

เอกสารประกอบการบรรยาย

วิชา คม105 เคมีพื้นฐาน

พันธะเคมี (Chemical bonding)

- ☐ พันธะไอออนิก
- ☐ พันธะโคเวเลนต์
- ☐ พันธะโลหะ
- ☐ แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

อาจารย์ ดร. วีรินทร์ดา ทะปะละ

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

- พันธะเคมี (chemical bond) หมายถึง แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมของธาตุเพื่อที่จะเกิดเป็นโมเลกุล หรือสารประกอบ
- อะตอมของธาตุจะเกิดอันตรกิริยา (interaction) ต่อกัน เกิดเป็นแรงที่ยึดเหนี่ยวอะตอมไว้ด้วยกัน เพื่อเกิดเป็นกลุ่มของอะตอมที่เสถียรมากขึ้น
- อิเล็กตรอนที่เกี่ยวข้องโดยตรง คือ อิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานวงนอกสุด (valence shell) หรือเรียกว่า “เวเลนซ์อิเล็กตรอน (valence electron)”
- อะตอมของธาตุใดๆ จะมาทำปฏิกิริยากันเพื่อเกิดเป็นแรงยึดเหนี่ยวทางเคมีจะเป็นไปตาม “กฎออกเตต (octet rule)” คือ อะตอมจะมารวมกันเพื่อให้อิเล็กตรอนวงนอกสุดมีจำนวนรวมเท่ากับ 8 ซึ่งเป็นการจัดเรียงอิเล็กตรอนเหมือนแก๊สมีตระกูล (noble gas)
- พันธะเคมีที่เกิดขึ้นในโมเลกุลหรือสารประกอบ เป็นปัจจัยหลักในการกำหนดโครงสร้าง สมบัติทางเคมี และสมบัติทางกายภาพของสารประกอบนั้น

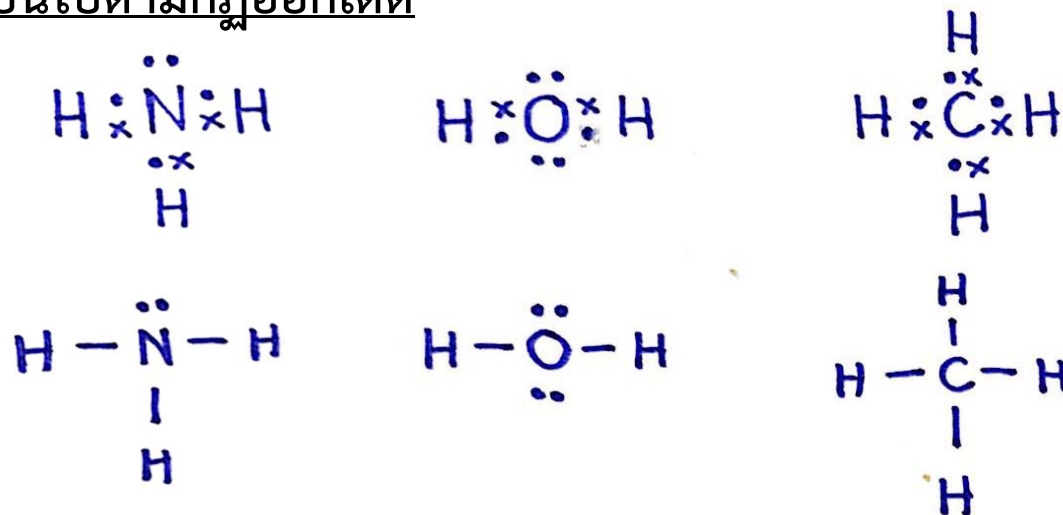
สัญลักษณ์จุดของลิวอิส (Lewis dot symbol)

“สัญลักษณ์ที่ใช้เขียนแสดงการดำเนินไปของปฏิกิริยา และการเปลี่ยนแปลง
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนรอบๆ อะตอม”

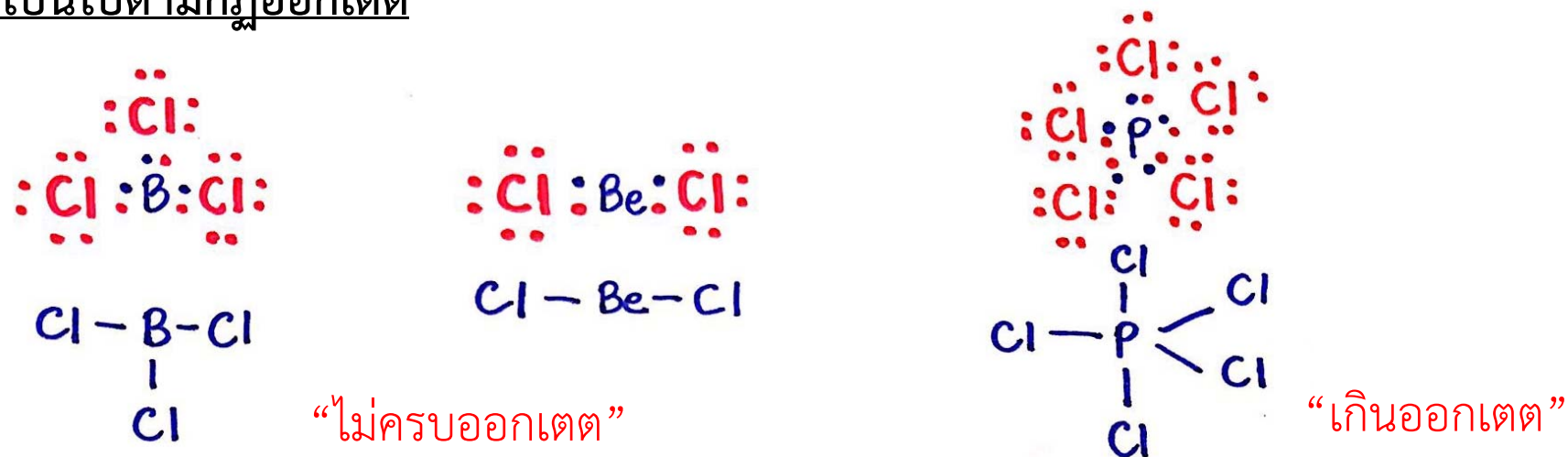
1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
•H												•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	He•
•Li	•Be•											•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ne•
•Na	•Mg•	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
•K	•Ca•											•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
•Rb	•Sr•											•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
•Cs	•Ba•											•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•
•Fr	•Ra•																

จุด 1 จุด แทน 1 เวเลนซ์อิเล็กตรอน

เป็นไปตามกฎออกเตต



ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต

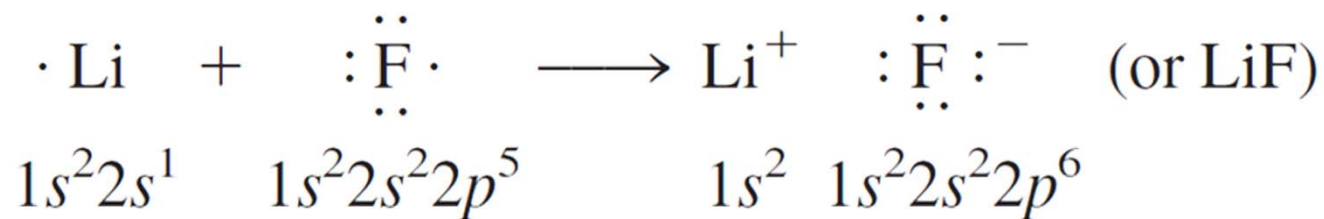


คู่อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกัน เรียกว่า อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ (bond pair electron)
เขียนแทนโดยใช้เส้นตรง โดย 1 เส้นแทน 1 คู่อิเล็กตรอน

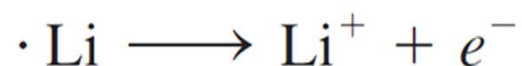
1. พันธะไอออนิก (Ionic bond)

