เอกสารประกอบการบรรยาย
วิชา คม 100 เคมีทั่วไป

ตารางธาตุ และแนวโน้มของสมบัติธาตุ

- ❑ วิวัฒนาการของตารางธาตุ
- ❑ ตารางธาตุในปัจจุบัน
- ❑ สมบัติของธาตุตามตารางธาตุ
  - ขนาดของอะตอม
  - พลังงานไอออไนเซชัน
  - สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน
  - อิเล็กโทรเนกาติวิตี

อาจารย์ ดร. วีรินท์รดา ทะปะละ
สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้
(http://www.science.mju.ac.th/chemistry/)

1. วิวัฒนาการของตารางธาตุ

"แผนภาพที่แสดงคุณสมบัติของธาตุทางเคมีและกายภาพที่เหมือนกัน
จัดอยู่ในกลุ่มของธาตุเดียวกัน"

❑ โยฮันน์ โดเบอไรเนอร์ (Johann Döbereiner, 1817)

จัดธาตุเป็นกลุ่มๆ ละ 3 ธาตุ ตามสมบัติที่คล้าย คลึงกัน เรียกว่า Triads โดยธาตุตัวกลางจะมีมวลอะตอมเท่ากับหรือใกล้เคียงกับค่าเฉลี่ยของมวลอะตอมของอีกสองธาตุ

Li	7	Ca	40	Cl	35.5
Na	23	Sr	88	Br	80
K	39	Ba	137	I	129

แต่เมื่อนำหลัก Triads มาใช้กับธาตุกลุ่มอื่น พบว่ามวลอะตอมของธาตุตัวกลางไม่ได้มีค่าเป็นค่าเฉลี่ยของมวลอะตอมของธาตุที่เหลือในแต่ละกลุ่ม
เช่น Cu (63.6), Ag (108), Au (197)

❑ จอห์น นิวแลนด์ (John Newlands, 1864)

"Law of Octaves: ถ้าเรียงธาตุตามมวลอะตอมจากน้อยไปหามาก พบว่าธาตุที่ 8 จะมีสมบัติเหมือนกับธาตุที่ 1 เสมอ" (ไม่รวม H และแก๊สเฉื่อย) แต่จะจัดได้ถึงธาตุ Ca เท่านั้น

H = 1						
Li = 7	Be = 9.4		B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19
Na = 23	Mg = 24		Al =27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5
K = 39	Ca = 40	?, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn	? = 68	? = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80

แต่กฎของนิวแลนด์ใช้ได้กับ 20 ธาตุแรก ที่มีมวลอะตอมน้อยเท่านั้น ส่วนธาตุที่มีมวลอะตอมมากขึ้น จะไม่ค่อยเป็นไปตามกฎ และการจัดเช่นนี้ไม่สามารถอธิบายได้ว่า มวลอะตอมกับสมบัติที่คล้ายกันของธาตุสัมพันธ์กันอย่างไร

❑ เมนเดเลเอฟ และไมเออร์ (Mendeleev and Meyer, 1869)

ถ้าเรียงธาตุตามลำดับมวลอะตอมจากน้อยไปหามาก ธาตุที่มีคุณสมบัติคล้ายกันจะปรากฏอยู่ตรงกันเป็นช่วงๆ ตามการเปลี่ยนค่าของมวลอะตอม เรียกว่า สมบัติของธาตุต่างๆ เป็นฟังก์ชันพิริออดิกของมวลอะตอมของธาตุเหล่านั้น $\Rightarrow$ กฎพีริออดิก (Periodic Law)

กฎพีริออดิก (Periodic Law) จัดเรียงธาตุในตางรางธาตุตามมวลอะตอมจากน้อยไปมาก โดยจัดธาตุเป็นแถวตามแนวยาวเรียกว่า "คาบ (period)" และแถวตามแนวตั้ง เรียกว่า "หมู่ (group)" โดยธาตุใน หมู่เดียวกันจะมีสมบัติคล้ายกัน

	up	Group II	Group III	Group IV	Group V	Group VI	Group VII	Group VIII
Period 1	H							
Period 2	Li	Be	B	C	N	O	F	
Period 3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
	K	Ca	***	Ti	V		Mn	Fe,Co,Ni
Period 4	Cu	Zn	***	***	As	Se	Br	
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	***	Ru,Rh,Pd
Period 5	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	

