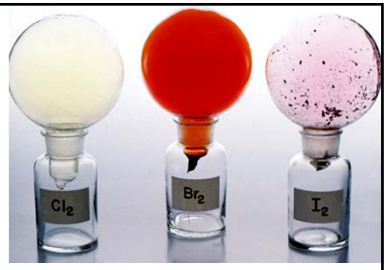


ตารางธาตุ

วิวัฒนาการของตารางธาตุ

1. โยฮันน์ เดอเบอไรเนอร์ (Johann Döbereiner, 1817)

จัดธาตุเป็นกลุ่มๆ ละ 3 ธาตุ ตามสมบัติที่คล้าย คลึงกัน เรียกว่า Triads โดยธาตุตัวกลางจะมีมวลอะตอมเท่ากับหรือใกล้เคียงกับค่าเฉลี่ยของมวลอะตอมของอีกสองธาตุ

Triads ของเดอเบอไรเนอร์

Li 7	Ca 40	Cl 35
Na 23	Sr 88	Br 80
K 39	Ba 137	I 129

วิวัฒนาการของตารางธาตุ

เดอเบอไรเนอร์
นิวแลนด์ส
เมนเดเลเอฟ
} มวลอะตอม

โมสลีย์ → เลขอะตอม

วิวัฒนาการของตารางธาตุ

แต่เมื่อนำหลัก Triads มาใช้กับธาตุกลุ่มอื่น เช่น

Cu (63.6), Ag (108), Au (197)

Zn (65.4), Cd (112.4), Hg (200.6)

มวลอะตอมของธาตุตัวกลางไม่ได้มีค่าเป็นค่าเฉลี่ยของมวลอะตอมของธาตุที่เหลือในแต่ละกลุ่ม

วิวัฒนาการของตารางธาตุ

2. จอห์น นิวแลนด์ (John Newlands, 1864)

Law of Octaves

ถ้านำธาตุมาเรียงตามมวลอะตอมที่เพิ่มขึ้นเป็นแถว แถวละ 7 ธาตุ ธาตุที่ 8 จะมีสมบัติคล้ายกับธาตุที่ 1 โดยเริ่มจากธาตุใดก็ได้

H	*Li*	*Be*	*B*	*C*	*N*	*O*
F	*Na*	*Mg*	*Al*	*Si*	*P*	*S*
Cl	*K*	*Ca*	*Cr*	*Ti*	*Mn*	*Fe*

* กฎนี้ใช้ได้กับธาตุที่มีมวลอะตอมไม่เกินมวลอะตอมของแคลเซียมเท่านั้น

5

วิวัฒนาการของตารางธาตุ

3. เมนเดเลเอฟ และไมเออร์ *(Mendeleev, 1869)*

กล่าวว่า ถ้าจัดเรียงธาตุตามมวลอะตอมของธาตุต่างๆ จากน้อยไปมาก ธาตุที่มีสมบัติคล้ายกันจะปรากฏซ้ำกันและอยู่ตรงกันเป็นช่วงๆ

กฎพิริออดิก (Periodic Law)

"สมบัติทางเคมีและสมบัติทางกายภาพของธาตุต่างๆ นั้นเปลี่ยนแปลงไปในลักษณะที่เป็นช่วงๆ โดยจะสัมพันธ์กับมวลอะตอม"

6

วิวัฒนาการของตารางธาตุ

ข้อบกพร่องของการจัดเรียงธาตุของเมนเดเลเอฟ

ตำแหน่งของธาตุบางธาตุจะปรากฏอยู่ในกลุ่มที่มีสมบัติทางเคมีและทางกายภาพที่แตกต่างไป จึงต้องยกเว้น ไม่เรียงตามมวลอะตอมเป็นบางธาตุ

เช่น Te (มวลอะตอม = 128) และ I (มวลอะตอม = 127)

ถ้าจัดธาตุทั้งสองเรียงตามลำดับมวลอะตอมแล้ว ธาตุทั้งสองจะไม่ได้อยู่หมู่เดียวกับธาตุที่มีสมบัติคล้ายคลึงกัน จึงต้องมีการสลับตำแหน่ง

7

วิวัฒนาการของตารางธาตุ

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

โมสลีย์ (ค.ศ.1913) พบว่าการเรียงธาตุตาม เลขอะตอม (จำนวนโปรตอนหรืออิเล็กตรอน) จะสอดคล้องกับกฎพิริออดิก โดยไม่ต้องสลับที่ธาตุกันเหมือนการเรียงตามมวลอะตอม และได้นำมาใช้การจัดตารางธาตุในปัจจุบัน

