หลักเคมี 2 คม103 ปีการศึกษา 2-2557

บทที่ 4 ตารางธาตุและแนวโน้มสมบัติของธาตุในตารางธาตุ

หัวข้อ

1. วิวัฒนาการของตารางธาตุ
2. ชนิดของธาตุ
3. 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 อ.ดร. รัชดาภรณ์ ปันทะรส

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 จากน้อยไปมากแล้วจะพบว่าธาตุที่ 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 จูเลียส 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 °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

มีแนวคิดว่าตำแหน่งของธาตุในตารางธาตุไม่น่าจะขึ้นกับน้ำหนักอะตอมของธาตุโดยตรง แต่น่าจะขึ้นกับสมบัติอื่นที่มีความสัมพันธ์กับน้ำหนักอะตอม

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

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

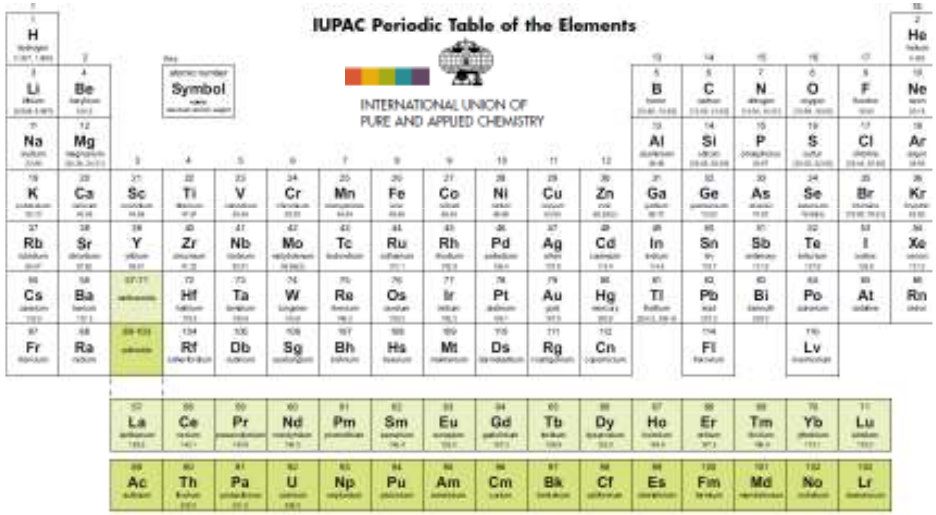
Livermorium (Lv,116. Previously *ununhexium*) was first detected in 2000. The most stable isotope has a half-life of only ~60ms.

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

curium-248

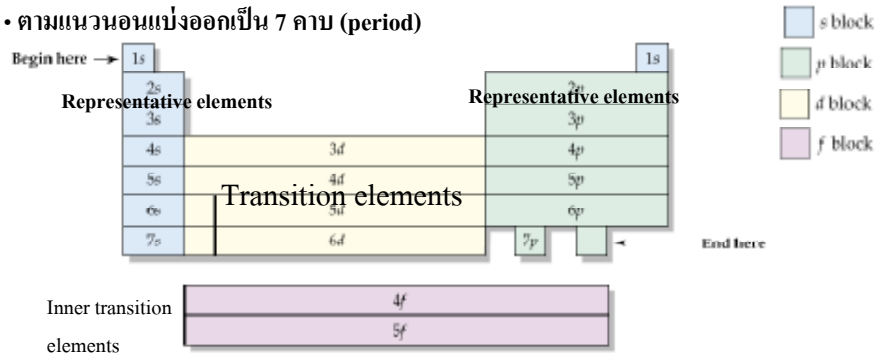
ตารางธาตุปัจจุบัน (ตารางพิริกออดิก)

- แบ่งเป็น 18 คอลัมน์ เรียกว่า หมู่ (group) ธาตุในหมู่เดียวกันมีการจัดเรียงตัวของวาเลนซ์อิเล็คตรอนเหมือนกัน ต่างกันเพียงเลขควอนตัมหลักเท่านั้น



http://www.iupac.org/fileadmin/user_upload/news/IUPAC_Periodic_Table-1May13.pdf

- **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)

