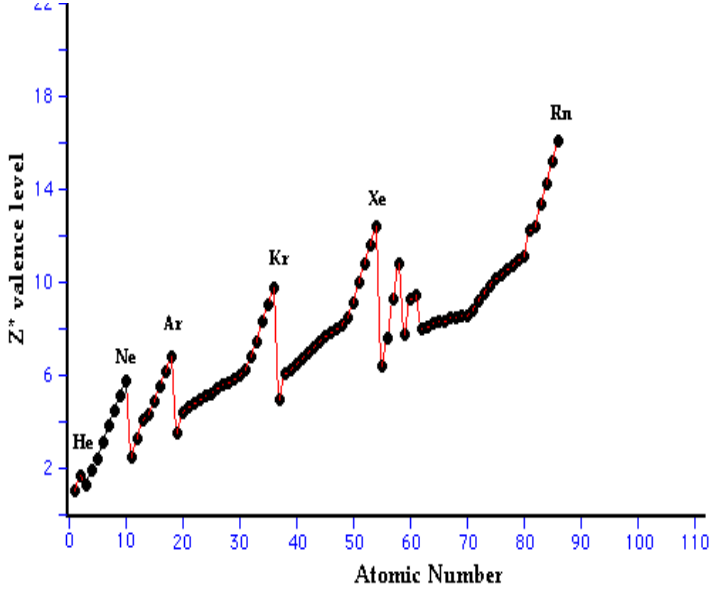
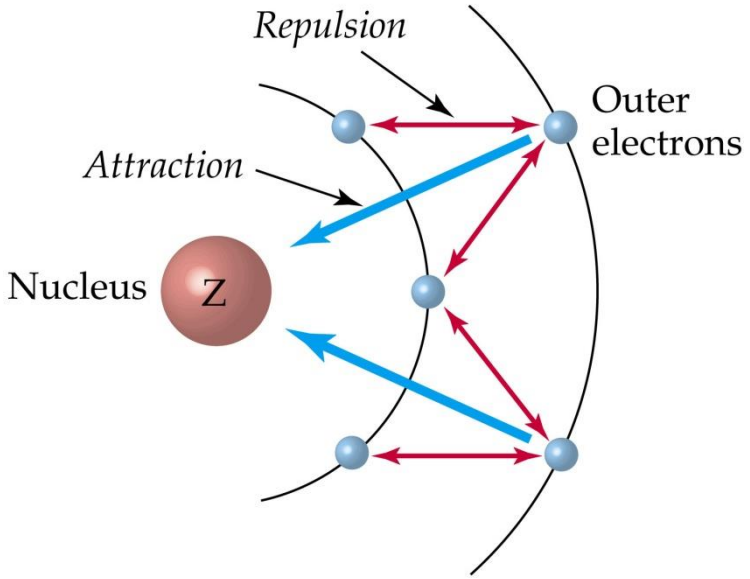
สมบัติของธาตุตามหมู่และตามคาบ

1. ขนาดอะตอม (Sizes of atoms)
2. รัศมีไอออน (Ionic radius)
3. พลังงานไอออไนเซชัน (Ionization energy)
4. อิเล็กโตรเนกาติวิตี (Electronegativity)
5. สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron affinity)
6. จุดเดือดจุดหลอมเหลว(boiling point, melting point)
7. เลขออกซิเดชัน (Oxidation number)

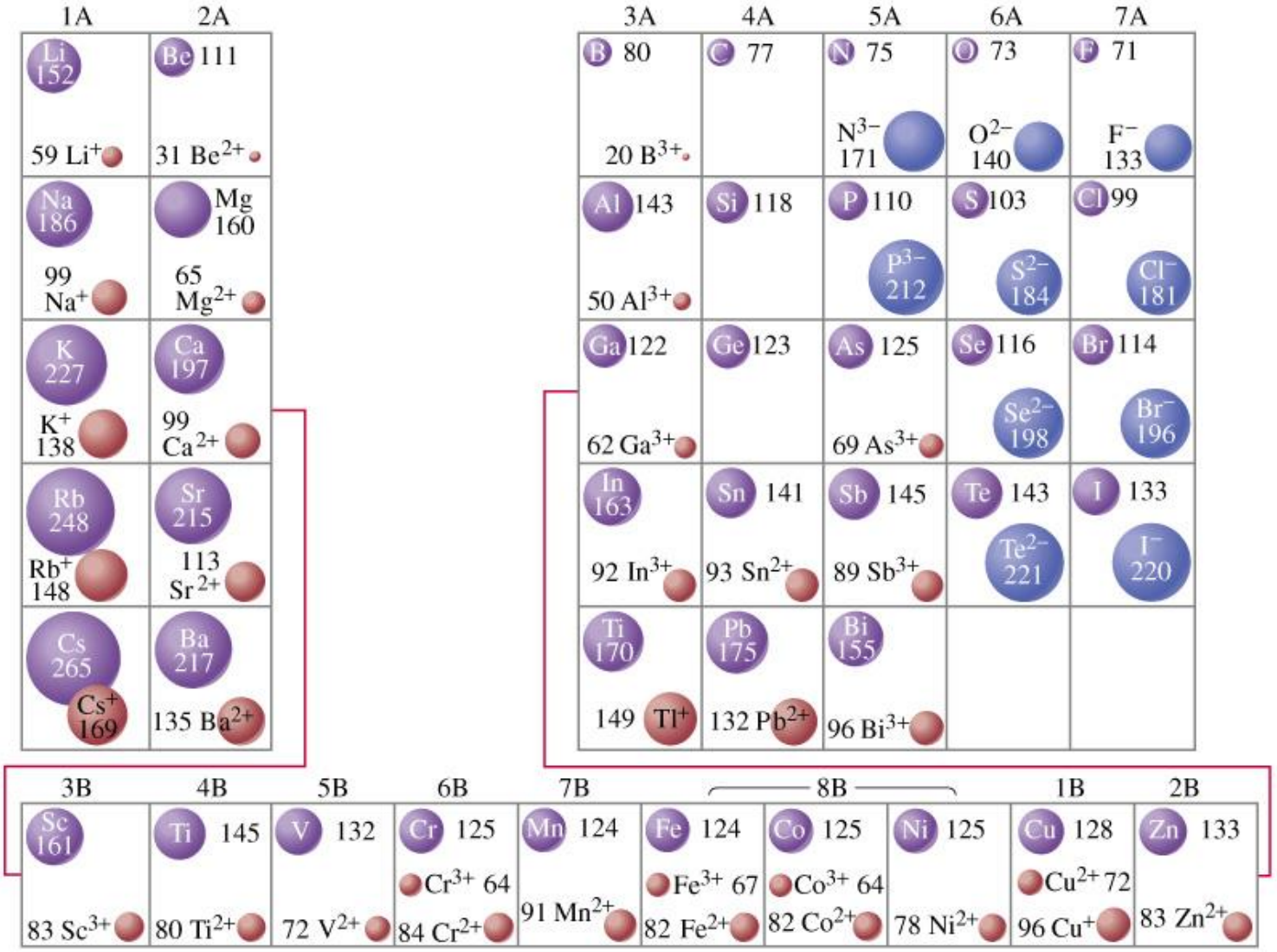
แรงดึงดูดของนิวเคลียส (Z_{eff}) บ่งบอกถึงอิเล็กตรอนที่อยู่ในชั้นนอกสุดว่าสามารถถูกดูดโดยประจุที่นิวเคลียสได้มากน้อยเพียงใด ทำให้พบว่าถ้าจำนวนอิเล็กตรอนมากขึ้นแรงดึงดูดของนิวเคลียสจะมากขึ้นด้วย ทำให้ Z_{eff} มากขึ้น