8

ประโยชน์ของตารางธาตุ

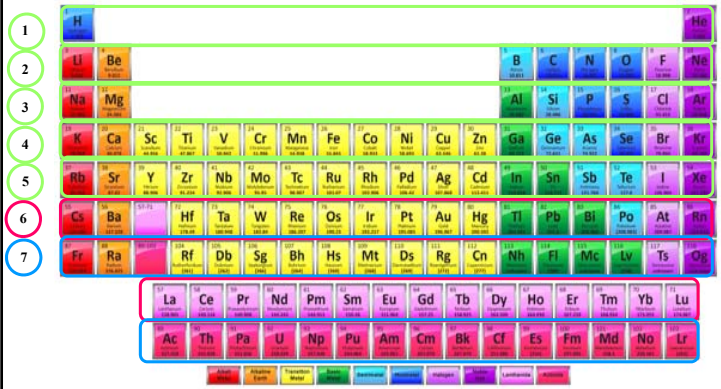
- ใช้ศึกษาเกี่ยวกับโครงสร้างอะตอม

- สามารถระบุสมบัติที่คล้ายคลึงหรือสมบัติที่แตกต่างของสารประกอบของธาตุต่างๆได้

- ทำนายสมบัติของธาตุอื่นที่ไม่ทราบ

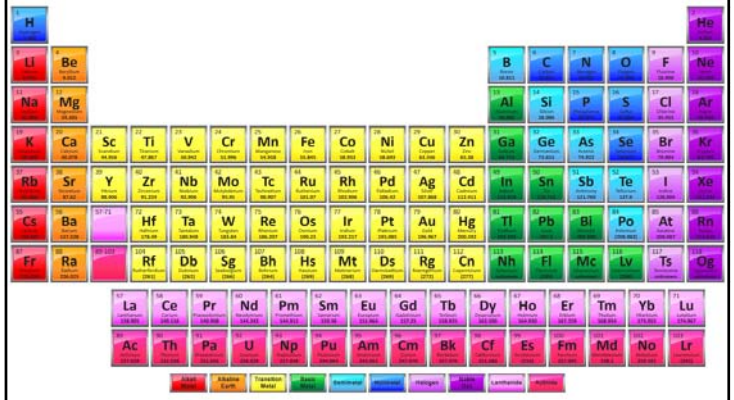
9

คาบ การจัดธาตุในแนวนอนของตารางธาตุ



10

หมู่ การจัดธาตุในแนวตั้งของตารางธาตุ



11

H ($1S^1$)

ไฮโดรเจนควรอยู่ที่ไหนในตารางธาตุ ?

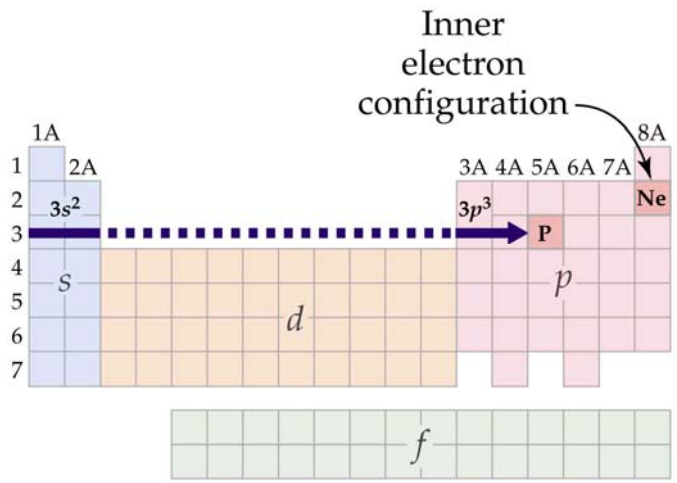
$H \longrightarrow H^+ + e^-$ หมู่ 1A ?

$H + e^- \longrightarrow H^-$ หมู่ 7A ?

H^+ เป็นกรด ส่วน H^- เป็นเบส

ไฮโดรเจนควรจัดแยกเป็นประเภทของมันเอง

12



13

ธาตุที่สังเคราะห์ขึ้น

Mt = meitnerium

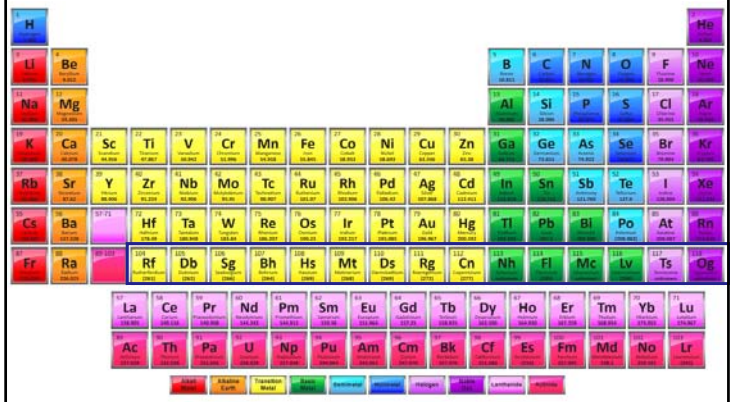
$$^{209}Bi + ^{58}Fe \rightarrow ^{266}Mt + ^{1}n$$

