หลักเคมี 2 คม103 ปีการศึกษา 2-2562

บทที่ 2 ตารางธาตุและแนวโน้มสมบัติของธาตุในตารางธาตุ

หัวข้อ

1. วิวัฒนาการของตารางธาตุ
2. แนวโน้มและสมบัติต่างๆในตารางธาตุ

หนังสืออ้างอิง

1. เคมี 2, ทบวงมหาวิทยาลัย, พิมพ์ครั้งที่ 3, พ.ศ. 2532.

2. เคมี 2, Raymond Chang แปลและเรียบเรียงโดย รศ.ดร. นภดล ไชยคำ, สำนักพิมพ์ท้อป/แมคกรอฮิล, 2547.

ผู้สอน รัชดาภรณ์ ปันทะรส รหัสของชั้นเรียน wqmsmkz

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

1. วิวัฒนาการของตารางธาตุ

ปี ค.ศ. 1817 โยฮัน เดอเบอไรเนอร์

• จัดกลุ่มของธาตุที่มีสมบัติคล้ายคลึงกันไว้ด้วยกัน ในรูปตารางธาตุ

• จัดธาตุเป็นกลุ่ม ๆ ละ 3 ธาตุ ตามสมบัติที่คล้ายคลึงกัน เรียก Triad โดยธาตุตัวกลางจะมีมวลอะตอมเป็นค่าเฉลี่ยของมวลอะตอมของอีกสองธาตุที่เหลือ

Li 7	Ca 40	Cl 35	Li	มวลอะตอม =	7.0
Na 23	Sr 88	Br 82	Na	มวลอะตอม =	(7.0+39.1) / 2 = 23
K 39	Ba 137	I 129	K	มวลอะตอม =	39.1

Cu 63.6	Zn 65.4	Ni 58.7
Ag 108	Cd 112.4	Pd 106.4
Au 197	Hg 200.6	Pt 195.1

น้ำหนักอะตอมกลางในแต่ละกลุ่มไม่ได้มีค่าเป็นค่าเฉลี่ยของธาตุที่เหลือ ทำให้ Triads ไม่เป็นที่ยอมรับในเวลาต่อมา

ปี ค.ศ. 1864 จอห์น เอ อาร์ นิวแลนด์ส

เสนอกฎ **Law of Octaves (กฎคู่แปด)** “ถ้านำธาตุมาเรียงตามมวลอะตอม จากน้อยไปมากแล้ว จะพบว่าธาตุที่ 8 จะมีสมบัติทางเคมีและกายภาพ คล้ายธาตุที่ 1 และจะเกิดขึ้นทุกๆ ช่วงของธาตุที่ 8 โดยเริ่มจากธาตุใดก็ได้ โดยไม่รวมธาตุไฮโดรเจนและก๊าซมีตระกูลซึ่งขณะนั้นยังไม่พบ

กฎนี้อธิบายไม่ได้ว่าเหตุใดน้ำหนักอะตอมจึงเกี่ยวข้องกับความคล้ายคลึงของธาตุ และกฎนี้ใช้ได้ถึงแคลเซียม (Ca) ที่มีมวลอะตอม 40 เท่านั้น

Li	**Be**	**B**	**C**	**N**	**O**	**F**
Na	**Mg**	**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**
K	**Ca**	**Cr**	**Ti**	**Mn**	**Fe**	**Co, Ni**
Cu	**Zn**	**Y**	**In**	**As**	**Se**	**Br**
Rb	**Sr**	**La, Ce**	**Zr**	**Nb, Mo**	**Ru, Rn**	**Pd**
Ag	**Cd**	**U**	**Sn**	**Sb**	**Te**	**I**
Cs	**Ba, V**					

ปี ค.ศ. 1869-1870 จูเลีย โลเธอร์ ไมเออร์ และ ดมิตริ อิวาโนวิช เมนเดลีฟ

ถ้าเรียงธาตุตามน้ำหนักอะตอมจากน้อยไปหามาก แล้วแบ่งเป็นแถวให้เหมาะสม ธาตุที่มีสมบัติทางเคมีและกายภาพคล้ายกันจะปรากฏอยู่ตรงกันเป็นช่วงๆ เรียกว่าสมบัติของธาตุต่างๆ เป็นฟังก์ชันพิริออดิก ของน้ำหนักอะตอมของธาตุเหล่านั้น หรือ**กฎพิริออดิก** (Peridic law)

ตำแหน่งในตารางธาตุมีความสัมพันธ์กับสมบัติทางกายภาพและเคมีของธาตุ ทำให้เมนเดลีฟสามารถทำนายธาตุเหล่านั้นได้ล่วงหน้า

คำทำนายของ Dmitri Mendeleev (1869)

ตารางธาตุของ Mendeleev มีธาตุที่รู้จักแล้วเพียง 66 ตัว

	Eka-Aluminum (Ea)	Gallium (Ga)
Atomic mass	68 amu	69.9 amu
Melting point	Low	30.15 ^{o}C
Density	5.9 g/cm^3	5.94 g/cm^3
Formula of oxide	Ea_2O_3	Ga_2O_3

ปี ค.ศ. 1913 เฮนรี จี เจ มอสเลย์

มีแนวคิดว่าตำแหน่งของธาตุในตารางธาตุน่าจะขึ้นกับสมบัติอื่นที่มีความสัมพันธ์กับน้ำหนักอะตอม

ต่อมาพบว่าสมบัติต่างๆของธาตุจะสัมพันธ์กับการจัดเรียงตัวของอิเล็คตรอนในอะตอมของธาตุนั้นๆ กฎพิริออดิกใหม่จึงกล่าวว่า สมบัติของธาตุต่างๆเป็น **periodic function ของเลขอะตอม โดยขึ้นกับการจัดเรียงตัวของอิเล็คตรอนในอะตอมของธาตุเหล่านั้น** และกฎพิริออดิกใหม่นี้ช่วยให้สามารถจัดธาตุต่างๆเรียงตามเลขอะตอม ทำให้ได้ตารางธาตุที่สมบูรณ์ขึ้น และเป็นเครื่องช่วยในการจดจำและทำนายสมบัติของธาตุได้เป็นอย่างดี

ธาตุที่สังเคราะห์ขึ้น

Mt = meitnerium $^{209}Bi + {}^{58}Fe \longrightarrow {}^{266}_{109}Mt + {}^{1}n$

Ds = darmstadtium $^{208}_{82}Pb + {}^{62}_{28}Ni \longrightarrow {}^{269}_{110}Ds + {}^{1}_{0}n$

ปัจจุบันนักวิทยาศาสตร์ได้สร้างธาตุที่หนักขึ้นโดยการระดมยิงธาตุที่หนักกว่า Pb ด้วยไอออนของธาตุที่เบากว่า Cr เพื่อให้ได้ธาตุที่เรียกว่า ธาตุหนักยิ่งยวด (super heavy elements) เช่น ธาตุลำดับที่ 114 หรือ 116

Flerovium (FI, 114. Previously *ununquadium*) was first synthesized in December 1998. It is radioactive. The most stable isotope has a half life of ~2.6s.

$$\mathbf{^{244}_{94}Pu + {}^{48}_{20}Ca \longrightarrow {}^{292}_{114}Fl^{*} \longrightarrow {}^{289}_{114}Fl + 3\ {}^{1}_{0}n}$$

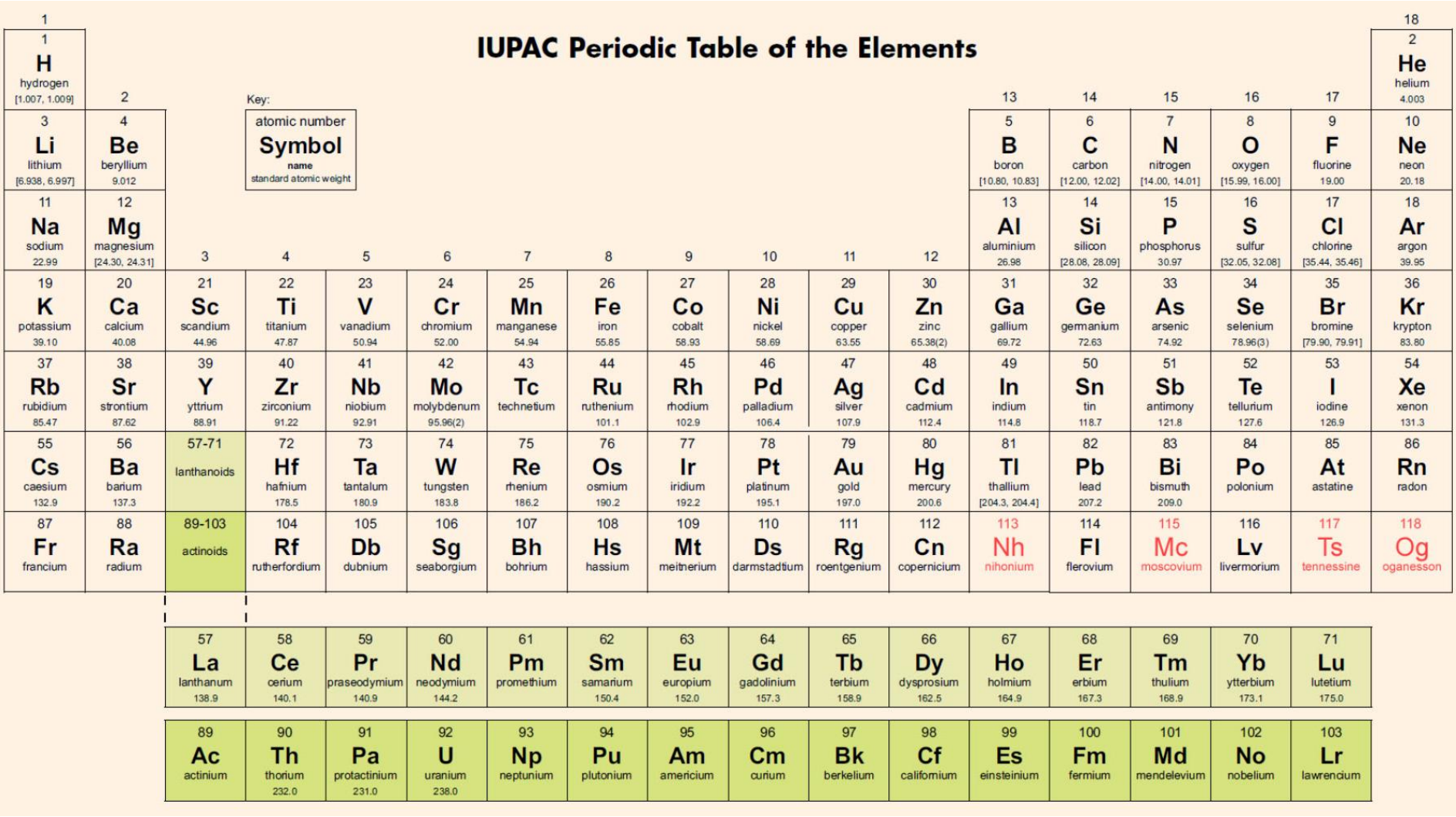
Livermorium (Lv,116. Previously *ununhexium*) was first detected in 2000. The most stable isotope has a half-life of only ~60ms.