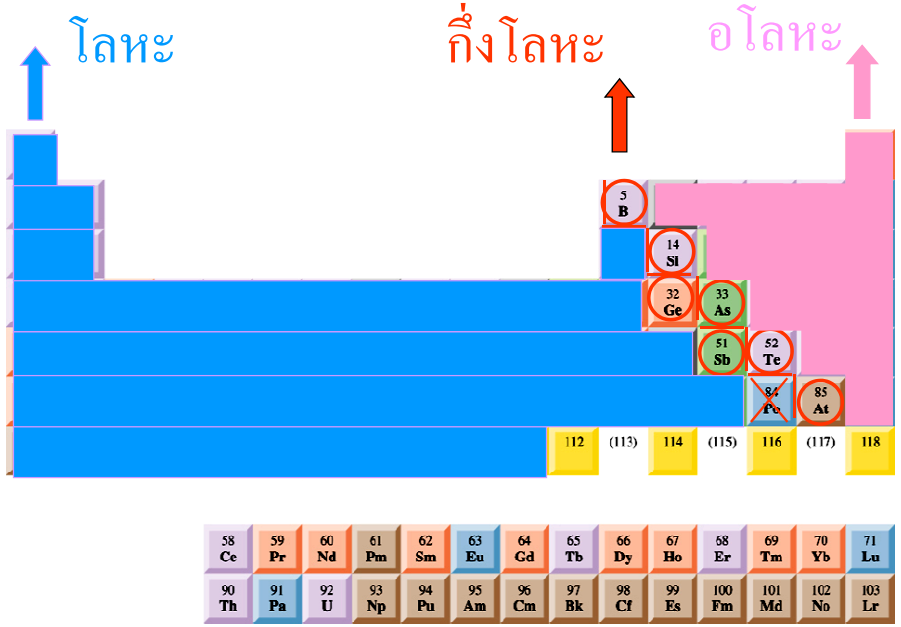
ข้อมูลที่ได้จากตารางพิริกออดิก

• 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



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

สมบัติต่างๆในตารางธาตุ

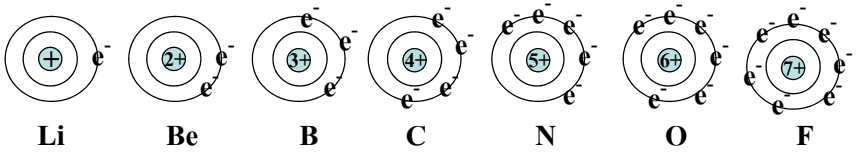
- **ขนาดอะตอม**
- **ขนาดไอออน**
- **IE (ionization energy)**
- **EA (electron affinity)**
- **EN (electronegativity)**
- **จุดเดือด จุดหลอมเหลว**
- **E^0**

1. ขนาดอะตอมตามตารางธาตุ

คาบเดียวกัน ➤ ขนาดเล็กลงจากซ้ายไปขวา

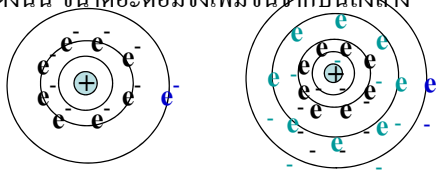
เนื่องจากในคาบเดียวกันเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นในระดับพลังงานเดียวกัน ดังนั้น “โปรตอนในนิวเคลียสเพิ่มขึ้น แต่ระดับพลังงานเท่าเดิม”

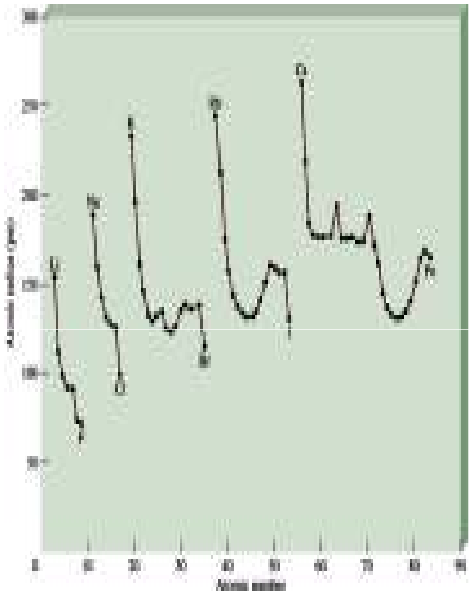
ประจุที่เพิ่มขึ้นจะดึงอิเล็กตรอนให้เข้าใกล้นิวเคลียสขึ้น อะตอมจึงเล็กลง



