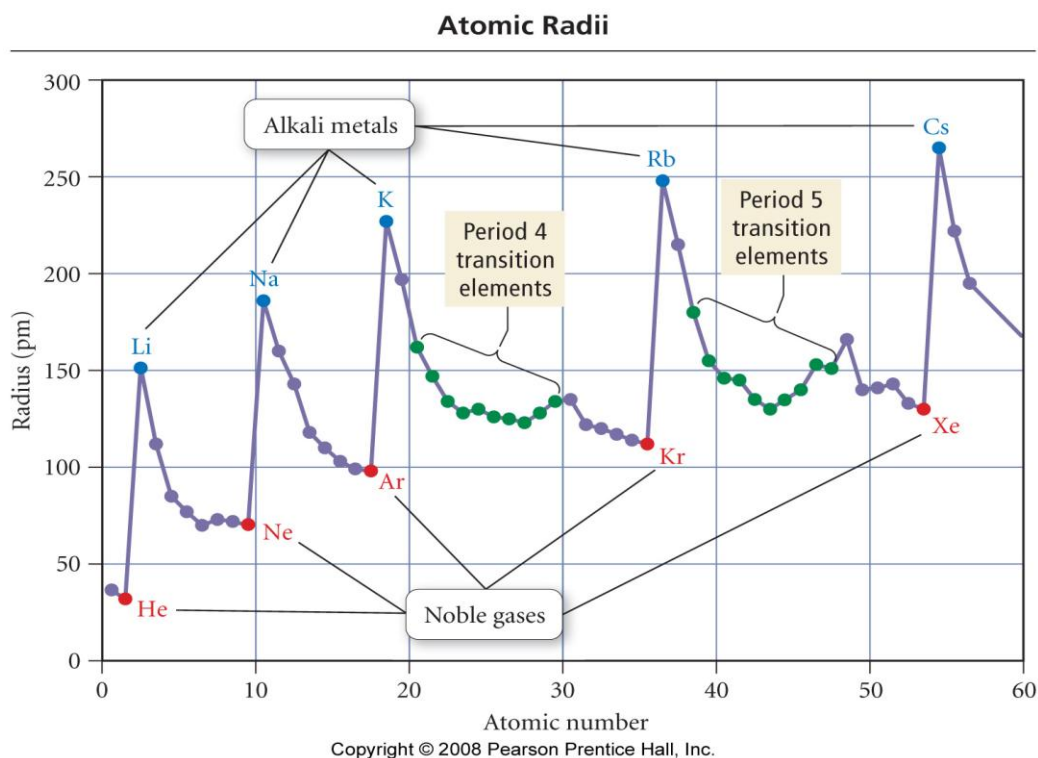
- trong chu kỳ nhỏ R giảm rõ rệt
- trong chu kỳ lớn do e điền vào lớp kế ngoài cùng $(n - 1)d$ làm tăng hiệu ứng chắn → R giảm chậm và ít đều đặn hơn

* Trong một *phân nhóm chính*, khi đi từ trên xuống số lớp e tăng → hiệu ứng chắn tăng → R tăng.

* Trong một *phân nhóm phụ*, khi đi từ trên xuống, xu hướng chung: R tăng nhưng không đều đặn như ở PNC:

- Từ CK4 xuống CK5: R tăng do tăng thêm một lớp e

- Từ CK5 xuống CK6, CK7: R hầu như không tăng do hiện tượng co d, co f.