$$\mathbf{^{248}_{96}Cm + {}^{48}_{20}Ca \longrightarrow {}^{296}_{116}Lv^{*} \longrightarrow {}^{293}_{116}Lv + 3\ {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{289}_{114}Fl + \alpha}$$

curium-248

ตารางธาตุปัจจุบัน (ตารางพิริกออดิก)

- แบ่งเป็น 18 คอลัมน์ เรียกว่า หมู่ (group) ธาตุในหมู่เดียวกันมีการจัดเรียงตัวของวาเลนซ์อิเล็คตรอนเหมือนกัน ต่างกันเพียงเลขควอนตัมหลักเท่านั้น



Homework I (0.5%) ส่งในคาบถัดไป ในห้องเรียนเท่านั้น

ให้นักศึกษาค้นคว้าการเกิดธาตุ

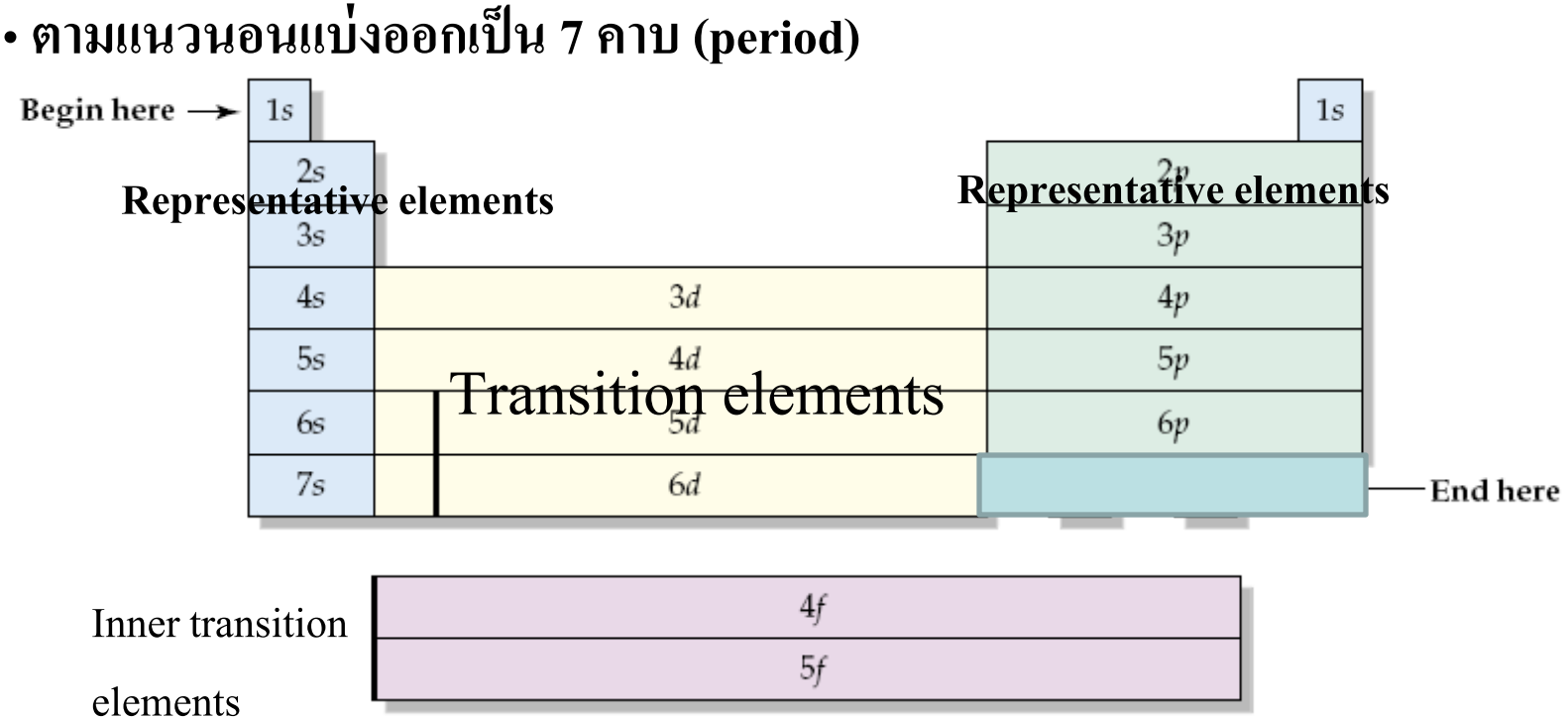
'Nihonium' 'Nh' for 113

'Moscovium' 'Mc' for 115

'Tennessine' 'Ts' for 117

'Oganesson' 'Og' for 118

• ตามแนวนอนแบ่งออกเป็น 7 คาบ (period)



ธาตุในหมู่เดียวกันมีโครงสร้างอิเล็คตรอนเหมือนกัน

หมู่ต่างๆมีโครงสร้างอิเล็คตรอนดังนี้ (โดยอาศัยโครงสร้างอิเล็คตรอนที่มีไม่เต็มในวงนอกสุด)

1. ns^1 หรือ ns^2 สำหรับธาตุ s block (IA alkali และ IIA alkali earth)

2. $ns^2\ np^x$ (x = 1-6) ธาตุ p block (IIIA – VIIA nonmetal และ VIIIA noble gas)

3. $(n-1)d^x\ ns^2$ (x = 1-10) สำหรับธาตุ d block (transition element)

4. $(n-2)f^x\ ns^2$ หรือ $(n-2)f^x\ (n-1)d^1\ ns^2$ สำหรับธาตุ f block (Lanthanide and Actinide)

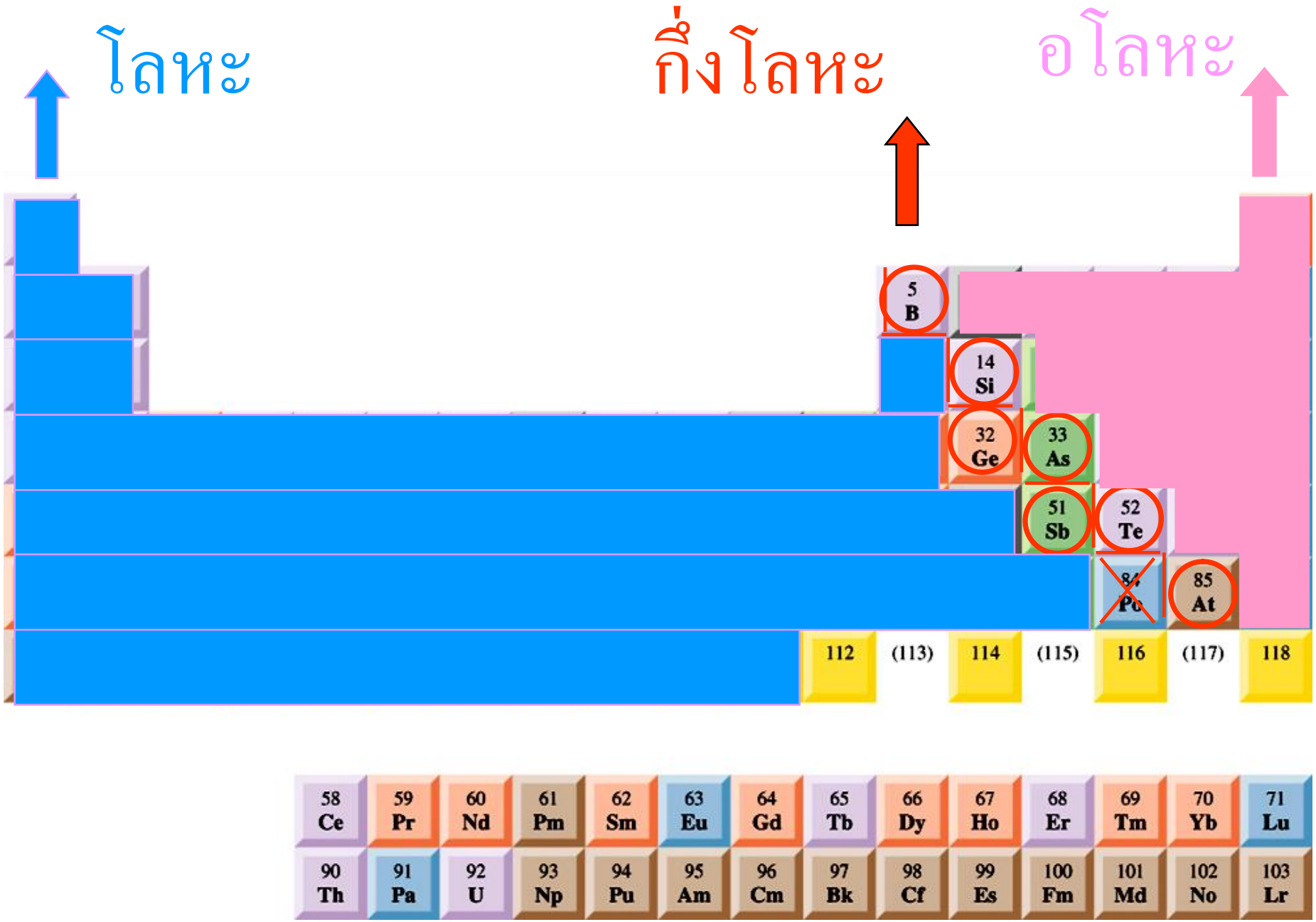
ข้อมูลที่ได้จากตารางพิริกออดิก

• สถานะวาเลนซีที่เป็นไปได้มาจากการจัดเรียงอิเล็คตรอนในวงนอกและธาตุก๊าซเฉื่อย

Hydrogen	$1s^1$	
Helium	$1s^2$	
Lithium	$1s^2\ 2s^1$	[He] $2s^1$
Beryllium	$1s^2\ 2s^2$	[He] $2s^2$
Boron	$1s^2\ 2s^1\ 2p^1$	[He] $2s^2\ 2p^1$
Carbon	$1s^2\ 2s^1\ 2p^2$	[He] $2s^2\ 2p^2$

• ธาตุที่มีอิเล็คตรอนมากกว่าก๊าซเฉื่อยอยู่หนึ่งอิเล็คตรอน เช่นหมู่อัลคาไลมีแนวโน้มที่จะเสียอิเล็คตรอนได้ง่าย จึงมีความว่องไวในการเกิดปฏิกิริยาและมีสภาพไฟฟ้าบวก

• ธาตุที่มีอิเล็คตรอนน้อยกว่าก๊าซเฉื่อยอยู่หนึ่งอิเล็คตรอน เช่นหมู่ฮาโลเจนมีแนวโน้มที่จะรับอิเล็คตรอนได้ง่ายเพื่อให้อิเล็คตรอนครบแปดในวงนอกสุด ธาตุเหล่านี้มีสภาพไฟฟ้าลบสูงและมีค่า electron affinity (อิเล็คตรอนสัมพรรคภาพ) สูงด้วย