Element	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Atomic#	13	14	15	16	17	18
Z_{eff}	1+	2+	3+	4+	5+	6+





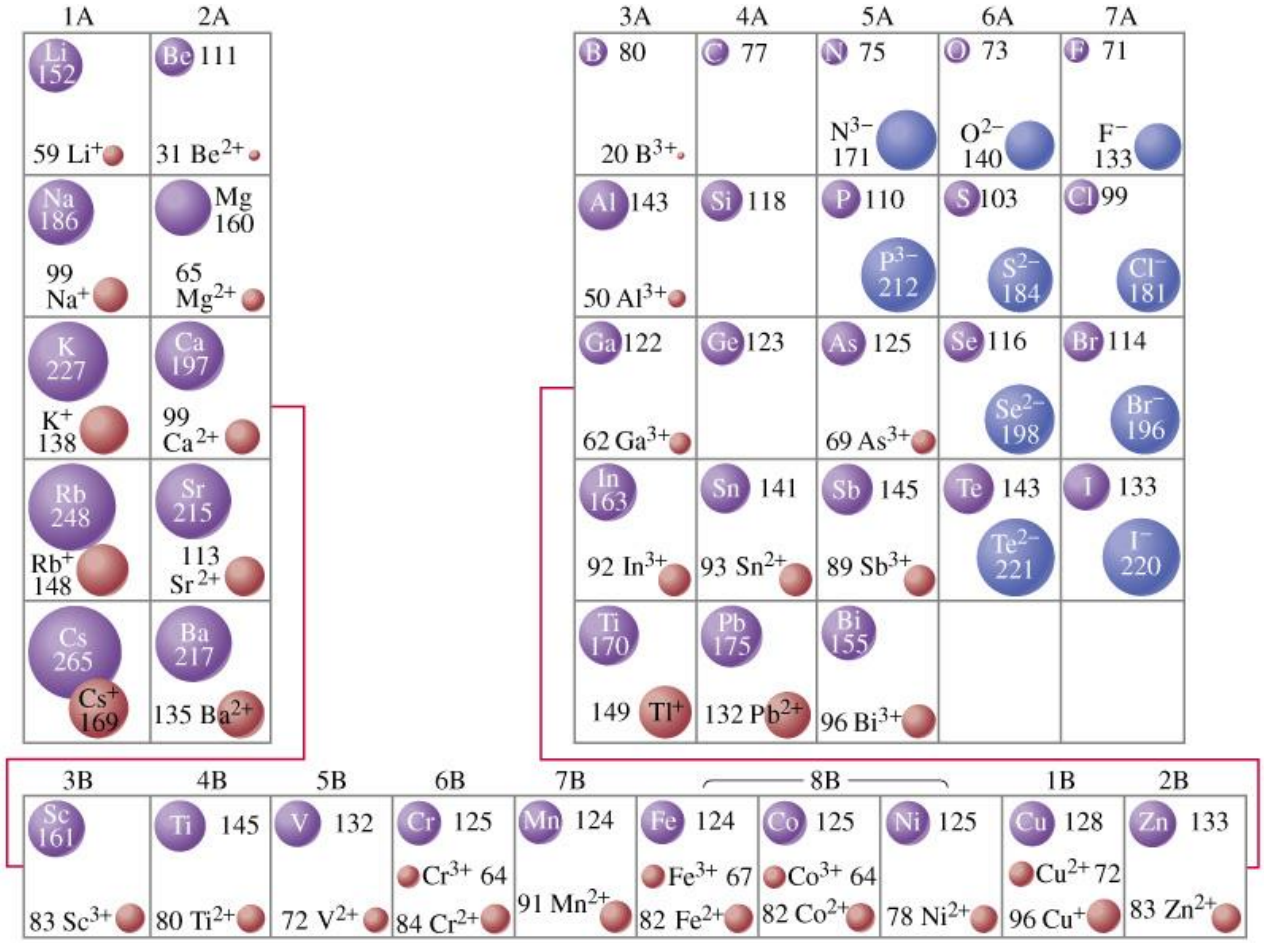
ขนาดอะตอม


1A
2A
3A
4A
5A
6A
7A
Li 152
59 Li+
Be 111
31 Be2+
B 80
20 B3+
C 77
N 75
N3− 171
O 73
O2− 140
F 71
F− 133
Na 186
99 Na+
Mg 160
65 Mg2+
Al 143
50 Al3+
Si 118
P 110
P3− 212
S 103
S2− 184
Cl 99
Cl− 181
K 227
K+ 138
Ca 197
99 Ca2+
Ga 122
62 Ga3+
Ge 123
As 125
69 As3+
Se 116
Se2− 198
Br 114
Br− 196
Rb 248
Rb+ 148
Sr 215
113 Sr2+
In 163
92 In3+
Sn 141
93 Sn2+
Sb 145
89 Sb3+
Te 143
Te2− 221
I 133
I− 220
Cs 265
Cs+ 169
Ba 217
135 Ba2+
Ti 170
149 Tl+
Pb 175
132 Pb2+
Bi 155
96 Bi3+
3B
4B
5B
6B
7B
8B
1B
2B
Sc 161
83 Sc3+
Ti 145
80 Ti2+
V 132
72 V2+
Cr 125
Cr3+ 64
84 Cr2+
Mn 124
91 Mn2+
Fe 124
Fe3+ 67
82 Fe2+
Co 125
Co3+ 64
82 Co2+
Ni 125
78 Ni2+
Cu 128
Cu2+ 72
96 Cu+
Zn 133
83 Zn2+

ขนาดอะตอม

ธาตุในคาบเดียวกัน เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น ขนาดอะตอมจะเล็กลง เนื่องจากธาตุในคาบเดียวกันมีจำนวนระดับพลังงานเท่ากัน แต่เมื่อเลขอะตอมเพิ่ม จำนวนโปรตอนจะเพิ่มขึ้นด้วย แรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น ขนาดจึงลดลง

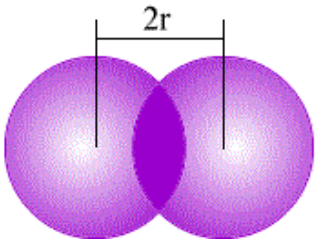
ธาตุในหมู่เดียวกัน เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น ขนาดอะตอมจะใหญ่ขึ้น เพราะเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น จะมีจำนวนระดับพลังงานเพิ่มขึ้น แม้ว่าจำนวนโปรตอนจะเพิ่มขึ้นด้วยก็ตาม แต่แรงดึงดูดต่อเวเลนซ์อิเล็กตรอนมีน้อย จึงทำให้ขนาดใหญ่ขึ้น กล่าวได้ว่ากรณีนี้การเพิ่มระดับพลังงานมีผลมากกว่าการเพิ่มจำนวนโปรตอน



รัศมีอะตอม

ส่วนใหญ่ใช้ค่ารัศมีอะตอม ซึ่งอาจใช้หน่วยเป็นพิโกเมตร (pm) หรืออังสตรอม (A°)

1. รัศมีโคเวเลนต์



รัศมีโคเวเลนต์ คือ ระยะทางครึ่งหนึ่งของความยาวพันธะโคเวเลนต์ระหว่างอะตอมชนิดเดียวกัน