Ds = darmstadtium

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

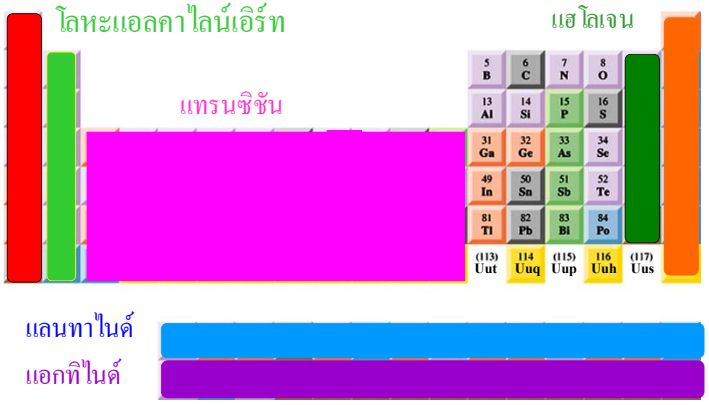
ปัจจุบันนักวิทยาศาสตร์ได้สร้างธาตุที่หนักขึ้น
โดยการระดมยิงธาตุที่หนักกว่า Pb ด้วยไอออนของธาตุที่เบากว่า Cr เพื่อให้ได้ธาตุที่เรียกว่า ธาตุหนักยิ่งยวด (super heavy elements) เช่น ธาตุลำดับที่ 112 หรือ 114 ซึ่งคาดว่าจะเป็นธาตุที่มีครึ่งชีวิตยาวเป็นหลายร้อยล้านปี

15



Synthetic

14



กึ่งโลหะ → *แสดงสมบัติเป็นได้ทั้งโลหะและอโลหะ*

สมบัติของโลหะ	*สมบัติของอโลหะ*
1. เป็น s ที่อุณหภูมิห้อง เว้น ปรอท เป็น l	*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*

17

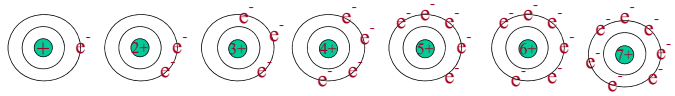
1.แนวโน้มขนาดอะตอมตามตารางธาตุ

คาบเดียวกัน ➤ ขนาดเล็กลงจากซ้ายไปขวา

เนื่องจากในคาบเดียวกันเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น ส่วนอิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นในระดับพลังงานเดียวกัน ดังนั้น

"โปรตอนในนิวเคลียสเพิ่มขึ้น แต่ระดับพลังงานเท่าเดิม"

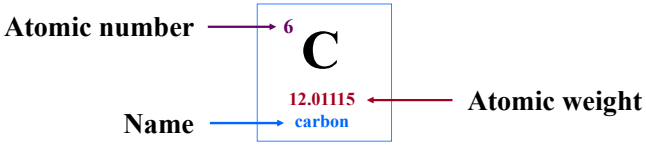
ประจุที่เพิ่มขึ้นจะดึงอิเล็กตรอนให้เข้าใกล้นิวเคลียสขึ้น อะตอมจึงเล็กลง



Li Be B C N O F

19

สัญลักษณ์ในตารางธาตุ



18

- *หมู่เดียวกัน* ➤ ***ขนาดใหญ่ขึ้นจากบนลงล่าง***

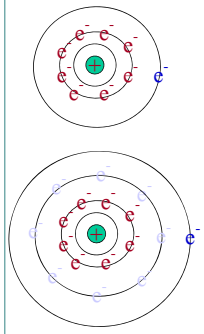
ทั้งที่ประจุในนิวเคลียสเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง

