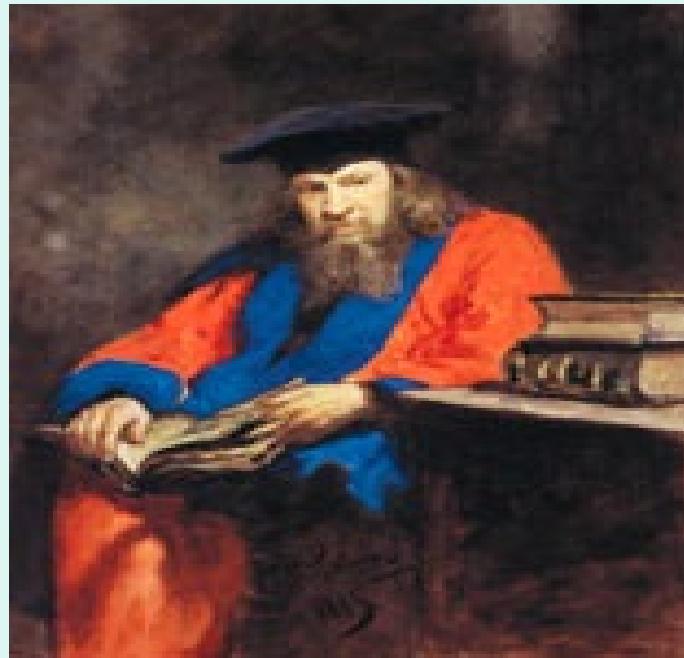


CHƯƠNG II

HỆ THỐNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC



Dimitri Mendeleev

CHƯƠNG II. HỆ THỐNG TUẦN HOÀN

- I. **ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN VÀ ĐIỆN TÍCH
HẠT NHÂN NGUYÊN TỬ**
- II. **CẤU TRÚC ELECTRON NGUYÊN TỬ VÀ
HỆ THỐNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN
TÓ HÓA HỌC**
- III. **CẤU TRÚC ELECTRON NGUYÊN TỬ VÀ
SỰ THAY ĐỔI TÍNH CHẤT CỦA CÁC
NGUYÊN TÓ TRONG HTTH**

I. ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN VÀ ĐIỆN TÍCH HẠT NHÂN NGUYÊN TỬ

- *Tính chất các đơn chất cũng như
dạng tính chất của các hợp chất
thay đổi tuần hoàn theo chiều tăng
điện tích hạt nhân nguyên tử.*



Modern Periodic Table

		Alkaline earth metals										Noble gases					
Alkali metals																	
1 1A	H											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac†	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						

*Lanthanides		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
†Actinides		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

II. ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN VÀ ĐIỆN TÍCH HẠT NHÂN NGUYÊN TỬ

1. Các họ nguyên tố s, p, d, f
2. Chu kỳ
3. Nhóm
4. Cách xác định vị trí ngtố trong bảng

HTTH

1. Các họ nguyên tố s, p, d, f

a. Các nguyên tố họ s ($ns^{1,2}$): ns^1 – kim loại kiềm
 ns^2 – kim loại kiềm thô

b. Các nguyên tố họ p (ns^2np^{1-6}):

ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
B - Al	C - Si	N - P	O - S	Halogen	Khí tro

c. Các nguyên tố họ d ($(n-1)d^{1-10}ns^{1,2}$): KL chuyển tiếp

d. Các nguyên tố họ f ($(n-2)f^{1-14}(n-1)d^{0,1}ns^2$:

các nguyên tố đất hiếm

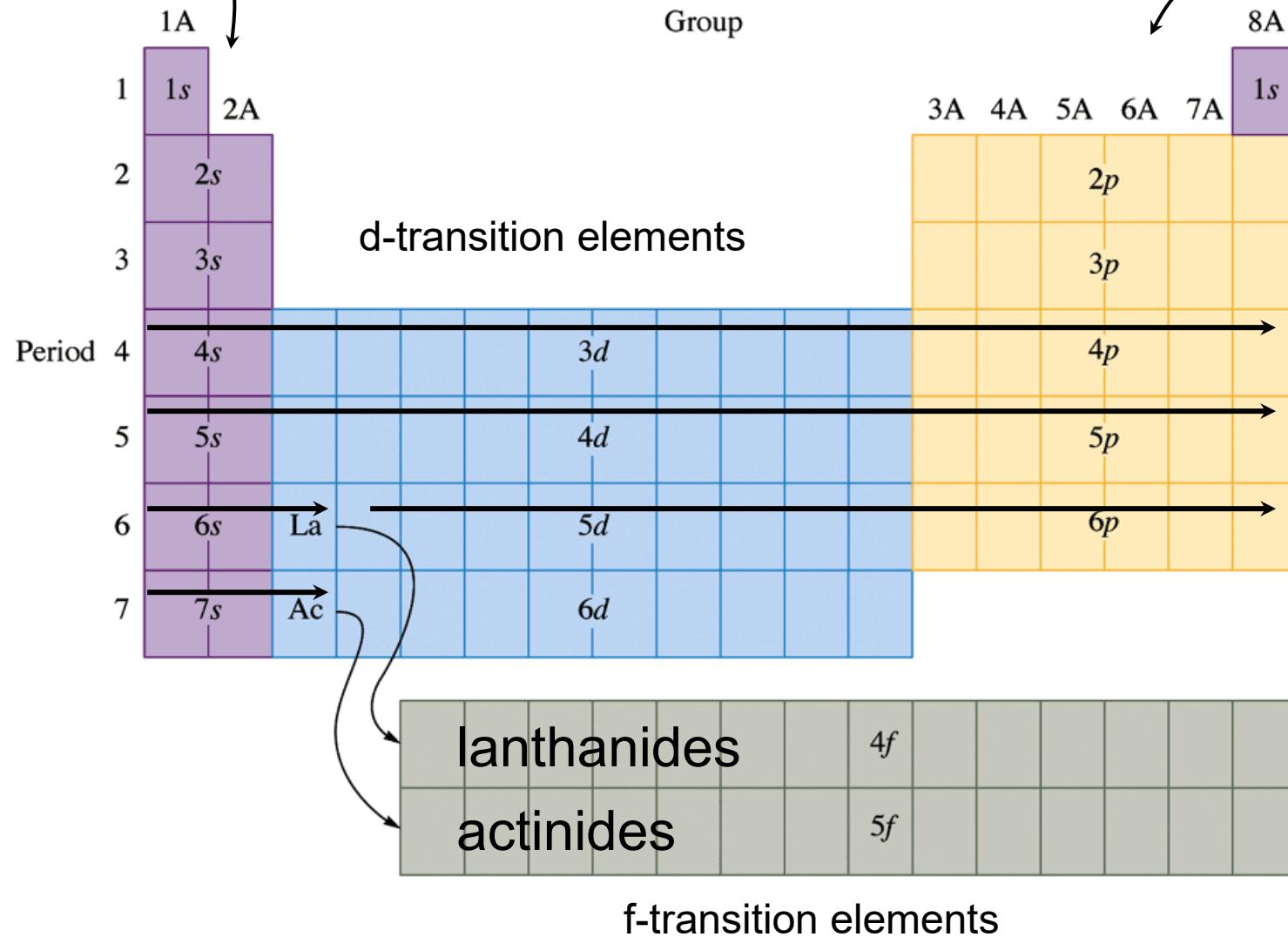
$4f^{1-14}$: lantanoit

$5f^{1-14}$: actinoit

Beyond the d-orbitals

's'-groups

'p'-groups



s- and p-orbitals

H 1s ¹							He 1s ²
Li 2s ¹	Be 2s ²						
Na 3s ¹	Mg 3s ²						
B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴	F 2p ⁵	Ne 2p ⁶		
Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴	Cl 3p ⁵	Ar 3p ⁶		

H: 1s¹

1s

$$\begin{array}{l} n = 1 \\ I = 0 \\ m_I = 0 \end{array}$$

2s

$$\begin{array}{l} n = 2 \\ l = 0 \\ m_l = 0 \end{array}$$

2p

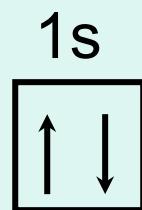
--	--	--

$$\begin{array}{ccc} n = 2 \\ l = 0 \\ m_l = -1 \quad m_l = 0 \quad m_l = 1 \end{array}$$

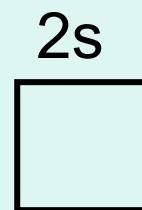
s- and p-orbitals

H 1s ¹						He 1s ²
Li 2s ¹	Be 2s ²		B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴
Na 3s ¹	Mg 3s ²		Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴

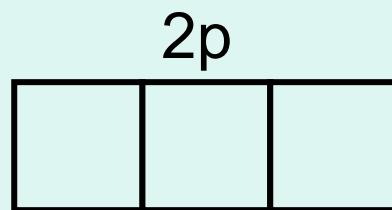
He: 1s²



n = 1
l = 0
 m_l = 0



n = 2
l = 0
 m_l = 0

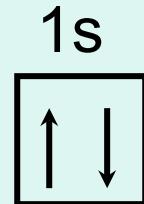


n = 2
l = 0
 m_l = -1 m_l = 0 m_l = 1

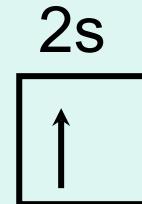
s- and p-orbitals

H 1s ¹							He 1s ²	
Li 2s ¹								
Be 2s ²							B 2p ¹	
Na 3s ¹	Mg 3s ²							C 2p ²
								N 2p ³
								O 2p ⁴
								F 2p ⁵
								Ne 2p ⁶
								Al 3p ¹
								Si 3p ²
								P 3p ³
								S 3p ⁴
								Cl 3p ⁵
								Ar 3p ⁶

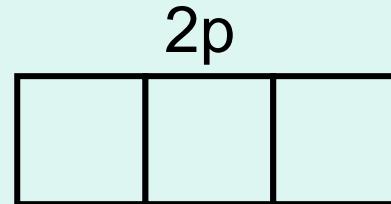
Li: 1s² 2s¹



n = 1
l = 0
m_l = 0



n = 2
l = 0
m_l = 0

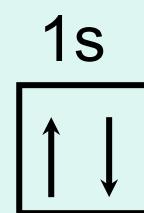


n = 2
l = 0
m_l = -1 m_l = 0 m_l = 1

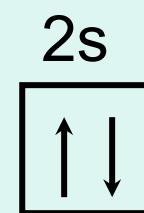
s- and p-orbitals

H 1s ¹								He 1s ²
Li 2s ¹	Be 2s ²							
Na 3s ¹	Mg 3s ²							
		B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴	F 2p ⁵	Ne 2p ⁶	
		Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴	Cl 3p ⁵	Ar 3p ⁶	

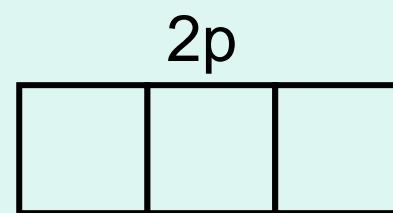
Be: 1s² 2s²



n = 1
l = 0
m_l = 0



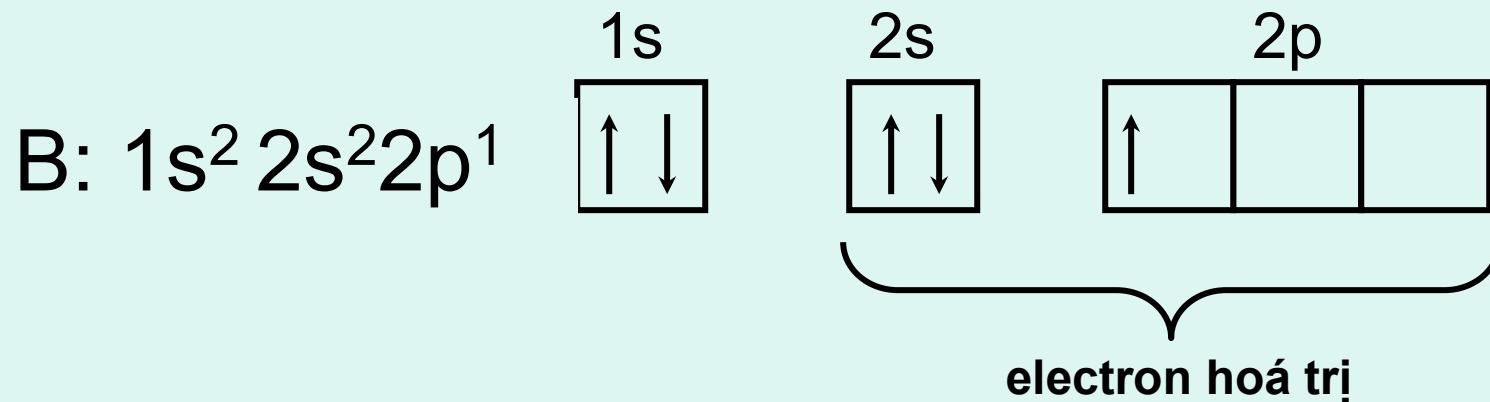
n = 2
l = 0
m_l = 0



n = 2
l = 1
m_l = -1 m_l = 0 m_l = 1

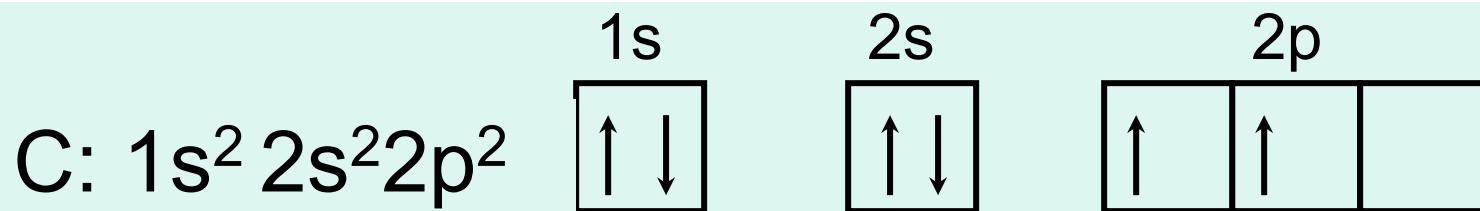
s- and p-orbitals

H 1s ¹							He 1s ²
Li 2s ¹	Be 2s ²		B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴	F 2p ⁵
Na 3s ¹	Mg 3s ²		Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴	Cl 3p ⁵