- พันธะไอออนิกเป็นแรงทางไฟฟ้า (electrostatic force) ที่ยึดเหนี่ยวไอออนบวก (cation) และไอออนลบ(anion) ไว้ด้วยกัน เกิดเป็นสารประกอบไอออนิก (ionic compound)
- เกิดระหว่างอะตอมของธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (electronegativity, EN) ต่ำ กับ อะตอมของธาตุที่มีค่าอิเล็กตรอนอัฟฟินิตี (electron affinity, EA) สูง
- ธาตุที่มี I.E. ต่ำ จะเสียอิเล็กตรอนได้ง่าย จึงมีแนวโน้มเกิดเป็นไอออนบวก ได้แก่ กลุ่มของ โลหะอัลคาไล (1A) และ อัลคาไลน์เอิร์ท (2A)
- ธาตุที่มี E.A. สูง เป็นธาตุที่ชอบอิเล็กตรอน ดึงอิเล็กตรอนได้ดี จึงมีแนวโน้มเกิดเป็นไอออนลบ ได้แก่ กลุ่มของอโลหะ หมู่ 5A-7A โดยเฉพาะอย่างยิ่ง กลุ่มของแฮโลเจน (7A) และออกซิเจน ที่มักเกิดสารประกอบไอออนิกกับโลหะหมู่ 1A และ 2A

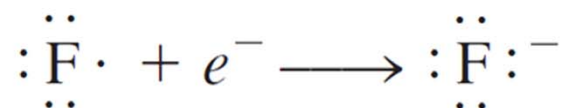
ตัวอย่าง ปฏิกิริยาระหว่างลิเทียมและฟลูออรีน



การเสียอิเล็กตรอนของ Li



การรับอิเล็กตรอนของ F



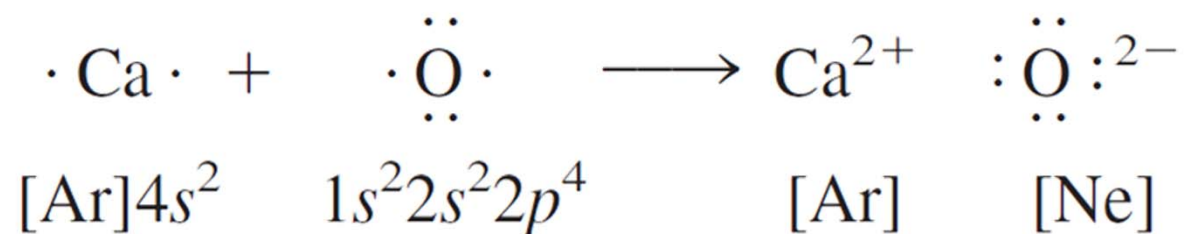
การนำไอออนทั้งสองมารวมกันเป็น LiF



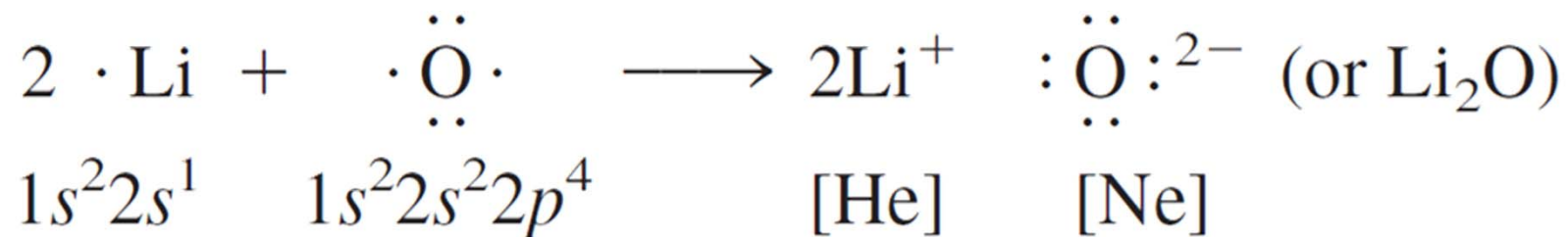
ผลรวมของปฏิกิริยาย่อย



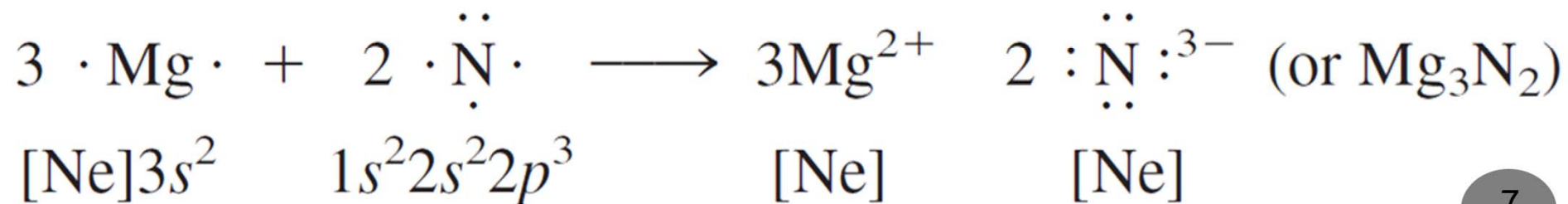
ตัวอย่าง การเผาแคลเซียมในอากาศ $2\text{Ca}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{CaO}(s)$



ตัวอย่าง การเผาโลหะลิเทียมในอากาศ $4\text{Li}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{Li}_2\text{O}(s)$



ตัวอย่าง แมกนีเซียมทำปฏิกิริยากับไนโตรเจนที่อุณหภูมิสูง $3\text{Mg}(s) + \text{N}_2(g) \longrightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2(s)$

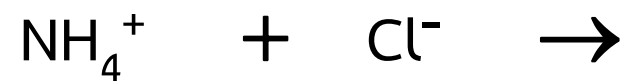


การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก

- ธาตุโลหะหมู่ 1A, 2A และ 3A จะมีโครงสร้างอิเล็กตรอนเป็น ns^1 , ns^2 และ ns^2np^1 มีแนวโน้มสูญเสียอิเล็กตรอน 1, 2 และ 3 ตัว ตามลำดับ เกิดเป็นไอออนประจุ +1, +2 และ +3 เขียนแทนด้วย M^{n+} (M^+ , M^{2+} และ M^{3+})
- ธาตุอโลหะหมู่ 5A, 6A และ 7A จะมีโครงสร้างอิเล็กตรอนเป็น ns^2np^3 , ns^2np^4 และ ns^2np^5 มีแนวโน้มที่จะรับอิเล็กตรอน 3, 2 และ 1 ตัว ตามลำดับ เพื่อที่จะทำให้อิเล็กตรอนวงนอกสุดครบแปด ดังนั้นจึงทำให้เกิดไอออนลบประจุ -3, -2 และ -1 เขียนแทนด้วย X^{p-} (X^{3-} , X^{2-} และ X^-)
- หลักการเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก คือ ประจุรวมของไอออนบวกและไอออนลบในสูตรของสารประกอบ (สูตรอย่างง่ายที่แสดงอัตราส่วนอย่างต่ำ) ต้องมีค่าเท่ากับศูนย์
- การเขียนสูตรทำได้โดย การนำเอาตัวเลขแสดงประจุของไอออนบวกและไอออนลบมาคูณไขว้เป็นตัวเลขห้อยแสดงจำนวนไอออนลบและไอออนบวก



ตัวอย่าง



การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก

- อ่านชื่อไอออนบวกก่อน เว้นวรรค แล้วตามด้วยชื่อของไอออนลบ โดยคำลงท้ายเปลี่ยนเป็น “ไ_ด์ (-ide)”
- ไม่ต้องระบุจำนวนอะตอม
 - NaCl Sodium และ Chlorine $\Rightarrow$ Sodium chloride
 - KF Potassium และ Fluorine $\Rightarrow$ Potassium fluoride
- ในกรณีที่ไอออนบวกสามารถมีประจุได้หลายค่า เช่น โลหะทรานซิชัน ให้ระบุประจุของไอออนบวกด้วยเลขโรมัน (I, II, III, IV, V, VI, VII, ...)
 - FeCl₂ iron(II) chloride
 - FeCl₃ iron(III) chloride