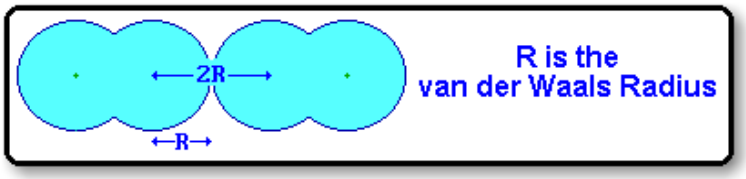
ความยาวพันธะ Cl-Cl = 198 รัศมีโคเวเลนต์ของ Cl = 198/2 = 99 pm

ถ้าความยาวพันธะ C-Cl = 176 pm

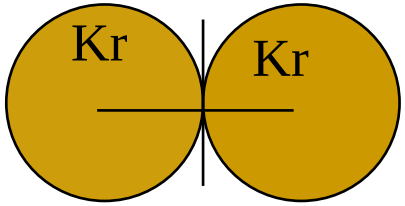
รัศมีอะตอมของ Cl = 99 pm

ดังนั้นรัศมีอะตอมของ C = (176-99) = 77 pm

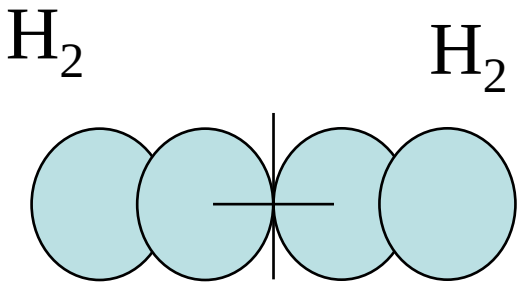
2. รัศมีแวนเดอร์วาลส์



รัศมีแวนเดอร์วาลส์ คือระยะทางครึ่งหนึ่งของระยะระหว่างนิวเคลียสของอะตอมที่อยู่ใกล้ที่สุด

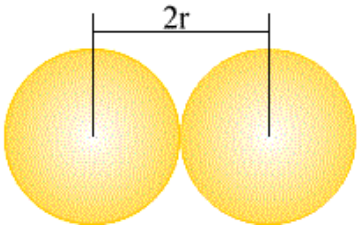


รัศมีแวนเดอร์วาลส์ของ Kr = 200 pm

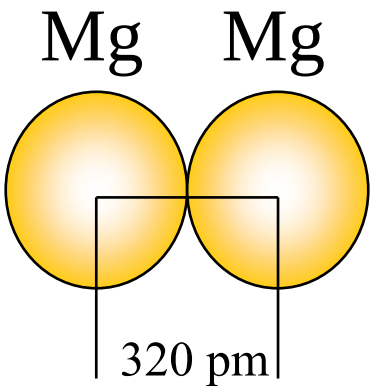


รัศมีแวนเดอร์วาลส์ของ H = 120 pm

3. รัศมีโลหะ

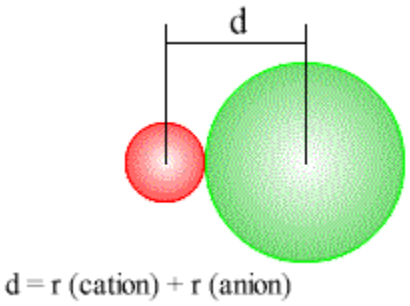


รัศมีโลหะ คือมีค่าเท่ากับครึ่งหนึ่งของระยะระหว่างนิวเคลียสของอะตอมโลหะที่อยู่ใกล้กันมากที่สุด

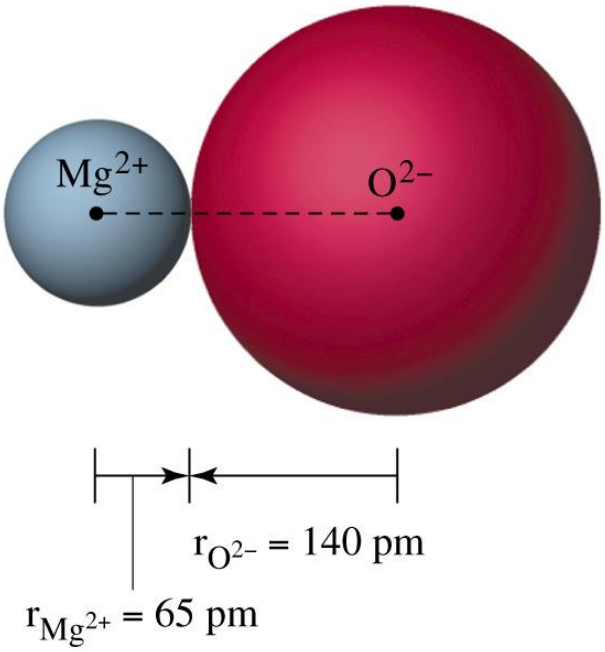


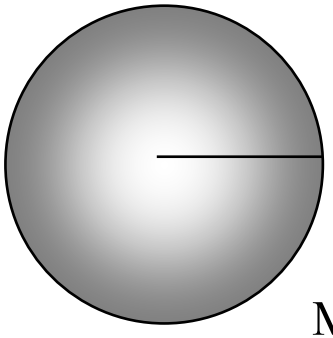
รัศมีอะตอมของโลหะ Mg = 320/2 = 160 pm

รัศมีไอออน



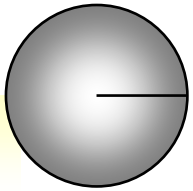
รัศมีไอออน คือระยะระหว่างนิวเคลียสของไอออนคู่หนึ่งๆ ที่มีแรงยึดเหนี่ยวซึ่งกันและกันในโครงผลึก





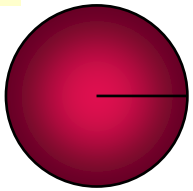
Mg : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

160 pm



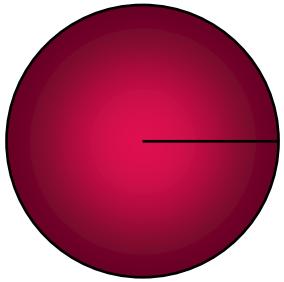
Mg^{2+} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