โลหะ
กึ่งโลหะ
อโลหะ
5 B
14 Si
32 Ge
33 As
51 Sb
52 Te
85 At
112
(113)
114
(115)
116
(117)
118
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
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

กึ่งโลหะ → แสดงสมบัติเป็นได้ทั้งโลหะและอโลหะ

สมบัติของโลหะ	สมบัติของอโลหะ
1. เป็นของแข็งที่อุณหภูมิห้อง ยกเว้น ปรอท เป็นของเหลว	1. ที่อุณหภูมิห้องมีทุกสถานะ
2. เป็นมันวาว	2. ไม่เป็นมันวาว
3. นำไฟฟ้าและความร้อน	3. ไม่นำไฟฟ้าและความร้อน เว้น แกรไฟต์
4. เคาะจะมีเสียงกังวาน	4. เคาะจะไม่มีเสียงกังวาน
5. แข็ง+เหนียว ตีเป็นแผ่น เส้นได้	5. ส่วนมากเปราะ ไม่สามารถตีเป็นแผ่น เส้นได้
6. จุดหลอมเหลว จุดเดือด ความหนาแน่นสูง	6. ส่วนมาก จุดหลอมเหลว จุดเดือด ความหนาแน่นต่ำ

1. การจัดกลุ่มธาตุตามสมบัติที่เรียกว่า Triad ในกลุ่มเดียวกัน โดยธาตุตัวที่หนึ่งและตัวที่สองมีน้ำหนักอะตอมเท่ากับ 11 และ 27 ตามลำดับ น้ำหนักอะตอมของธาตุตัวที่สามเท่ากับเท่าใด

ก. 19 ข. 38 ค. 43 ง. 54

2. การจัดหมู่ของธาตุเป็นตารางพิริกออดิก (Periodic table) ใช้หลักเกณฑ์ใดในการจัดหมู่

ก. การจัดเรียงตัวของวาเลนซ์อิเล็คตรอน ข. น้ำหนักอะตอม

ค. เลขอะตอม ง. จุดเดือด จุดหลอมเหลว

3. ข้อมูลต่อไปนี้ “เป็นอโลหะ ที่สามารถนำไฟฟ้าและความร้อนได้ มีจุดหลอมเหลวสูง” น่าจะเป็นสมบัติของธาตุตัวใด

ก. Li ข. Be ค. B ง. C

4. ข้อใดถูกต้อง

ก. ธาตุหมู่ IIIA และ IIIB มีการจัดเรียงวาเลนซ์อิเล็คตรอนเหมือนกัน แต่มีสมบัติเคมีแตกต่างกัน

ข. ธาตุหมู่ IIIA และ IIIB มีการจัดเรียงวาเลนซ์อิเล็คตรอนต่างกัน แต่มีสมบัติเคมีคล้ายคลึงกัน

ค. ธาตุหมู่ IIIA และ IIIB มีการจัดเรียงวาเลนซ์อิเล็คตรอนเหมือนกัน และมีสมบัติเคมีคล้ายคลึงกัน

ง. ธาตุหมู่ IIIA และ IIIB มีการจัดเรียงวาเลนซ์อิเล็คตรอนต่างกัน และมีสมบัติเคมีแตกต่างกัน

5. ธาตุในหมู่ใดที่มีการบรรจุเวเลนซ์อิเล็กตรอนใน s และ p ออร์บิทัล

ก. ธาตุหมู่ IA และ IIA ข. ธาตุหมู่ IIIA และ VIIIA ค. ธาตุทรานสิชัน ง. ธาตุแลนทาไนด์

Go to www.menti.com and use the code 42 39 91

สมบัติต่างๆในตารางธาตุ

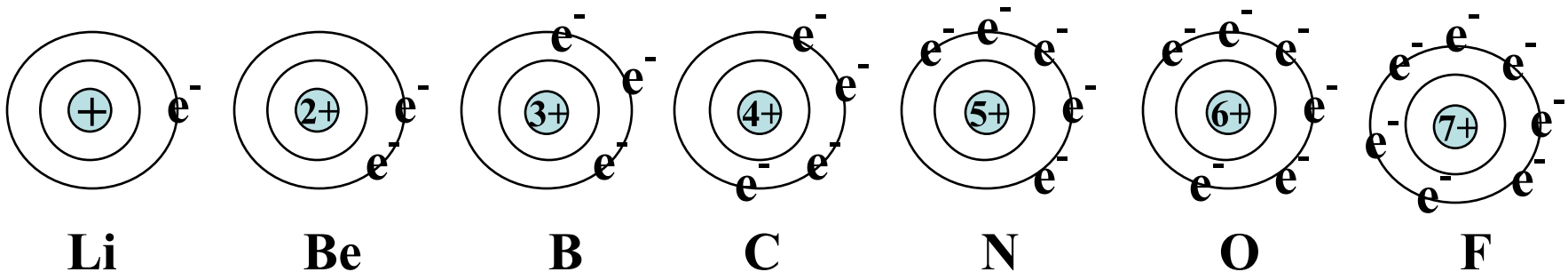
- ขนาดอะตอม
- ขนาดไอออน
- IE (ionization energy)
- EA (electron affinity)
- EN (electronegativity)
- จุดเดือด จุดหลอมเหลว
- E^0

1. ขนาดอะตอมตามตารางธาตุ

คาบเดียวกัน ➤ ขนาดเล็กลงจากซ้ายไปขวา

เนื่องจากในคาบเดียวกันเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นในระดับพลังงานเดียวกัน ดังนั้น “โปรตอนในนิวเคลียสเพิ่มขึ้น แต่ระดับพลังงานเท่าเดิม”

ประจุที่เพิ่มขึ้นจะดึงอิเล็กตรอนให้เข้าใกล้นิวเคลียสขึ้น อะตอมจึงเล็กลง



- **หมู่เดียวกัน ➤ ขนาดใหญ่ขึ้นจากบนลงล่าง**

ประจุในนิวเคลียสเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง

น่าจะดึงอิเล็กตรอนได้แรงขึ้น

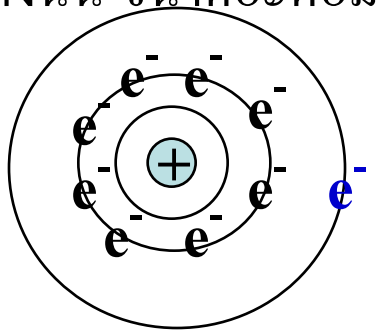
แต่ชั้นของอิเล็กตรอนก็เพิ่มขึ้นเช่นกัน

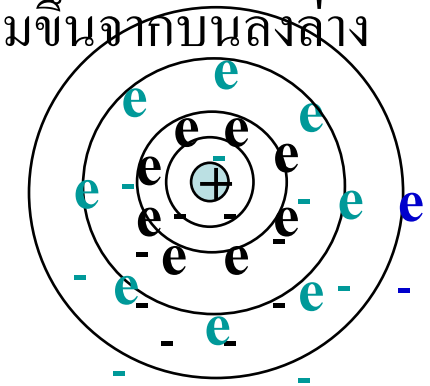
ทำให้ระยะห่างระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอน

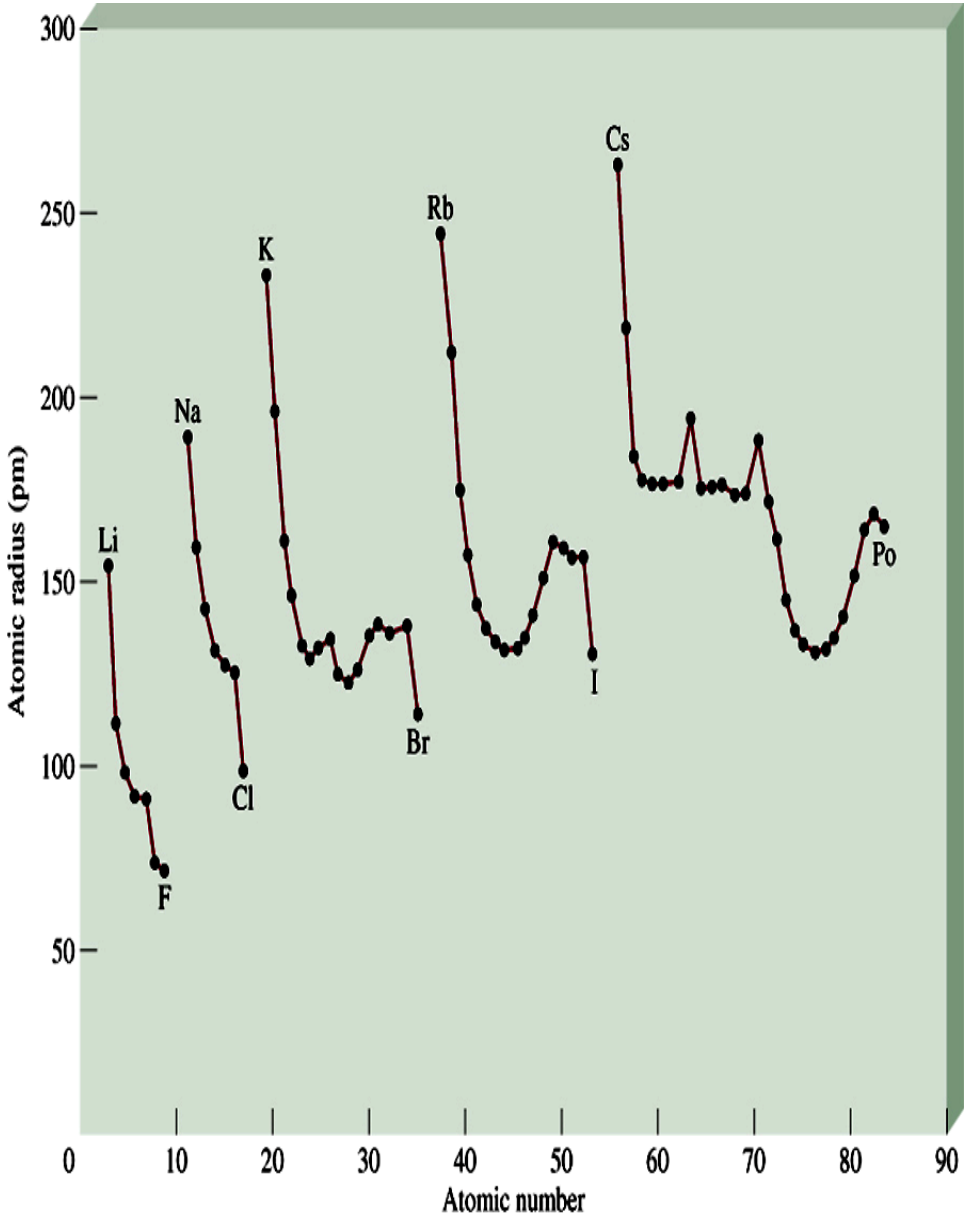
ชั้นนอกสุดเพิ่มมากขึ้น อีกทั้งอิเล็กตรอนชั้นใน