- **หมู่เดียวกัน ➤ ขนาดใหญ่ขึ้นจากบนลงล่าง**

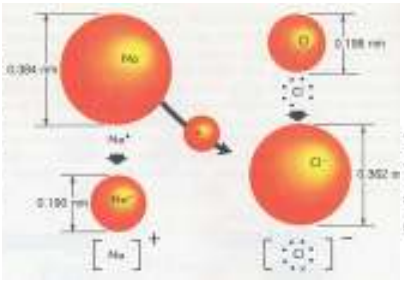
ประจุในนิวเคลียสเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง น่าจะดึงอิเล็กตรอนได้แรงขึ้น แต่ชั้นของอิเล็กตรอนก็เพิ่มขึ้นเช่นกัน ทำให้ระยะห่างระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนชั้นนอกสุดเพิ่มมากขึ้น อีกทั้งอิเล็กตรอนชั้นในยังเป็นตัวกั้นการดึงดูดจากนิวเคลียสอีกด้วย ดังนั้น ขนาดอะตอมจึงเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง

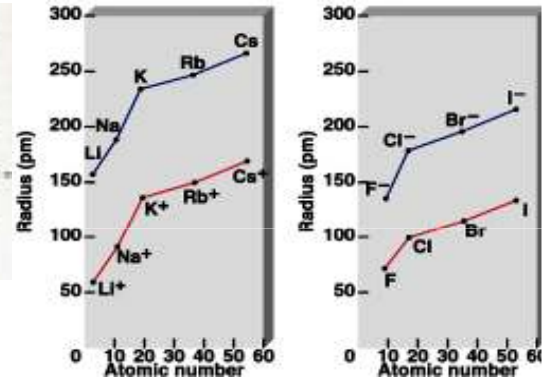




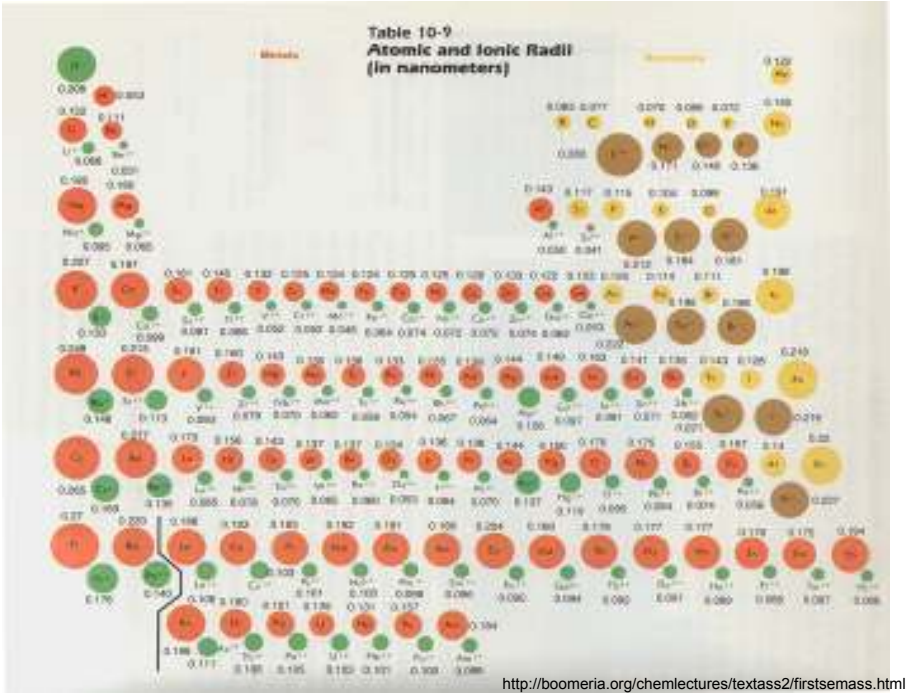
2. ขนาดไอออนตามตารางธาตุ

- ไอออนบวก ขนาดจะเล็กลงเพราะจ่ายอิเล็กตรอน
- ไอออนลบ ขนาดจะเพิ่มขึ้น เพราะรับอิเล็กตรอน