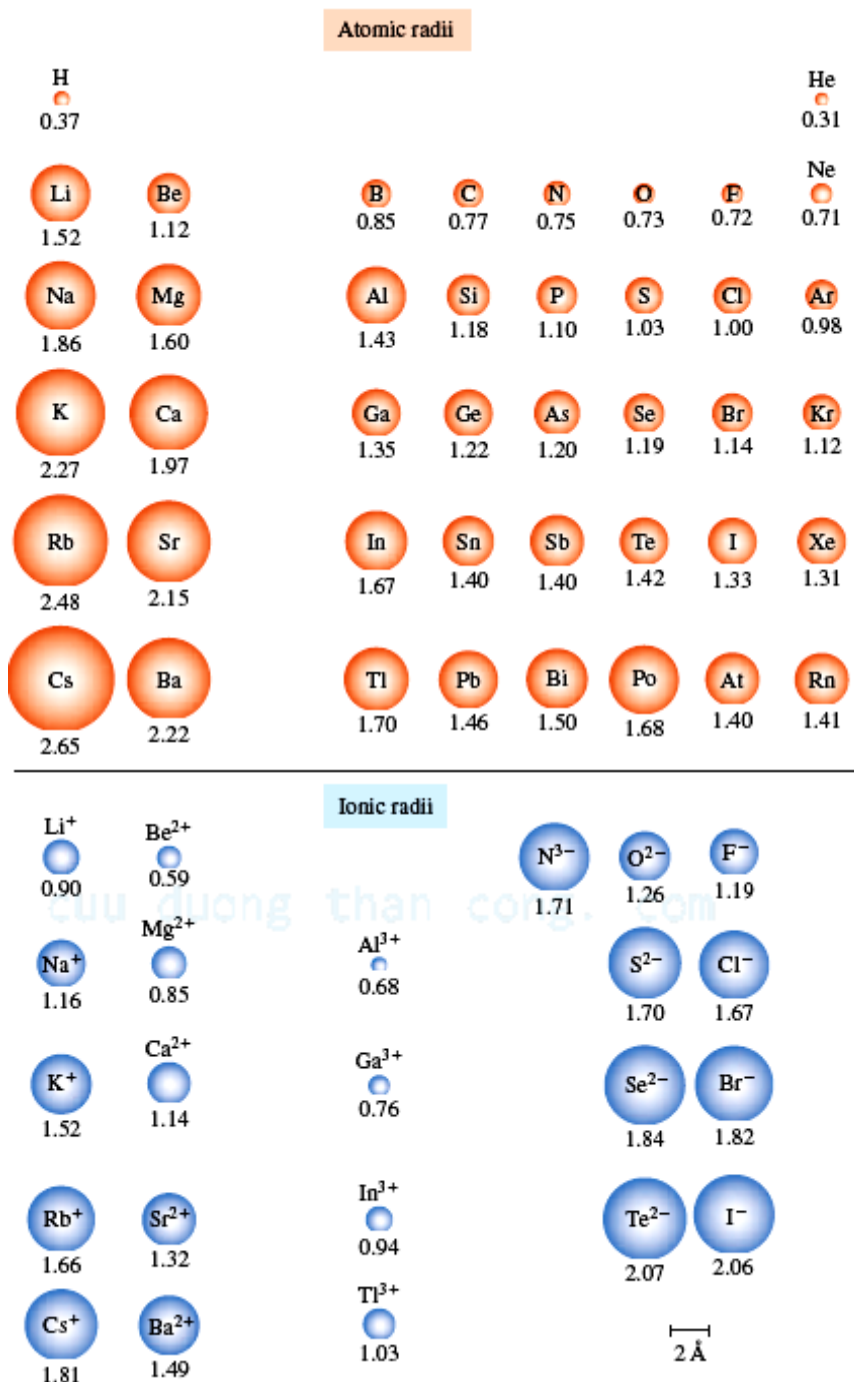
Hình 3.4. Biến đổi bán kính nguyên tử theo chu kỳ và nhóm.

b. Bán kính ion:

- $R \uparrow$ khi lực hút của hạt nhân đối với e ngoài cùng $\downarrow$
- Mà: lực hút đối với $1e \sim \frac{Z}{\sum e}$. Nên:
 - **$R_{\text{cation}} < R_{\text{nguyên tử}} < R_{\text{anion}}$**
 - Đối với cation của cùng một nguyên tố: R giảm theo chiều tăng điện tích ion ($R_{\text{Fe}^{2+}} > R_{\text{Fe}^{3+}}$; $R_{\text{Sn}^{2+}} > R_{\text{Sn}^{4+}}$)
 - Đối với các ion trong cùng phân nhóm có điện tích ion giống nhau (cấu trúc e tương tự nhau) R tăng theo chiều tăng điện tích hạt nhân Z ($R_{\text{Li}^+} < R_{\text{Na}^+} < R_{\text{K}^+} < R_{\text{Rb}^+} < R_{\text{Cs}^+}$); ($R_{\text{F}^-} < R_{\text{Cl}^-} < R_{\text{Br}^-} < R_{\text{I}^-}$)
 - Đối với **các ion đẳng e** (cấu trúc e giống nhau) R ion giảm theo chiều tăng Z hay theo chiều tăng số oxy hóa.
(TD: R chuỗi ion đẳng e có 10 e: $\text{N}^{3-} > \text{O}^{2-} > \text{F}^- > \text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$)

An isoelectronic series of ions

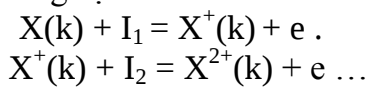
	N^{3-}	O^{2-}	F^-	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}
Ionic radius (Å)	1.71	1.26	1.19	1.16	0.85	0.68
No. of electrons	10	10	10	10	10	10
Nuclear charge	+7	+8	+9	+11	+12	+13



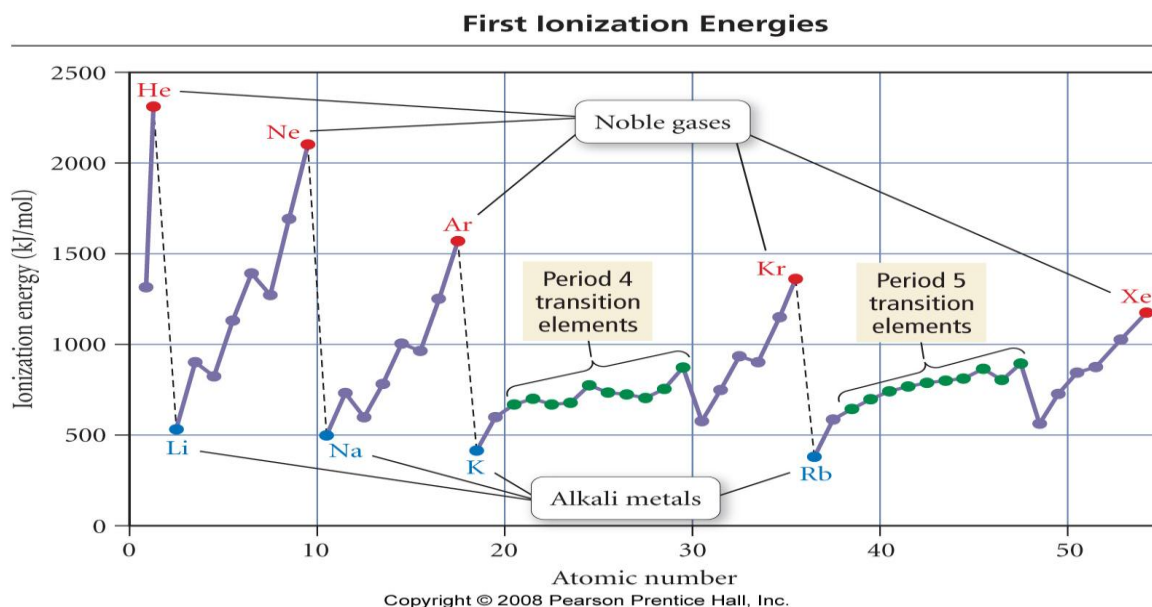
Hình 3.5 : Bán kính nguyên tử và ion các nguyên tố phân nhóm chính.