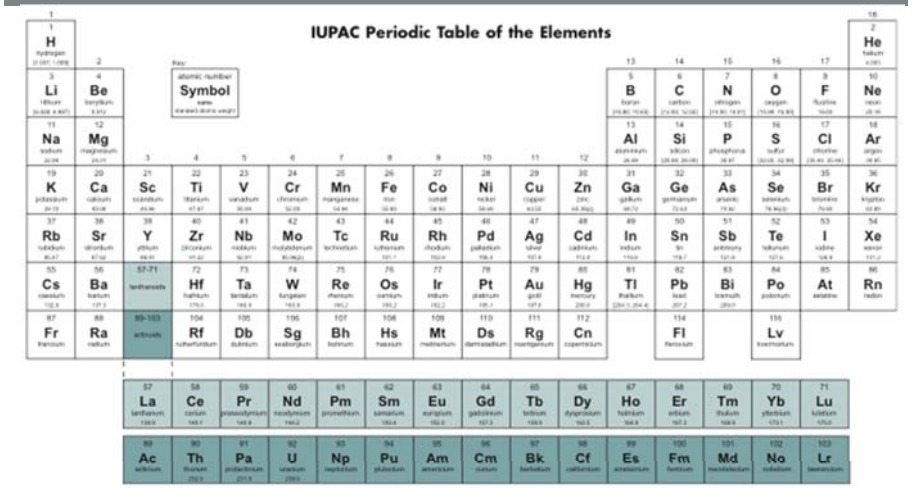
* ช่องว่างที่เว้นไว้ ควรเป็นตำแหน่งของธาตุที่ยังไม่ค้นพบ
** สามารถทำนายสมบัติของธาตุที่ค้นไม่พบนั้นได้อย่างถูกต้อง โดยอาศัยตางรางธาตุที่เมนเดเลเอฟสร้างขึ้น

❑ **เฮนรี จี.เจ. มอสลีย์ (Henry G.J. Moseley, 1913)**

อาศัยความรู้ทาง X-rays หาเลขอะตอมของธาตุ พบว่าการจัดเรียงธาตุตามเลขอะตอมหรือจำนวนโปรตอนในนิวเคลียสของอะตอมสอดคล้องกับกฎพีริออดิก ไม่มีปัญหาการสลับที่เหมือนการเรียงมวลอะตอม (เช่น ตารางธาตุของเมนเดลีฟ Co อยู่หน้า Ni ทั้งที่มวลอะตอมของ Co มากกว่า Ni)

มอสลีย์ได้ตั้งกฎพีริออดิกว่า “สมบัติของธาตุต่างๆ ขึ้นอยู่กับเลขอะตอม และการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุเหล่านั้น” กฎพีริออดิกใหม่นี้ช่วยให้สามารถจัดธาตุต่างๆ โดยเรียงตามเลขอะตอมได้ตามตารางธาตุที่สมบูรณ์ขึ้น ทำให้ง่ายต่อการจดจำ และใช้ทำนายสมบัติของธาตุได้ดี