s- and p-orbitals

H 1s ¹								He 1s ²
Li 2s ¹	Be 2s ²			B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴	F 2p ⁵
Na 3s ¹	Mg 3s ²			Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴	Cl 3p ⁵

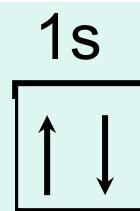


Hund's rule: maximum number of unpaired electrons is the lowest energy arrangement.

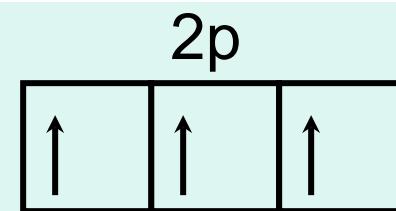
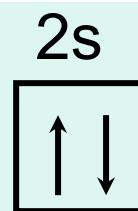
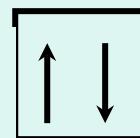
s- and p-orbitals

H 1s ¹								He 1s ²
Li 2s ¹	Be 2s ²			B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴	F 2p ⁵
Na 3s ¹	Mg 3s ²			Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴	Cl 3p ⁵

N: 1s² 2s²2p³

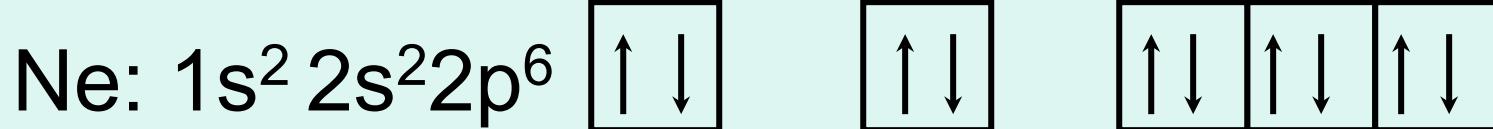
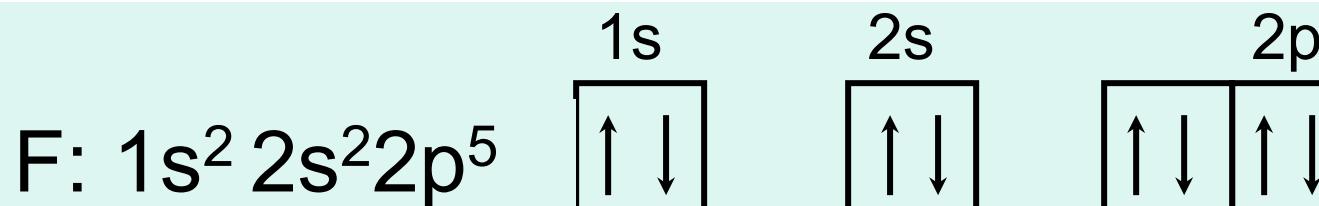


O: 1s² 2s²2p⁴



s- and p-orbitals

H 1s ¹							He 1s ²
Li 2s ¹	Be 2s ²		B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴	F 2p ⁵
Na 3s ¹	Mg 3s ²		Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴	Cl 3p ⁵



s- and p-orbitals

H 1s ¹								He 1s ²
Li 2s ¹	Be 2s ²			B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴	F 2p ⁵
Na 3s ¹	Mg 3s ²			Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴	Cl 3p ⁵
								Ar 3p ⁶

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ or [Ne]3s¹

P: [Ne]3s²3p³

Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ or [Ne]3s²

Ar: [Ne]3s²3p⁶

2. Chu kỳ.

- Là dãy các nguyên tố viết theo hàng ngang
 - trong CK tính chất các ngtố biến đổi tuần hoàn
 - STT chu kỳ = n của lớp electron ngoài cùng
 - ✓ **Chu kỳ I** (CK đặc biệt): chỉ có 2 nguyên tố họ s
 - ✓ **Chu kỳ II, III** (CK nhỏ): $8 \text{ nguyên tố} = 2(s) + 6(p)$
 - ✓ **Chu kỳ IV, V** (CK lớn): $18 \text{ ngtố} = 2(s) + 10(d) + 6(p)$
 - ✓ **Chu kỳ VI** (CK hoàn hảo): $32 \text{ ngtố} = 2(s) + 14(f) + 10(d) + 6(p)$
 - ✓ **Chu kỳ VII** (CK dở dang): có $2(s) + 14(f) + \dots (d)$

3. Nhóm: là cột dọc các nguyên tố có tổng số e hóa trị bằng nhau

➤ **Phân nhóm:** Các nguyên tố có cấu trúc e tương tự nhau

→ tính chất hóa học tương tự nhau

✓ 8 phân nhóm chính A (nguyên tố họ s và p)

✓ 8 phân nhóm phụ B (nguyên tố họ d và f)

➤ Phân nhóm chính A (nguyên tố họ s và p)

Số thứ tự PN chính = tổng số e ở lớp ngoài cùng

(tổng số e hóa trị)

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



➤ Phân nhóm phụ B (các nguyên tố họ d và f)

✓ Số thứ tự PNP = tổng số e trên ns và $(n - 1)d$

IIIB	IVB	VB	VIB
$ns^2(n-1)d^1$ Nguyên tố f	$ns^2(n-1)d^2$	$ns^2(n-1)d^3$	$ns^2(n-1)d^4$ $\rightarrow ns^1(n-1)d^5$
VIIIB	VIIIB	IB	IIB
$ns^2(n-1)d^5$	$ns^2(n-1)d^{6,7,8}$	$ns^2(n-1)d^9$ $\rightarrow ns^1(n-1)d^{10}$	$ns^2(n-1)d^{10}$

- ✓ Tất cả các nguyên tố d và f đều là kim loại
 - PNP VIIIB có 9 nguyên tố
 - PNP IIIB có 14 PNP thứ cấp (PNP loại 2):
 - ❖ $6s^24f^{1-14}$: lantanoit
 - ❖ $7s^25f^{1-14}$: actinoit



4. Cách xác định vị trí ngtố trong bảng HTTH

- Số thứ tự = $Z = \sum e + q$
- Số thứ tự chu kỳ = n_{\max}
- Số thứ tự nhóm = tổng số e hóa trị (nằm trên AO hóa trị)
 - Các nguyên tố họ s, p: nằm ở PNC (A).
AO hóa trị: nsnp
 - Các nguyên tố họ d:
nằm ở PNP (B).
AO hóa trị: ns(n – 1)d

Nguyên tố d ($n-1$)d^ans^b a = 10 số nhóm = b

a < 6 số nhóm = a+b

a = 6,7,8 số nhóm = VIIIB

– Các nguyên tố họ f thuộc PNP IIIB



III. CẤU TRÚC c NGTÜ VÀ SỰ THAY ĐỔI T/C CỦA CÁC NGTÓ

- 1. Bán kính nguyên tử và ion**
- 2. Năng lượng ion hóa I**
- 3. Ái lực electron F**
- 4. Độ âm điện χ**
- 5. Số oxy hóa**

➤ Trong một phân nhóm:

- ✓ Cấu trúc e tương tự → tính chất hóa học tương tự.
- ✓ Từ trên xuống: số lớp electron tăng → 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:

- ✓ 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



1. Bán kính nguyên tử và ion

- a. Quy ước về bán kính
- b. Bán kính nguyên tử
- c. Bán kính ion

a. Quy ước về bán kính

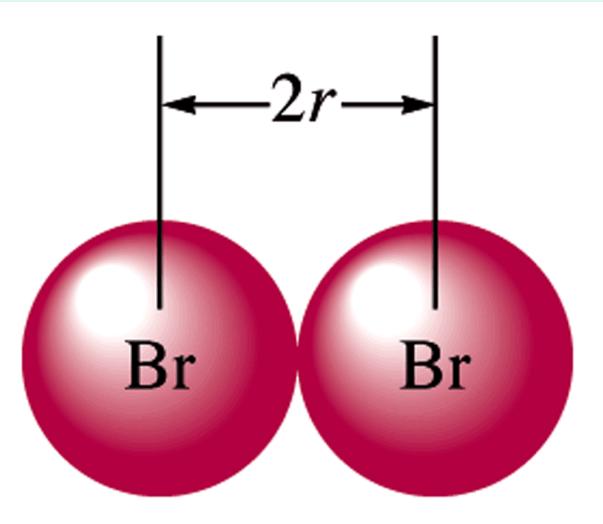
- Coi nguyên tử hay ion như những hình cầu.
- Hợp chất là các hình cầu tiếp xúc nhau.
- Bán kính nguyên tử hay ion được xác định dựa trên khoảng cách giữa các hạt nhân nguyên tử

→ bán kính hiệu dụng r phụ thuộc vào:

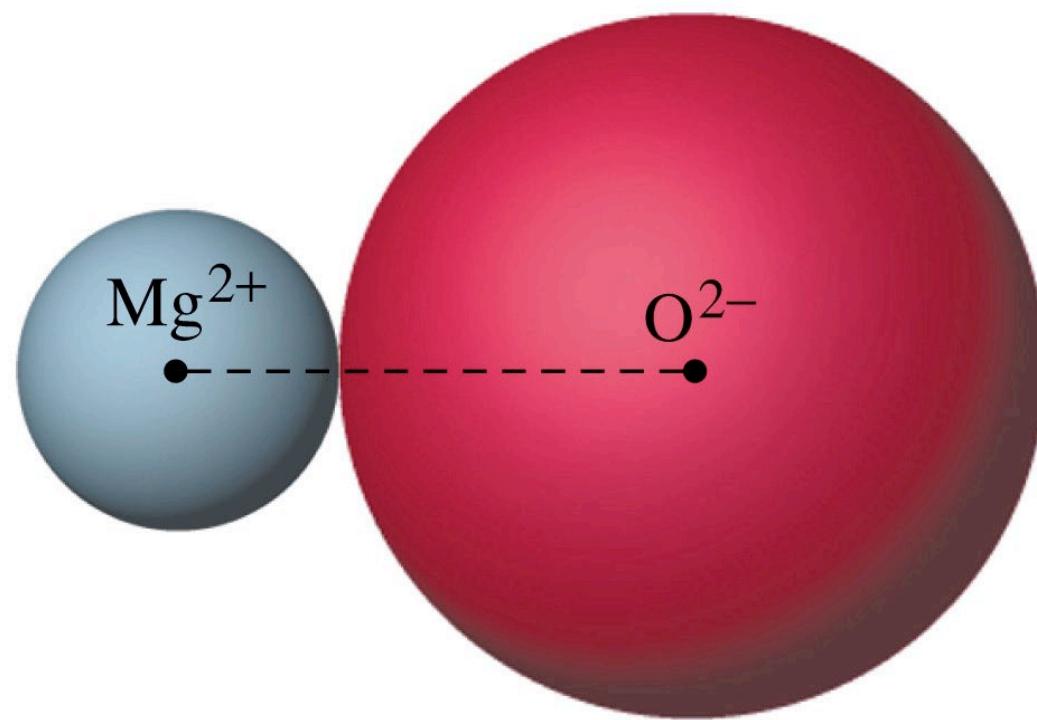
✓ bán chất nguyên tử

✓ đặc trưng liên kết

✓ trạng thái tập hợp



Internuclear distance: 205 pm



$$r_{O^{2-}} = 140 \text{ pm}$$

$$r_{Mg^{2+}} = 65 \text{ pm}$$

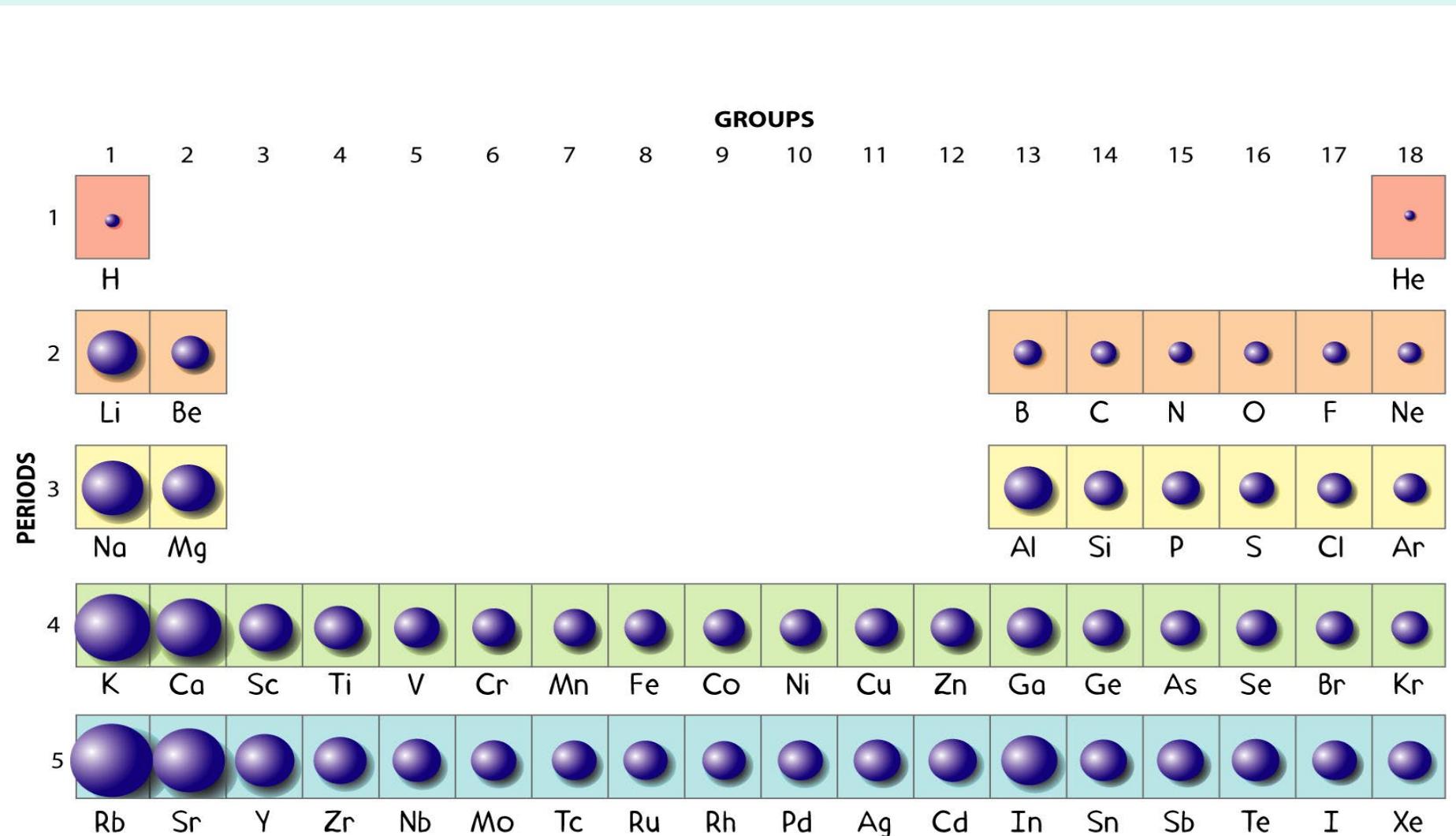


b. Bán kính nguyên tử

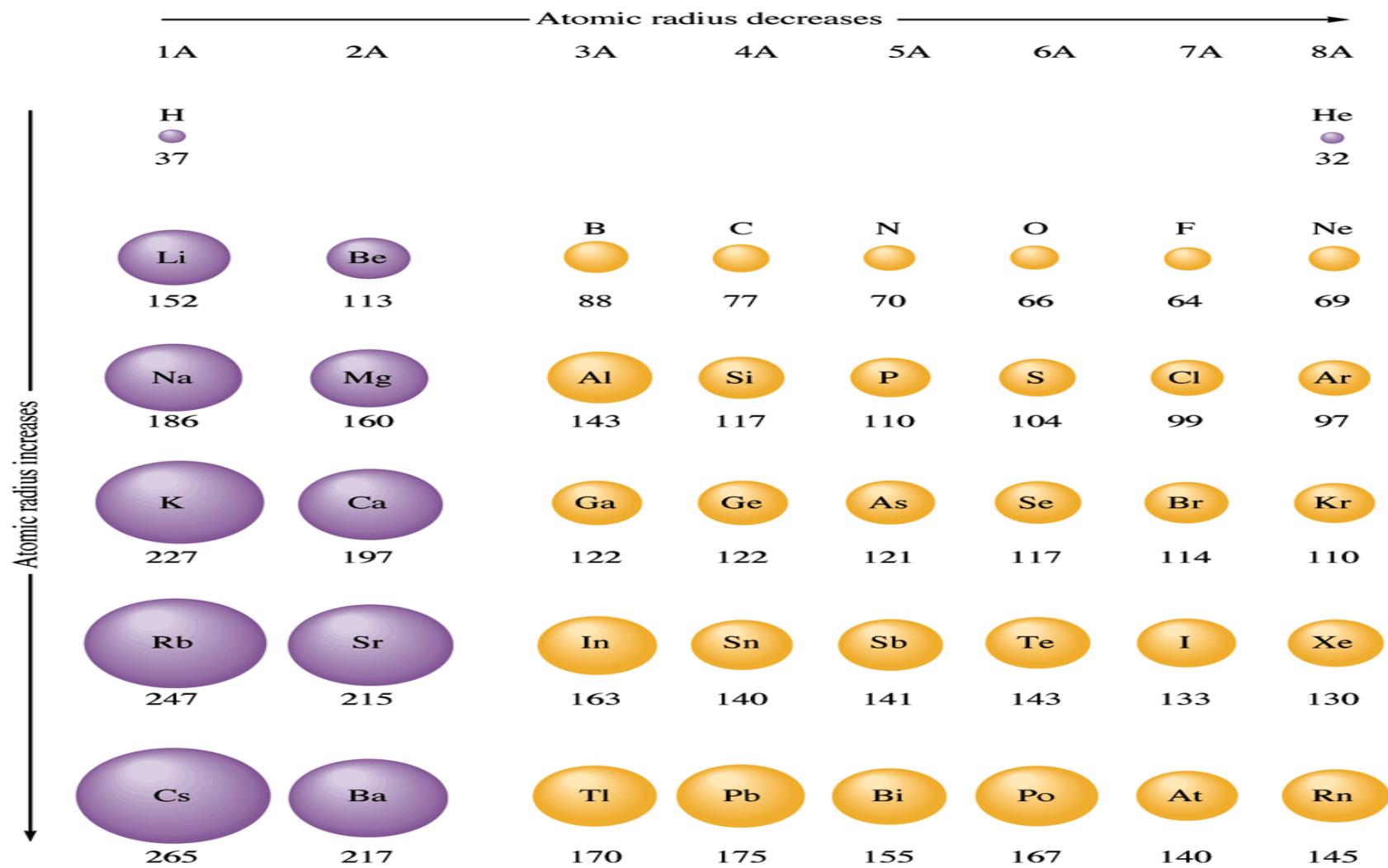
- Trong một chu kỳ: $r \downarrow$ do $Z \uparrow$
 - ✓ Trong chu kỳ nhỏ: r giảm rõ rệt
 - ✓ Trong chu kỳ lớn: e điền vào $(n - 1)d$ → hiệu ứng chấn \uparrow
→ r giảm chậm và đều đặn hơn
- Trong một phân nhóm chính:
 $số lớp e \uparrow \rightarrow$ hiệu ứng chấn $\uparrow \rightarrow r \uparrow$
- Trong một phân nhóm phụ: $r \uparrow$ nhưng không đều
 - ✓ Từ dãy 1 xuống dãy 2: $r \uparrow$ do tăng thêm một lớp e
 - ✓ Từ dãy 2 xuống dãy 3: r hầu như không tăng do hiện tượng co lantanit