65 pm



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

73 pm

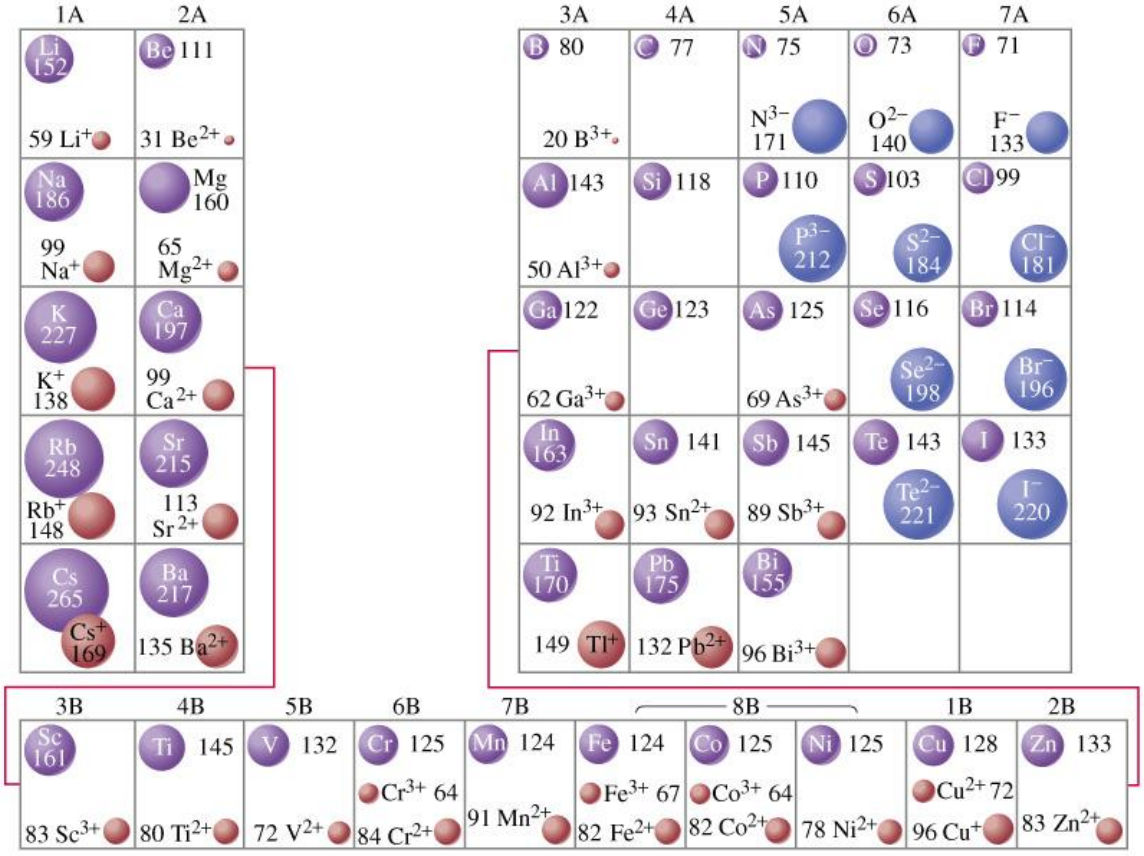


O^{2-} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

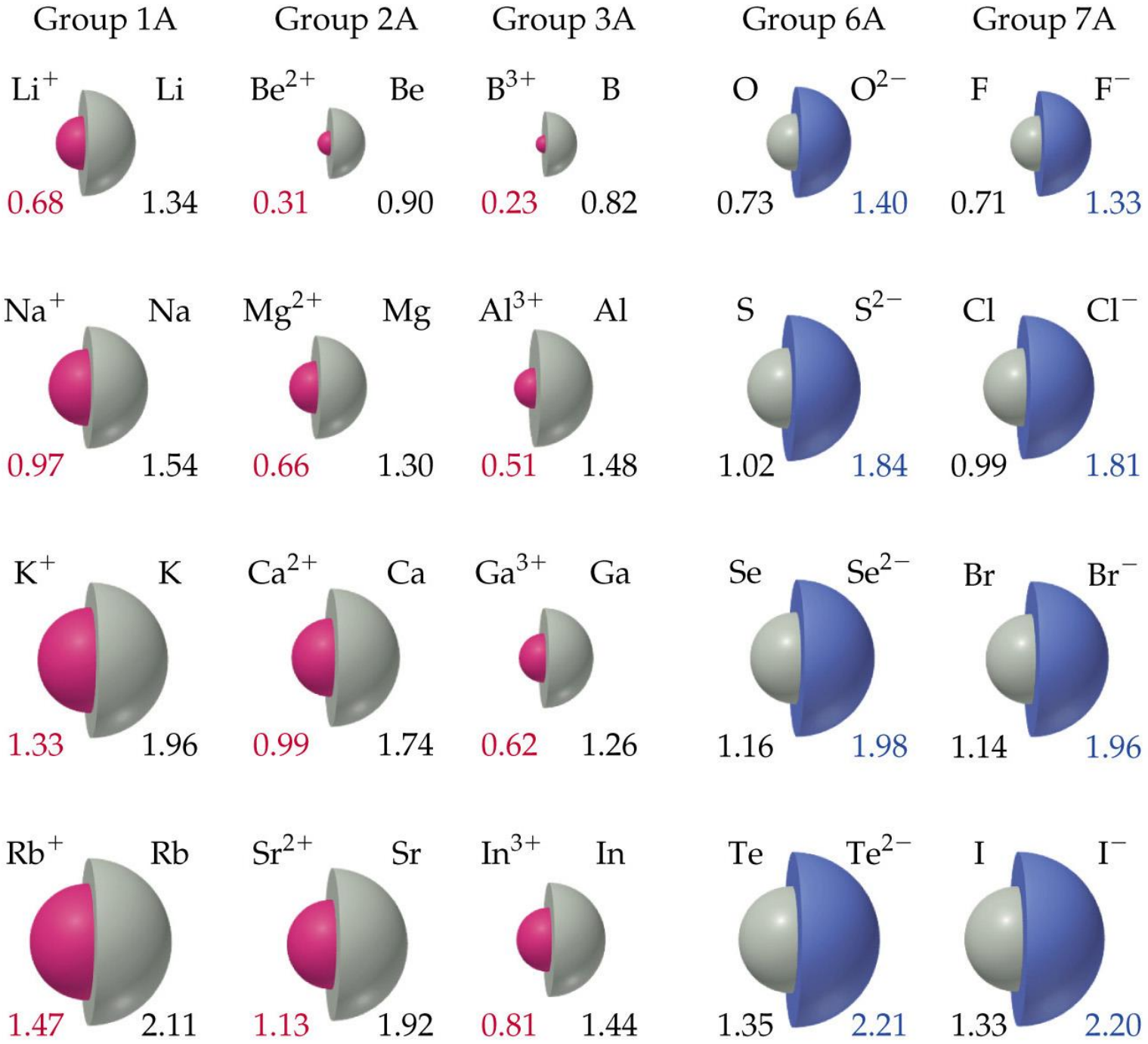
140 pm

ขนาดไอออน

“ไอออนของโลหะในหมู่เดียวกันจะมีขนาดใหญ่ขึ้นเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น” และ “ไอออนของโลหะในคาบเดียวกันจะมีขนาดเล็กลงเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น”



“ไอออนของอโลหะในหมู่เดียวกัน จะมีขนาดใหญ่ขึ้นเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น” และ “ไอออนของโลหะในคาบเดียวกันจะมีขนาดเล็กลงเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น”


Group 1A
Group 2A
Group 3A
Group 6A
Group 7A
Li+ Li
0.68 1.34
Be2+ Be
0.31 0.90
B3+ B
0.23 0.82
O O2−
0.73 1.40
F F−
0.71 1.33
Na+ Na
0.97 1.54
Mg2+ Mg
0.66 1.30
Al3+ Al
0.51 1.48
S S2−
1.02 1.84
Cl Cl−
0.99 1.81
K+ K
1.33 1.96
Ca2+ Ca
0.99 1.74
Ga3+ Ga
0.62 1.26
Se Se2−
1.16 1.98
Br Br−
1.14 1.96
Rb+ Rb
1.47 2.11
Sr2+ Sr
1.13 1.92
In3+ In
0.81 1.44
Te Te2−
1.35 2.21
I I−
1.33 2.20

Which is larger ?