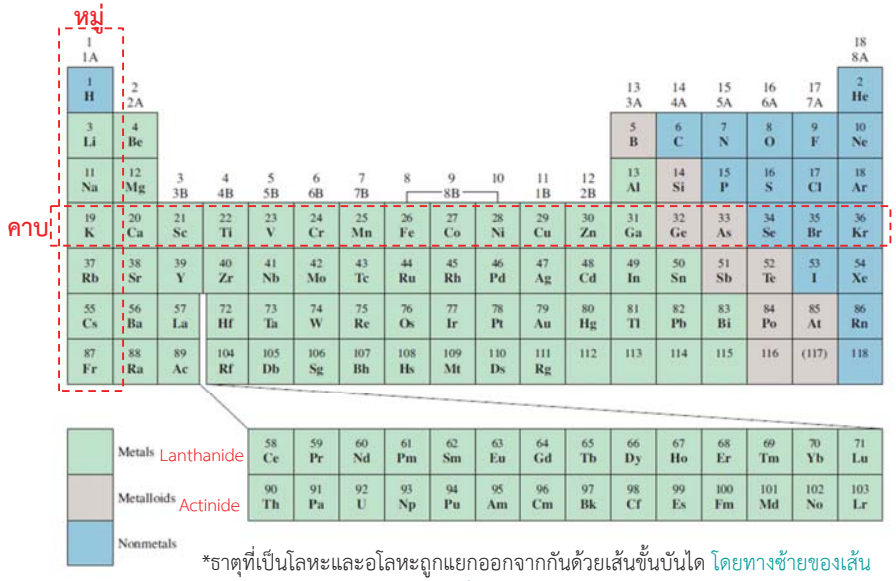
2. ตารางธาตุในปัจจุบัน



ตารางธาตุในปัจจุบัน “แบ่งตามเลขอะตอม”

- จัดเรียงธาตุตามแนวนอนโดยเรียงลำดับเลขอะตอมที่เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา
- แถวใน<u>แนวนอน</u>เรียกว่า “คาบ (period)” ซึ่งมีทั้งหมด 7 คาบ
- แถวใน<u>แนวตั้ง</u> เรียกว่า “หมู่ (group)” ซึ่งมีทั้งหมด 18 หมู่ (มีตัวเลขกำกับ) โดยสามารถแบ่งออกเป็นหมู่ A และหมู่ B โดยที่
  - หมู่ A เรียกว่า “ธาตุหมู่หลัก (Main group หรือ Representative)” ประกอบด้วย 8 หมู่ย่อย คือ 1A – 8A (IA – VIIIA)
  - หมู่ B เรียกว่า “ธาตุทรานซิชัน (Transition)” ประกอบด้วย 8 หมู่ย่อย คือ 1B – 8B (IB – VIIIB) โดยในหมู่ 8B จะมีอีก 3 หมู่ย่อย รวมเป็น 10 หมู่ย่อย
    - แลนทาไนด์ (Lanthanide) ธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 58 ถึง 71
    - แอกทิไนด์ (Actinide) ธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 90 ถึง 103

    (อยู่ด้านล่างของตารางธาตุ ซึ่งบางครั้งเรียกธาตุ 2 กลุ่มนี้ว่า “ธาตุแทรนซิชันชั้นใน (Inner transition)”



*ธาตุที่เป็นโลหะและอโลหะถูกแยกออกจากกันด้วยเส้นขั้นบันได โดยทางซ้ายของเส้นบันไดเป็นโลหะ ทางขวาของเส้นขั้นบันไดเป็นอโลหะ ส่วนธาตุที่อยู่ชิดเส้นบันไดจะมีสมบัติก้ำกึ่งระหว่างโลหะกับอโลหะ เรียกธาตุพวกนี้ว่า ธาตุกึ่งโลหะ (Metalloid)