ชื่อไอออนลบที่สำคัญ

ไอออน	ชื่อ	กลุ่มไอออน	ชื่อ
F^-	fluoride	OH^-	hydroxide
Cl^-	chloride	NO_3^-	nitrate
Br^-	bromide	NO_2^-	nitrite
I^-	iodide	CH_3COO^-	acetate
H^-	hydride	CO_3^{2-}	carbonate
O^{2-}	oxide	HCO_3^-	hydrogencarbonate
N^{3-}	nitride	SO_4^{2-}	sulfate
S^{2-}	sulfide	PO_4^{3-}	phosphate

พลังงานโครงผลึก หรือ พลังงานแลตทิซ (Lattice energy)

“พลังงานที่ใช้ในการแยกผลึกของสารประกอบไอออนิกในสถานะของแข็งจำนวน 1 โมล
ออกเป็นไอออนในสถานะแก๊ส”



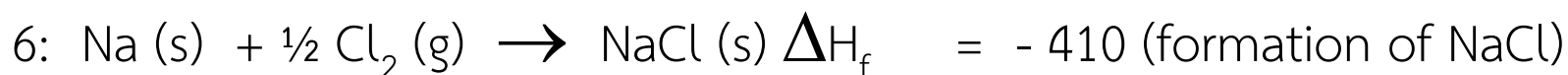
พลังงานแลตทิซไม่สามารถทำการทดลองหาได้โดยตรง



คำนวณ “วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ (Born-Haber cycle)”

- พลังงานการระเหิด (sublimation energy, ΔH_{sub})
- พลังงานการแตกตัว (dissociation energy, ΔH_{dis})
- พลังงานไอออไนเซชัน (ionization energy, I.E.)
- สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (electron affinity, E.A.)
- ความร้อนการก่อตัว (heat of formation, ΔH_f)
- พลังงานแลตทิซ (lattice energy, L)

พิจารณาปฏิกิริยาระหว่างโลหะ Na และก๊าซ Cl_2 เพื่อเกิดเป็นผลึก NaCl จะประกอบด้วย 5 ขั้นตอนและมีการเปลี่ยนแปลงพลังงาน ดังนี้



(พลังงานของปฏิกิริยารวม = ผลรวมของการเปลี่ยนแปลงพลังงานทุกขั้นตอน)

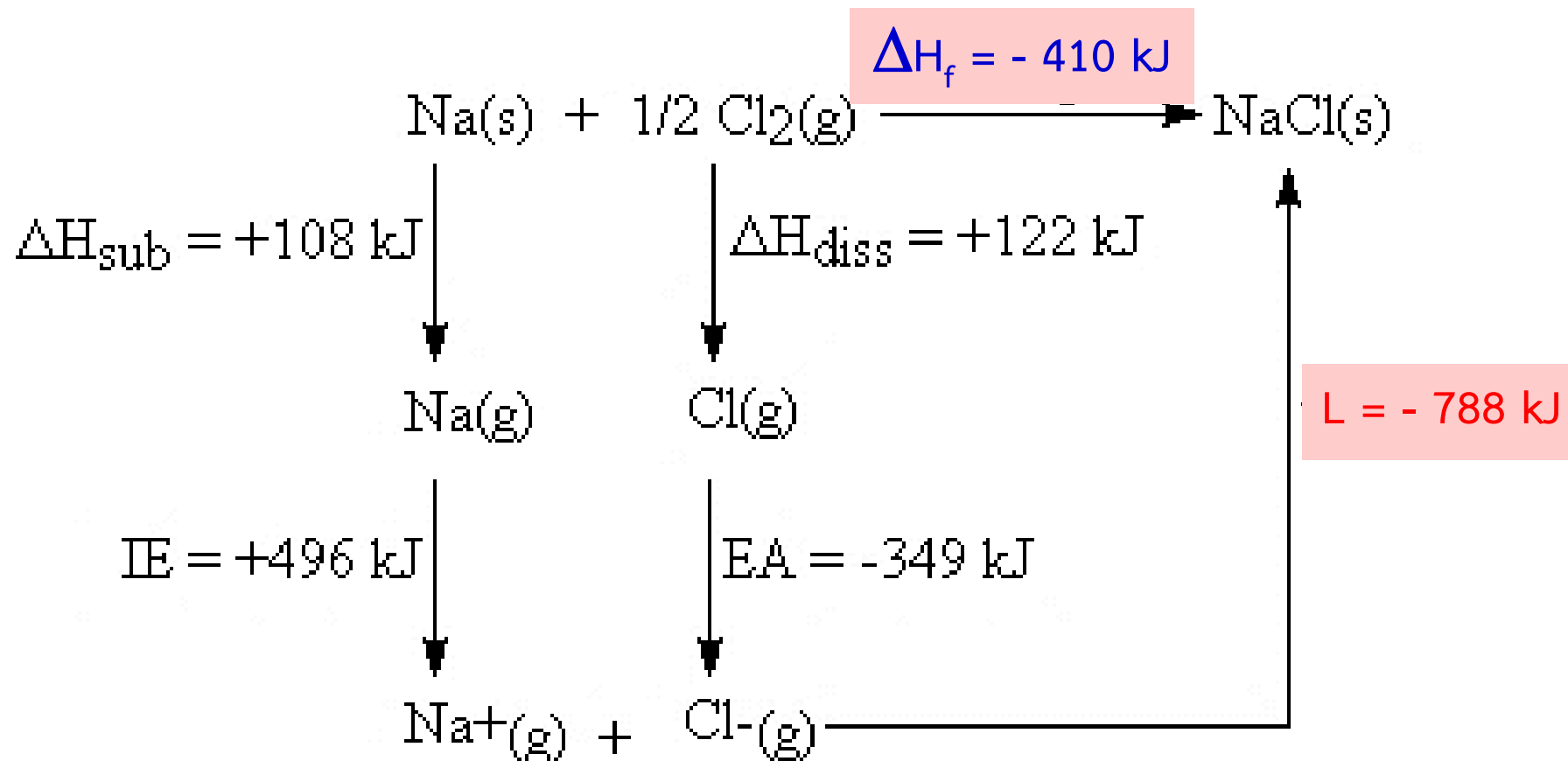
$$\text{ดังนั้น} \quad \Delta H_{\text{f}} = \Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{\text{dis}} + \text{I.E.} + \text{E.A.} + \text{L}$$

$$-410 = 108 + 122 + 496 + (-348) + \text{L}$$

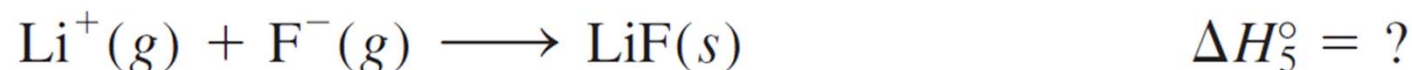
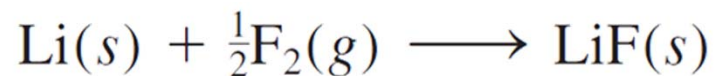
$$\text{L} = - 788 \text{ kJ/mol}$$

$\therefore$ พลังงานแลตทิซ = 788 kJ/mol

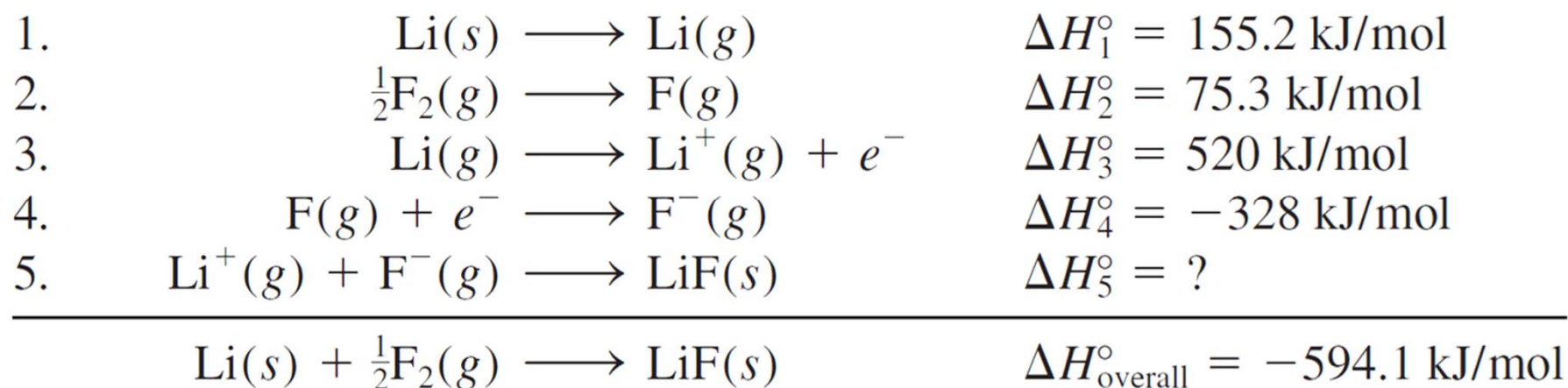
วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ (Born-Haber cycle) ของการเกิดสารประกอบ NaCl