น่าจะดึงอิเล็กตรอนได้แรงขึ้น

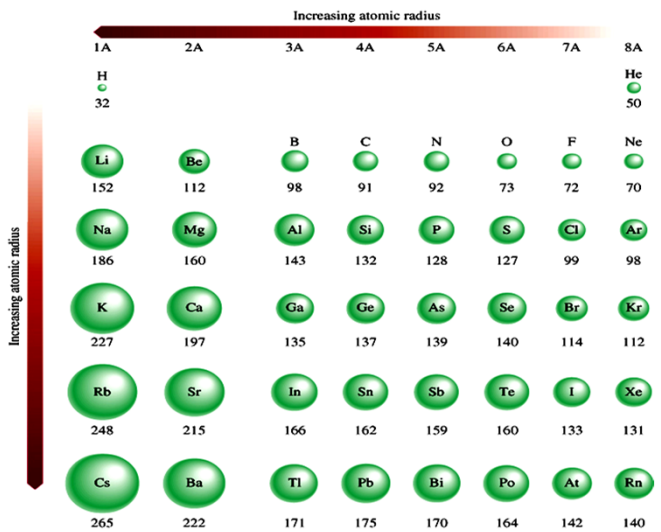
แต่ชั้นของอิเล็กตรอนก็เพิ่มขึ้นเช่นกัน

ทำให้ระยะห่างระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนชั้นนอกสุดเพิ่มมากขึ้น อีกทั้งอิเล็กตรอนชั้นในยังเป็นตัวกั้นการดึงดูดจากนิวเคลียสอีกด้วย

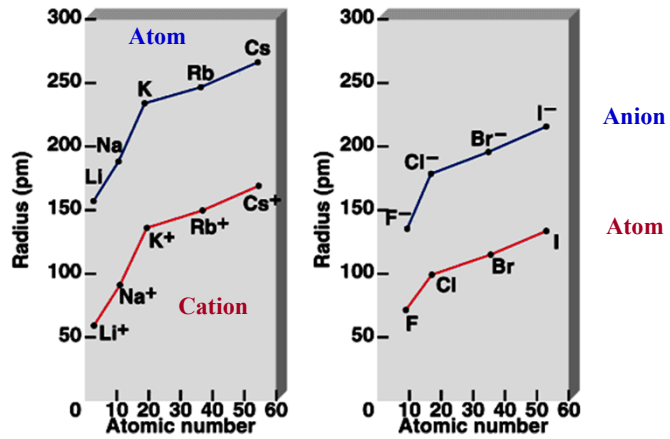
ดังนั้น ขนาดอะตอมจึงเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง



20



ขนาดไอออนเทียบกับขนาดอะตอม



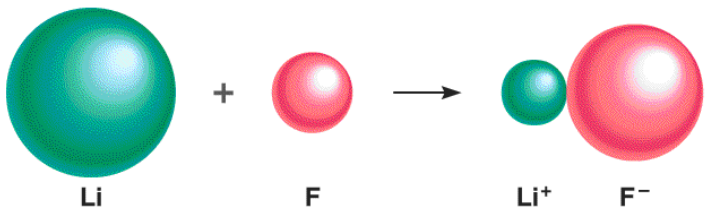
เรียงลำดับรัศมีอะตอมของธาตุต่อไปนี้จากเล็กไปหาใหญ่

P, Si, N N < P < Si

Li, C, Be C < Be < Li

Na, Al, P, Cl, Mg Cl < P < Al < Mg < Na

22

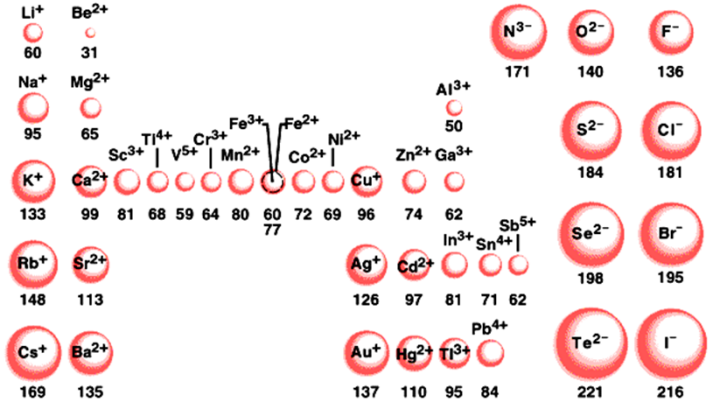


แคทไอออน มีขนาด เล็กกว่า ขนาดอะตอมของมันเสมอ

แอนไอออน มีขนาด ใหญ่กว่า ขนาดอะตอมของมันเสมอ

24

รัศมีของไอออน



2. พลังงานไอออไนเซชัน พลังงานน้อยที่สุดที่ต้องการใช้ในการแยกอิเล็กตรอนออกจากอะตอมอิสระในสภาวะพื้นของอะตอมนั้น