ลักษณะสำคัญของธาตุในหมู่เดียวกัน

- ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากัน จึงทำให้มีสมบัติคล้ายกัน
- ธาตุในหมู่ย่อย A (IA - VIIIA) มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับเลขที่ของหมู่ ยกเว้นธาตุแทรนซิชัน เช่น ธาตุในหมู่ IA และ IIA จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1 และ 2 ตามลำดับ
- ธาตุแทรนซิชันส่วนใหญ่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 2 ยกเว้นบางธาตุ เช่น Cr Cu เป็นต้น จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1
- ธาตุในหมู่เดียวกันจะมีจำนวนระดับพลังงานไม่เท่ากัน โดยมีจำนวนระดับพลังงานเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง
- ชื่อเรียกชื่อเฉพาะหมู่
  - หมู่ 1A ⟹ โลหะอัลคาไลน์ (Alkali metal) : Li Na K Rb Cs Fr
  - หมู่ 2A ⟹ โลหะอัลคาไลน์เอิร์ท (Alkaline earth metal): Be Mg Ca Sr Ba Ra
  - หมู่ 7A ⟹ ฮาโลเจน (Halogen) : F Cl Br I At
  - หมู่ 8A ⟹ แก๊สเฉื่อย (Inert gas) : He Ne Ar Kr Xe Rn

ลักษณะสำคัญของธาตุในคาบเดียวกัน

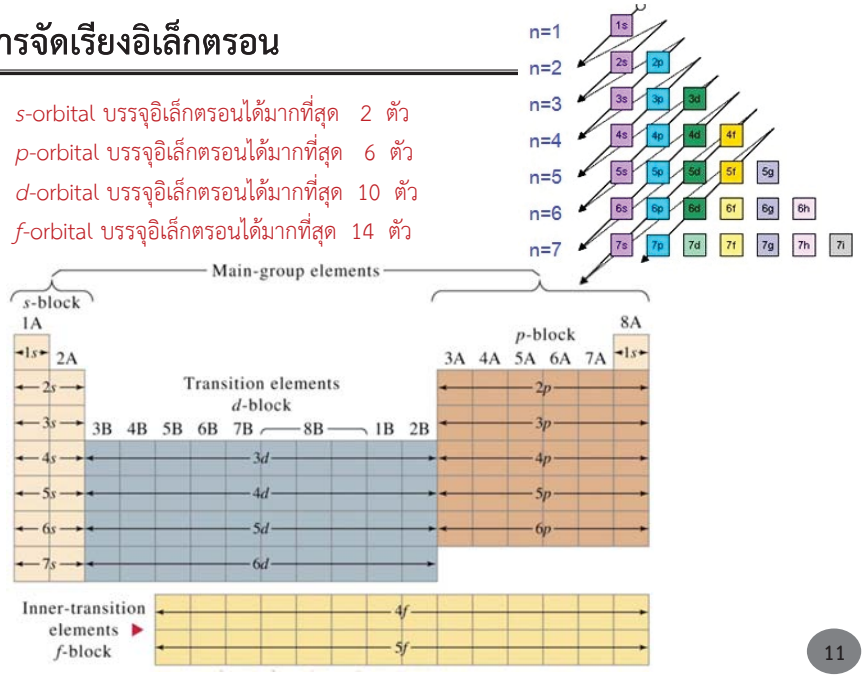
- ธาตุในคาบเดียวกันมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่เท่ากัน โดยมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา ดังนั้น ธาตุในคาบเดียวกันจึงมีสมบัติต่างกัน

  ยกเว้น ธาตุแทรนซิชันซึ่งส่วนใหญ่มีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 2 เท่ากัน จึงมีคุณสมบัติคล้ายกันทั้งในหมู่และในคาบเดียวกัน
- ธาตุในคาบเดียวกันมีจำนวนระดับพลังงานเท่ากัน และเท่ากับเลขที่ของคาบ

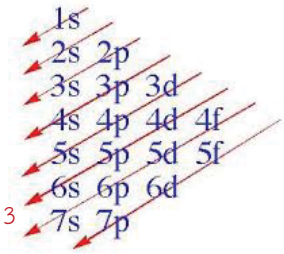
  เช่น ธาตุในคาบที่ 2 ทุกธาตุ (Li ถึง Ne) ต่างก็มีจำนวนระดับพลังงานเท่ากับ 2 คือ ชั้น K (n=1) และชั้น L (n=2) เป็นต้น

การจัดเรียงอิเล็กตรอน

s-orbital บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด 2 ตัว
p-orbital บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด 6 ตัว
d-orbital บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด 10 ตัว
f-orbital บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด 14 ตัว