Bán kính nguyên tử

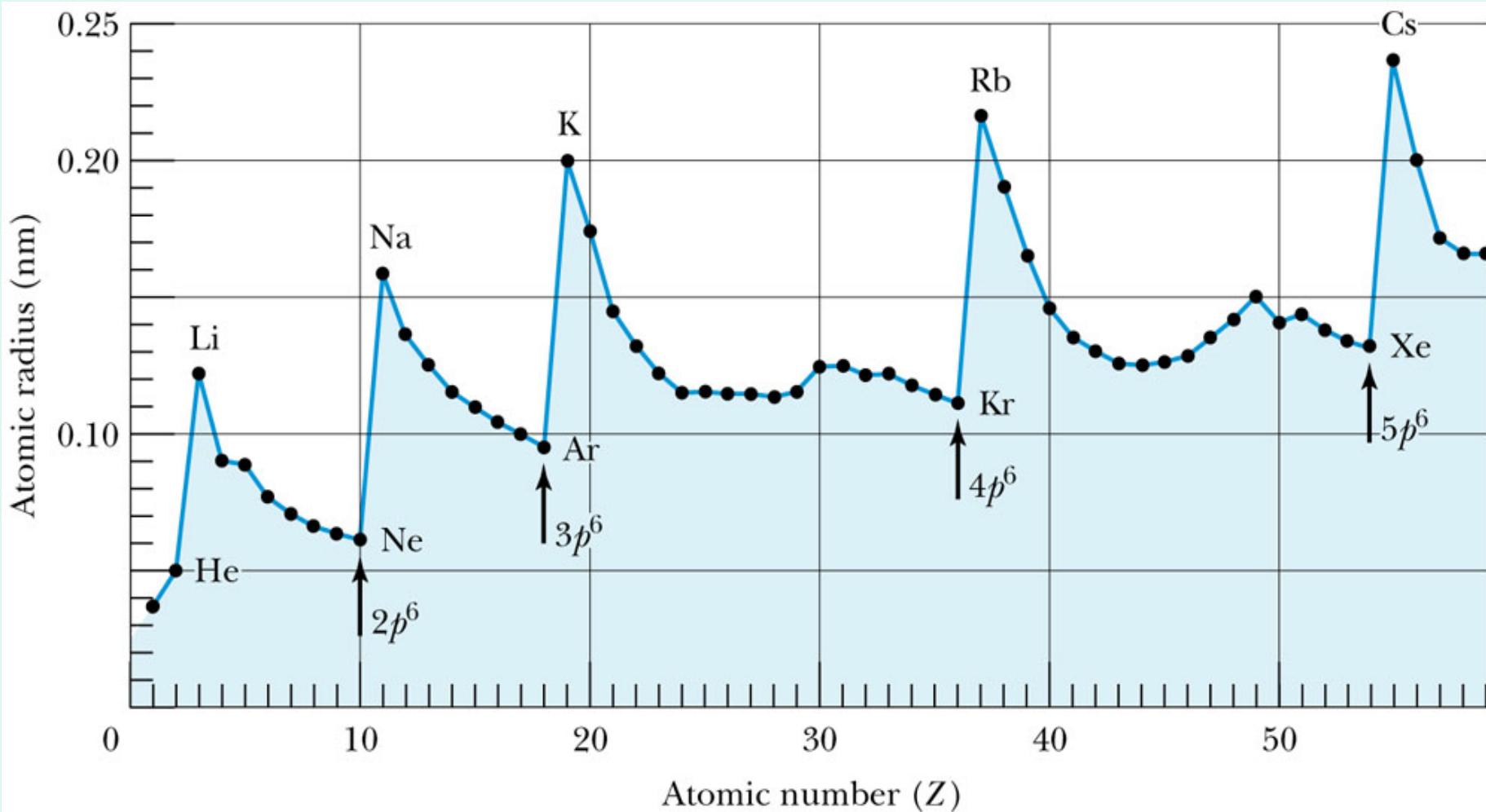


Trong chu kỳ nhô(1,2,3) khi Z↑ thì r↓đều

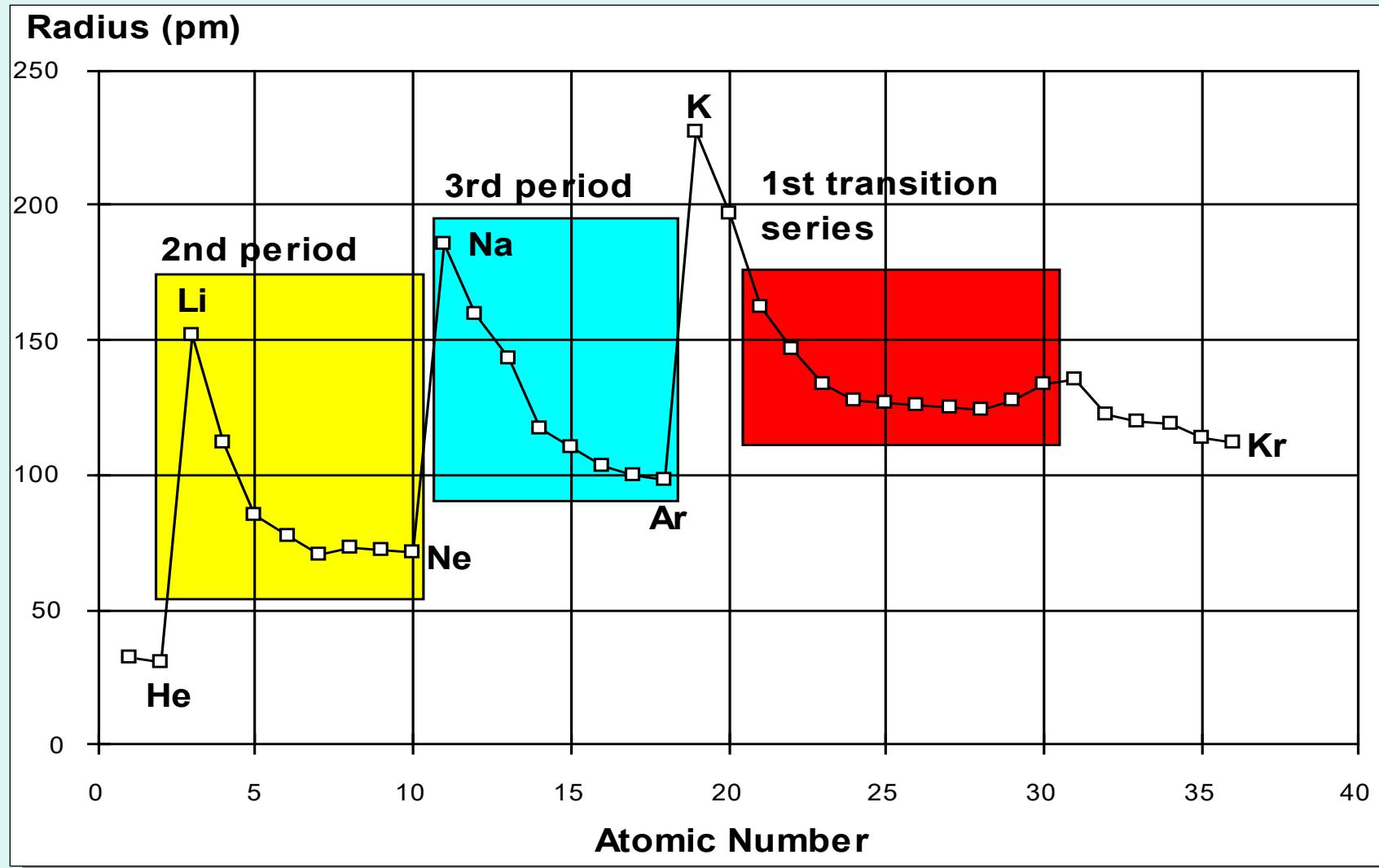


Bán kính nguyên tử

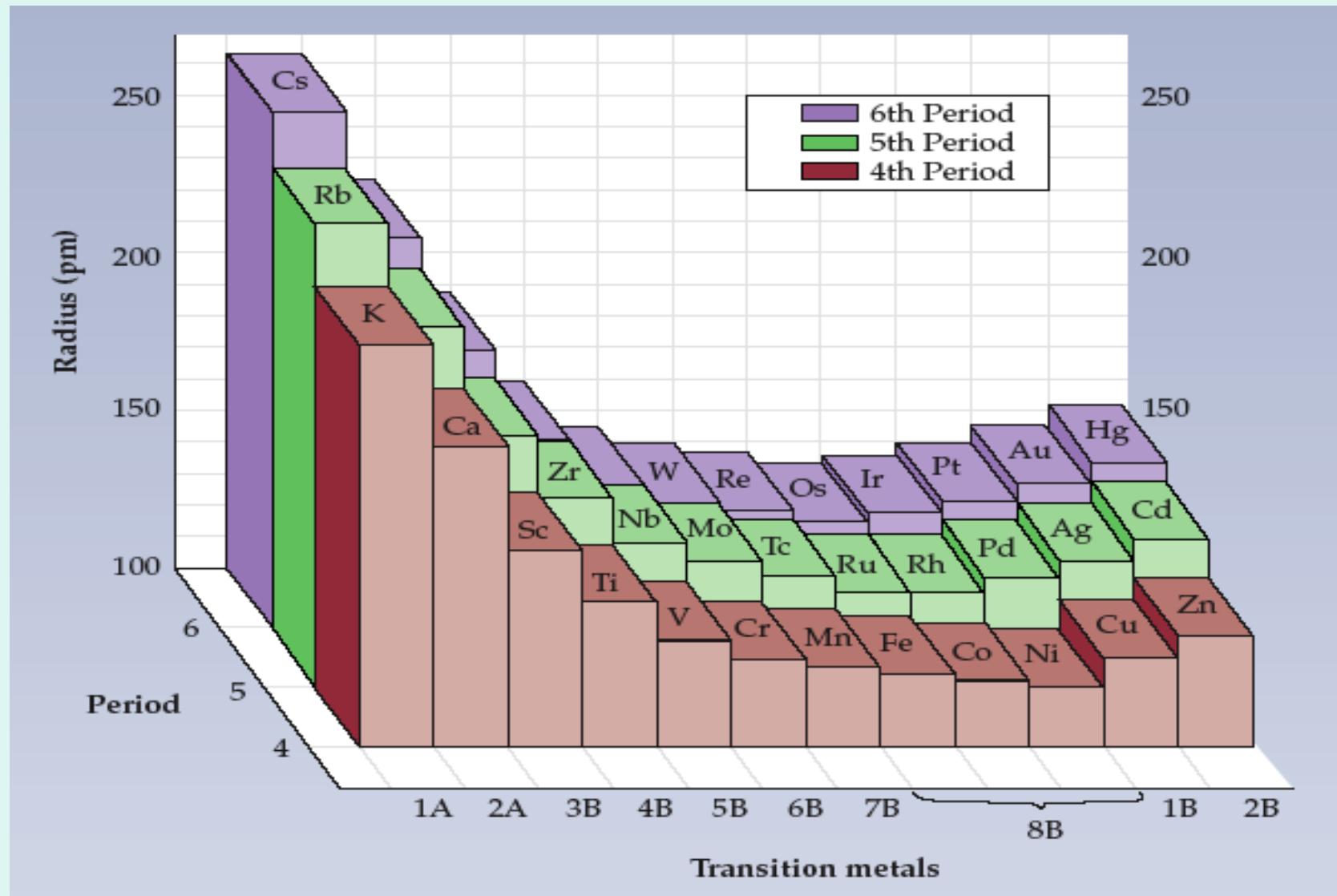
Trong một chu kỳ lớn khi $Z \uparrow$ thì $r \downarrow$ chậm, không đều