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

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

$IE_3 + X^{2+}_{(g)} \longrightarrow X^{3+}_{(g)} + e^-$ IE_3 third ionization energy

$$IE_1 < IE_2 < IE_3$$

<u>แนวโน้มพลังงานไอออไนเซชัน</u>

คาบเดียวกัน → เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา

หมู่เดียวกัน → ลดลงจากบนลงล่าง

27

ไอออนใดมีขนาดใหญ่กว่าในแต่ละคู่ต่อไปนี้

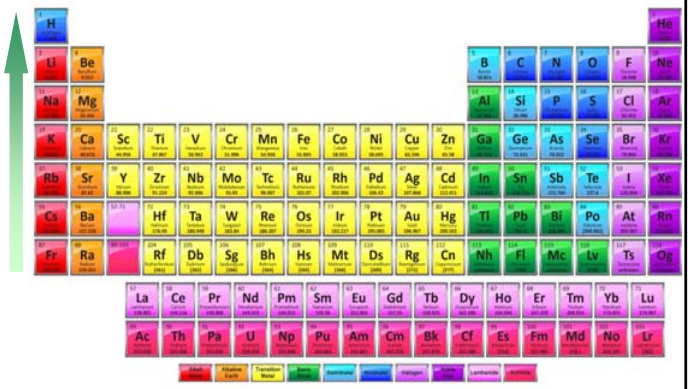
N^{3-}, F^-	N^{3-}
Mg^{2+}, Ca^{2+}	Ca^{2+}
Fe^{2+}, Fe^{3+}	Fe^{2+}
O^{2-}, Cl^-	Cl^-

26

แนวโน้มพลังงานไอออไนซ์ขั้นที่ 1

First Ionization Energy เพิ่มขึ้น

First Ionization Energy เพิ่มขึ้น



3. สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน **(Electron affinity,** EA)

คือพลังงานที่ปลดปล่อยออกมาจากการรับอิเล็กตรอนเข้าไป 1 อิเล็กตรอน ของอะตอมธาตุแล้วเกิดเป็นแอนไอออน ณ สถานะแก๊ส

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

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

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

<u>แนวโน้มสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน</u>

คาบเดียวกัน ⟶ เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา

หมู่เดียวกัน ⟶ ลดลงจากบนลงล่าง

29

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

[a]Calculated value.

ทำไมโลหะหมู่ 2A จึงรับอิเล็กตรอนได้ยากกว่าโลหะหมู่ 1A

โลหะหมู่ 2A มีอิเล็กตรอนอยู่เต็ม subshell s แล้ว อิเล็กตรอนที่เข้ามาใหม่จะอยู่ห่างจากนิวเคลียสและถูก shield มากกว่าในกรณีของโลหะหมู่ 1A ที่ยังมีที่ว่างใน subshell s

ธาตุใดมีค่า electron affinity สูงกว่า

Li, Na	Li
O, F	F

31

•<u>สังเกต</u>

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

32

4. อิเล็กโตรเนกาติวิตี ***(Electronegativity, EN)***

ความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนเข้ามาหาอะตอมนั้น

ธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง

⇩

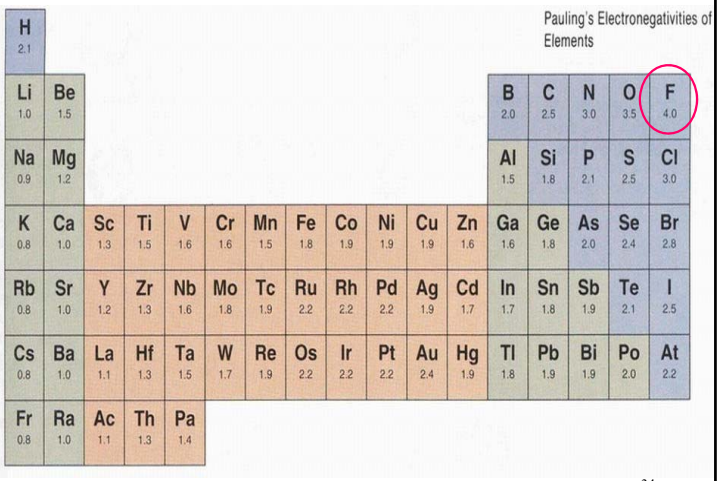
ธาตุที่มีความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนคู่ที่ใช้ในการสร้างพันธะได้มาก

แนวโน้มค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี

คาบเดียวกัน → เพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา

หมู่เดียวกัน → ลดลงจากบนลงล่าง

33



34

ทั้ง IE, EA และ EN ต่างก็เกี่ยวข้องกับการดึงดูดอิเล็กตรอนของธาตุ
ธาตุที่ดึงดูดอิเล็กตรอนได้ดีมากจะมีค่าทั้ง 3 สูง