ยังเป็นตัวกั้นการดึงดูดจากนิวเคลียสอีกด้วย

ดังนั้น ขนาดอะตอมจึงเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง

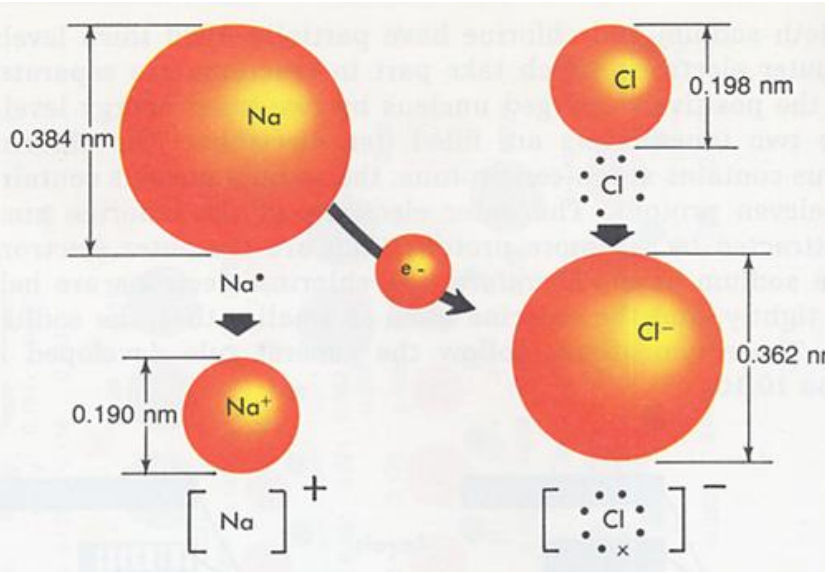


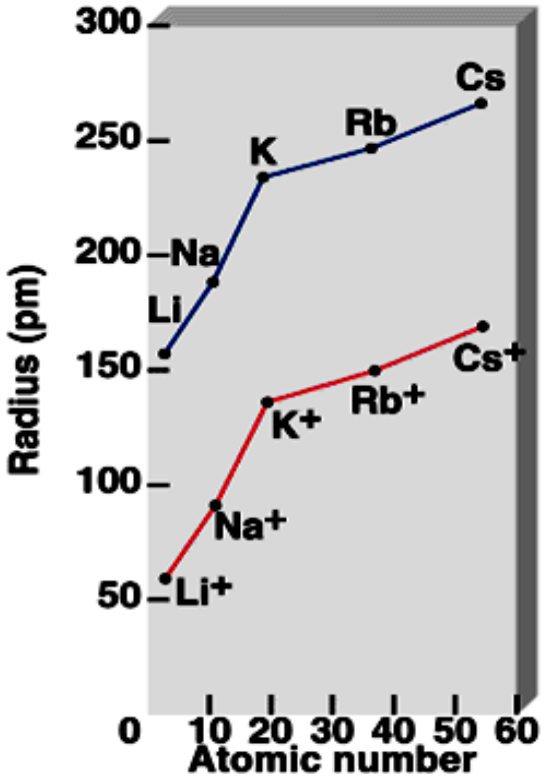


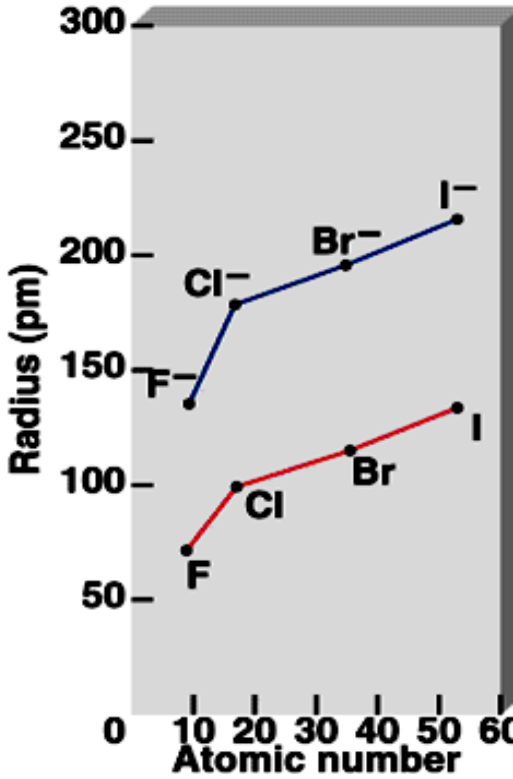


2. ขนาดไอออนตามตารางธาตุ

- ไอออนบวก ขนาดจะเล็กลงเพราะจ่ายอิเล็กตรอน
- ไอออนลบ ขนาดจะเพิ่มขึ้น เพราะรับอิเล็กตรอน

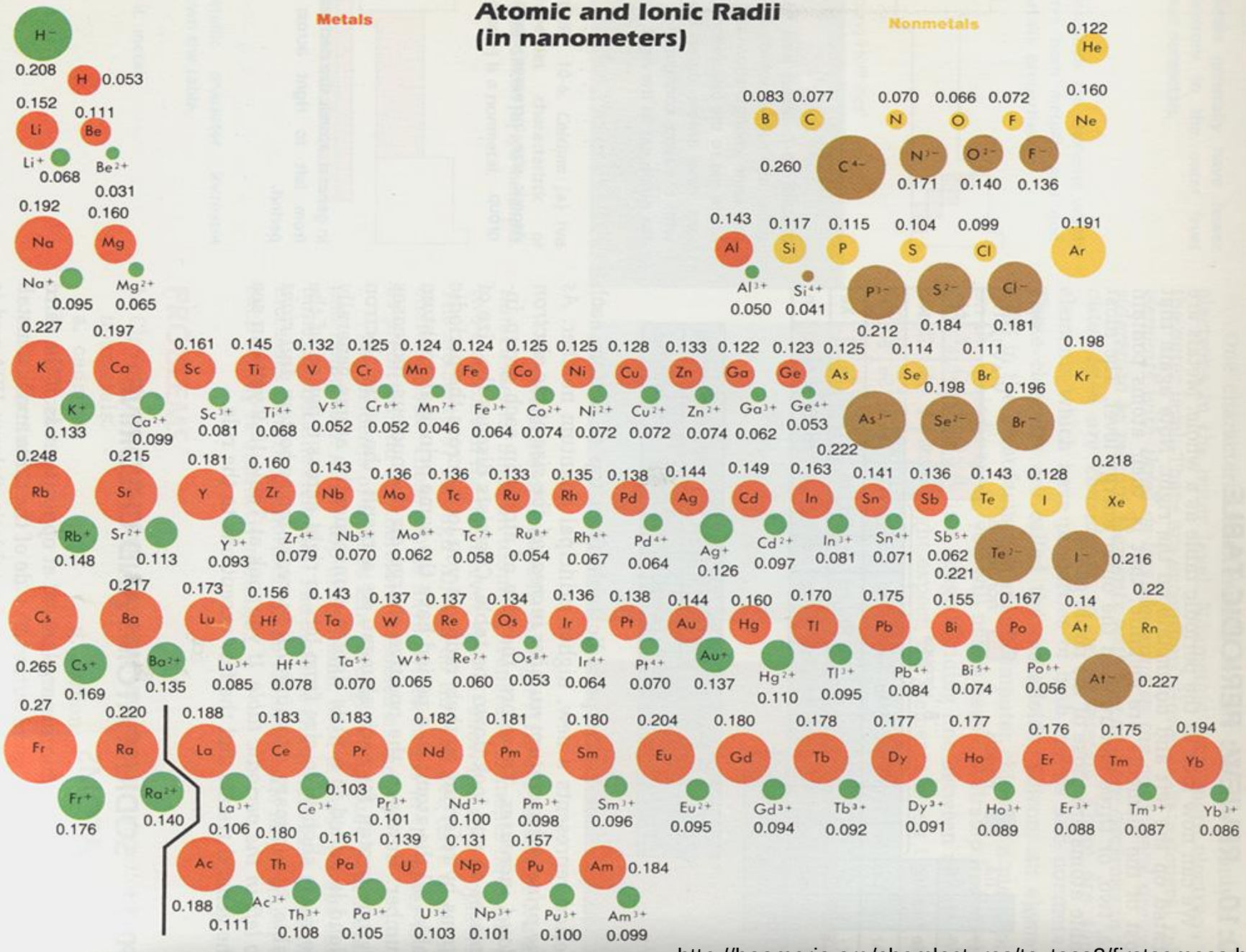






http://boomeria.org/chemlectures/textass2/firstsemass.html

Table 10-9
Atomic and Ionic Radii (in nanometers)



http://boomeria.org/chemlectures/textass2/firstsemass.html

3. พลังงานไอออไนเซชัน พลังงานน้อยที่สุดที่ต้องการใช้ในการแยกอิเล็กตรอนออกจากอะตอมอิสระในสภาวะพื้นของอะตอมนั้น

$IE_1 + X_{(g)} \longrightarrow X^+_{(g)} +$ IE_1 first ionization energy

$IE_2 + X_{(g)} \xrightarrow{e^-} X^{2+}_{(g)} + e^-$ IE_2 second ionization energy