ตัวอย่าง การเกิด LiF



Lattice energy: energy + $\text{LiF}(s) \longrightarrow \text{Li}^+(g) + \text{F}^-(g)$



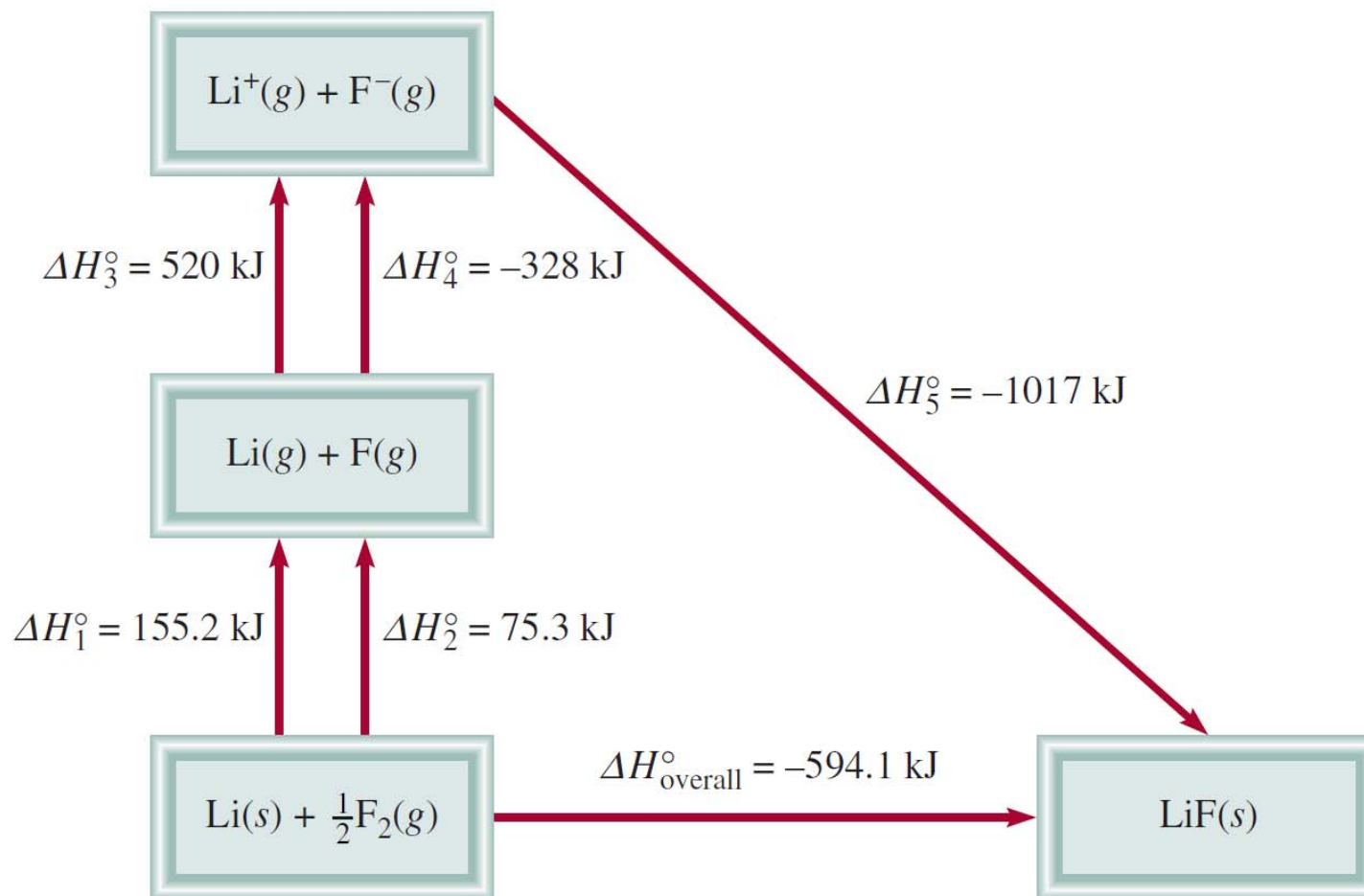
$$\Delta H_{\text{overall}}^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ + \Delta H_4^\circ + \Delta H_5^\circ$$

$$-594.1 \text{ kJ/mol} = 155.2 \text{ kJ/mol} + 75.3 \text{ kJ/mol} + 520 \text{ kJ/mol} - 328 \text{ kJ/mol} + \Delta H_5^\circ$$

$$\Delta H_5^\circ = -1017 \text{ kJ/mol}$$

$\therefore$ พลังงานแลตทิซ = 1017 kJ/mol

วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ (Born-Haber cycle) ของการเกิดสารประกอบ LiF



“พลังงานแลตทิซ บอกเสถียรภาพของของแข็งไอออนิก”

TABLE 9.1 Lattice Energies and Melting Points of Some Alkali Metal and Alkaline Earth Metal Halides and Oxides

Compound	Lattice Energy (kJ/mol)	Melting Point (°C)
LiF	1017	845
LiCl	828	610
LiBr	787	550
LiI	732	450
NaCl	788	801
NaBr	736	750
NaI	686	662
KCl	699	772
KBr	689	735
KI	632	680
MgCl ₂	2527	714
Na ₂ O	2570	Sub*
MgO	3890	2800

*Na₂O sublimes at 1275°C.

สมบัติของสารประกอบไอออนิก

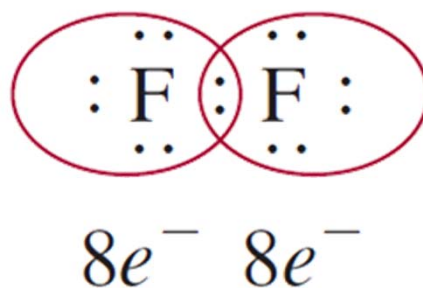
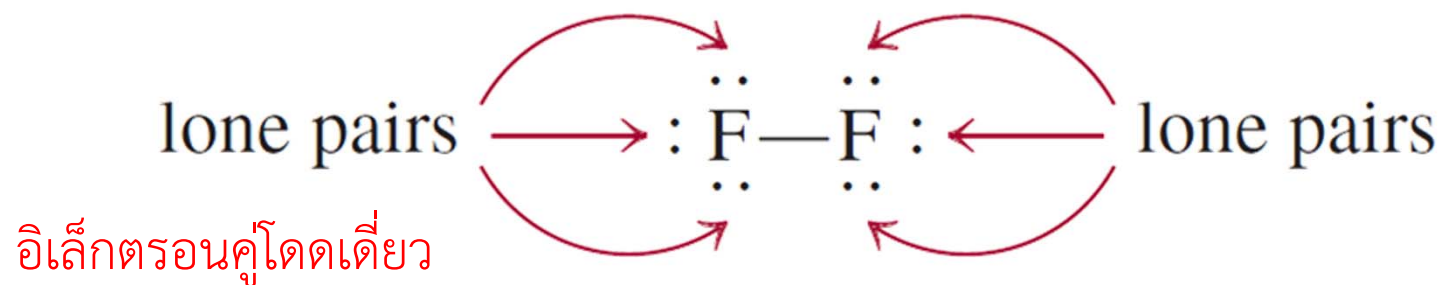
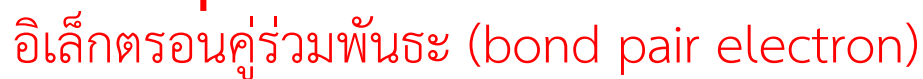
- พันธะไอออนิกเป็นแรงดึงดูดทางไฟฟ้าที่ยึดเหนี่ยวไอออนบวกและไอออนลบเข้าด้วยกัน ทำให้เป็นพันธะที่แข็งแรงมาก ดังนั้นจึงต้องใช้พลังงานสูงในการแยกไอออนออกจากกัน
- สารประกอบไอออนิกมีสถานะเป็นของแข็งที่อุณหภูมิและความดันปกติ
- จุดเดือด จุดหลอมเหลวสูงมาก
- สารประกอบไอออนิกไม่นำไฟฟ้าและไม่นำความร้อน ยกเว้นเมื่ออยู่ในสถานะหลอมเหลวหรือสารละลาย จะสามารถนำไฟฟ้าและความร้อนได้
- สารประกอบไอออนิกสามารถละลายน้ำได้ดี แต่จะไม่ละลายในตัวทำละลายอินทรีย์ เช่น เฮกเซน และ คาร์บอนเตตระคลอไรด์

2. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

- พันธะที่เกิดขึ้นระหว่างอะตอมของธาตุที่มีความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนสูงใกล้เคียงกัน (มี EN ใกล้เคียงกัน)
- เกิดระหว่างอโลหะกับอโลหะ เช่น C กับ H, C กับ O, C กับ N, C กับ C เป็นต้น
- พันธะเคมีเกิดจากการที่อะตอมในโมเลกุลนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน เพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบออกเตต (จำนวนอิเล็กตรอน = 8 ยกเว้น ไฮโดรเจน = 2)



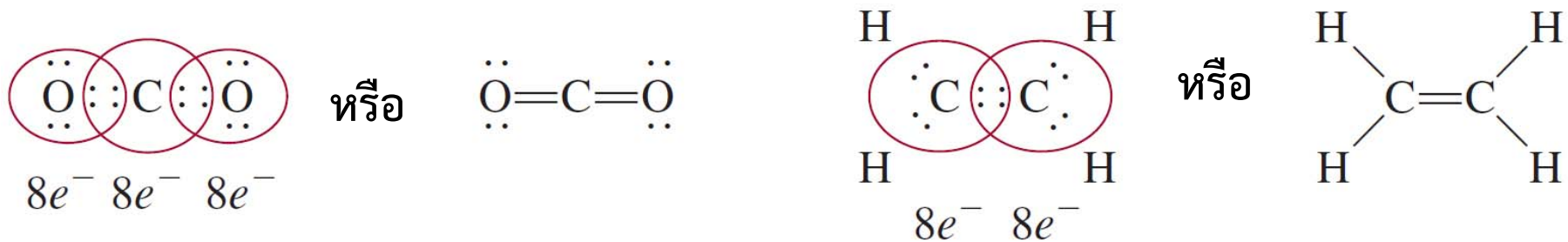
อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ
(bond pair electron)



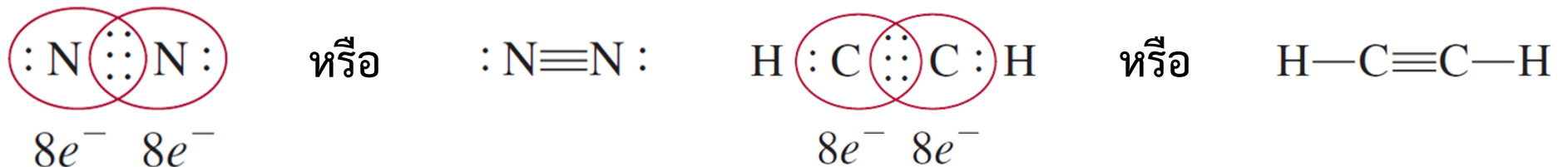
พันธะเดี่ยว (single bond) เกิดจากการที่ 2 อะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยอิเล็กตรอน 1 คู่



พันธะคู่ (double bond) เกิดจากการที่ 2 อะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยอิเล็กตรอน 2 คู่

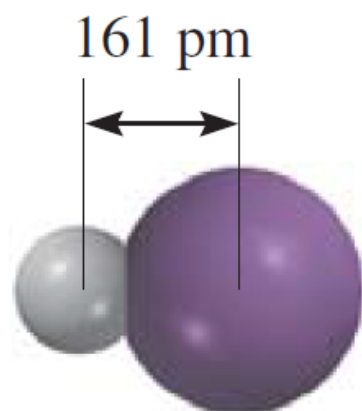
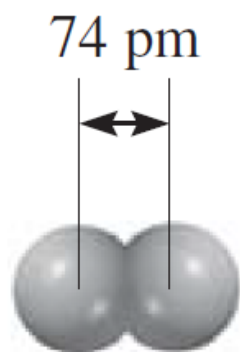


พันธะสาม (triple bond) เกิดจากการที่ 2 อะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยอิเล็กตรอน 3 คู่



ความแข็งแรงของพันธะ: พันธะเดี่ยว < พันธะคู่ < พันธะสาม

ความยาวพันธะ (bond length): พันธะเดี่ยว > พันธะคู่ > พันธะสาม



ชนิดพันธะ	ความยาวพันธะ (พิโกเมตร)
C—H	107
C—O	143
C=O	121
C—C	154
C=C	133
C≡C	120
C—N	143
C=N	138
C≡N	116
N—O	136
N=O	122
O—H	96

สมบัติของสารประกอบโควาเลนต์

- พันธะโควาเลนต์เกิดจากการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน ทำให้ไม่มีอิเล็กตรอนอิสระในโครงสร้างโมเลกุล โมเลกุลโควาเลนต์จึงไม่นำไฟฟ้า
- จุดเดือด จุดหลอมเหลวค่อนข้างต่ำ ยกเว้นบางโมเลกุลที่มีโครงสร้างแบบโครงผลึกร่างตาข่ายโควาเลนต์ เช่น เพชร ซึ่งจะมีจุดเดือด จุดหลอมเหลวสูงมากๆ
- ความสามารถในการละลายของโมเลกุลโควาเลนต์จะหลากหลาย ขึ้นกับลักษณะขั้วของโมเลกุล $\Rightarrow$ “like dissolve like”

เปรียบเทียบสมบัติทั่วไปบางประการของสารประกอบไอออนิกและสารประกอบโคเวเลนต์

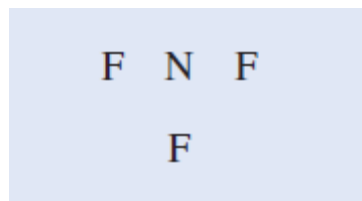
สมบัติ	NaCl	CCl ₄
ลักษณะ	ของแข็งสีขาว	ของเหลวใสไม่มีสี
จุดหลอมเหลว (°C)	801	- 23
ความร้อนของการหลอมเหลวต่อโมล (kJ/mol)	30.2	2.5
จุดเดือด (°C)	1413	76.5
ความร้อนของการกลายเป็นไอต่อโมล (kJ/mol)	600	30
การละลายน้ำ	มาก	น้อยมาก
การนำไฟฟ้า		
สถานะของแข็ง	ต่ำ	ต่ำ
สถานะของเหลว	มาก	ต่ำ