Trends in Atomic Size

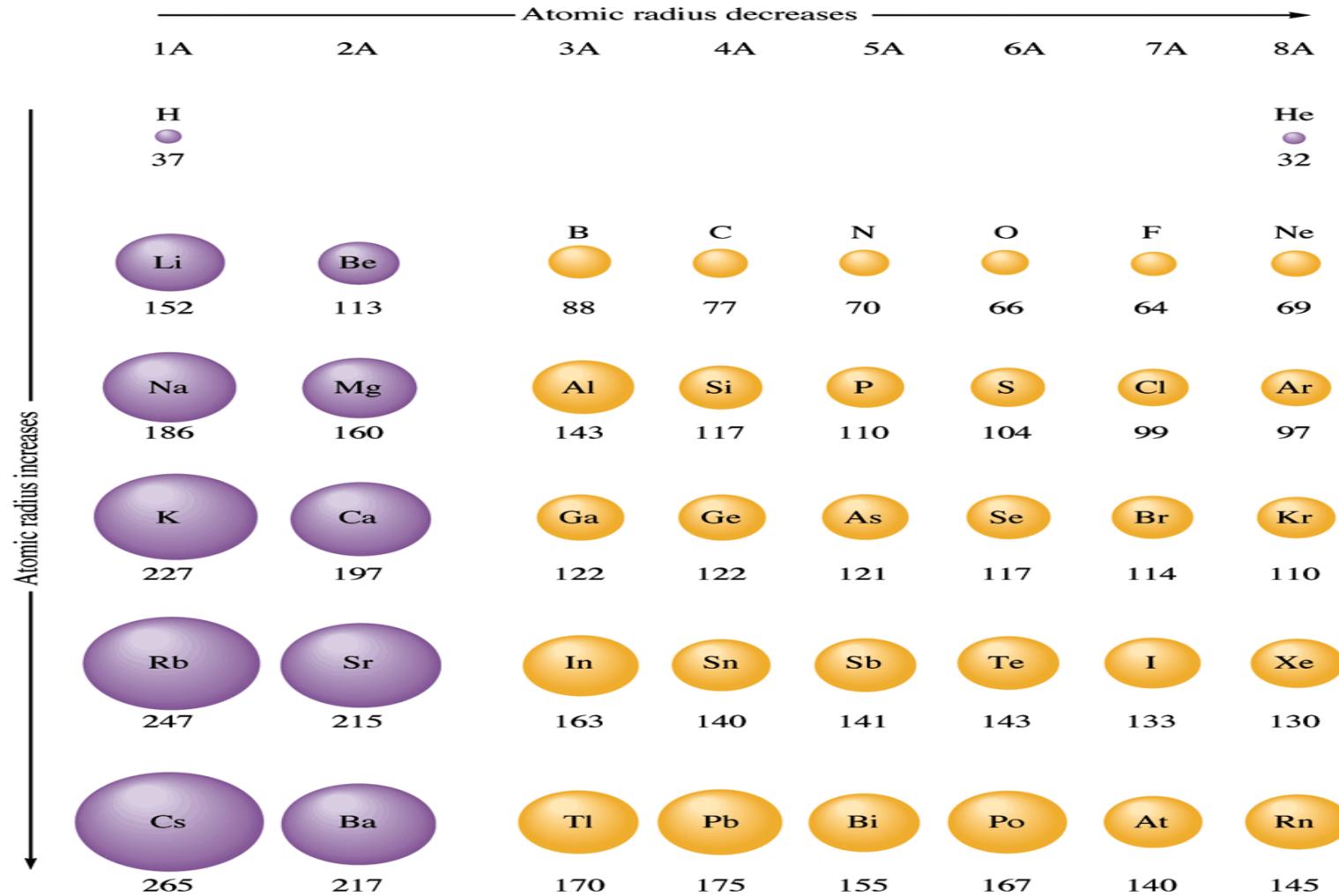


Sizes of Transition Elements



Trong một phân nhóm chính

số lớp e \uparrow \rightarrow hiệu ứng chẵn \uparrow \rightarrow r \uparrow

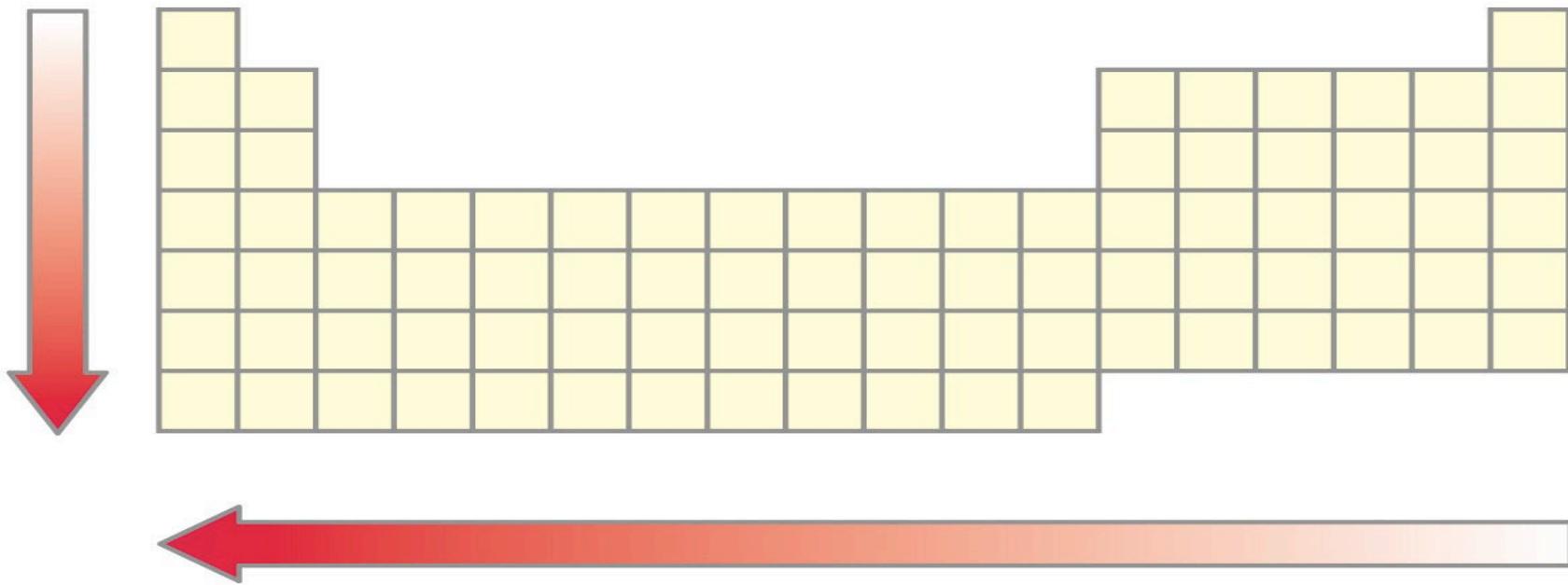


Bán kính nguyên tử

Trong một phân nhóm phụ - $r \uparrow$ chậm nhưng không đều

IVB	VB	VIB
^{22}Ti 1,45 Å	^{23}V 1,33 Å	^{24}Cr 1,25 Å
^{40}Zr 1,59 Å	^{41}Nb 1,41 Å	^{42}Mo 1,36 Å
^{72}Hf 1,56 Å	^{73}Ta 1,43 Å	^{74}W 1,37 Å

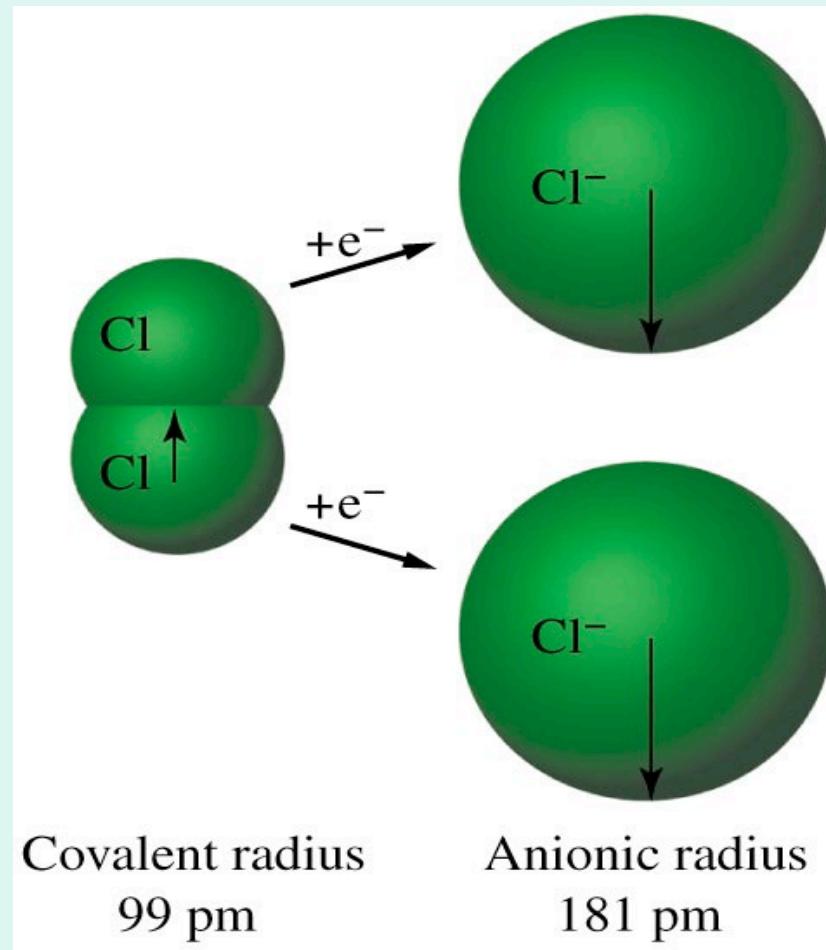
Increasing atomic radius



Increasing
atomic
radius

Bán kính ion

$$r_{A^+} < r_A < r_{A^-}$$



Atomic/Ionic Radii

1A

2A

3A



1.52



0.60



1.86



0.95



2.31



1.33



2.44



1.48



1.11



0.31



1.60



0.65



1.97



0.99



2.15



1.13



1.43



0.50



0.62



1.22



1.62

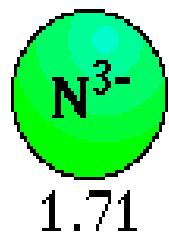


0.81

Atomic/Ionic Radii

5A

N
0.70



N³⁻
1.71

6A

O
0.66



O²⁻
1.40

S
1.04



S²⁻
1.84

Se
1.17



Se²⁻
1.98

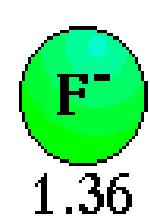
Te
1.37



Te²⁻
2.21

7A

F
0.64



F⁻
1.36

Cl
0.99



Cl⁻
1.81

Br
1.14



Br⁻
1.85

I
1.33



I⁻
2.16

Bán kính ion

Đối với cation của cùng một ngtổ: khi $n \uparrow$ thì $r^{n+} \downarrow$

$$r(\text{Fe}^{2+}) > r(\text{Fe}^{3+})$$

Đối với các ion trong cùng phân nhóm có điện tích ion giống nhau: khi Z ngtử \uparrow thì $r \uparrow$

$$r(\text{Li}^+) < r(\text{Na}^+) < r(\text{K}^+) < r(\text{Rb}^+) < r(\text{Cs}^+) < r(\text{Fr}^+)$$

c. Bán kính ion

$r \uparrow$ khi lực hút của hạt nhân đối với e ngoài cùng \downarrow

$Z' = Z - S$: Z' tăng khi Z tăng và S giảm (khi tổng e giảm)

- ✓ Đối với các ion của cùng một ngtô: $r_{A^+} < r_A < r_{A^-}$
- ✓ Đối với cation của cùng một ngtô: $r_{A^{n+}}$ \downarrow khi $n \uparrow$
- ✓ Đối với các ion trong cùng phân nhóm có điện tích ion giống nhau: $r \uparrow$ khi Z ngtử \uparrow
- ✓ Đối với các ion đẳng e: $r_{\text{ion}} \downarrow$ khi $Z \uparrow$

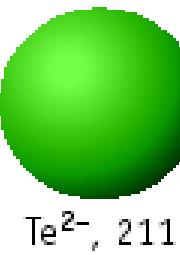
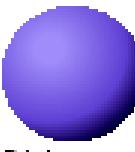
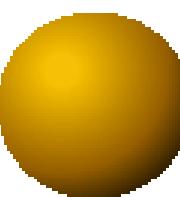


1A	2A
Li 152	Be 111
59 Li ⁺ ●	31 Be ²⁺ ●
Na 186	Mg 160
99 Na ⁺ ●	65 Mg ²⁺ ●
K 227	Ca 197
K ⁺ ● 138	99 Ca ²⁺ ●
Rb 248	Sr 215
Rb ⁺ ● 148	113 Sr ²⁺ ●
Cs 265	Ba 217
Cs ⁺ ● 169	135 Ba ²⁺ ●

3A	4A	5A	6A	7A
B 80	C 77	N 75	O 73	F 71
20 B ³⁺ ●		N ³⁻ ● 171	O ²⁻ ● 140	F ⁻ ● 133
Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 99
50 Al ³⁺ ●		P ³⁻ ● 212	S ²⁻ ● 184	Cl ⁻ ● 181
Ga 122	Ge 123	As 125	Se 116	Br 114
62 Ga ³⁺ ●		As ³⁺ ● 198	Se ²⁻ ● 198	Br ⁻ ● 196
In 163	Sn 141	Sb 145	Te 143	I 133
92 In ³⁺ ●	93 Sn ²⁺ ●	89 Sb ³⁺ ●	Te ²⁻ ● 221	I ⁻ ● 220
Ti 170	Pb 175	Bi 155		
149 Tl ⁺ ●	132 Pb ²⁺ ●	96 Bi ³⁺ ●		

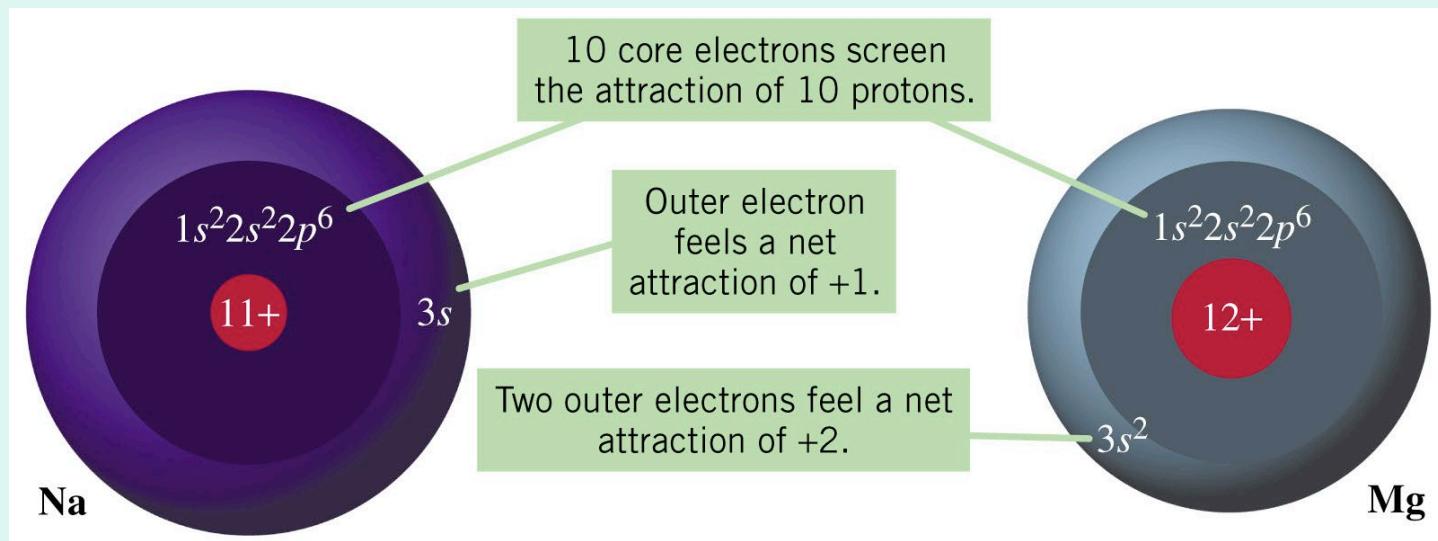
3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B
Sc 161	Ti 145	V 132	Cr 125	Mn 124	Fe 124	Co 125	Ni 125	Cu 128	Zn 133
83 Sc ³⁺ ●	80 Ti ²⁺ ●	72 V ²⁺ ●	64 Cr ³⁺ ●	91 Mn ²⁺ ●	67 Fe ³⁺ ●	64 Co ³⁺ ●	78 Ni ²⁺ ●	72 Cu ²⁺ ●	83 Zn ²⁺ ●