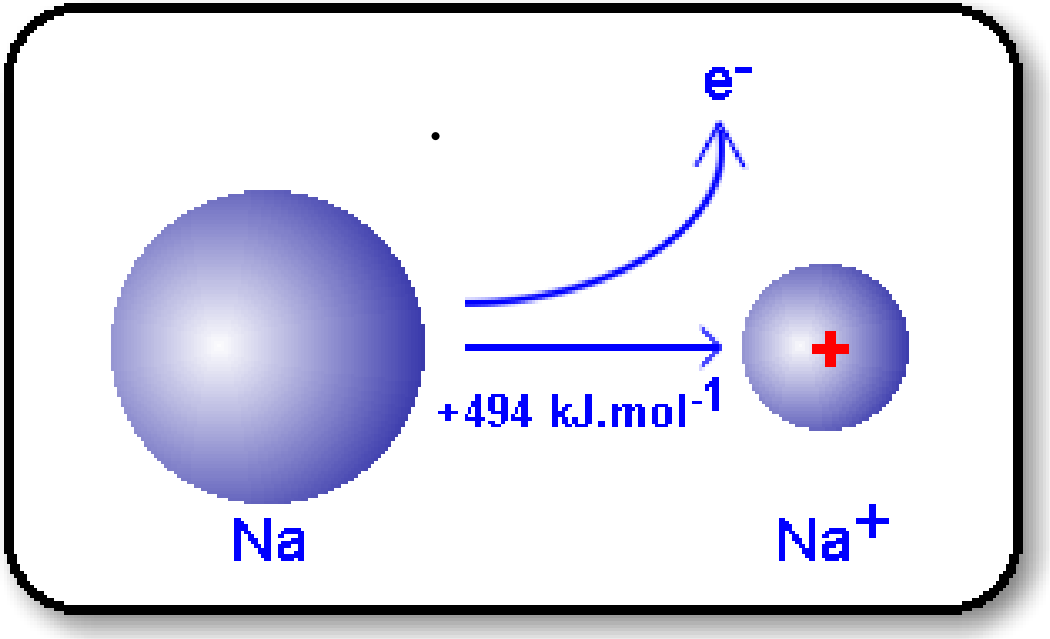
1. Be^{2+} or B^{3+}
2. Al^{3+} or P^{3-}
3. K or Ca
4. As or Te
5. O^{2-} or F^{-}

Ionization energy

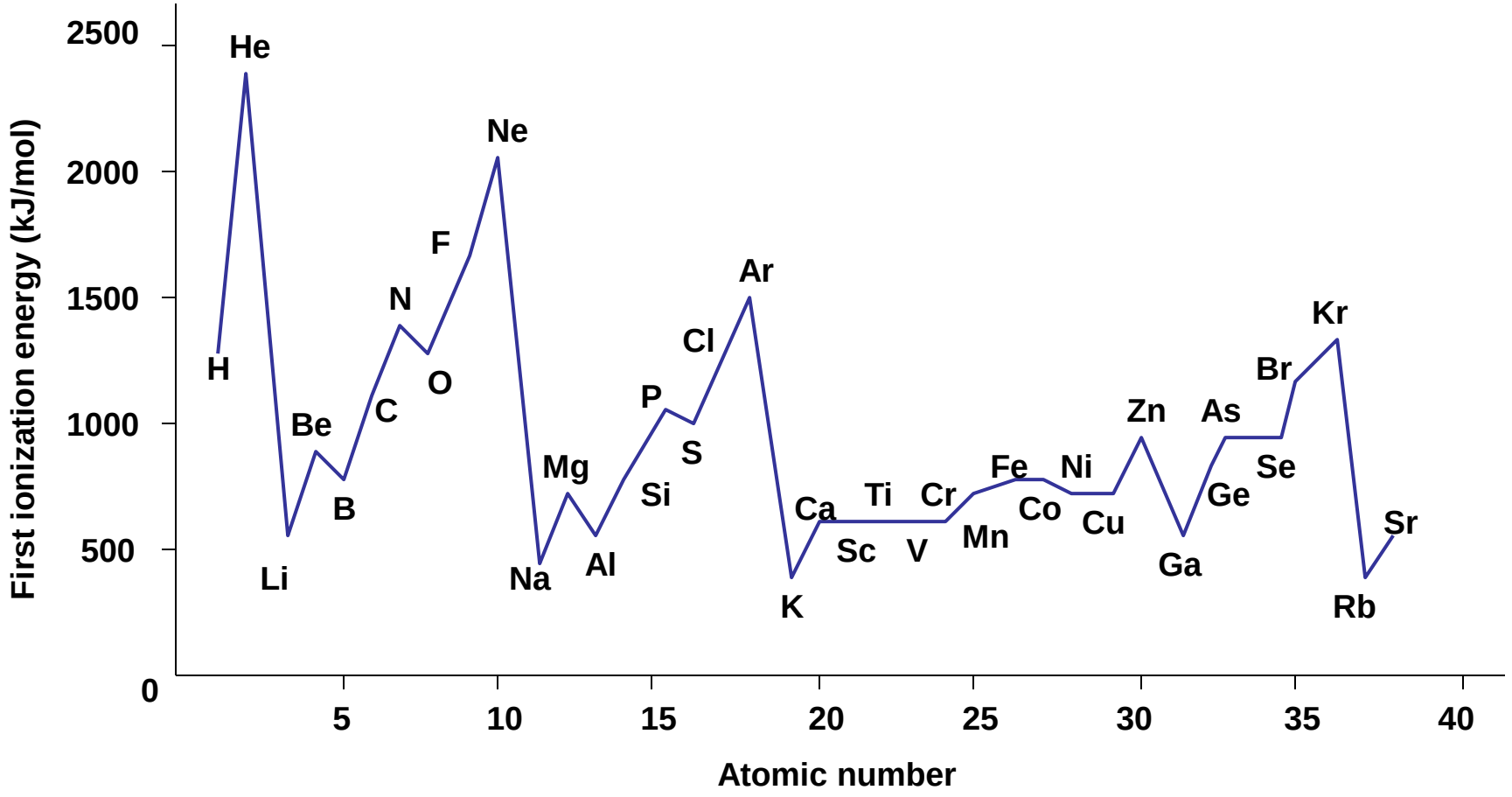
:พลังงานที่ใช้ในการดึง e^- หลุดออกจากอะตอมในสภาวะก๊าซ กลายเป็นไอออนบวกในสภาวะก๊าซ