$IE_3 + X_{(g)} \longrightarrow X^{3+}_{(g)} + e^-$ IE_3 third ionization energy

$$IE_1 < IE_2 < IE_3$$

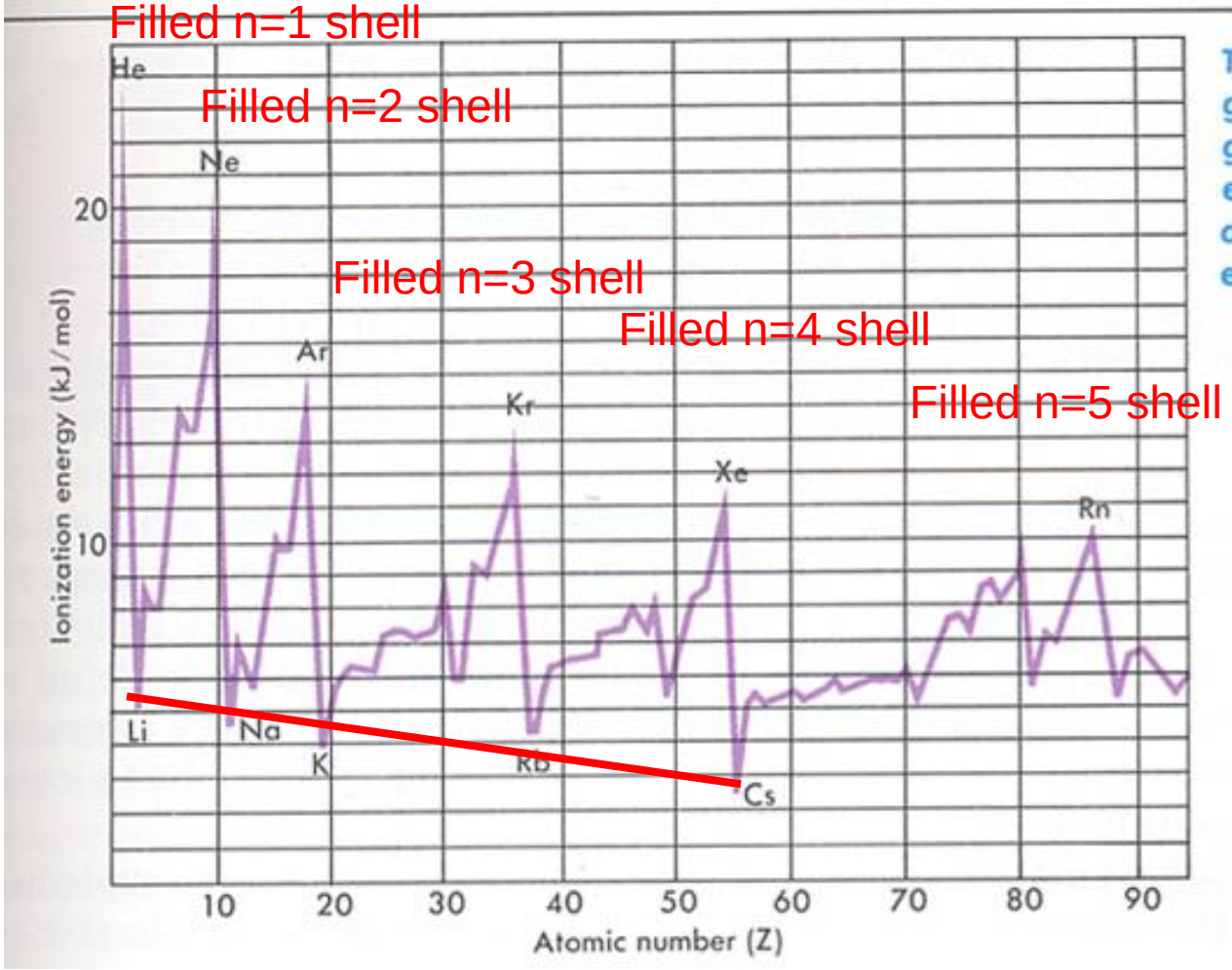
แนวโน้มพลังงานไอออไนเซชัน

คาบเดียวกัน → **เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา**

หมู่เดียวกัน → **ลดลงจากบนลงล่าง**

FIGURE 12-2. The peaks in the graph indicate that ionization energy is a periodic property.

12:2 First Ionization Energies



The energies shown on the graph are first ionization energies. Subsequent ionization energies give experimental evidence for the existence of energy levels and sublevels.

ตามหมู่ จะต่ำลงจากบนลงล่าง

ตามคาบ จะสูงขึ้นจากซ้ายไปขวา ยกเว้น หมู่ 2 สูงกว่า หมู่ 3 และ หมู่ 5 สูงกว่า หมู่ 6

http://boomeria.org/chemlectures/textass2/firstsemass.html

4. สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (*Electron affinity*, EA)

คือพลังงานที่ปลดปล่อยออกมาจากการรับอิเล็กตรอนเข้าไป 1 อิเล็กตรอน ของอะตอมธาตุแล้วเกิดเป็นแอนไอออน ณ สถานะแก๊ส

EA เป็นลบ = รับอิเล็คตรอนได้ง่าย

EA เป็นบวก = ไอออนลบที่เกิดขึ้นไม่เสถียร

<u>แนวโน้มสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน</u>

ในคาบเดียวกัน EA เพิ่มจากซ้ายไปขวา เพราะ nuclear charge เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา และมีขนาดเล็กกว่าทางซ้าย จึงดึงดูดอิเล็กตรอนเข้ามาได้ดีกว่า

ในหมู่เดียวกัน EA ลดลงจากบนลงล่างเล็กน้อย เพราะธาตุข้างบนมีขนาดเล็กกว่าธาตุข้างล่างจึงดึงดูดอิเล็กตรอนเข้ามาได้ดีกว่า ทำให้ธาตุข้างบนมีค่า EA มากกว่า

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							**He**
-72							+20
Li	**Be**	**B**	**C**	**N**	**O**	**F**	**Ne**
-60	+240	-23	-123	0	-141	-322	+30
Na	**Mg**	**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**	**Ar**
-53	+230	-44	-120	-74	-201	-348	+35
K	**Ca**	**Ga**	**Ge**	**As**	**Se**	**Br**	**Kr**
-48	+150	-40	-116	-77	-195	-324	+40
Rb	**Sr**	**In**	**Sn**	**Sb**	**Te**	**I**	**Xe**
-46	+160	-40	-121	-101	-190	-295	+40
Cs	**Ba**	**Tl**	**Pb**	**Bi**	**Po**	**At**	**Rn**
-45	+50	-50	-101	-101	-170	-270	+40

ทำไมโลหะหมู่ 2A จึงรับอิเล็กตรอนได้ยากกว่าโลหะหมู่ 1A

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

- ค่า EA ของโลหะหมู่ IIA มีค่าเป็นบวก เพราะ โลหะหมู่ IIA มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนชั้นนอกสุดเป็น ns^2 การที่จะรับอิเล็กตรอนเพิ่มเข้าไป อิเล็กตรอนตัวใหม่จะไปอยู่ที่ np ออร์บิทัล ซึ่งไกลจากนิวเคลียสและยังมีอิเล็กตรอนใน ns^2 กั้นแรงดึงดูดจากนิวเคลียสไว้ ดังนั้น อิเล็กตรอนที่เพิ่มเข้าไปจึงไม่เสถียรนัก

- ธาตุฮาโลเจน ($ns^2\ np^5$) มีค่า EA เป็นลบ เพราะเมื่อเพิ่มอิเล็คตรอนหนึ่งตัว จะทำให้มีโครงแบบอิเล็คตรอนเหมือนแก๊สเฉื่อย ($ns^2\ np^6$) ซึ่งเสถียร

- แก๊สเฉื่อย ($ns^2\ np^6$) มีค่า EA เป็นบวก เพราะออร์บิทัลที่อยู่นอกสุดมีอิเล็คตรอนอยู่เต็ม จึงไม่มีแนวโน้มที่จะรับอิเล็คตรอน

5. อิเล็กโตรเนกาติวิตี (Electronegativity, EN)

คือ ความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนเข้ามาหาอะตอมนั้น

ธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง

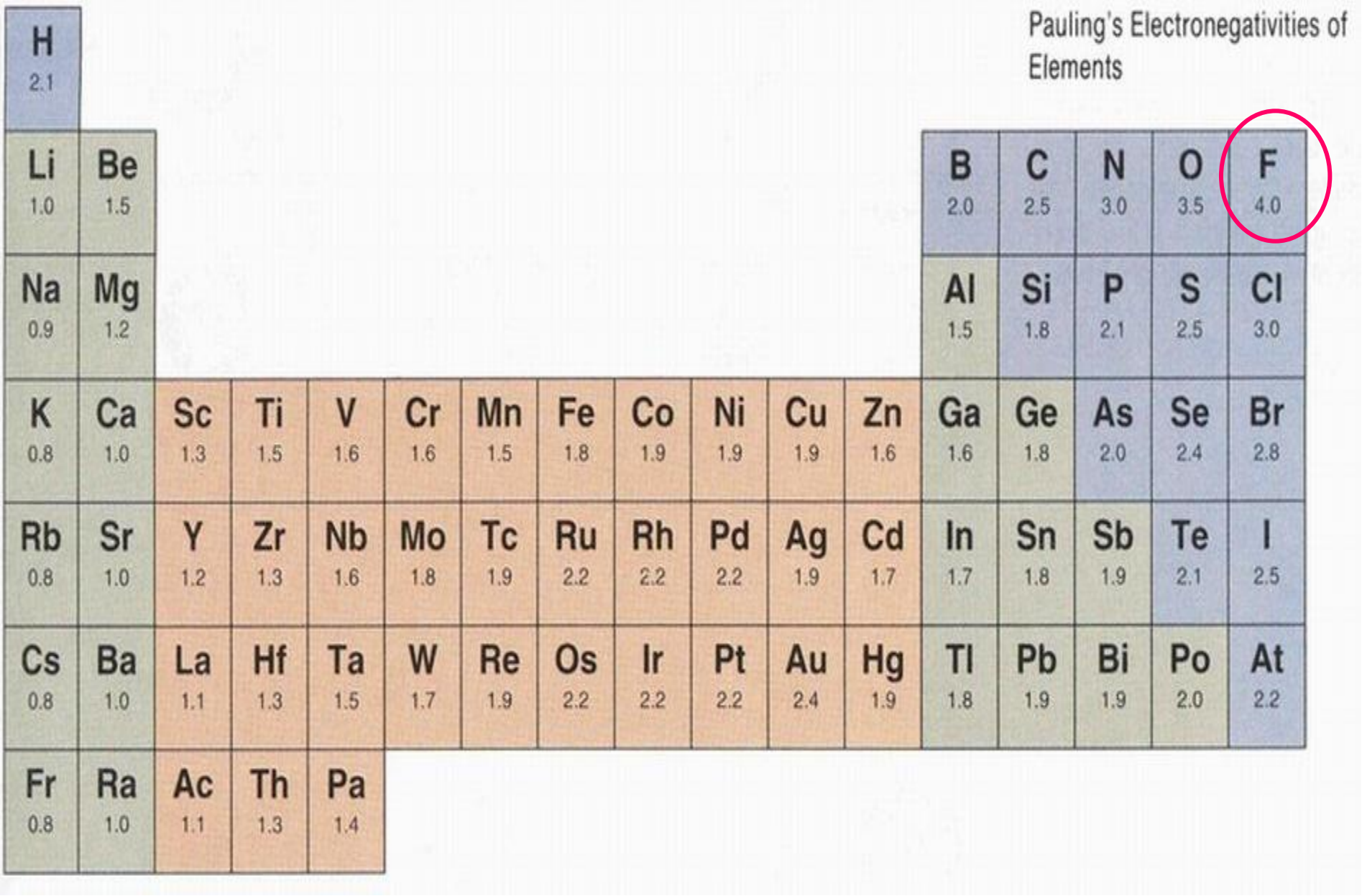
⇩

ธาตุที่มีความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนคู่ที่ใช้ในการสร้างพันธะได้มาก