Trends in Ion Sizes



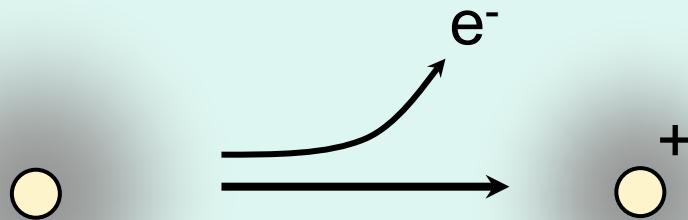
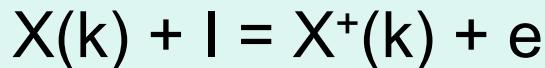
Đối với các ion đắng e: r ion ↓ khi Z ↑

$$r_{(8)\text{O}^{2-}} > r_{(9)\text{F}^-} > r_{(11)\text{Na}^+} > r_{(12)\text{Mg}^{2+}} > r_{(13)\text{Al}^{3+}}$$



2. Năng lượng ion hóa I

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



- I càng nhỏ nguyên tử càng dễ nhường e, do đó tính kim loại và tính khử càng mạnh.
- Trong một chu kỳ: $Z \uparrow \rightarrow$ lực hút hn – e $\uparrow \rightarrow I \uparrow$
- Trong một PNC: số lớp e $\uparrow \rightarrow$ hiệu ứng chắn $\uparrow \rightarrow I \downarrow$.
- Trong PNP: I \uparrow



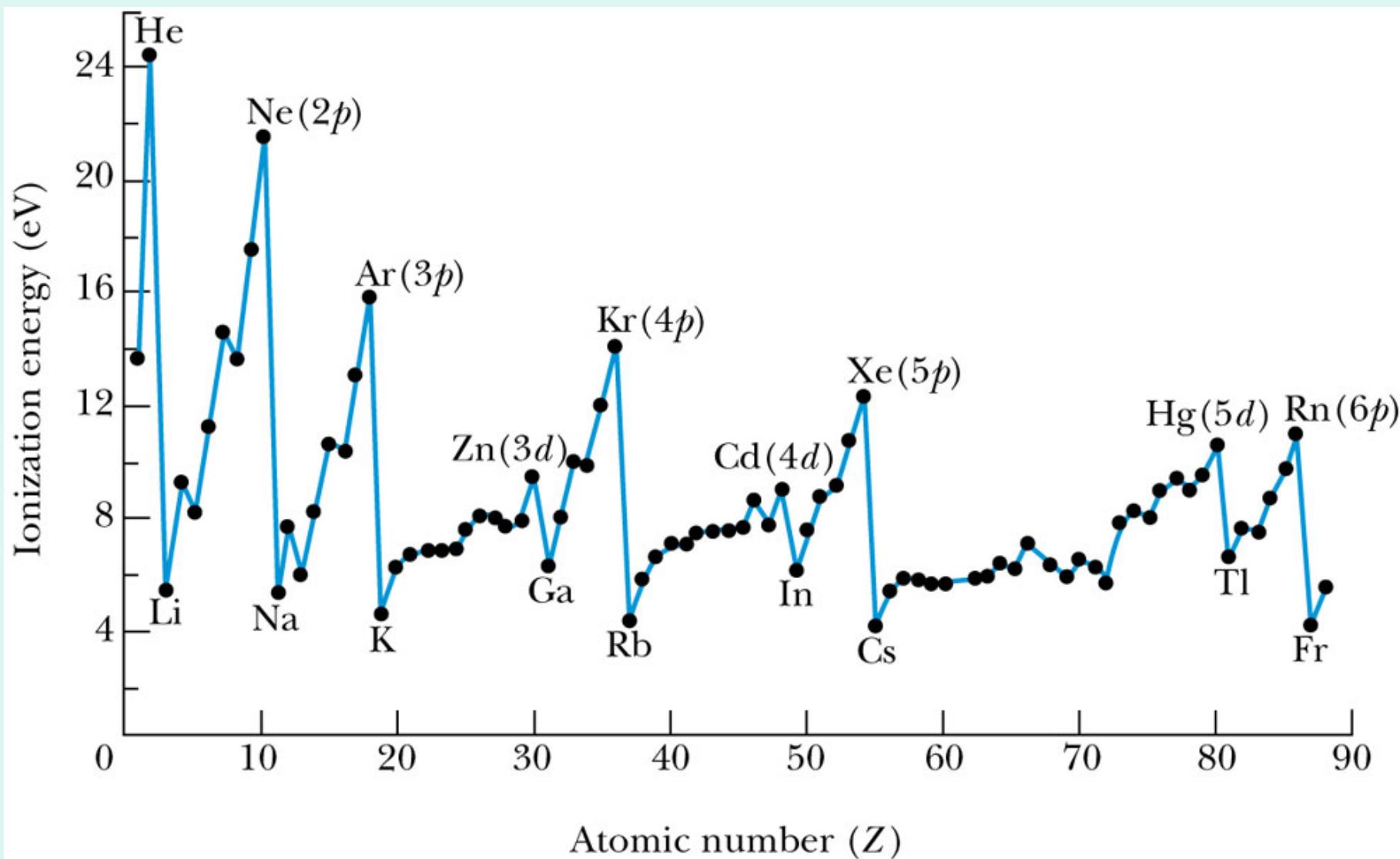
➤ Trong PNP: $I \uparrow$

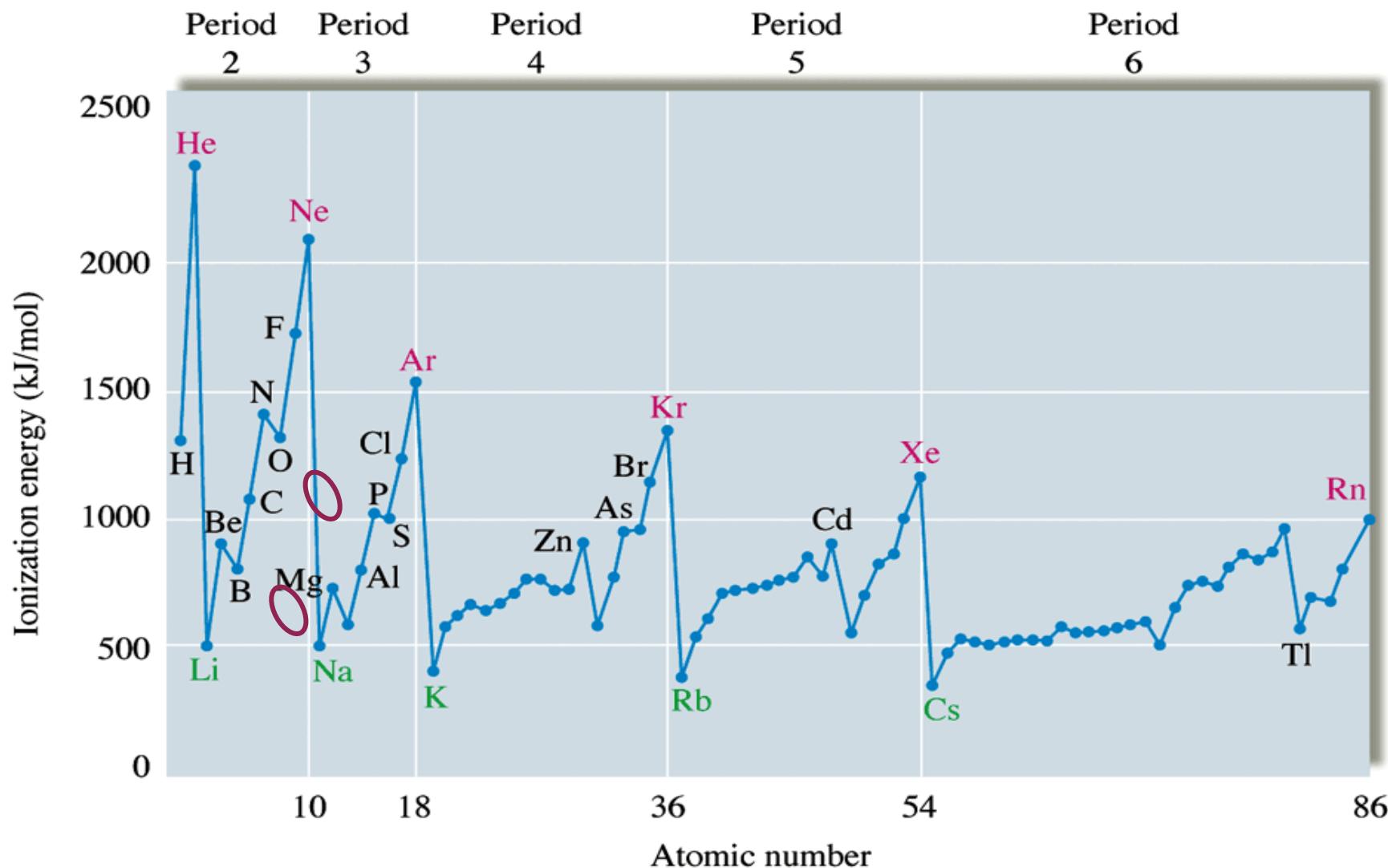
PNP có đặc điểm: e điền vào $(n - 1)d$, còn lớp ngoài cùng ns^2 không thay đổi. Do đó:

- ✓ $Z \uparrow\uparrow \rightarrow$ lực hút hạt nhân – e (ns^2) $\uparrow\uparrow \rightarrow I \uparrow$
- ✓ Tính đối xứng của các AO $(n - 1)d \neq$ AO $ns \rightarrow$ tăng hiệu ứng xâm nhập của các e (ns) $\rightarrow I \uparrow$



Sự biến đổi năng lượng ion hóa trong chu kỳ





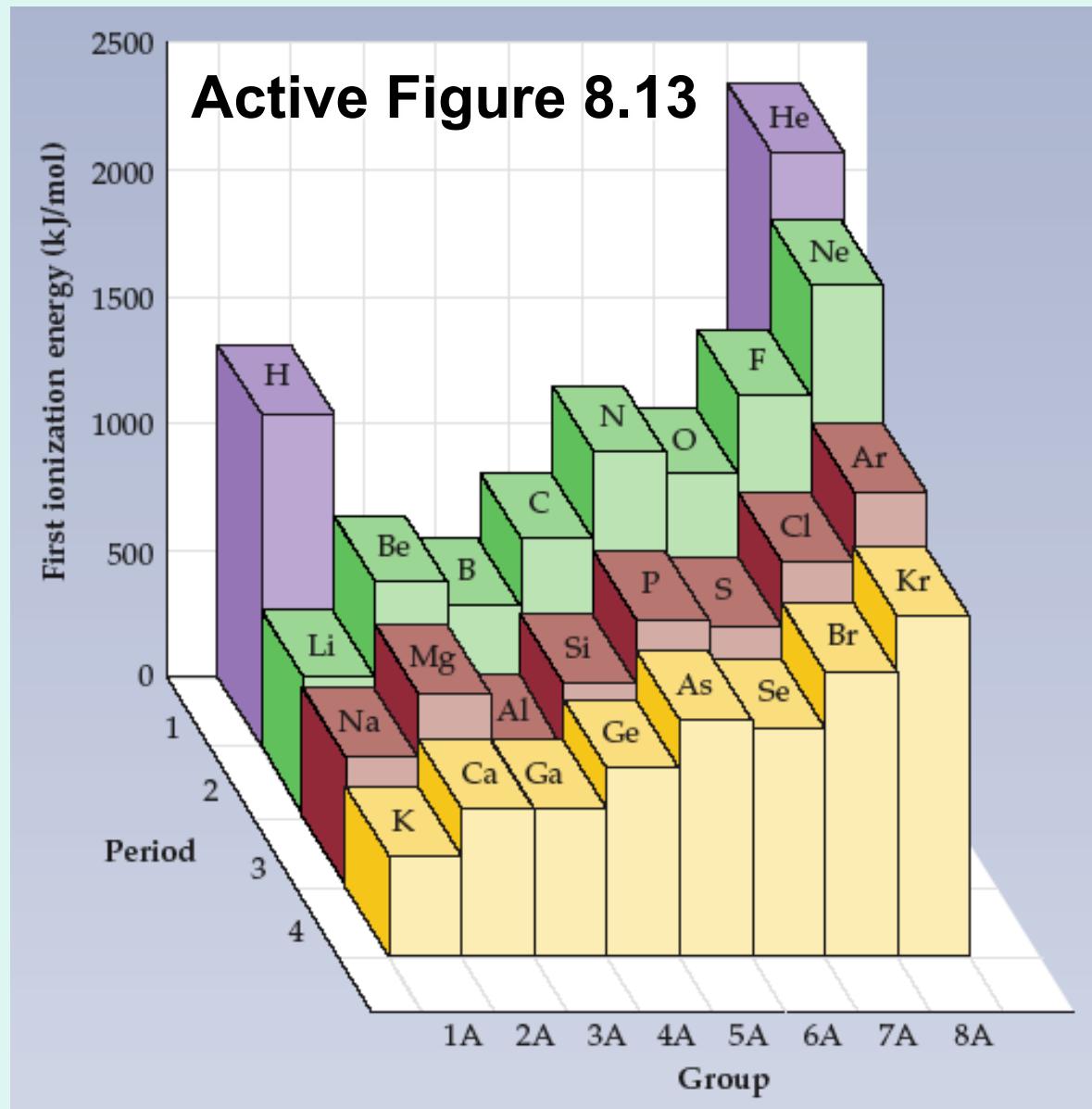
B: $1s^2 2s^2 2p^1$

New subshell, electron is easier to remove.