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



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

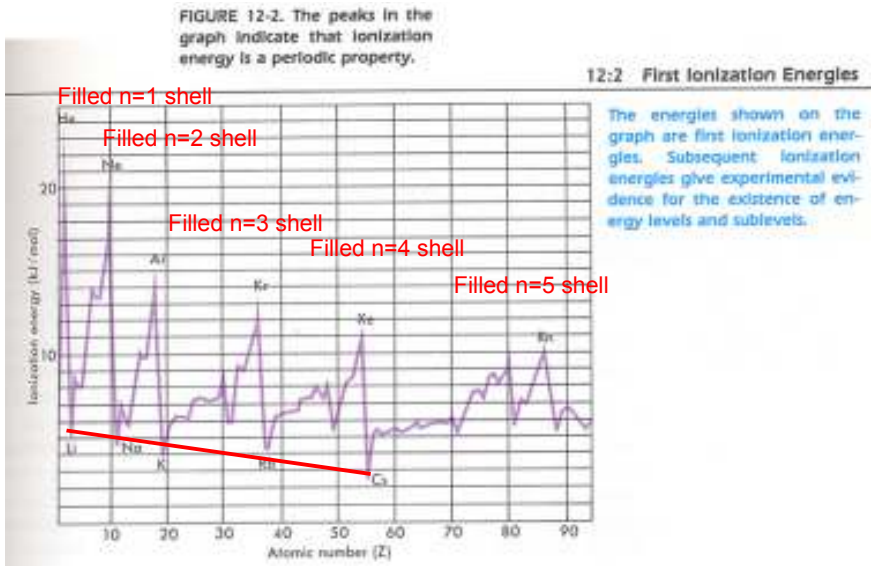
$IE_3 + X_{(g)} \longrightarrow X^{3+}_{(g)} + e^-$ IE_3 third ionization energy

$IE_1 < IE_2 < IE_3$

แนวโน้มพลังงานไอออไนเซชัน

คาบเดียวกัน → **เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา**

หมู่เดียวกัน → **ลดลงจากบนลงล่าง**



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

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

$O_{(g)} + e^- \longrightarrow O^-_{(g)} + EA$

EA เป็นลบ = รับอิเล็คตรอนได้ง่าย

EA เป็นบวก = ไอออนลบที่เกิดขึ้นไม่เสถียร

แนวโน้มสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน

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

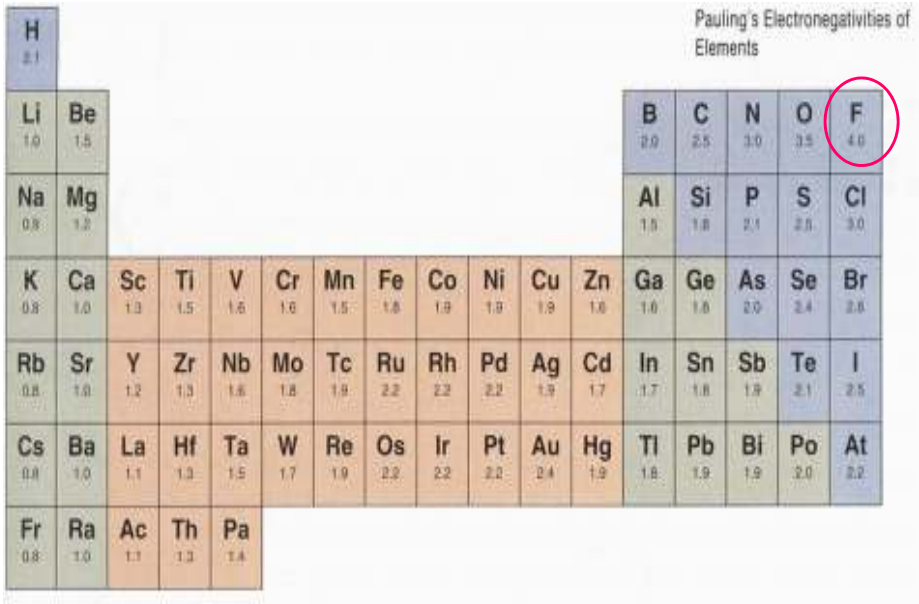
⇩

ธาตุที่มีความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนคู่ที่ใช้ในการสร้างพันธะได้มาก

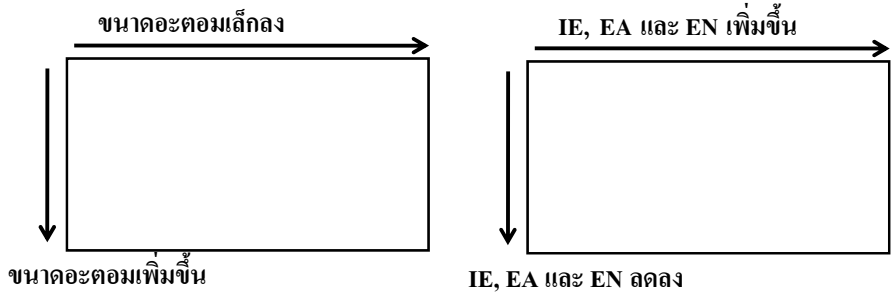
แนวโน้มค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี

คาบเดียวกัน → **เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา**

หมู่เดียวกัน → **ลดลงจากบนลงล่าง**



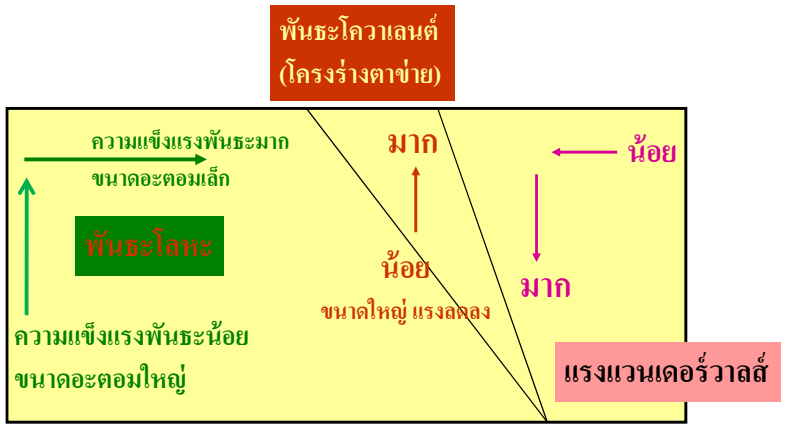
สรุป



IE, EA และ EN เกี่ยวข้องกับการดึงดูดอิเล็กตรอนของธาตุ
ธาตุที่ดึงดูดอิเล็กตรอนได้ดีมากจะมีค่าทั้ง 3 สูง

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

การเข้าทำปฏิกิริยา

หมู่		
IA	$6Li + N_2 \longrightarrow 2Li_3N$	อุณหภูมิห้อง
IIA	$3Be + N_2 \longrightarrow Be_3N_2$	เผาจนร้อนแดง
IIIA	$2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$	เมื่อให้ความร้อน
IVA	$Sn + N_2 \not\longrightarrow$	

- โลหะหมู่ IA มีพันธะโลหะไม่แข็งแรง (จุดเดือด-จุดหลอมเหลวต่ำ) พลังงานไอออไนเซชันต่ำที่สุด จึงไวต่อการเกิดปฏิกิริยาที่สุด
- โลหะที่อยู่ทางขวาจะว่องไวน้อยลง

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)

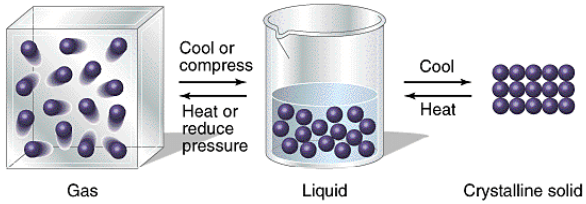
(Rb density = 1.532 g/cm^3)

โลหะทรานสิชัน

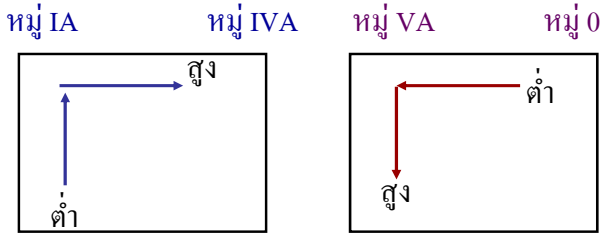
- มีขนาดเล็กและมวลมาก พันธะโลหะแข็งแรง
- ความหนาแน่นสูงที่สุด

การหลอมเหลวและกลายเป็นไอ

เป็นการใช้พลังงานความร้อนแยกโมเลกุลที่จัดตัวเป็นระเบียบในผลึกให้ห่างกัน เคลื่อนที่ไปมาได้บ้างจนถึงแยกจากกันโดยเด็ดขาดในสภาวะแก๊ส



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



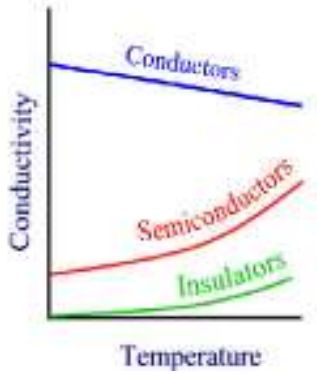
โครงสร้างโมเลกุลแบบเดี่ยว ใช้ความร้อนทำลายแรงแวนเดอร์วาลส์ ซึ่งเป็นแรงขนาดอ่อน จุดหลอมเหลวและจุดเดือดจึงต่ำ แต่จะสูงขึ้นเมื่อโมเลกุลมีขนาดใหญ่ขึ้น