ตัวอย่าง จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุต่อไปนี้

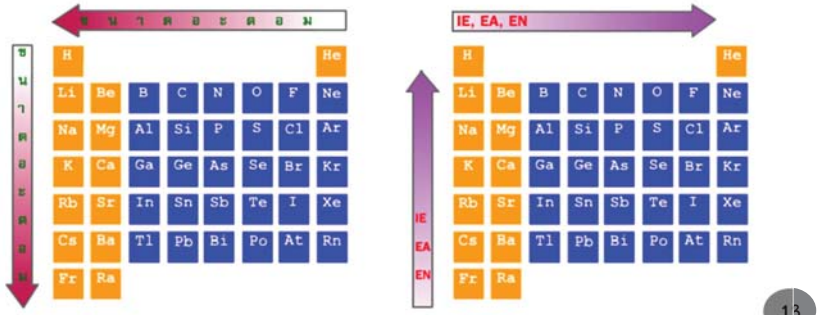


1. $_{11}Na$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ ⟹ $[Ne]3s^1$ หมู่ 1, คาบ 3
   2 8 1
2. $_{17}Cl$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ ⟹ $[Ne]3s^2 3p^5$ หมู่ 1, คาบ 3
   2 8 7
3. $_{35}Br$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$ ⟹ $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$ หมู่ 7, คาบ 4
   2 8 18 7
4. $_{23}V$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$ ⟹ $[Ar]4s^2 3d^3$ ธาตุทรานซิชัน
   2 8 11 2
5. $_{24}Cr$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$ ⟹ $[Ar]4s^1 3d^5$ ธาตุทรานซิชัน
   2 8 13 1

   * บรรจุแบบครึ่ง (half-filled)

3. สมบัติของธาตุตามตารางธาตุ

- ขนาดของอะตอม
- พลังงานไอออไนเซชัน (Ionization energy: IE)
- สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron Affinity: EA)
- อิเล็กโทรเนกาติวิตี (Electronegativity, EN)



ขนาดของอะตอม

ปัจจัยที่มีผลต่อขนาดอะตอม

- จำนวนชั้นของอิเล็กตรอน [เลขควอนตัมหลัก (n) ของเวเลนซ์อิเล็กตรอน]
- ประจุนิวเคลียสสุทธิ (effective nuclear charge; Z_{eff}) หรือ การกำบัง (shielding)

➢ หมู่เดียวกัน: ขนาดอะตอมใหญ่ขึ้นจากบนลงล่าง

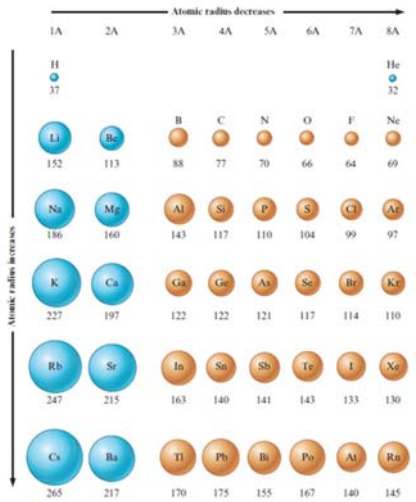
เช่น Li < Na < K < Rb < Cs

(ธาตุที่อยู่ด้านล่างมี n มาก)

➢ คาบเดียวกัน: ขนาดของอะตอมจะเล็กลงจากซ้ายไปขวา

เช่น Li > Be > B > C > N > O > F

(Z_{eff} เพิ่มขึ้น หรือ การกำบังลดลง จึงดึงดูดเวเลนซ์อิเล็กตรอนมากขึ้น ขนาดอะตอมจึงเล็กลง)