สรุป

IE, EA และ **EN** เพิ่มขึ้น →

↑

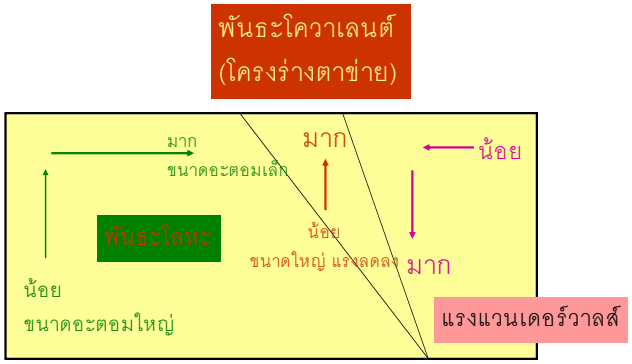
35

แนวโน้มของสมบัติทางกายภาพ

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 8A ยึดกันด้วย แรงแวนเดอร์วาลส์

36



พันธะโควาเลนต์แบบโครงร่างตาข่าย

- ขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น ความแข็งแรงลดลง ไม่สามารถบอกได้ว่าโมเลกุลหนึ่งประกอบด้วยกี่อะตอม เป็นโครงร่างแบบตาข่าย แรงยึดเหนี่ยวแบบนี้จึงแข็งแรงมาก

พันธะโลหะ

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

แรงแวนเดอร์วาลส์

- เป็นแรงที่อ่อนมาก พบในอะตอมและโมเลกุลทุกชนิด

1. ความหนาแน่น

- ขึ้นกับ ขนาด มวลของอะตอม โครงสร้างผลึกและแรงยึดเหนี่ยวระหว่างกัน
- ขนาดเล็ก มวลมาก และพันธะโลหะแข็งแรง ความหนาแน่นสูง

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

กลุ่มโลหะ

- ในคาบเดียวกันธาตุทางขวาซึ่งมีขนาดเล็ก แต่มวลมากกว่าและพันธะโลหะแข็งแรงกว่า จะมีความหนาแน่นสูงกว่าธาตุทางซ้าย
- ธาตุหมู่ 1A มีความหนาแน่นต่ำที่สุด (มีขนาดอะตอมใหญ่)

- ในหมู่เดียวกัน ธาตุหนักจะมีความหนาแน่นสูงกว่าธาตุเบา เนื่องจากมีอัตราการเพิ่มมวลเร็วกว่าการเพิ่มปริมาตร

ตัวอย่างเช่น K (เลขมวล 39) และ Rb (เลขมวล 85) มีรัศมีอะตอมเป็น 203 และ 216 pm ดังนั้น Rb จึงควรมีความหนาแน่นมากกว่า

41

โลหะทรานสิชัน

มีขนาดเล็กและมวลมาก พันธะโลหะแข็งแรง

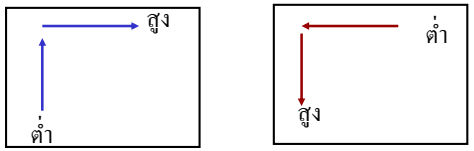
➡ ความหนาแน่นสูงที่สุด

42

2. การหลอมเหลวและกลายเป็นไอ

เป็นการใช้พลังงานความร้อนแยกโมเลกุลที่จัดตัวเป็นระเบียบในผลึกให้ห่างกัน เคลื่อนที่ไปมาได้บ้างจนถึงแยกจากกันโดยเด็ดขาดในสภาวะแก๊ส

หมู่ IA หมู่ IVA หมู่ VA หมู่ VIII



43

โครงสร้างโมเลกุลแบบเดี่ยว ใช้ความร้อนทำลายแรงแวนเดอร์วาลส์ ซึ่งเป็นแรงขนาดอ่อน จุดหลอมเหลวและจุดเดือดจึงต่ำ แต่จะสูงขึ้นเมื่อโมเลกุลมีขนาดใหญ่ขึ้น

พันธะโลหะและโครงร่างตาข่าย ใช้ความร้อนทำลายพันธะโลหะ หรือพันธะโคเวเลนซ์ตามลำดับ จึงต้องใช้พลังงานมากกว่า

****โลหะทรานสิชัน มีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงที่สุด (เชื่อมกันด้วยพันธะโลหะ) มีความหนาแน่นสูงเนื่องจากมีมวลมาก รองลงมาคือกลุ่มโครงร่างตาข่าย