การเขียนโครงสร้างลิวิส

1. วางอะตอมที่สร้างพันธะกันอยู่ติดกัน แต่หากเป็นสารประกอบที่มีความซับซ้อน โดยทั่วไปอะตอมที่มีค่า EN น้อยที่สุดจะทำหน้าที่เป็นอะตอมกลาง ส่วน H และ ฮาโลเจน (F, Cl, Br, I) มักอยู่ที่ตำแหน่งปลายสุดของโครงสร้าง
2. นับจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด
กรณี ไอออนลบ ให้เพิ่มจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากับจำนวนประจุลบ
ไอออนบวก ให้หักลบจำนวนอิเล็กตรอนด้วยค่าประจุบวก
3. วาดพันธะเดี่ยวแบบโคเวเลนต์ระหว่างอะตอมกลาง และอะตอมที่อยู่ล้อมรอบ และทำให้อะตอมที่อยู่ล้อมรอบครบออกเตต อิเล็กตรอนที่เป็นของอะตอมกลางหรืออะตอมล้อมรอบ ที่ไม่เกี่ยวข้องกับการสร้างพันธะให้เขียนแสดงในรูปอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว
4. จากข้อ 1-3 หากอะตอมกลางมีอิเล็กตรอนน้อยกว่า 8 ตัว ให้ลองเติมพันธะคู่ หรือ พันธะสามระหว่างอะตอมกลางกับอะตอมที่อยู่ล้อมรอบ โดยใช้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจากอะตอมล้อมรอบมาเติมให้อิเล็กตรอนครบ 8 ตัว

ตัวอย่าง เขียนโครงสร้างลิวอิสของไนโตรเจนไตรฟลูออไรด์ (NF_3)

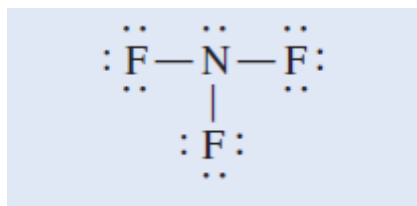
ขั้นตอนที่ 1 ค่า E.N. ของ $\text{N} < \text{F}$



ขั้นตอนที่ 2 นับเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด

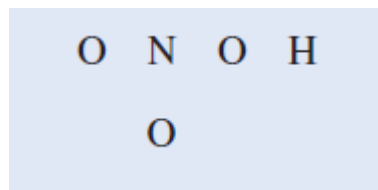
$$\begin{aligned} &= \text{N} + 3\text{F} \\ &= 5 + 3(7) \\ &= 26 e^- \end{aligned}$$

ขั้นตอนที่ 3 วาดพันธะเดี่ยวระหว่าง N และ F ทำการเติมอิเล็กตรอนครบ 8 สำหรับ F อิเล็กตรอน 2 ตัวที่เหลือ เขียนที่ N



ตัวอย่าง เขียนโครงสร้างลิวอิสของกรดไนตริก (HNO_3)

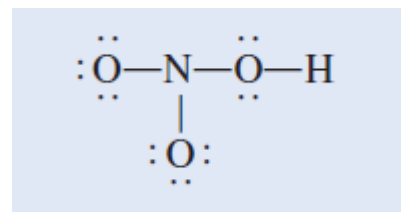
ขั้นตอนที่ 1 เขียนโครงสร้างของ HNO_3



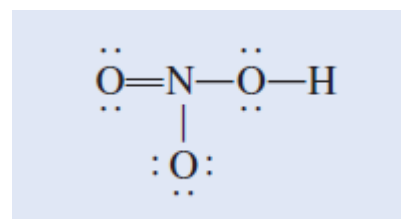
ขั้นตอนที่ 2 นับเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด

$$\begin{aligned} &= \text{H} + \text{N} + 3\text{O} \\ &= 1 + 5 + 3(6) \\ &= 24 e^- \end{aligned}$$

ขั้นตอนที่ 3 วาดพันธะเดี่ยวระหว่าง N และ O ทั้งสามอะตอม และ ระหว่าง O และ H
ทำการเติมอิเล็กตรอนของ O ให้ครบ 8

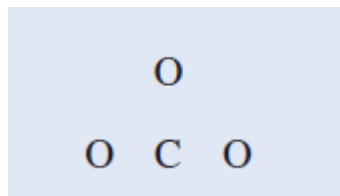


ขั้นตอนที่ 4 ทุกอะตอม O ครบออกเตต แต่ N มีเพียง $6e^-$ จึงย้ายอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจาก O 1 อะตอม เพื่อมาสร้างพันธะกับ N



ตัวอย่าง เขียนโครงสร้างลิวอิสของคาร์บอเนตไอออน (CO_3^{2-})

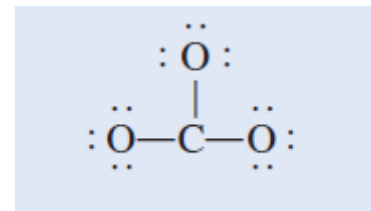
ขั้นตอนที่ 1 เขียนโครงสร้างของ CO_3^{2-}



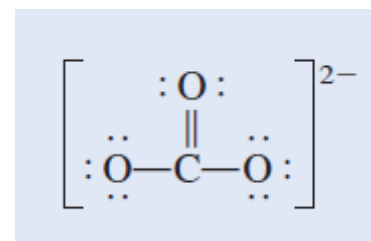
ขั้นตอนที่ 2 นับเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด

$$\begin{aligned} &= \text{C} + 3\text{O} + 2e^- \\ &= 4 + 3(6) + 2 \\ &= 24 e^- \end{aligned}$$

ขั้นตอนที่ 3 วาดพันธะเดี่ยวระหว่าง C และ O ทั้งสามอะตอม
ทำการเติมอิเล็กตรอนของ O ให้ครบ 8



ขั้นตอนที่ 4 ทุกอะตอม O ครบออกเตต แต่ C มีเพียง $6e^-$ จึงย้ายอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจาก O 1 อะตอม เพื่อมาสร้างพันธะกับ C



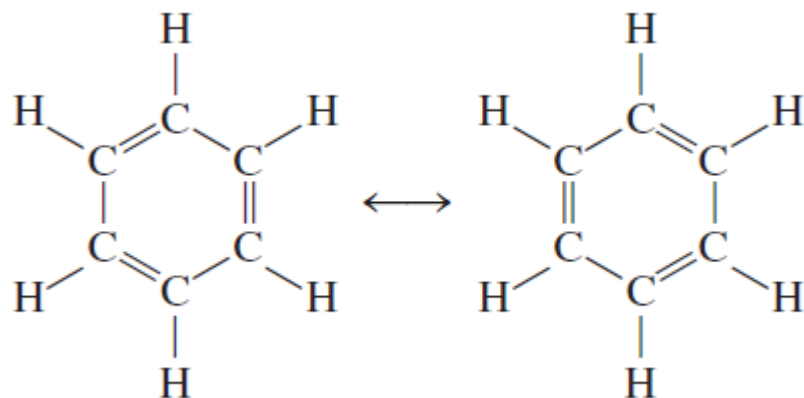
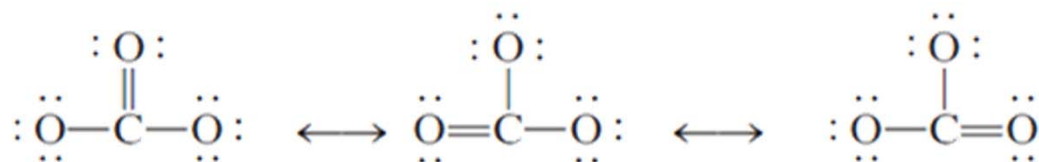
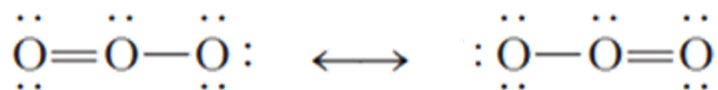
เรโซแนนซ์ (Resonance)

“ การใช้สอง หรือ หลายโครงสร้างลิวอิส เพื่อบรรยายถึงโมเลกุลหนึ่ง ”

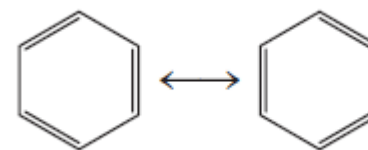
ตัวอย่าง โอโซน (O_3) พบว่าความยาวพันธะ $\text{O}-\text{O}$ ทั้งคู่มีเท่ากันคือ 128 pm



โครงสร้างเรโซแนนซ์ (resonance structure)