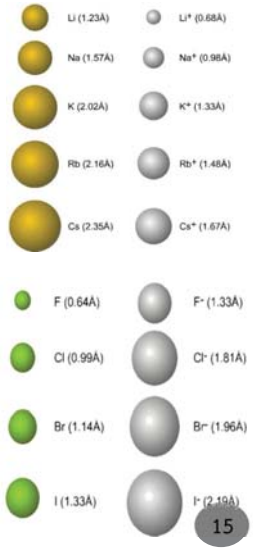


ขนาดของไอออน

"ขึ้นกับประจุบวกของนิวเคลียส จำนวนอิเล็กตรอน และออร์บิทัลของเวเลนซ์อิเล็กตรอน"

- **ไอออนบวก** เกิดจากการเสียอิเล็กตรอนออกจากอะตอม ดังนั้นจะมีจำนวนอิเล็กตรอนน้อยลง ในขณะที่โปรตอนเท่าเดิม จึงทำให้มีขนาดเล็กลงกว่าอะตอมที่เป็นกลาง
- **ไอออนลบ** เกิดจากการรับอิเล็กตรอนเพิ่มเข้ามา แต่จำนวนโปรตอนยังเท่าเดิม ทำให้มีขนาดใหญ่ขึ้นกว่าอะตอมที่เป็นกลาง
- ไอออนที่มีประจุเท่ากัน รัศมีไอออนของหมู่เดียวกันจะเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง
- ไอออนที่มีจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากัน (isoelectronic series) ถ้าประจุของนิวเคลียสเพิ่มขึ้น ขนาดอะตอมจะเล็กลง

เช่น $_{8}O^{2-} > {}_{9}F^{-} > {}_{11}Na^{+} > {}_{12}Mg^{2+} > {}_{13}Al^{3+}$



พลังงานไอออไนเซชัน (Ionization energy: IE)

"พลังงานที่น้อยที่สุดที่ใช้เพื่อทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอมในสถานะแก๊ส แล้วกลายเป็นไอออนในสถานะแก๊ส"

$$X(g) \rightarrow X^{+}(g) + e^{-}$$

เช่น

$Al(g) \rightarrow Al^{+}(g) + e^{-}$ $IE_1 = 580$ kJ/mol

$Al^{+}(g) \rightarrow Al^{2+}(g) + e^{-}$ $IE_2 = 1{,}815$ kJ/mol

$Al^{2+}(g) \rightarrow Al^{3+}(g) + e^{-}$ $IE_3 = 2{,}740$ kJ/mol

$Al^{3+}(g) \rightarrow Al^{4+}(g) + e^{-}$ $IE_4 = 11{,}600$ kJ/mol

พลังงานไอออไนเซชัน จะมีค่าเพิ่มขึ้นเมื่อลำดับในการดึงอิเล็กตรอนออกจากอะตอมในสถานะแก๊สเพิ่มมากขึ้น โดย $IE_1 < IE_2 < IE_3 < \ldots$

Successive Ionization Energies (kJ/mol) for the Elements in Period 3

General decrease

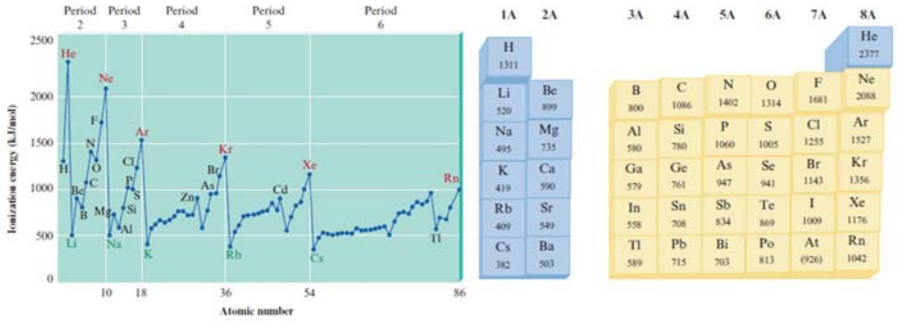
Element	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	495	4560					
Mg	735	1445	7730	Core electrons*			
Al	580	1815	2740	11,600			
Si	780	1575	3220	4350	16,100		
P	1060	1890	2905	4950	6270	21,200	
S	1005	2260	3375	4565	6950	8490	27,000
Cl	1255	2295	3850	5160	6560	9360	11,000
Ar	1527	2665	3945	5770	7230	8780	12,000

*Note the large jump in ionization energy in going from removal of valence electrons to removal of core electrons.