44

3. การนำไฟฟ้าและความร้อน

โลหะ *นำไฟฟ้าได้ดีในทุกทิศทาง และนำไฟฟ้าได้น้อยลงเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น (โลหะเบา มีความหนาแน่นน้อย เช่น Li , Na , K และโลหะหนักมีความหนาแน่นมาก เช่น Fe , Cu , Zn)*

อโลหะ *ไม่นำไฟฟ้า หรือนำไฟฟ้าได้น้อยมาก*

กึ่งโลหะ *นำไฟฟ้าได้บ้างที่อุณหภูมิปกติ และนำไฟฟ้าได้มากขึ้นเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น*

แนวโน้มของสมบัติทางเคมี

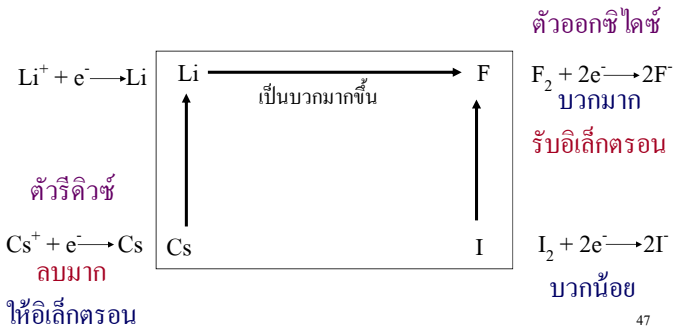
เลขออกซิเดชัน : สารประกอบมักจะแสดงเลขออกซิเดชันที่มีค่าเท่ากับเลขหมู่นั้น

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

แนวโน้มของสมบัติทางเคมี

ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน (E^0)

แนวโน้มของศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานเป็นดังรูป



- โลหะทางด้านซ้ายของตารางธาตุเป็นตัวรีดิวซ์ที่ดีมาก เสียอิเล็กตรอนได้ง่าย และโลหะหนักเป็นตัวรีดิวซ์ที่ดีขึ้น
- อโลหะเป็นตัวออกซิไดซ์ที่ดีมากรับอิเล็กตรอนได้ดี สอดคล้องกับค่า IE, EN

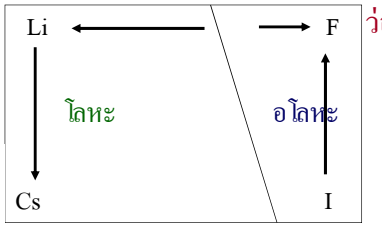
แนวโน้มของสมบัติทางเคมี

การเข้าทำปฏิกิริยา

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

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	$Sn + N_2 \not\longrightarrow$	



ว่องไวมาก

ว่องไวมาก

- 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

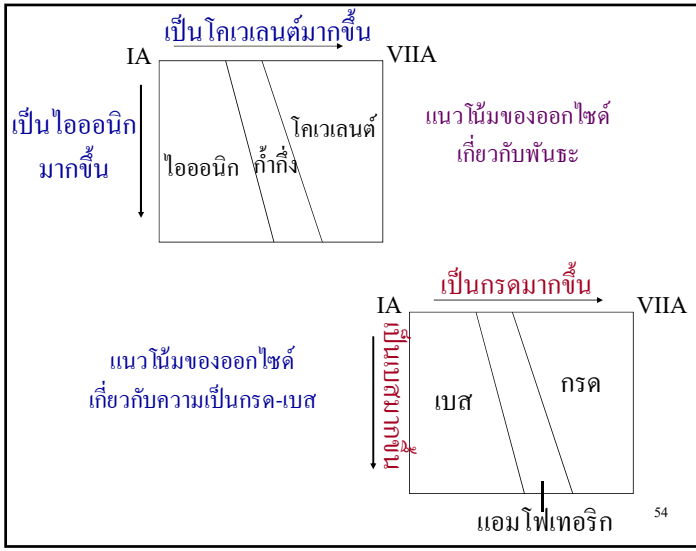
ออกไซด์และไฮดรอกไซด์

ออกไซด์ *ได้แก่ สารประกอบ ระหว่างธาตุหนึ่งๆ กับออกซิเจน โดยที่ออกซิเจนมีเลขออกซิเดชันเป็น -2 เช่น* Na_2O B_2O_3 , P_2O_5

ไฮดรอกไซด์ *ได้แก่ สารประกอบที่มีหมู่ –OH โดยเฉพาะกรณีที่ธาตุก่อพันธะด้วยเป็นโลหะ สูตรทั่วไปเป็น* $M(OH)_n$ *หมู่ –OH มีประจุเป็น -1*