หรือ

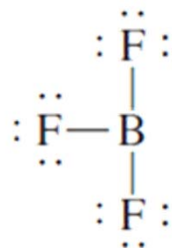


ข้อยกเว้นกฎออกเตต

❖ การไม่ครบออกเตต



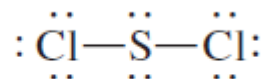
beryllium hydride



boron trifluoride

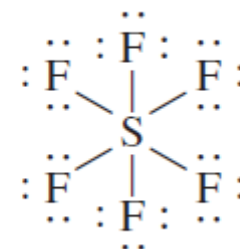
❖ กฎออกเตตแบบขยาย/เกินออกเตต

“อะตอมตั้งแต่คาบที่ 3 เมื่อเกิดสารประกอบ สามารถมีอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางเกิน 8 ตัวได้”



sulfur dichloride

(ครบออกเตต)



sulfur hexafluoride

(เกินออกเตต)

การเขียนสูตรโครงสร้างของสารประกอบโควาเลนต์

- ใช้สูตรโครงสร้างแบบลิวอิส คือใช้
 - แทน พันธะเดี่ยว
 - = แทน พันธะคู่
 - ≡ แทน พันธะสาม
 - .. แทน อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว
- สูตรโครงสร้างแบบเส้น คือ การเขียนเฉพาะอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะเท่านั้น โดยใช้สัญลักษณ์
 - หรือ = หรือ ≡ ลักษณะเดียวกับการเขียนแบบลิวอิส
- หาอะตอมกลาง และจำนวนพันธะโควาเลนต์ทั้งหมดก่อน
 - อะตอมกลาง คือ อะตอมที่ต้องมีจำนวนพันธะมากที่สุด
เช่น NH_3 อะตอมที่มีพันธะมากที่สุดคือ N (3 พันธะ)
 HCN อะตอมที่มีพันธะมากที่สุดคือ C (4 พันธะ)
 - จำนวนพันธะโควาเลนต์ มีประโยชน์ในการตรวจสอบว่าสูตรโครงสร้างที่เขียนถูกหรือไม่

$$\text{จำนวนพันธะโควาเลนต์} = \text{จำนวนอะตอมโลหะ} - 1$$

เช่น



$$\text{จำนวนพันธะโควาเลนต์} = 2 - 1 = 1$$

∴ มี 1 พันธะโควาเลนต์ คือ **O—H** ส่วน Na^+ กับ OH^- เป็นพันธะไอออนิก



$$\text{จำนวนพันธะโควาเลนต์} = 5 - 1 = 4$$

∴ มี 4 พันธะโควาเลนต์ ใน SO_4^{2-} ส่วน Ca^{2+} กับ SO_4^{2-} เป็นพันธะไอออนิก



$$\text{จำนวนพันธะโควาเลนต์} = 3 - 1 = 2$$

∴ มี 2 พันธะโควาเลนต์ คือ **H—C** และ **C≡N**

การอ่านชื่อสารประกอบโควาเลนต์

- อ่านชื่อธาตุตามลำดับก่อนหลัง ตามที่ปรากฏในสูตรเคมี
- เปลี่ยนชื่อของธาตุตัวหลังสุดให้ลงท้ายด้วยเสียง “ไอด์ (-ide)”
- ระบุจำนวนอะตอมที่ปรากฏด้วยภาษาละติน ยกเว้นกรณีธาตุตัวแรกมี 1 อะตอมไม่ต้องระบุ

จำนวนอะตอม	ภาษาละติน	
1	โมนโน	mono
2	ได	di
3	ไตร	tri
4	เตตระ	tetra
5	เพนตะ	penta
6	เฮกซะ	hexa
7	เฮปตะ	hepta
8	ออกตะ	octa
9	โนนะ	nona
10	เดคะ	deca

ตัวอย่าง การอ่านสารประกอบโคเวเลนต์

CO คาร์บอนโมนอกไซด์ หรือ คาร์บอนมอนอกไซด์ (carbonmonoxide)

CO₂ คาร์บอนไดออกไซด์ (carbondioxide)

NO₂ ไนโตรเจนไดออกไซด์ (nitrogendioxide)

N₂O₅ ไดไนโตรเจนเพนตะออกไซด์ (dinitrogenpentaoxide)

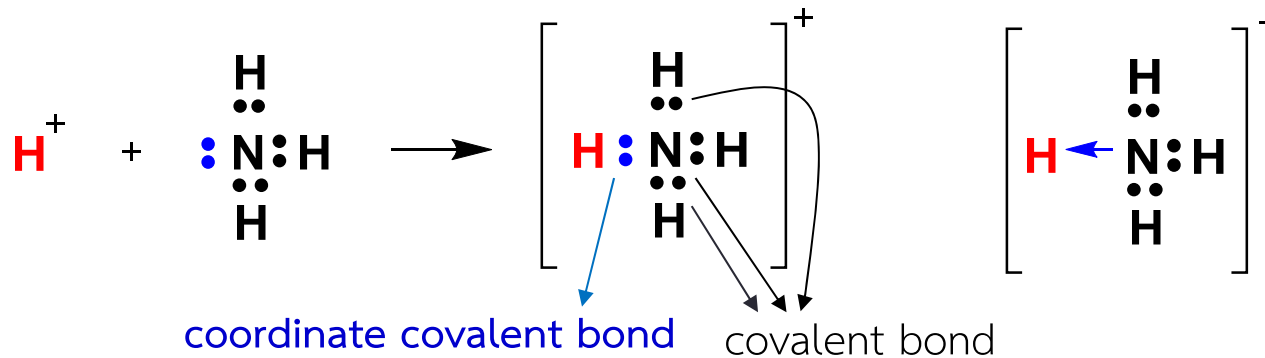
SO₂ ซัลเฟอร์ไดออกไซด์ (sulfurdioxide)

SO₃ ซัลเฟอร์ไตรออกไซด์ (sulfurtrioxide)

พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ (Coordinate covalent bond)

“คู่อิเล็กตรอนที่นำมาใช้ร่วมกัน มาจากอะตอมใดอะตอมหนึ่งเพียงอะตอมเดียว”

เช่น โมเลกุล NH_4^+ $\rightarrow$ เกิดจาก NH_3 ให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจากอะตอม N ให้แก่ H^+



การมีขั้วของพันธะและโมเลกุลโคเวเลนต์

ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (Electronegativities, EN): ความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนของอะตอม

Increasing electronegativity

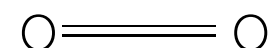
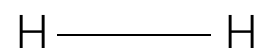
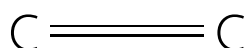
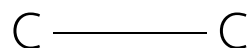
Increasing electronegativity																		
1A																	8A	
H 2.1	2A											3A	4A	5A	6A	7A		
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0		
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0		
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	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	Xe 2.6	
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	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 0.7	Ra 0.9																	

Increasing electronegativity



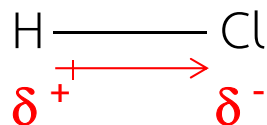
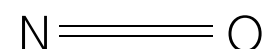
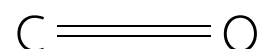
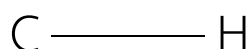
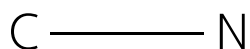
❖ พันธะโคเวเลนต์แบบไม่มีขั้ว หรือ พันธะไม่มีขั้ว (non-polar covalent bond)

“อะตอมที่มาสสร้างพันธะ มีค่า EN เท่ากัน”