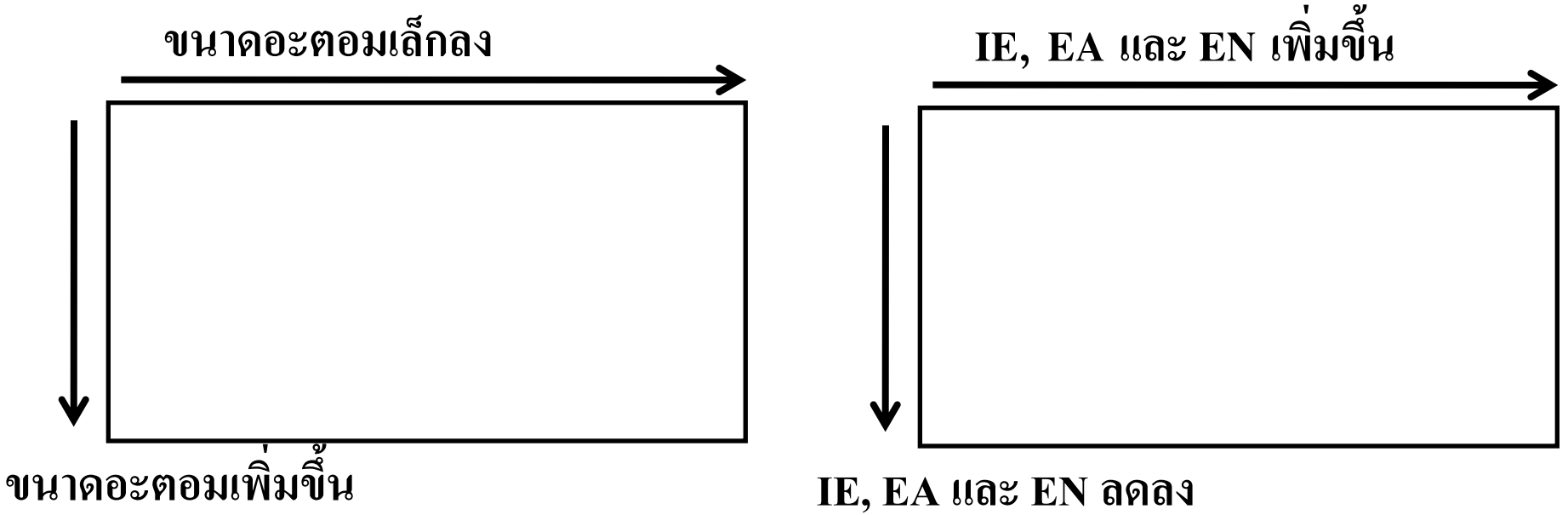
แนวโน้มค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี

คาบเดียวกัน → **เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา**

หมู่เดียวกัน → **ลดลงจากบนลงล่าง**


Pauling's Electronegativities of Elements
H 2.1
Li 1.0
Be 1.5
B 2.0
C 2.5
N 3.0
O 3.5
F 4.0
Na 0.9
Mg 1.2
Al 1.5
Si 1.8
P 2.1
S 2.5
Cl 3.0
K 0.8
Ca 1.0
Sc 1.3
Ti 1.5
V 1.6
Cr 1.6
Mn 1.5
Fe 1.8
Co 1.9
Ni 1.9
Cu 1.9
Zn 1.6
Ga 1.6
Ge 1.8
As 2.0
Se 2.4
Br 2.8
Rb 0.8
Sr 1.0
Y 1.2
Zr 1.3
Nb 1.6
Mo 1.8
Tc 1.9
Ru 2.2
Rh 2.2
Pd 2.2
Ag 1.9
Cd 1.7
In 1.7
Sn 1.8
Sb 1.9
Te 2.1
I 2.5
Cs 0.8
Ba 1.0
La 1.1
Hf 1.3
Ta 1.5
W 1.7
Re 1.9
Os 2.2
Ir 2.2
Pt 2.2
Au 2.4
Hg 1.9
Tl 1.8
Pb 1.9
Bi 1.9
Po 2.0
At 2.2
Fr 0.8
Ra 1.0
Ac 1.1
Th 1.3
Pa 1.4

สรุป

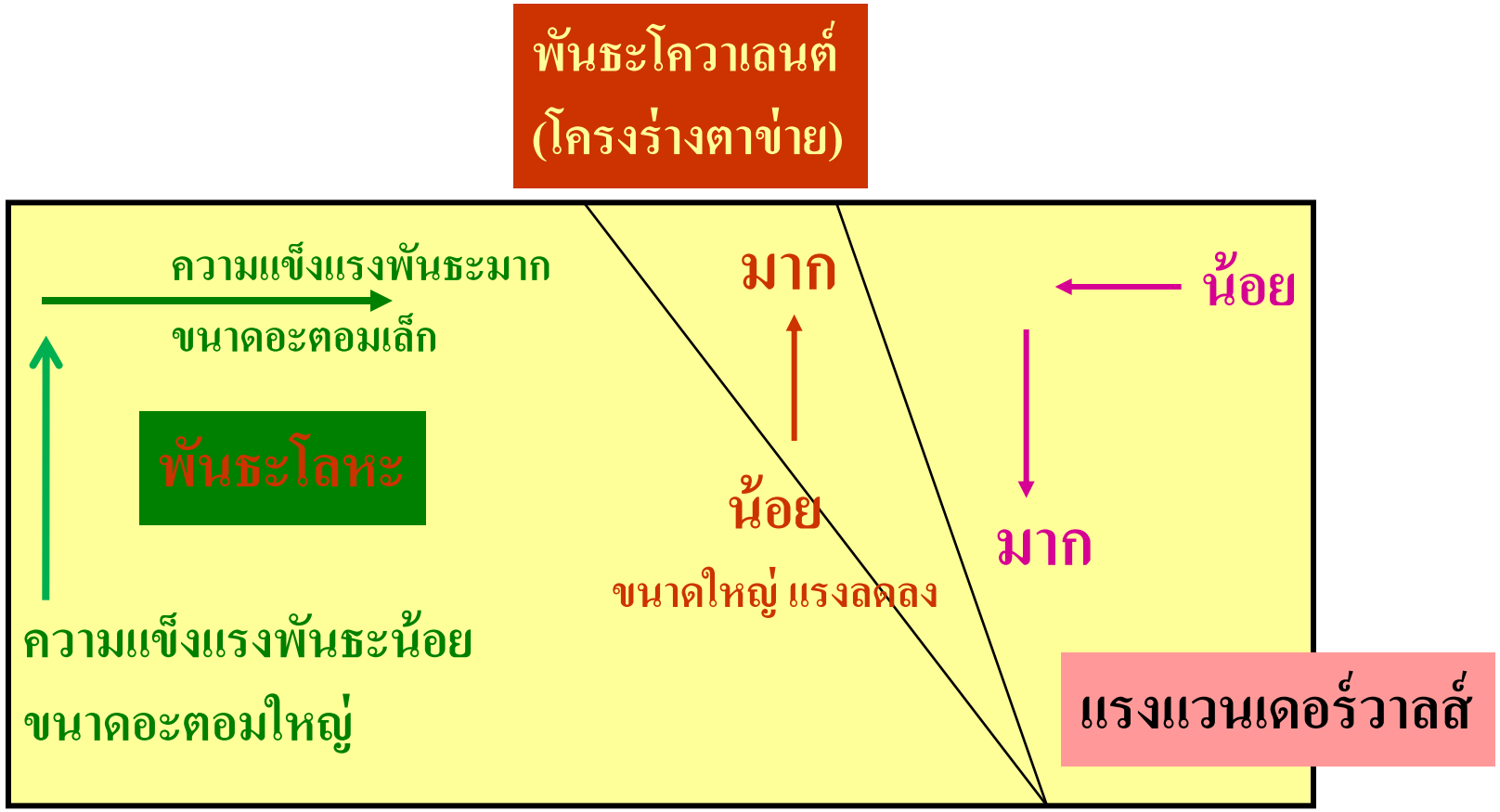


IE, EA และ EN เกี่ยวข้องกับการดึงดูดอิเล็กตรอนของธาตุ
ธาตุที่ดึงดูดอิเล็กตรอนได้ดีมากจะมีค่าทั้ง 3 สูง

Go to www.menti.com and use the code 32 63 86

แรงยึดเหนี่ยวระหว่างธาตุ แบ่งได้ 3 แบบ คือ พันธะโลหะ แรงแวนเดอร์วาลส์หรือแรงลอนดอน และ พันธะโคเวเลนต์

- ธาตุกลุ่ม s กลุ่ม d กลุ่ม f และกลุ่ม p บางส่วนยึดกันด้วยพันธะโลหะ
- ธาตุบริเวณทางขวา เช่น N, O, Cl ก่อพันธะโคเวเลนต์
- ธาตุหมู่ 8 ยึดกันด้วยแรงแวนเดอร์วาลส์



พันธะโควาเลนต์แบบโครงร่างตาข่าย

- ขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น ความแข็งแรงลดลง ไม่สามารถบอกได้ว่าโมเลกุลหนึ่งประกอบด้วยกี่อะตอม เป็นโครงร่างแบบตาข่าย แรงยึดเหนี่ยวแบบนี้จึงแข็งแรงมาก

พันธะโลหะ

- เป็นแรงดึงดูดระหว่าง ไอออนบวกของโลหะกับทะเล e-
- ความแข็งแรงขึ้นกับปริมาณ e- ในโครงผลึก ขนาดของประจุบวกและขนาดของอะตอม
- แข็งแรงมากขึ้นเมื่ออะตอมมีขนาดเล็กลง

แรงแวนเดอร์วาลส์

- เป็นแรงที่อ่อนมาก พบในอะตอมและโมเลกุลทุกชนิด

แนวโน้มของสมบัติทางกายภาพ

ความหนาแน่น

- ขึ้นกับ ขนาด มวลของอะตอม โครงสร้างผลึกและแรงยึดเหนี่ยวระหว่างกัน
- ขนาดเล็ก มวลมาก และพันธะโลหะแข็งแรง ความหนาแน่นสูง

  Be > Li, Ti > Ca
- โมเลกุลอะตอมเดี่ยว ความหนาแน่นต่ำ
- กลุ่มที่มีโครงร่างตาข่าย ความหนาแน่นปานกลาง
- ธาตุแทรนซิชัน มีความหนาแน่นสูงสุด

กลุ่มโลหะ

- ในคาบเดียวกันธาตุทางขวาซึ่งมีขนาดเล็ก แต่มวลมากกว่า และพันธะโลหะแข็งแรงกว่า จะมีความหนาแน่นสูงกว่าธาตุทางซ้าย

- ธาตุหมู่ 1A มีความหนาแน่นต่ำที่สุด (มีขนาดอะตอมใหญ่)

- ในหมู่เดียวกัน ธาตุหนักจะมีความหนาแน่นสูงกว่าธาตุเบา เนื่องจากมีอัตราการเพิ่มมวลเร็วกว่าการเพิ่มปริมาตร

ตัวอย่าง K (เลขมวล 39) และ Rb (เลขมวล 85) มีรัศมีอะตอมเป็น 203 และ 216 pm ดังนั้น Rb จึงควรมีความหนาแน่นมากกว่า (K density = 0.856 g/cm^3)

(Rb density = 1.532 g/cm^3)