3. Năng lượng ion hóa I: đặc trưng cho khả năng nhường e của nguyên tử, thể hiện tính khử hay tính kim loại .

- Năng lượng ion hóa I là năng lượng cần tiêu tốn để tách một e ra khỏi nguyên tử ở thể khí, cô lập và không bị kích thích thành cation tương ứng ở thể khí.



- I càng nhỏ nguyên tử càng dễ nhường e**, do đó tính kim loại và tính khử càng mạnh.
- Trong một chu kỳ từ trái sang phải nhìn chung I tăng dần do Z tăng dần.



Hình 3.5. Biến đổi năng lượng ion hóa

- Trong một *phân nhóm chính* khi đi từ trên xuống I giảm do số lớp e tăng → tăng hiệu ứng chắn.
- Trong *phân nhóm phụ* khi đi từ trên xuống, I tăng.

Giải thích: PNP có đặc điểm: e được điền vào phân lớp d của lớp kế ngoài cùng, còn e lớp ngoài cùng ns^2 không thay đổi. Do đó:

- + Z tăng rất nhanh → tăng lực hút hạt nhân đến e ns^2 ở lớp ngoài cùng
- + Các AO $(n-1)d$ có tính đối xứng khác hẳn AO ns nên hiệu ứng chắn hầu như không tăng → tăng hiệu ứng xâm nhập của các e s của lớp ngoài cùng.

• **Ngoại lệ:**

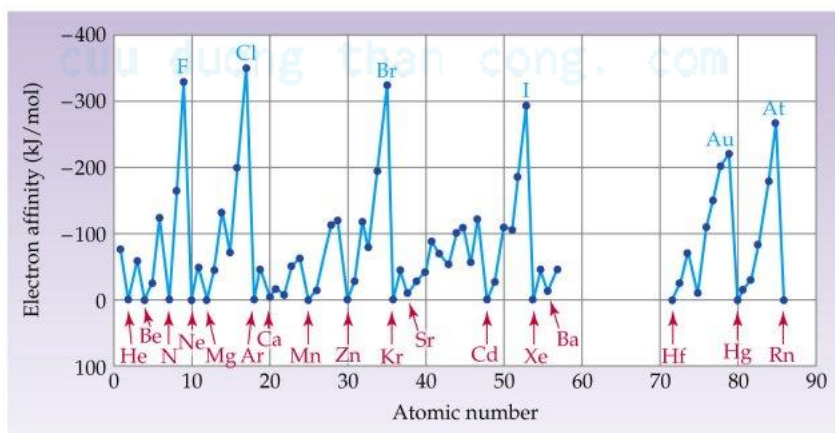
- + Nếu tách e ra khỏi một cấu hình e đang bão hòa thì khó, I tăng lên bất thường.
- + Ngược lại, nếu tách e xong đạt được cấu hình e bão hòa thì dễ, I giảm.

TD: $I_1(\text{II}_A: ns^2) > I_1(\text{III}_A: ns^2 np^1)$; $I_1(\text{VA}: ns^2 np^3) > I_1(\text{VI}_A: ns^2 np^4)$.

• **Cách tính I_1 :**

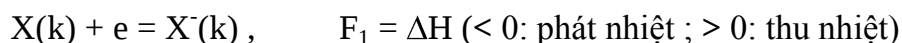
- $I_1 = E_\infty - E_{n \max} = 0 - \left(-13.6 \frac{Z^2}{n^2} \text{eV} \right) = 13.6 \frac{Z^2}{n^2} \text{eV}.$

5.Ái lực electron F: đặc trưng cho khả năng nhận e của nguyên tử, thể hiện tính oxi hóa hay tính phi kim.



Hình 3.6. Biến đổi ái lực electron F

- Ái lực e F là năng lượng **phát ra hay thu vào** khi kết hợp một e vào nguyên tử ở thể khí, cô lập, không bị kích thích thành anion tương ứng ở thể khí.