⇒ อะตอมใดมีขนาดเล็ก จะทำให้ดึง e- ออกยาก ⇒ IE สูง

⇒ อะตอมใดมีขนาดใหญ่ จะทำให้ดึง e- ออกง่าย ⇒ IE ต่ำ



First Ionization Energy Plot

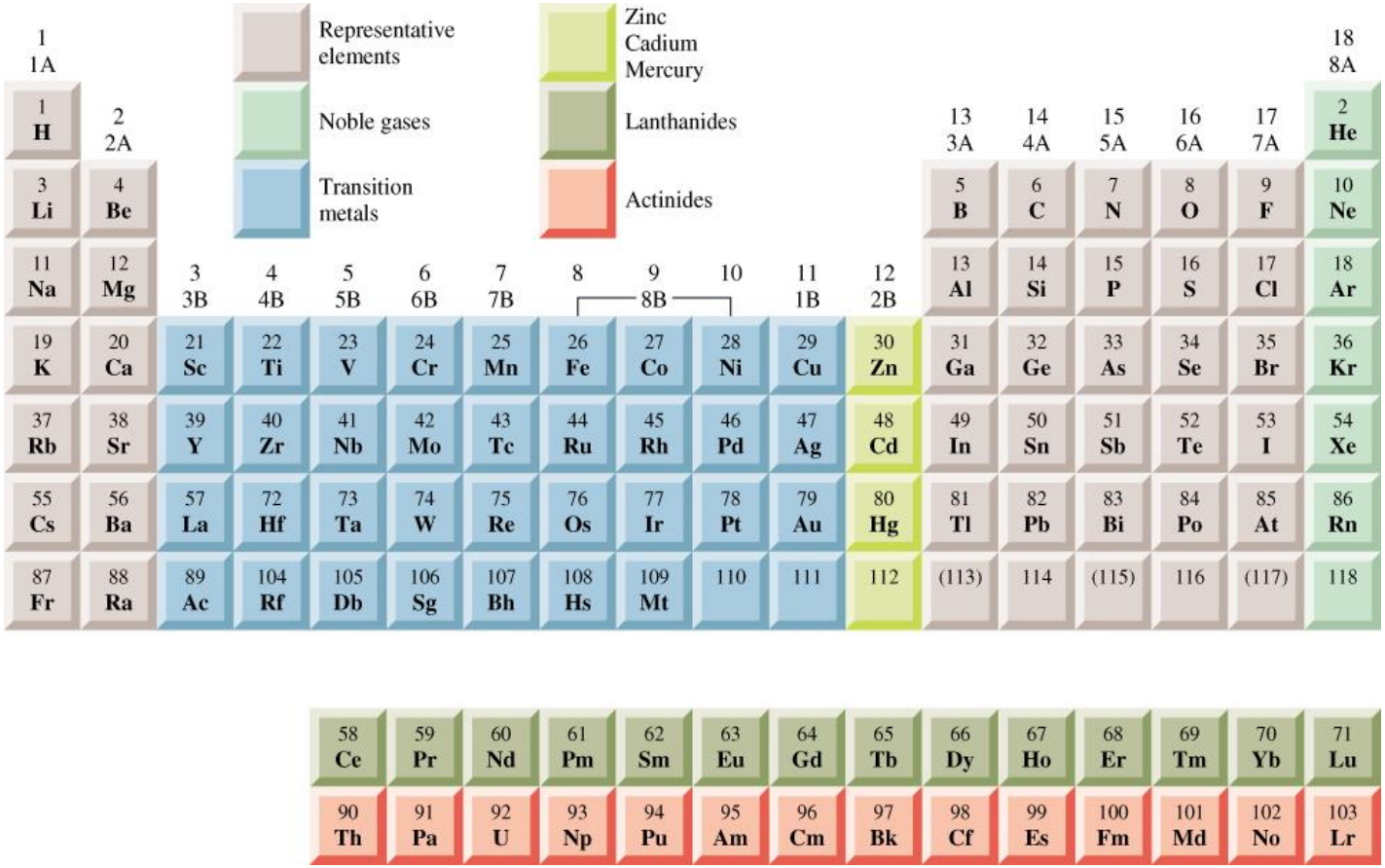


ตามคาบ จำนวนประจุบวกเพิ่มมากขึ้น → e- ถูกดึงดูดมาอยู่ใกล้ Nu ได้มาก → e- หลุดยาก → IE สูง

ตามหมู่ ระดับพลังงานมากขึ้น → e- อยู่ไกล Nu มาก → e- หลุดง่าย → IE ต่ำ

First Ionization Energy เพิ่มขึ้น

First Ionization Energy เพิ่มขึ้น

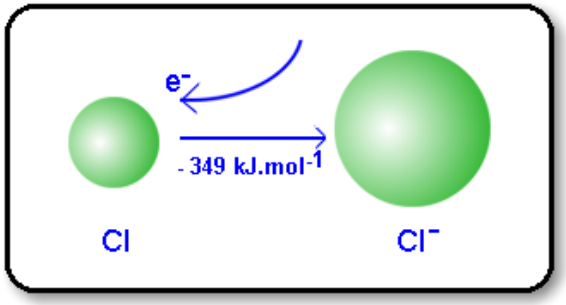


Which member of each pair has the greater first ionization energy? Why?

- **Na or Na^+**
- **F or Cl**
- **N or O**
- **O or F**
- **Na or Mg**
- **K or Na**

Electron Affinity

Electron affinity (EA) คือพลังงานที่ปลดปล่อยออกมาจากการรับอิเล็กตรอนของอะตอมธาตุแล้วเกิดเป็นแอนไอออน ณ สถานะแก๊ส



ธาตุที่มี EA สูง จะคายพลังงานออกมามากเมื่อรับอิเล็กตรอนเข้าไป ทำให้เกิดไอออนลบที่มีความเสถียรมาก ดังนั้นค่า EA จึงใช้ทำนายความสามารถในการเป็นไอออนลบ กล่าวคือ ธาตุที่มี EA สูง จะสามารถเกิดเป็นไอออนลบได้ง่ายกว่าธาตุที่มี EA ต่ำ

$X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^-_{(g)}$

$F_{(g)} + e^- \longrightarrow F^-_{(g)}$ $\Delta H = -328$ kJ/mol EA = +328 kJ/mol

$O_{(g)} + e^- \longrightarrow O^-_{(g)}$ $\Delta H = -141$ kJ/mol EA = +141 kJ/mol

Electron Affinity

ธาตุในหมู่เดียวกัน ค่า EA ลดลงจากบนลงล่าง เพราะธาตุข้างบนมีขนาดเล็กกว่าธาตุข้างล่าง จึงมีแรงดึงดูดระหว่างประจุบวกที่นิวเคลียสกับอิเล็กตรอนที่เพิ่มเข้าในอะตอมได้มากกว่า ระยะทางจากนิวเคลียสถึงขอบเขตของอะตอมสั้นกว่าอะตอมที่มีขนาดใหญ่ที่อยู่ข้างล่างของหมู่ ธาตุข้างบนรับอิเล็กตรอนได้ดีกว่าธาตุข้างล่าง EA จึงมากกว่า

ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า EA เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ เพราะธาตุทางขวามีขนาดเล็กกว่าธาตุทางซ้าย จึงรับ e- ได้ดีกว่า e- ที่เข้ามาใหม่จะถูกดึงดูดด้วย Nucleus ได้มากกว่า EA จึงมากกว่า

Electron Affinities (kJ/mol)

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H -73							He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -4	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -11	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0

s subshell *p* subshell

เพราะเหตุใดโลหะหมู่ 2A จึงรับอิเล็กตรอนได้ยากกว่าโลหะหมู่ 1A

โลหะหมู่ 2A มีอิเล็กตรอนอยู่เต็ม subshell s แล้ว อิเล็กตรอนที่เข้ามาใหม่จะอยู่ห่างจากนิวเคลียสและถูก shield มากกว่า ในกรณีของโลหะหมู่ 1A ที่ยังมีที่ว่างใน subshell s

ธาตุใดมีค่า electron affinity สูงกว่า

* **Li or Na**
* **O or F**

Electronegativity

อิเล็กโตรเนกาติวิตี้ (Electronegativity) เป็นค่าสมมติที่แสดงความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะจาก Nucleus