- พันธะระหว่าง M ใด ๆ กับ O ในสารประกอบออกไซด์และไฮดรอกไซด์เป็นพันธะไอออนิกหรือโคเวเลนต์ก็ได้ ขึ้นกับ ความแตกต่างของค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุ ทั้งสอง
- ออกไซด์และไฮดรอกไซด์ของธาตุทางซ้ายมือมีฤทธิ์เป็นเบส เมื่อเลื่อนมาทางขวา ความเป็นเบสจะลดลง จนเป็นกรดในที่สุด
- ในหมู่เดียวกัน ออกไซด์และไฮดรอกไซด์ของธาตุหนักจะเป็นเบสมากขึ้นตามแนวดิ่ง (ให้ e- ได้ง่าย)

53



54

- กรณีที่ธาตุหนึ่งมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า ความเป็นกรดจะแรงขึ้นตามลำดับของเลขออกซิเดชันจากต่ำไปสูง (รับ e- ได้ง่าย)

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

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

กรดอ่อน กรดแก่

55

ไฮไดรด์

หมายถึง สารประกอบระหว่างธาตุหนึ่ง กับไฮโดรเจน แบ่งได้ 3 ชนิด ตามลักษณะของพันธะ

1. *ไฮไดรด์ไอออนิก มีพันธะระหว่าง M^+ กับ H^- (ไอออนไฮไดรด์) ได้แก่ ไฮไดรด์ของธาตุกลุ่ม s เกือบทั้งหมด*
2. *ไฮไดรด์เมตาลิก มีอะตอมของไฮโดรเจนแทรกอยู่ในผลึก บางทีเรียกว่า interstitial hydride ได้แก่ ไฮไดรด์ของธาตุแทรนซิชัน รวมทั้งกลุ่มแลนทาไนด์และแอกทิไนด์*
3. *ไฮไดรด์โคเวเลนต์ มีพันธะโคเวเลนต์ระหว่างธาตุ M กับไฮโดรเจน ซึ่งส่วนมากมีเลขออกซิเดชันเป็น +1 ได้แก่ ไฮไดรด์ของธาตุกลุ่ม p เกือบทั้งหมด*

56

สารประกอบไฮไดรด์ไอออนิก

- มีสมบัติเป็นเบส เนื่องจาก H^- สามารถให้ใช้คู่อิเล็กตรอนร่วมกันได้
- ความเป็นเบสของไฮไดรด์จะลดลงจากซ้ายไปขวา แต่เพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง

สารประกอบไฮไดรด์โคเวเลนต์

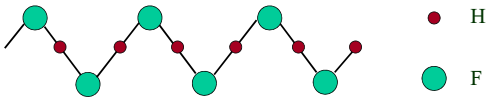
- ธาตุหนักยิ่งเป็นกรดแรงขึ้น ตามปัจจัย 3 ประการคือ
  - อิเล็กโตรเนกาติวิตี
  - ความแข็งแรงของพันธะ M-H ซึ่งเปลี่ยนตามขนาดของ M
  - พันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลของไฮไดรด์

- ธาตุในคาบเดียวกัน

  อิเล็กโตรเนกาติวิตีมีความสำคัญมาก เพราะขนาดของธาตุใกล้เคียงกัน ความเป็นกรดเรียงตามแนวโน้มของอิเล็กโตรเนกาติวิตี
- ธาตุในหมู่เดียวกัน

  ขนาดของ M และพันธะไฮโดรเจนมีความสำคัญ เช่น

HF น่าจะเป็นกรดที่แรง แต่พันธะไฮโดรเจนที่เป็นระเบียบและความแข็งแรงของ H-F ทำให้เป็นเพียงกรดอ่อน เมื่อเทียบกับ HBr และ HI ที่พันธะไม่แข็งแรงและไม่มีพันธะไฮโดรเจน



สมบัติของสารประกอบออกไซด์

$Na_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2NaOH(aq)$

$MgO(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow MgCl_2(aq) + H_2O(l)$

$Al_2O_3(s) + 6HCl(aq) \longrightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2O(l)$

$Al_2O_3(s) + 2NaOH(aq) + 3H_2O(l) \longrightarrow 2NaAl(OH)_4(aq)$

$SiO_2(s) + 2NaOH(aq) \longrightarrow 2Na_2SiO_3(aq) + H_2O(l)$

สมบัติของสารประกอบออกไซด์

	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
กรด-เบส	เบส		แอมโฟเทริก		กรด		
ชนิดสารประกอบ	ไอออนิก				โควาเลนต์		
โครงสร้าง	ร่างแห 3 มิติ				โมเลกุล		
จุดหลอมเหลว (°C)	1275	2800	2045	1610	580	16.8	-91.5
จุดเดือด(°C)	?	3600	2980	2230	?	44.8	82