General increase

หมู่เดียวกัน: ค่า IE จะลดลงจากบนลงล่าง เนื่องจากขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนในวงนอกสุดมีค่าน้อย (สามารถดึงออกได้ง่าย)

คาบเดียวกัน: ค่า IE_1 จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา เนื่องจากขนาดอะตอมเล็กลง พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนในวงนอกสุดมีค่ามาก (สามารถดึงออกได้ยาก)



$_4Be$: $1s^2\ 2s^2$ — 1s ↑↓ 2s ↑↓ — "บรรจุแบบเต็ม (Full-filled)"

$_5B$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ — 1s ↑↓ 2s ↑ 2p ___ ___

$_7N$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ — 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑ ↑ ↑ — "บรรจุแบบครึ่ง (half-filled)"

$_8O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ — 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑ ↑

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron Affinity: EA)

"พลังงานที่อะตอมในสถานะแก๊สคายออกเมื่ออะตอมได้รับอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน"

$$X(g) + e^- \rightarrow X^-(g)$$

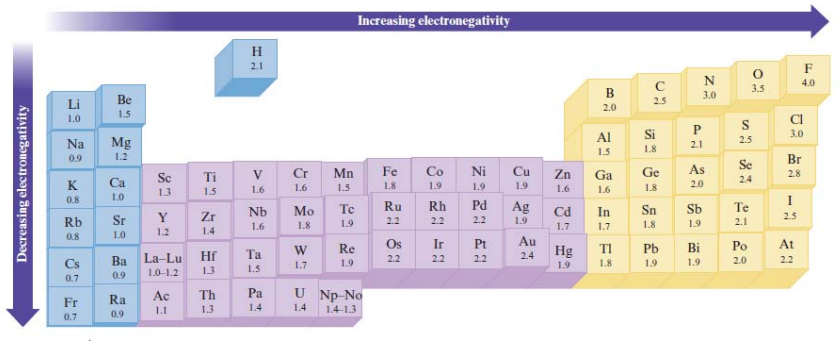
- ❑ EA มีค่าเป็นลบ (–) เนื่องจากมีการคายพลังงานออกมา แสดงว่าอะตอมนั้นมีแนวโน้มที่จะรับอิเล็กตรอนเข้ามาได้ดี
- ❑ ความสามารถในการรับอิเล็กตรอนของแต่ละธาตุมีความแตกต่างกัน ถ้าค่า EA มีค่าน้อยแสดงว่ามีแนวโน้มที่จะรับอิเล็กตรอนได้ดี

หมู่เดียวกัน: ค่า EA จะต่ำลง เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น (จากบนลงล่าง) เนื่องจากอะตอมมีขนาดใหญ่ขึ้น แรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสและอิเล็กตรอนวงนอกสุดมีค่าลดลง พลังงานที่คายออกมาจึงลดลง

คาบเดียวกัน: ค่า EA จะสูงขึ้น เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น (จากซ้ายไปขวา) เนื่องจากอะตอมมีขนาดเล็กลง แรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสและอิเล็กตรอนวงนอกสุดมีค่ามากกว่าอะตอมที่มีขนาดใหญ่ ดังนั้นพลังงานที่ให้ออกมาจึงมากขึ้น

อิเล็กโทรเนกาติวิตี (Electronegativity, EN)

"ความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนเข้ามาหาอะตอม"



หมู่เดียวกัน: ลดลงจากบนลงล่าง

คาบเดียวกัน: เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา

สรุปแนวโน้มสมบัติของธาตุตามตารางธาตุ