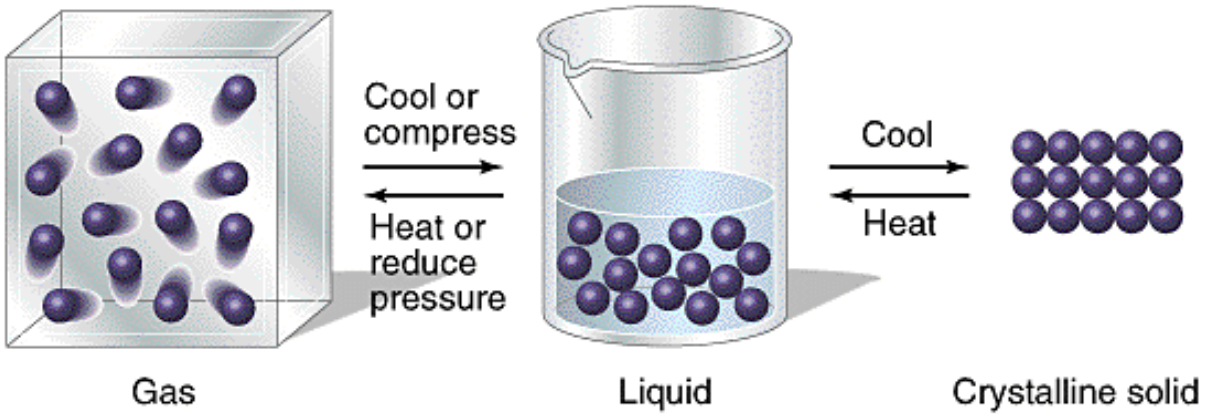
โลหะทรานสิชัน

- มีขนาดเล็กและมวลมาก พันธะโลหะแข็งแรง

- ความหนาแน่นสูงที่สุด

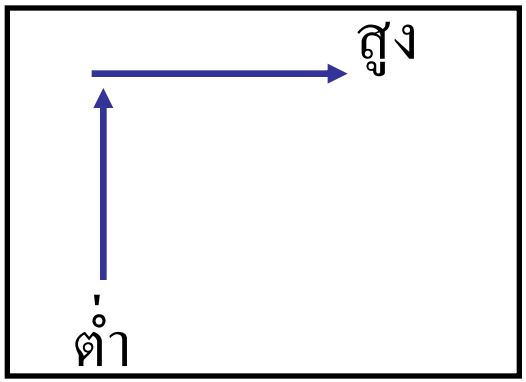
การหลอมเหลวและกลายเป็นไอ

เป็นการใช้พลังงานความร้อนแยกโมเลกุลที่จัดตัวเป็นระเบียบในผลึกให้ห่างกัน เคลื่อนที่ไปมาได้บ้างจนถึงแยกจากกันโดยเด็ดขาดในสภาวะแก๊ส



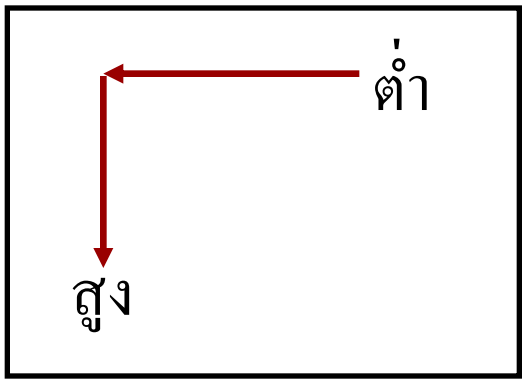
http://chemistry4gcms2011.wikispaces.com/Melting+and+Freezing.+(Smith)

หมู่ IA



หมู่ IVA

หมู่ VA



หมู่ 0

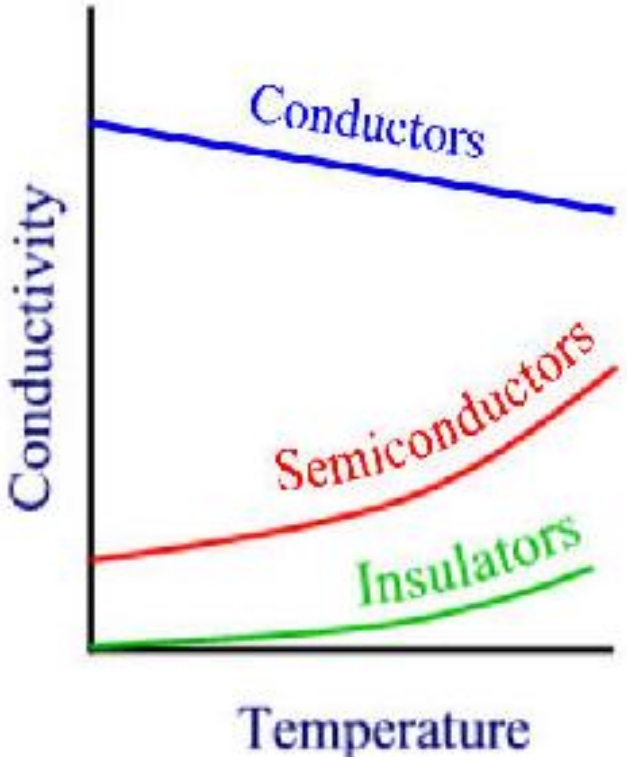
โครงสร้างโมเลกุลแบบเดี่ยว ใช้ความร้อนทำลายแรงแวนเดอร์วาลส์ ซึ่งเป็นแรงขนาดอ่อน จุดหลอมเหลวและจุดเดือดจึงต่ำ แต่จะสูงขึ้นเมื่อโมเลกุลมีขนาดใหญ่ขึ้น

พันธะโลหะใช้ความร้อนทำลายพันธะโลหะ และโครงร่างตาข่ายใช้ความร้อนทำลายพันธะโคเวเลนซ์ จึงต้องใช้พลังงานมากกว่า

**** โลหะทรานสิชัน มีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงที่สุด (เชื่อมกันด้วยพันธะโลหะ) มีความหนาแน่นสูงเนื่องจากมีมวลมาก รองลงมาคือกลุ่มโครงร่างตาข่าย

การนำไฟฟ้าและความร้อน

- ธาตุบริสุทธิ์สามารถนำไฟฟ้าและความร้อนได้ ถ้ามีอิเล็กตรอนอิสระ แต่การนำไฟฟ้าลดลงเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น
- กึ่งโลหะนำไฟฟ้าได้เล็กน้อย แต่จะนำได้ดีเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น
- อโลหะเป็นฉนวน มีความต้านทานสูงมาก



http://faculty.chem.queensu.ca/people/faculty/mombourquette/FirstYrChem/Molecular/bands/

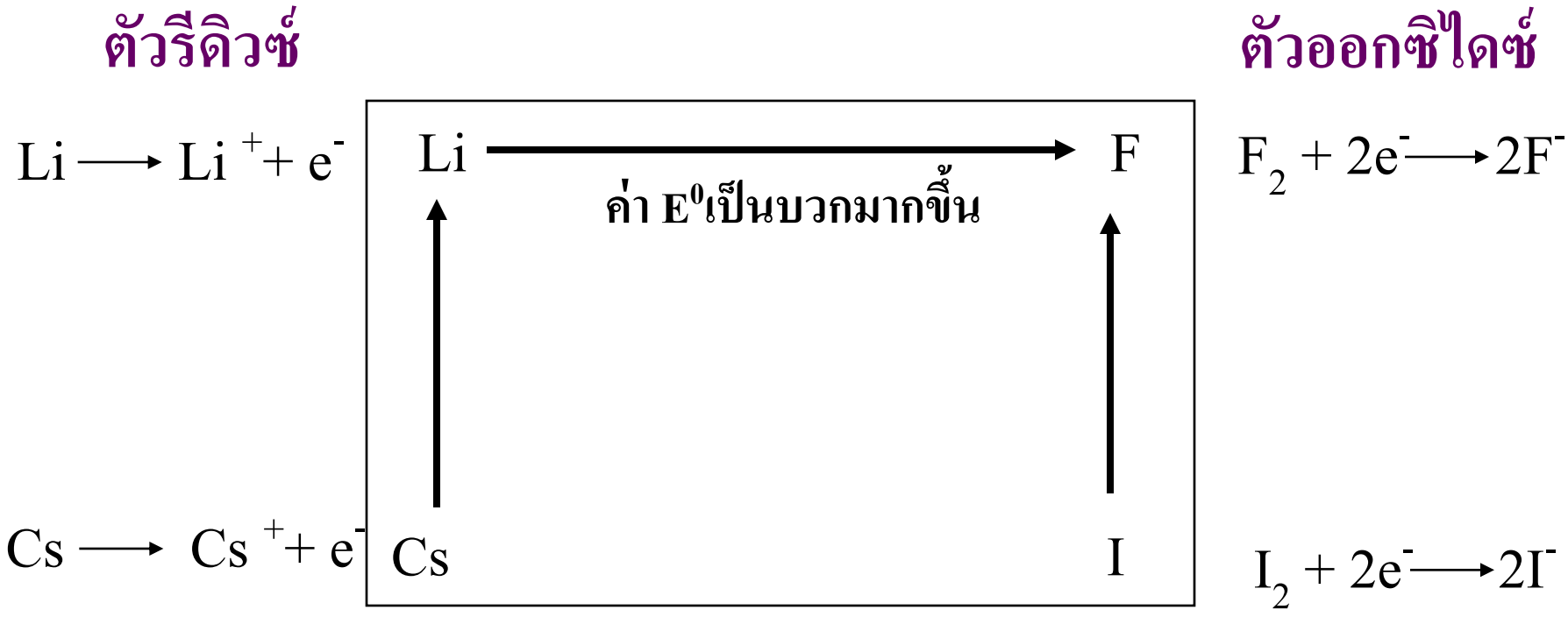
แนวโน้มของสมบัติทางเคมี

เลขออกซิเดชัน

เลขออกซิเดชัน : สารประกอบมักจะแสดงเลขออกซิเดชันที่มีค่าเท่ากับเลขหมู่นั้น

- ธาตุกลุ่ม s หมู่ IA มีเลขออกซิเดชันเป็น +1
- ธาตุกลุ่ม s หมู่ IIA มีเลขออกซิเดชันเป็น +2
- ธาตุกลุ่มอื่น ๆ ส่วนใหญ่จะมีเลขออกซิเดชันได้มากกว่าหนึ่งค่า

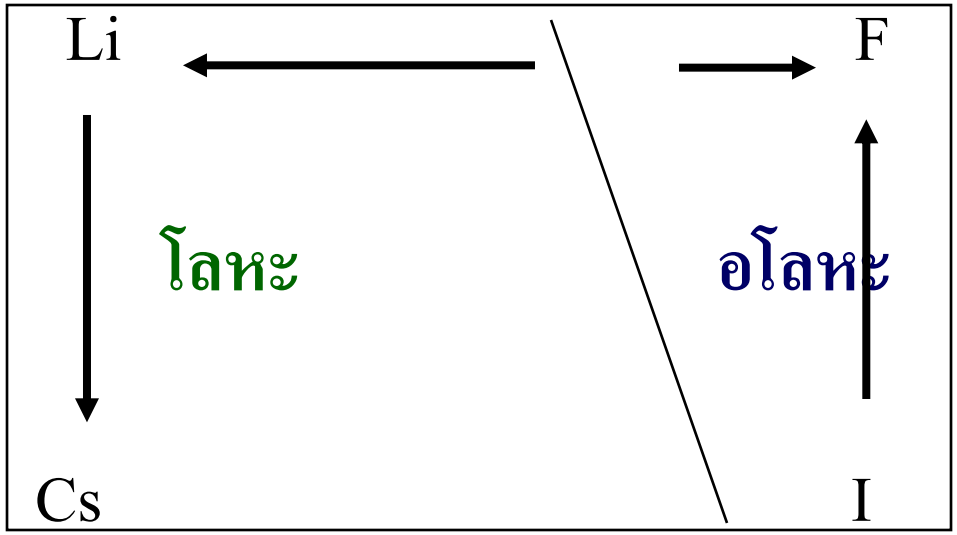
ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน (E^0)