↳ e- คู่ร่วมพันธะของอะตอมที่มีขนาดเล็ก จะได้รับแรงดึงดูดจาก Nucleus มาก

∴ EN สูง

↳ e- คู่ร่วมพันธะของอะตอมที่มีขนาดใหญ่ จะได้รับแรงดึงดูดจาก Nucleus น้อย

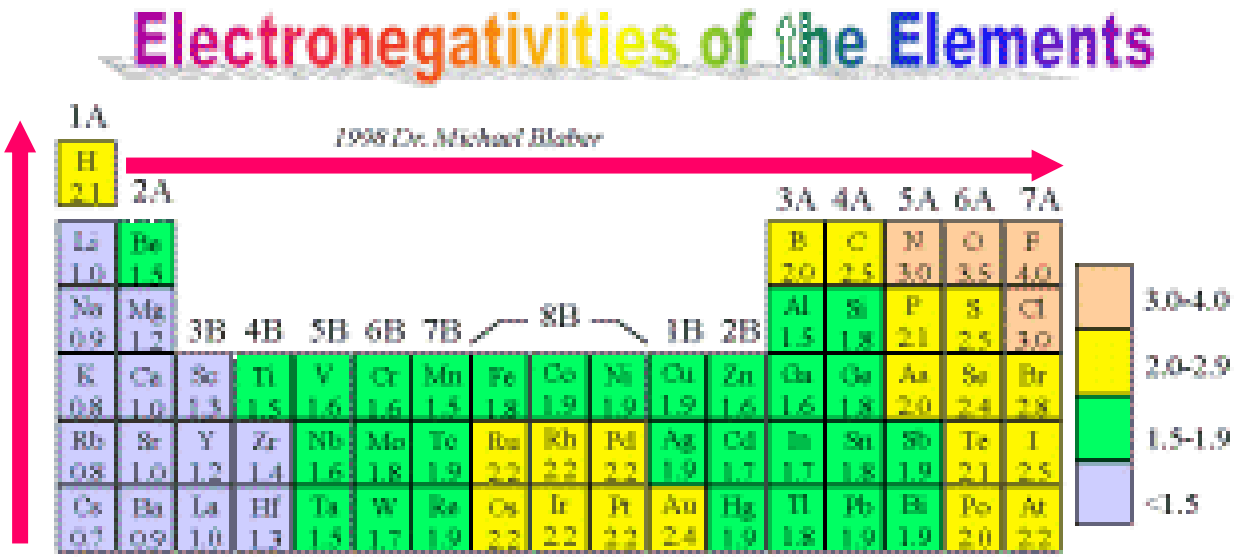
∴ EN ต่ำ

อะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบมาก จะดึงอิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันในการเกิดพันธะโคเวเลนต์เข้าหาตัวเองได้มากกว่า ได้มีผู้หาค่าสภาพไฟฟ้าลบไว้หลายแบบ แต่ที่นิยมใช้อ้างอิงมากที่สุด คือ ของพอลิง โดยกำหนดให้ฟลูออรีนมีค่าสภาพไฟฟ้าลบมากที่สุด คือ เท่ากับ 4.0 และซีเซียม (Cs) มีสภาพไฟฟ้าลบน้อยที่สุด คือเท่ากับ 0.7

Electronegativity

ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า EN จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา เพราะขนาดอะตอมเล็กลง ทำให้ได้รับแรงดึงดูดจากนิวเคลียสมากกว่าอะตอมที่มีขนาดใหญ่ EN จึงสูงขึ้น

ธาตุหมู่เดียวกัน ค่า EN จะลดลงจากบนลงล่าง เพราะขนาดอะตอมใหญ่ขึ้นทำให้นิวเคลียสมีโอกาสดึงดูดอิเล็กตรอนได้น้อยกว่าอะตอมที่มีขนาดเล็ก EN จึงต่ำลง

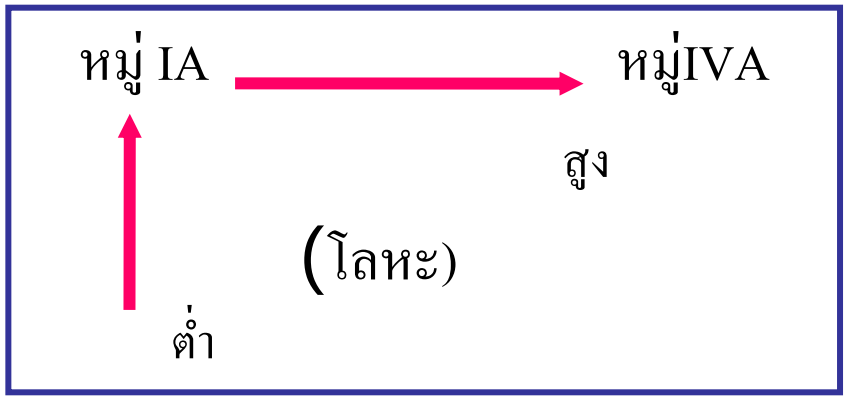


จุดหลอมเหลวและจุดเดือด

ก. โลหะในหมู่เดียวกัน **คือ หมู่ IA , IIA, และ IIIA "จุดหลอมเหลวและจุดเดือดมีแนวโน้มลดลง เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น" เนื่องจากความแข็งแรงของพันธะโลหะลดลง เพราะมีขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น**

ข. โลหะในคาบเดียวกัน **คือ โลหะในหมู่ IA , IIA, และ IIIA ในคาบต่างๆ "จุดหลอมเหลวและจุดเดือดมีแนวโน้มสูงขึ้น เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น" เนื่องจากมีพันธะโลหะที่แข็งแรงมากขึ้น ทั้งนี้เพราะอะตอมมีขนาดเล็กลงและมีจำนวนเวเลนต์อิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น**

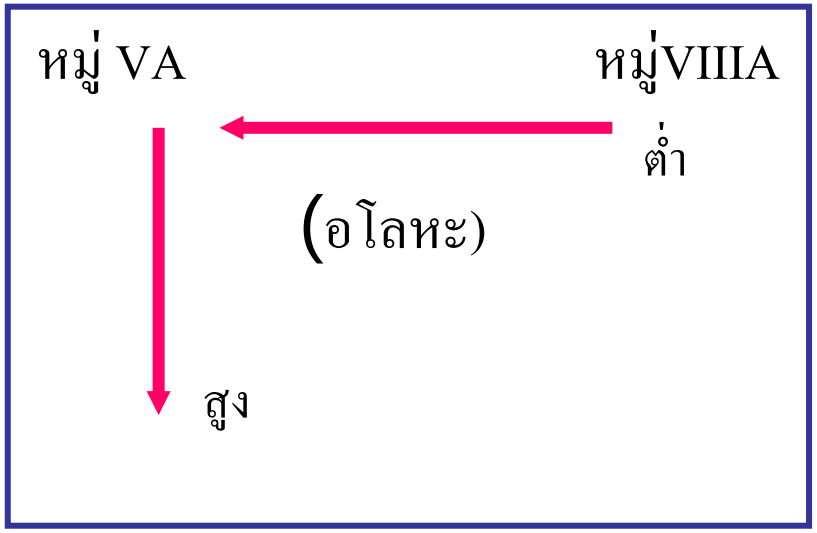
หมายเหตุ **สำหรับธาตุหมู่ IVA และ VA จุดหลอมเหลวและจุดเดือดมีแนวโน้มของการเปลี่ยนแปลงไม่ชัดเจน เนื่องจากมีโครงสร้างและแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมที่แตกต่างกัน**



จุดหลอมเหลวและจุดเดือด

ก.อโลหะในหมู่เดียวกัน **คือ หมู่ VIA , VIIA, และ VIIIA “จุดหลอมเหลวและจุดเดือดมีแนวโน้มเพิ่มขึ้น เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น” เนื่องจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลคือแรงวันเดอร์วาลส์เพิ่มขึ้น เพราะมวลโมเลกุลและขนาดโมเลกุลเพิ่มขึ้น**

ข. อโลหะในคาบเดียวกัน **คือ อโลหะ หมู่ VA, VIA , VIIA, และ VIIIA “จุดหลอมเหลวและจุดเดือดมีแนวโน้มลดต่ำลงเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น” เนื่องจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลคือ แรงวันเดอร์วาลส์มีค่าลดลง เพราะขนาดของโมเลกุลเล็กลง โดยเฉพาะก๊าซเฉื่อยเป็นก๊าซประเภทโมเลกุลเดี่ยว และมีขนาดเล็ก มีจุดหลอมเหลวและจุดเดือดต่ำมาก**



Oxidation Number

เลขออกซิเดชัน (Oxidation Number) เป็นตัวเลขเพื่อแสดงค่าประจุไฟฟ้าหรือประจุไฟฟ้าสมมติของไอออนหรืออะตอมของธาตุ ซึ่งส่วนใหญ่เป็นเลขจำนวนเต็ม รวมทั้งศูนย์และอาจมีเครื่องหมายเป็นบวกหรือลบก็ได้