- **F có giá trị càng âm thì nguyên tử càng dễ nhận e** , do đó tính phi kim và tính oxi hóa của nguyên tố càng mạnh.

- Ái lực e của $X =$ năng lượng ion hóa của X^- nhưng ngược dấu:

$$F_x = -I_{x^-}$$

a. **Độ âm điện χ (khi):** đặc trưng cho khả năng hút mật độ e về phía mình khi tạo liên kết với nguyên tử của nguyên tố khác.

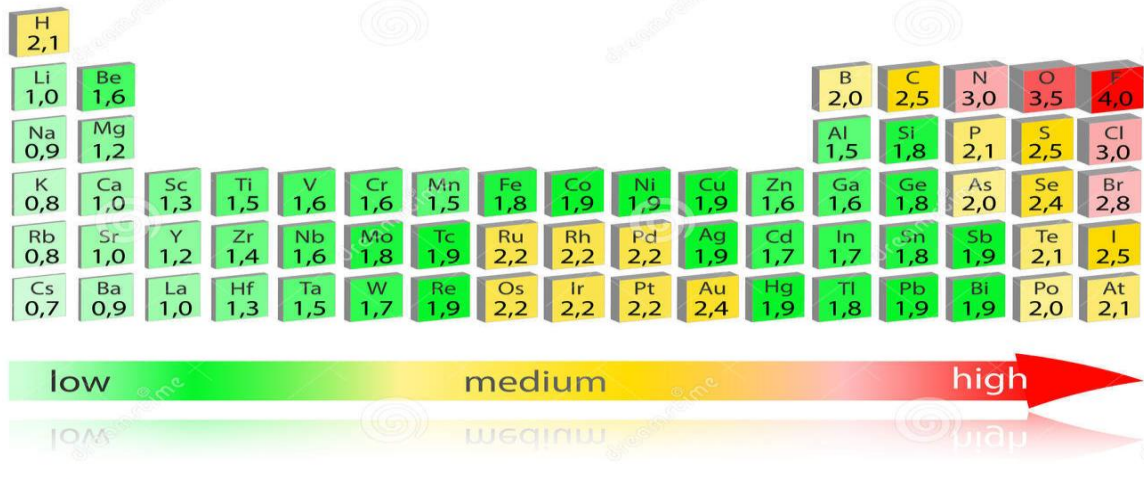
- Nguyên tử của nguyên tố có độ âm điện lớn hơn sẽ hút e về phía mình khi tương tác với nguyên tử của nguyên tố khác có độ âm điện nhỏ hơn
- Có nhiều cách khác nhau để xác định độ âm điện.
- Trong mỗi *chu kỳ* khi đi từ trái sang phải, nhìn chung độ âm điện tăng lên.
- Trong mỗi *nhóm* khi đi từ trên xuống, độ âm điện giảm.

* Chú ý: độ âm điện không phải là đại lượng cố định của một nguyên tố vì nó được xác định trong sự phụ thuộc vào thành phần cụ thể của hợp chất.

b. **Hóa trị và số oxi hóa của một nguyên tố:**

- Hóa trị của một nguyên tố là số e của mỗi nguyên tử nguyên tố đó đã bỏ ra góp chung trong liên kết cộng hóa trị hay đã cho nhận trong liên kết ion.
- Số oxi hóa của một nguyên tố là điện tích hình thức (không phải điện tích thật) của mỗi nguyên tử nguyên tố đó khi qui ước rằng tất cả liên kết xung quanh nó đều là liên kết ion bằng cách cho nguyên tử có độ âm điện lớn hơn hút e tích điện âm và ngược lại.
 - Số oxi hóa dương cao nhất của một nguyên tố = số thứ tự nhóm (trừ các nhóm: IB, VIIIB, VIIIA)
 - Số oxi hóa âm thấp nhất của phi kim = số thứ tự nhóm - 8

ELECTRONEGATIVITY



cuu duong than cong. com

cuu duong than cong. com