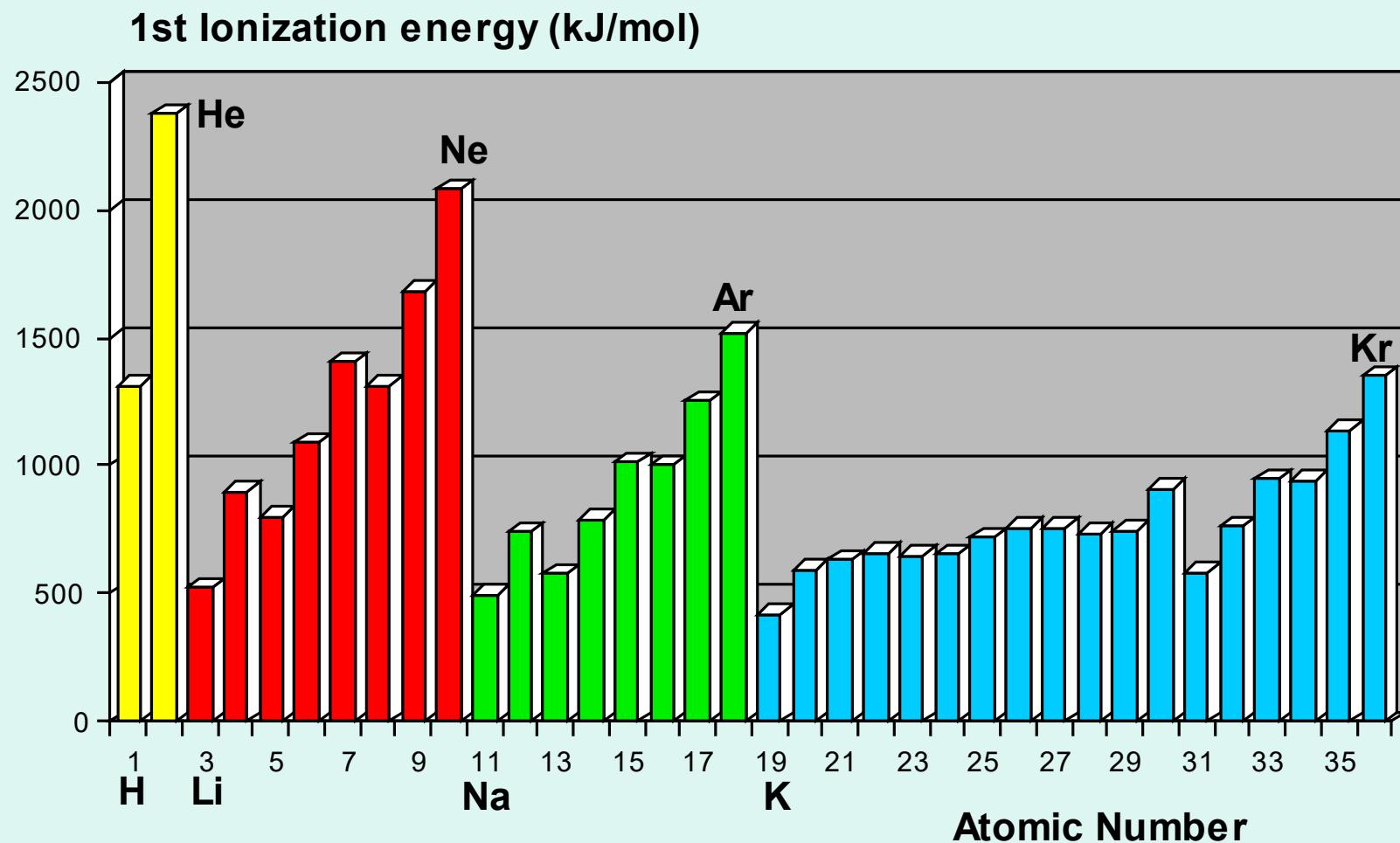
O: $1s^2 2s^2 2p^4$

First paired electron in 2p orbital: repulsion.

Trends in Ionization Energy



Trends in Ionization Energy



Sự biến đổi năng lượng ion hóa trong phân nhóm chính

*Năng lượng ion hóa
giảm theo chiều Z tăng*

IA	$I_1(\text{eV})$
${}^{}_3\text{Li}$	5,39
${}^{11}\text{Na}$	5,14
${}^{19}\text{K}$	4,34
${}^{37}\text{Rb}$	4,18
${}^{55}\text{Cs}$	3,89
${}^{87}\text{Fr}$	3,98



Sự biến đổi năng lượng ion hóa trong phân nhóm phụ

*Năng lượng ion hóa
tăng theo chiều Z tăng*

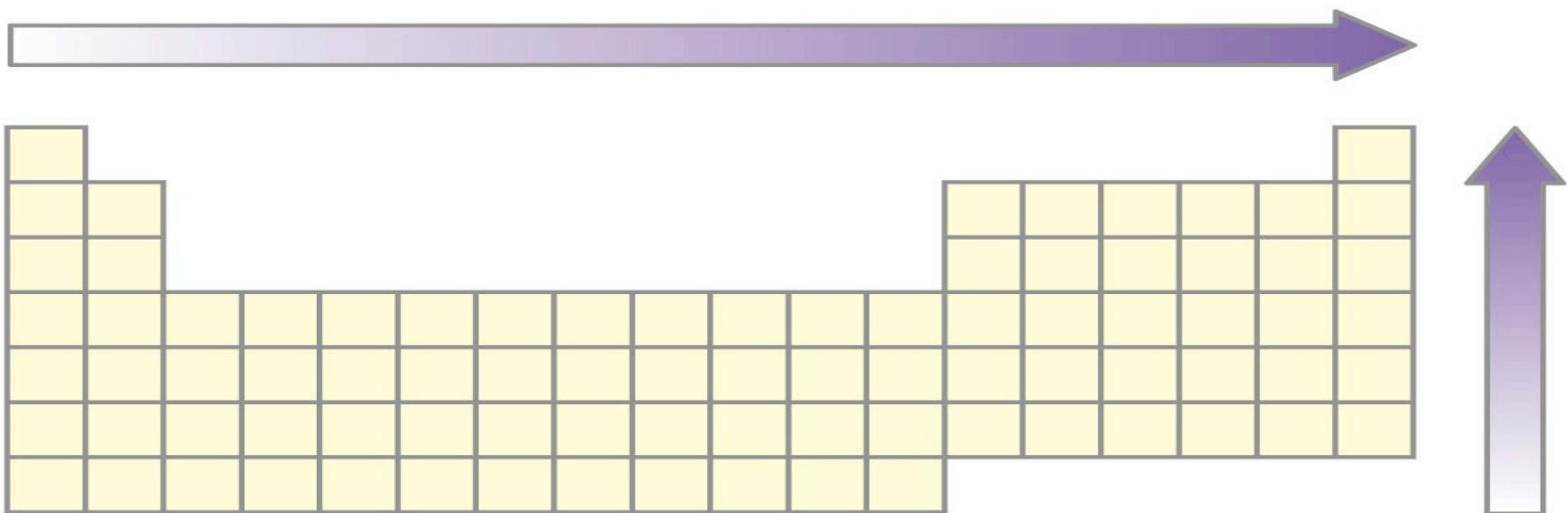
IVB	I ₁ (eV)
$^{22}_{\text{Ti}}$	6,82
$^{40}_{\text{Zr}}$	6,84
$^{72}_{\text{Hf}}$	7,0

Sự biến đổi năng lượng ion hóa trong phân nhóm phụ IIIB ($n-1$)d¹ns²

IIIB	I ₁ (eV)
$_{21}^{Sc}$	6,56
$_{39}^{Y}$	6,22
$_{57}^{La}$	5,58
$_{89}^{Ac}$	5,1



Increasing
ionization
energy, I_1



Increasing
ionization
energy, I_1

3. Ái lực electron F

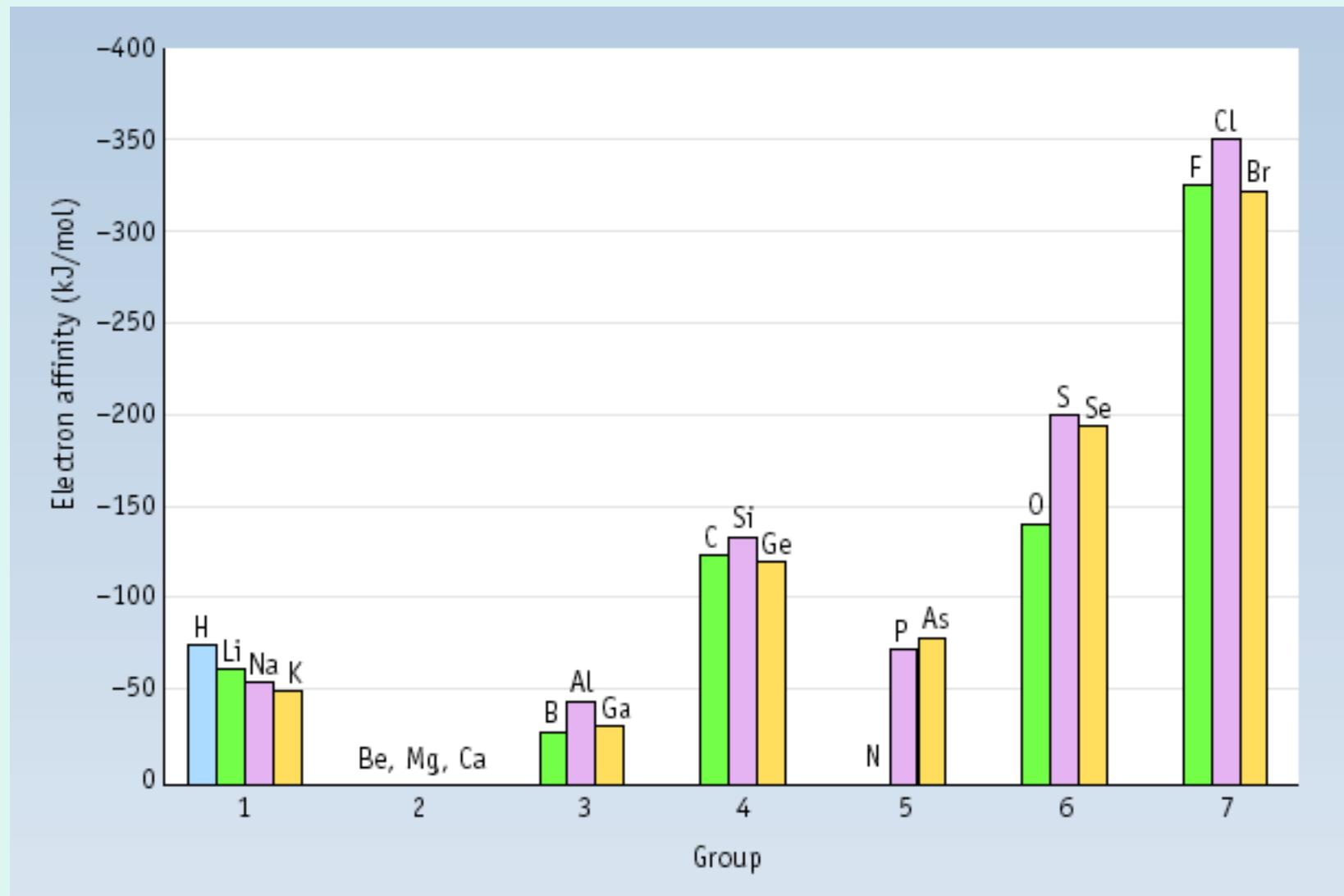
➤ Ái lực e F là năng lượng phát ra hay thu vào khi kết hợp một e vào nguyên tử ở thể khí không bị kích thích.

$$X(k) + e = X^-(k), \quad F = \Delta H$$

➤ 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.