การกำหนดค่าเลขออกซิเดชัน มีกฎดังนี้ คือ

1. อะตอมของธาตุต่าง ๆ ในสภาวะอิสระ ไม่ว่าจะอยู่ในรูปที่เป็นอะตอมเดียว หรือโมเลกุล จะมีเลขออกซิเดชันเท่ากับศูนย์ เช่น Na Be He O_2 S_8

2. ไอออนที่มีอะตอมเดี่ยวเลขออกซิเดชันจะมีค่าเท่ากับประจุของไอออนนั้น เช่น

Na^+ มีเลขออกซิเดชัน เท่ากับ +1

Be^{2+} มีเลขออกซิเดชัน เท่ากับ +2

O^{2-} มีเลขออกซิเดชัน เท่ากับ -2

3. เลขออกซิเดชันของโลหะอัลคาไล (หมู่ IA) และโลหะอัลคาไลน์เอิร์ท (หมู่ IIA) ในสารประกอบต่าง ๆ มีค่าเท่ากับ +1 และ +2 ตามลำดับ

Oxidation Number

4. เลขออกซิเดชันของออกซิเจนในสารประกอบส่วนมาก มีค่าเท่ากับ -2 ยกเว้น

•สารประกอบเปอร์ออกไซด์ เช่น H_2O_2 และ $Na_2O_2 \Rightarrow$ ออกซิเจนมีเลขออกซิเดชัน -1

•สารประกอบซุปเปอร์ออกไซด์ เช่น $KO_2 \Rightarrow$ ออกซิเจนมีเลขออกซิเดชัน -1/2

•สารประกอบ $OF_2 \Rightarrow$ ออกซิเจนมีเลขออกซิเดชัน +2

5. เลขออกซิเดชันของไฮโดรเจนในสารประกอบส่วนมากมีค่าเท่ากับ +1 ยกเว้นในสารประกอบพวกไฮไดรด์ไอออนิก ซึ่งไฮโดรเจนมีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับ -1 เช่น $LiAlH_4$ และ $NaBH_4$

6. ผลรวมทางพีชคณิตของเลขออกซิเดชันของอะตอมทั้งหมดในสูตรเคมีใด ๆ จะมีค่าเท่ากับประจุสำหรับกลุ่มของอะตอมที่เขียนแสดงในสูตรนั้น ๆ เช่น ผลรวมของเลขออกซิเดชันของ $KMnO_4$ เท่ากับ 0 ผลรวมของเลขออกซิเดชันของ NO_3^- เท่ากับ -1

Oxidation Number

ตัวอย่างที่1 จงหาเลขออกซิเดชันของ S ใน H_2SO_4

สมมติเลขออกซิเดชันของ S = x

เลขออกซิเดชันของ H = +1

2 อะตอมของ H มีเลขออกซิเดชันรวม = (+1 × 2) = +2

เลขออกซิเดชันของ O = -2

4 อะตอมของ O มีเลขออกซิเดชันรวม = (-2 ×4) = -8

ผลรวมของเลขออกซิเดชันธาตุทั้งหมดในสารประกอบ

เท่ากับ 0

ดังนั้น +2 + x + (-8) = 0

x = +6

เลขออกซิเดชันของ S ใน H_2SO_4 = +6

ตัวอย่างที่2 จงหาเลขออกซิเดชันของ Co ใน $[Co(CN)_6]^{4-}$

สมมติเลขออกซิเดชันของ Co = x

เลขออกซิเดชันของ CN^- = -1

ผลรวมเลขออกซิเดชันของ CN = (-1 × 6) = -6

ผลรวมเลขออกซิเดชันธาตุทั้งหมดในไอออนเท่ากับ

ประจุของไอออน

เท่ากับ -4

ดังนั้น x + (-6) = -4

x = +2

เลขออกซิเดชันของ Co ใน $[Co(CN)_6]^{4-}$ = +2

ตัวอย่างการหาเลขออกซิเดชันของธาตุ

Ex 1 จงหาเลขออกซิเดชันของ P ใน H_3PO_4

สมมุติให้เลขออกซิเดชันของ P = x

เลขออกซิเดชันของ H = +1

H 3 อะตอมมีเลขออกซิเดชัน = 3 x (+1) = +3

O มีเลขออกซิเดชัน = -2

O 4 อะตอมมีเลขออกซิเดชัน = 4 x (-2) = -8

ผลรวมของเลขออกซิเดชันในสารประกอบเท่ากับศูนย์

ฉะนั้น +3 + x + (-8) = 0

-5 + x = 0

x = +5

ฉะนั้น เลขออกซิเดชันของ P ในสารประกอบ H_3PO_4 = +5

Ex 2 จงหาเลขออกซิเดชันของ Cr ใน $Cr_2O_7^{-2}$

สมมุติให้เลขออกซิเดชันของ Cr = x

O มีเลขออกซิเดชัน = - 2

O 7 อะตอมมีเลขออกซิเดชัน = 7 x (- 2) = -14

ผลรวมของทุกอะตอมในไอออน = - 2

เนื่องจากในไอออนนี้มี Cr 2 อะตอม

ฉะนั้น 2 x + (-14) = -2

2x = -2 +14 = +12

x = +12 / 2 = +6

ฉะนั้นเลขออกซิเดชันของ Cr = +6

Oxidation Number

ตัวอย่าง จงหาเลขออกซิเดชันธาตุที่ขีดเส้นใต้ต่อไปนี้

1) $Na_2\underline{S}$
2) $H\underline{Cl}O_4$
3) $Na\underline{Br}O_3$
4) $\underline{N}O_3^-$
5) $(NH_4)_2\underline{S}O_4$
6) $\underline{C}O_3^{2-}$
7) $\underline{O}F_2$
8) $H_2\underline{O}_2$
9) $\underline{C}H_3OH$
10) $\underline{S}_8$

Find the oxidation number of sulphur in the following compounds-

SO_4^{2-}, $S_2O_3^{2-}$, $H_2S_2O_7$, $S_4O_6^{2-}$, SO_3^{2-}

Find the oxidation number of the metal in the following complexes-

AlF_6^{3-}, $KClO_2$, $KHSO_4$, CrF_6^{3-}, $AlCl_3$

สมบัติของสารประกอบคลอไรด์ของธาตุในคาบที่ 2 และ 3

***คลอไรด์ของโลหะ**

1.จุดหลอมเหลว จุดเดือดสูง (เพราะเป็นสารไอออนิก ยกเว้น BCl_3)

2. ละลายน้ำได้ สารละลายเป็นกลาง (คลอไรด์ของโลหะ ยกเว้น $BeCl_2$ BCl_3 $AlCl_3$ เป็นกรด)

***คลอไรด์ของอโลหะ**

1. จุดหลอมเหลว จุดเดือดต่ำ (เพราะเป็นสารโคเวเลนต์)

2. ละลายน้ำได้ สารละลายเป็นกรด ยกเว้น CCl_4 NCl_3 ไม่ละลายน้ำ

***ออกไซด์ของโลหะ**

1. จุดหลอมเหลว จุดเดือดสูง (เป็นสารไอออนิก)

2. ละลายน้ำได้ สารละลายเป็นเบส ยกเว้น BeO Al_2O_3 SiO_2 ไม่ละลายน้ำ B_2O_3 เป็นกรด

***ออกไซด์ของอโลหะ**

1. จุดหลอมเหลว จุดเดือดต่ำ (สารโคเวเลนต์)

2. ละลายน้ำได้ สารละลายเป็นกรด