- โลหะทางด้านซ้ายของตารางธาตุเป็นตัวรีดิวซ์ที่ดีมาก เสียอิเล็กตรอนได้ง่าย และโลหะหนักเป็นตัวรีดิวซ์ที่ดีขึ้น
- อโลหะเป็นตัวออกซิไดซ์ที่ดีมากรับอิเล็กตรอนได้ดี สอดคล้องกับค่า IE, EN

การเข้าทำปฏิกิริยา

- โลหะหมู่ 1A : พันธะโลหะไม่แข็งแรง พลังงานไอออไนเซชันต่ำ ที่สุด ไวต่อการเกิดปฏิกิริยาที่สุด
- ในหมู่เดียวกัน โลหะหนักจะว่องไวกว่า (ขนาดอะตอมใหญ่ เสีย e^- ได้ง่าย)
- อโลหะที่ว่องไวที่สุด คือ ฟลูออรีน เนื่องจากมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูงที่สุด พันธะ F-F อ่อน (รับ e^- ได้ง่าย)



- อโลหะสามารถทำปฏิกิริยากับอโลหะด้วยกันเกิดเป็นสารประกอบโคเวเลนต์ได้
- ปฏิกิริยามักเกิดเมื่อให้ความร้อนจำนวนหนึ่งเพื่อทำลายพันธะโคเวเลนต์ที่มีอยู่เดิม

$$2H_2(g) \xrightarrow{\text{เผาไหม้}} 2H_2O(l)$$

$$N_2(g) + 3H_2(g) \xrightarrow{\text{อุณหภูมิ, ความดันสูง}} 2NH_3(g)$$

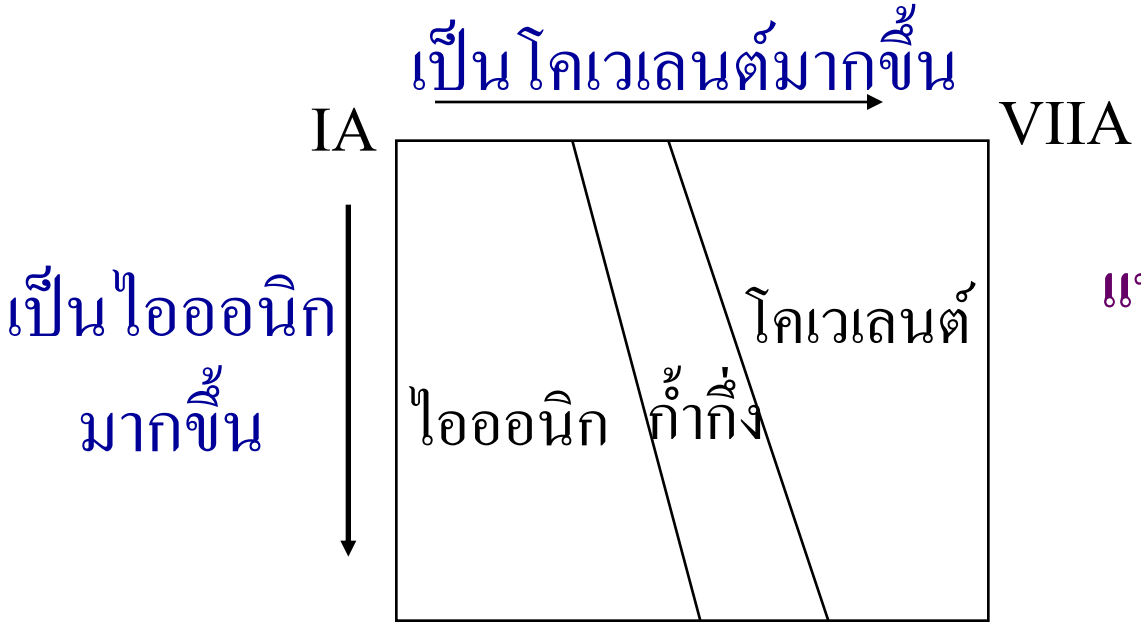
แนวโน้มความเป็นกรด-เบสของสารประกอบ

สารประกอบออกไซด์และไฮดรอกไซด์

ออกไซด์ ได้แก่ สารประกอบระหว่างธาตุหนึ่ง ๆ กับออกซิเจน โดยที่ออกซิเจนมีเลขออกซิเดชันเป็น **-2** เช่น Na_2O, B_2O_3 , P_2O_5

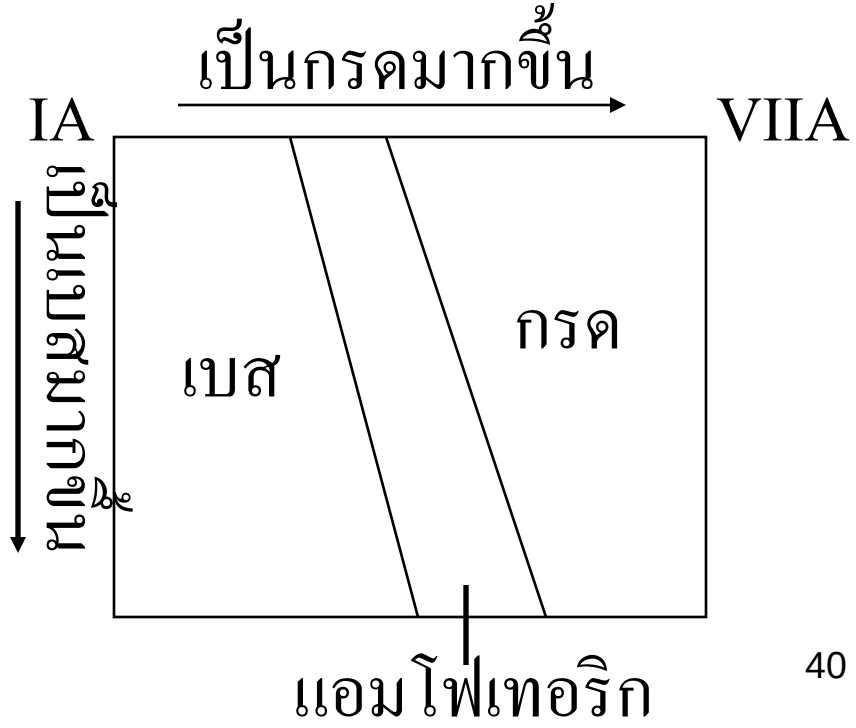
ไฮดรอกไซด์ ได้แก่ สารประกอบที่มีหมู่ –OH (ประจุเป็น **-1**) โดยเฉพาะกรณีที่ธาตุเกิดพันธะด้วยเป็นโลหะ สูตรทั่วไปเป็น $M(OH)_n$

- พันธะระหว่าง M ใด ๆ กับ O ในสารประกอบออกไซด์และไฮดรอกไซด์เป็นพันธะไอออนหรือโคเวเลนต์ก็ได้ ขึ้นกับความแตกต่างของค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุทั้งสอง
- ออกไซด์และไฮดรอกไซด์ของธาตุทางซ้ายมือมีฤทธิ์เป็นเบส เมื่อเลื่อนมาทางขวา ความเป็นเบสจะลดลง จนเป็นกรดในที่สุด
- ในหมู่เดียวกัน ออกไซด์และไฮดรอกไซด์ของธาตุหนักจะเป็นเบสมากขึ้นตามแนวดิ่ง (ให้ e- ได้ง่าย)

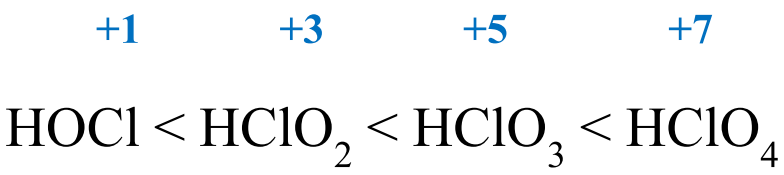


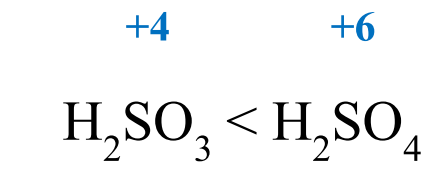
แนวโน้มของออกไซด์
เกี่ยวกับพันธะ

แนวโน้มของออกไซด์
เกี่ยวกับความเป็นกรด-เบส



- กรณีที่ธาตุหนึ่งมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า ความเป็นกรดจะแรงขึ้นตามลำดับของเลขออกซิเดชันจากต่ำไปสูง (รับ e- ได้ง่าย)
- **ไอออนของธาตุเดียวกันที่มีเลขออกซิเดชันสูงกว่า จะมีความเป็นกรดแรงกว่า (Lewis acid)**





กรดอ่อน กรดแก่

สารประกอบไฮไดรด์โคเวเลนต์

ธาตุหนักยิ่งเป็นกรดแรงขึ้นตามปัจจัย

- อิเล็กโตรเนกาติวิตี (ค่า EN มาก โอกาสที่ H จะกลายเป็น H^{+1} ได้ง่ายขึ้น)

เช่น H_2S

HCl

- ความแข็งแรงของพันธะ M-H ซึ่งเปลี่ยนตามขนาดของ M (ขนาดอะตอมเล็ก ความแข็งแรงของพันธะมากไฮไดรด์ของธาตุที่มีขนาดอะตอมเล็ก เป็นกรดอ่อน

- พันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลของไฮไดรด์ (พันธะไฮโดรเจน ทำให้ H^+ หลุดออกยาก จึงเป็นกรดอ่อน ซึ่ง HF เกิดพันธะไฮโดรเจนได้ดี)

- ธาตุในคาบเดียวกัน

  อิเล็กโตรเนกาติวิตีมีความสำคัญมาก เพราะขนาดของธาตุใกล้เคียงกัน ความเป็นกรดเรียงตามแนวโน้มของอิเล็กโตรเนกาติวิตี

- ธาตุในหมู่เดียวกัน: ขนาดของ M และพันธะไฮโดรเจนมีความสำคัญ เช่น

  HF น่าจะเป็นกรดที่แรง แต่พันธะไฮโดรเจนที่เป็นระเบียบและพันธะ H─Fมีความแข็งแรง ทำให้ HF เป็นกรดอ่อน

  HBr และ HI มีพันธะ H-Br และ H-I ที่ไม่แข็งแรงและไม่มีพันธะไฮโดรเจน

เรียงลำดับความเป็นกรด ดังนี้ HI > HBr > HCl > HF