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)

ตัวรีดิวซ์ **ตัวออกซิไดซ์**

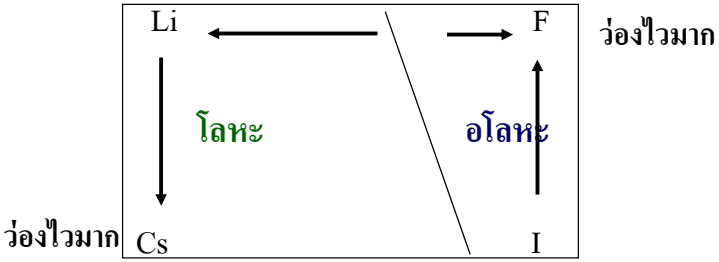
$Li \longrightarrow Li^+ + e^-$ $F_2 + 2e^- \longrightarrow 2F^-$

$Cs \longrightarrow Cs^+ + e^-$ $I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^-$

- 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

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

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

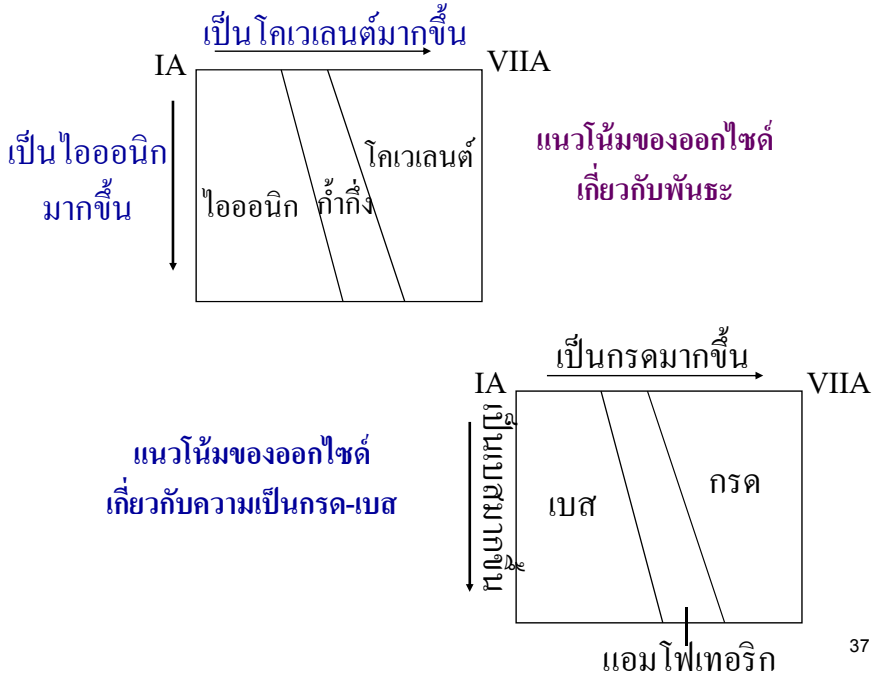
แนวโน้มความเป็นกรด-เบสของสารประกอบ

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)



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

$$\overset{+1}{HOCl} < \overset{+3}{HClO_2} < \overset{+5}{HClO_3} < \overset{+7}{HClO_4}$$

$$\overset{+4}{H_2SO_3} < \overset{+6}{H_2SO_4}$$

กรดอ่อน กรดแก่

ไฮไดรด์โคเวเลนต์ มีพันธะโคเวเลนต์ระหว่างธาตุกับไฮโดรเจน ได้แก่ ไฮไดรด์ของธาตุหมู่ 3 เกือบทั้งหมด

เช่น BH_4^+ (boron hydride), AlH_4^+ (aluminium hydride)

HF (hydrogen fluoride), HBr (hydrogen bromide)

สารประกอบไฮไดรด์โคเวเลนต์

ธาตุหนักยิ่งเป็นกรดแรงขึ้น ตามปัจจัย 3 ประการคือ

1. อิเล็กโตรเนกาติวิตี (ค่า EN มากมีความเป็นลบมาก จึงดึงดูด H^+ ได้ดี ทำให้ H^+ หลุดยาก ไฮไดรด์ของธาตุที่มีค่า EN สูง เป็นกรดอ่อน)

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