➤ $F_X = -I_{X^-}$

Trends in Electron Affinity



4. Độ âm điện

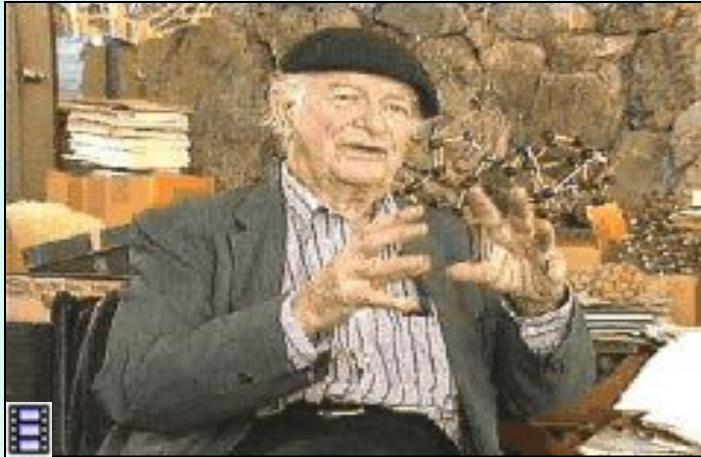
Đặc trưng cho khả năng hút mật độ e về phía mình khi tạo liên kết với nguyên tử của nguyên tố khác.

- Trong mỗi chu kỳ khi đi từ trái sang phải, 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.

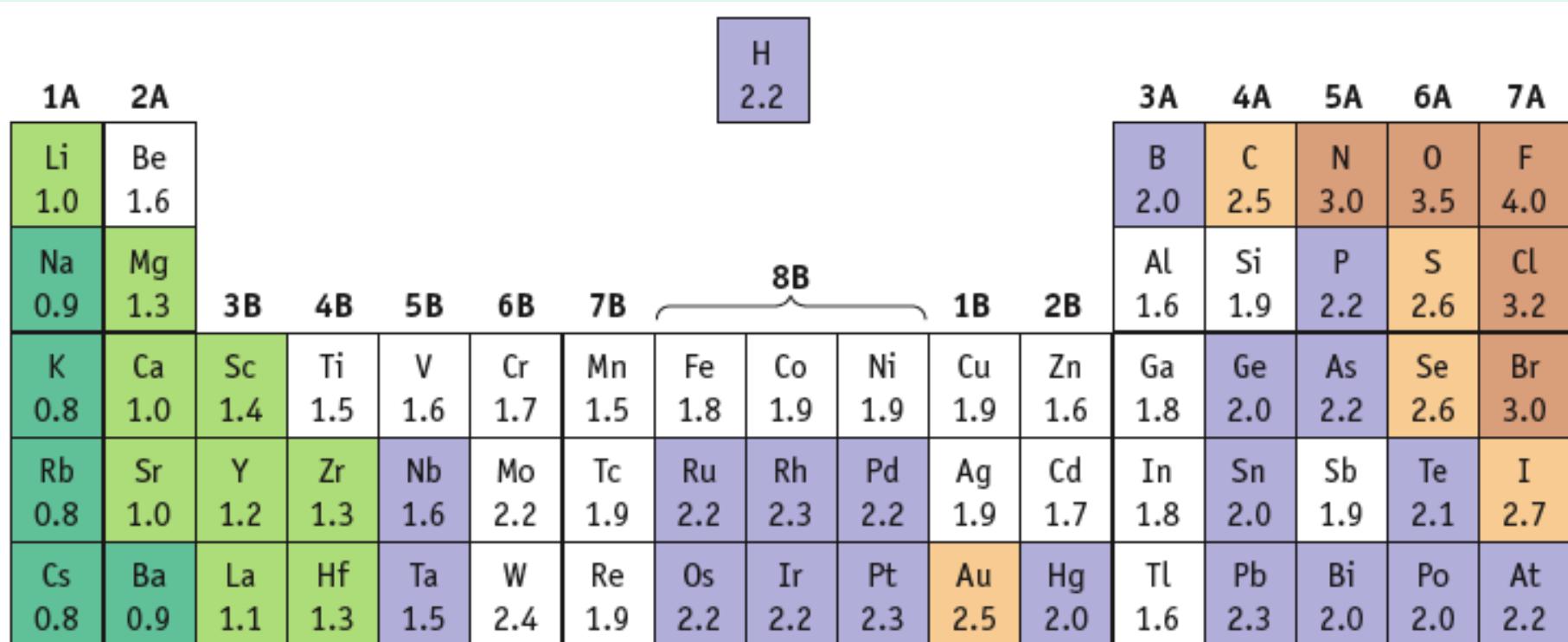
- Mối liên hệ giữa độ âm điện và các loại liên kết

Linus Pauling, 1901-1994



The only person to receive two unshared Nobel prizes (for Peace and Chemistry).
Chemistry areas: bonding, electronegativity, protein structure

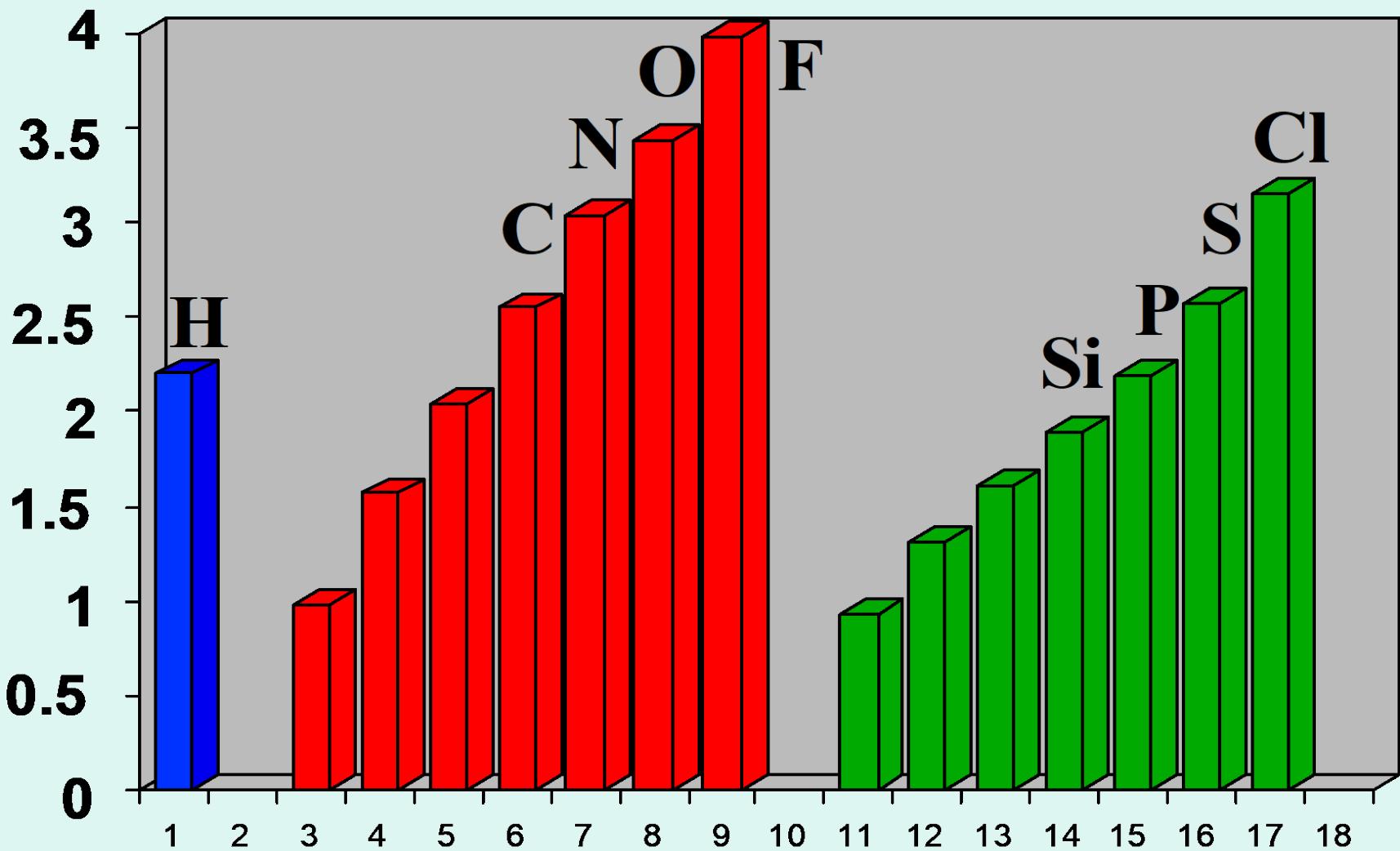
Electronegativity



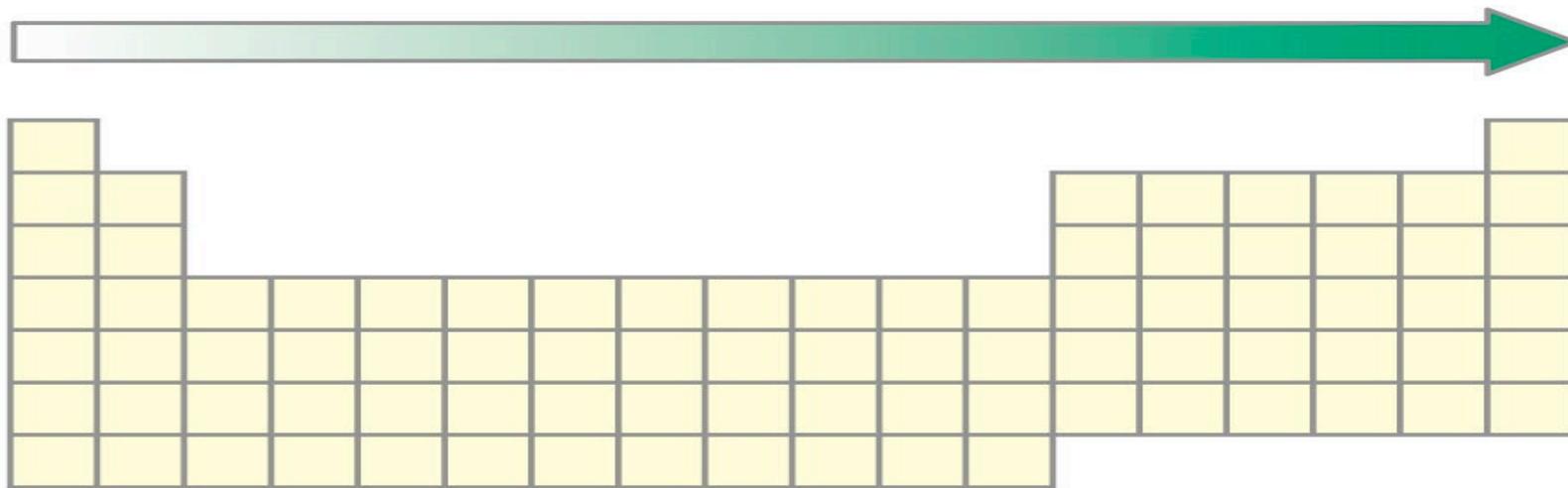
<1.0
 1.5-1.9
 2.5-2.9
 1.0-1.4
 2.0-2.4
 3.0-4.0



Electronegativity, χ



More
negative
electron
affinity



More
negative
electron
affinity

Mối liên hệ giữa độ âm điện và các loại liên kết

<i>Độ khác biệt về độ âm điện</i>	<i>Loại liên kết</i>
0	Cộng hóa trị
Trung bình	Cộng hóa trị có tính ion
Trung bình lớn	Ion có tính cộng hóa trị
Lớn	Ion



5. Số oxy hóa

- **Hóa trị** - số liên kết hóa học mà một nguyên tử tạo nên trong phân tử.
- **Số oxi hóa:** là điện tích dương hay âm của nguyên tố trong hợp chất được tính với giả thiết rằng hợp chất được tạo thành từ các ion
- Số oxi hóa dương cao nhất của các nguyên tố = số thứ tự của nhóm
- Số oxi hóa âm thấp nhất của phi kim = $8 - \text{số thứ tự nhóm}$



➤ Một số quy tắc xác định số oxi hóa bền của các nguyên tố:

- ✓ Quy tắc chẵn lẻ Mendeleev
- ✓ Các mức oxi hóa có cấu hình ns^2np^6 hay ns^2 thường bền hơn rõ rệt
- ✓ Trong một chu kỳ độ bền của số OXH (+) max ↓
- ✓ Tuần hoàn thứ cấp.
- ✓ Trong một PNP độ bền của các số OXH cao ↑