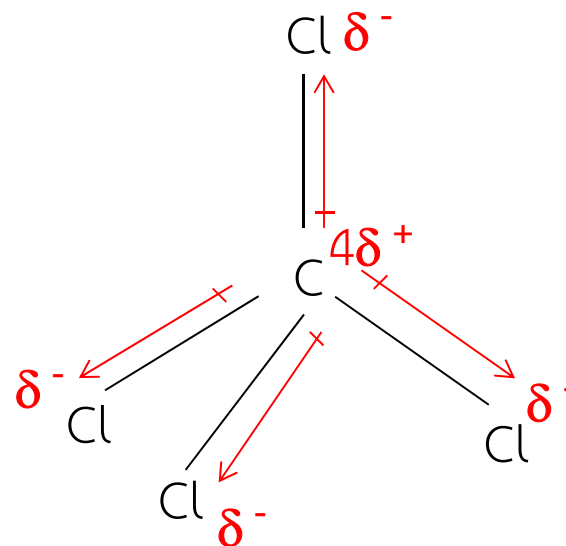
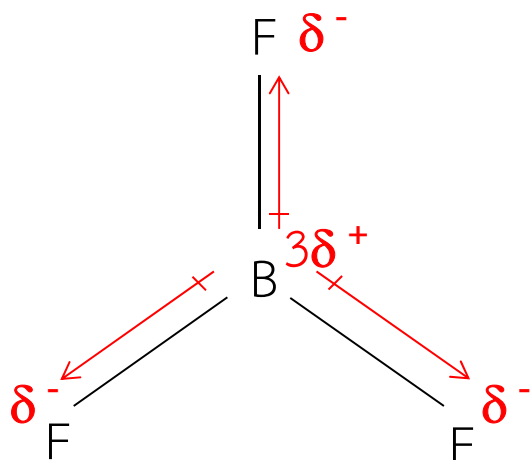
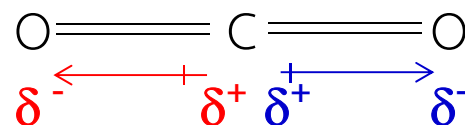
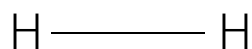
❖ พันธะโคเวเลนต์แบบมีขั้ว หรือ พันธะมีขั้ว (polar covalent bond)

“อะตอมคู่ร่วมพันธะเป็นอะตอมของธาตุต่างชนิดกัน คือ มีค่า EN ไม่เท่ากัน”



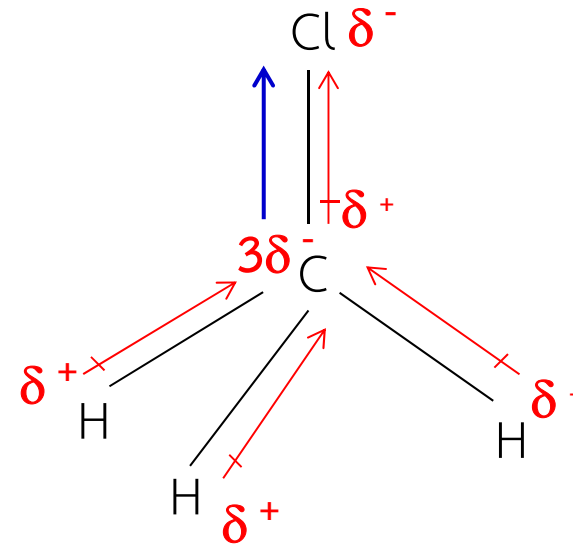
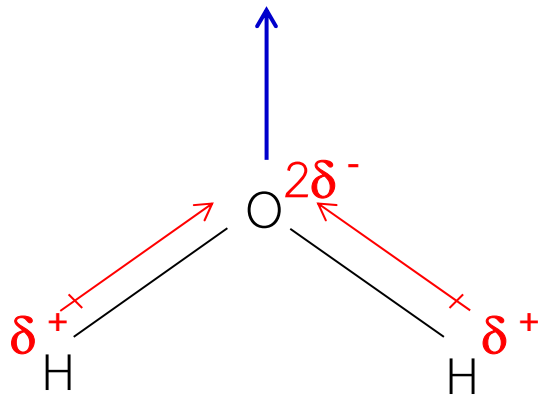
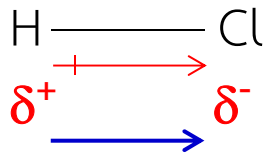
การมีขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์ “ขึ้นกับรูปร่างโมเลกุล และ ค่า EN ของอะตอม”

- ❖ โมเลกุลโคเวเลนต์แบบไม่มีขั้ว หรือ โมเลกุลไม่มีขั้ว (non-polar molecule)
“โมเลกุลที่ขั้วพันธะหักล้างกันหมด หรือ รวมกันได้เท่ากับศูนย์”



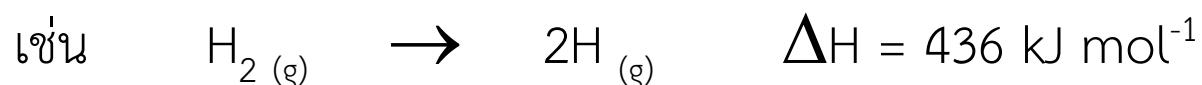
❖ โมเลกุลโคเวเลนต์แบบมีขั้ว หรือ โมเลกุลมีขั้ว (polar molecule)

“โมเลกุลที่ขั้วพันธะรวมกันแล้วมีค่าไม่เท่ากับศูนย์ คือหักล้างกันไม่หมด”



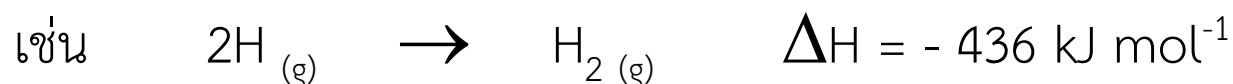
พลังงานพันธะกับความร้อนของปฏิกิริยา

- พลังงานที่เปลี่ยนแปลงในปฏิกิริยาเคมีใดๆ จะมีความเกี่ยวข้องโดยตรงกับพลังงานที่ต้องใช้ในการทำลายพันธะเคมีของสารตั้งต้น และการสร้างพันธะในสารผลิตภัณฑ์
- พลังงานพันธะ (bond energy) หมายถึง พลังงานที่ต้องใช้ในการทำลายพันธะเคมี เพื่อทำให้เกิดอนุภาค (อะตอม) ที่เป็นกลางทางไฟฟ้า



พลังงานที่ดูดกลืนเข้าไปในปฏิกิริยา คือ พลังงานพันธะของไฮโดรเจน

- ถ้าอะตอม 2 อะตอมมารวมกัน และเกิดพันธะเคมีขึ้น จะคายพลังงานออกมาเท่ากับพลังงานสลายพันธะ



- พลังงานของปฏิกิริยา (ΔH°)

$$\begin{aligned}\Delta H^\circ &= \sum \text{BE}(\text{reactants}) - \sum \text{BE}(\text{products}) \\ &= \text{total energy input} - \text{total energy released}\end{aligned}$$

ค่าพลังงานพันธะเฉลี่ยของพันธะชนิดต่างๆ

พันธะ	พลังงานพันธะ (kJ/mol)	พันธะ	พลังงานพันธะ (kJ/mol)
H—H	436.4	C—S	255
H—N	393	C=S	477
H—O	460	N—N	193
H—S	368	N=N	418
H—P	326	N≡N	941.4
H—F	568.2	N—O	176
H—Cl	431.9	N=O	607
H—Br	366.1	O—O	142
H—I	298.3	O=O	498.7
C—H	414	O—P	502
C—C	347	O=S	469
C=C	620	P—P	197
C≡C	812	P=P	489
C—N	276	S—S	268
C=N	615	S=S	352
C≡N	891	F—F	156.9
C—O	351	Cl—Cl	242.7
C=O [†]	745	Br—Br	192.5
C—P	263	I—I	151.0

ตัวอย่าง จงทำนายค่าพลังงานของปฏิกิริยา $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(g)}$

ชนิดพันธะที่สลาย	จำนวนพันธะที่สลาย	ค่าพลังงานพันธะ (kJ/mol)	ค่าพลังงานที่เปลี่ยนแปลง (kJ/mol)
H—H (H_2)	1	436.4	436.4
Cl—Cl (Cl_2)	1	242.7	242.7

ชนิดพันธะที่สร้าง	จำนวนพันธะที่สร้าง	ค่าพลังงานพันธะ (kJ/mol)	ค่าพลังงานที่เปลี่ยนแปลง (kJ/mol)
H—Cl (HCl)	2	431.9	863.8

$$\begin{aligned}
 \Delta H^\circ &= \text{พลังงานที่ใส่เข้าไป} - \text{พลังงานที่ได้ออกมา} \\
 &= [436.6 + 242.7] \text{ kJ/mol} - 863.8 \text{ kJ/mol} \\
 &= -184.7 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

ตัวอย่าง จงประมาณค่าพลังงานของปฏิกิริยา $\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ (-483.6kJ/mol)

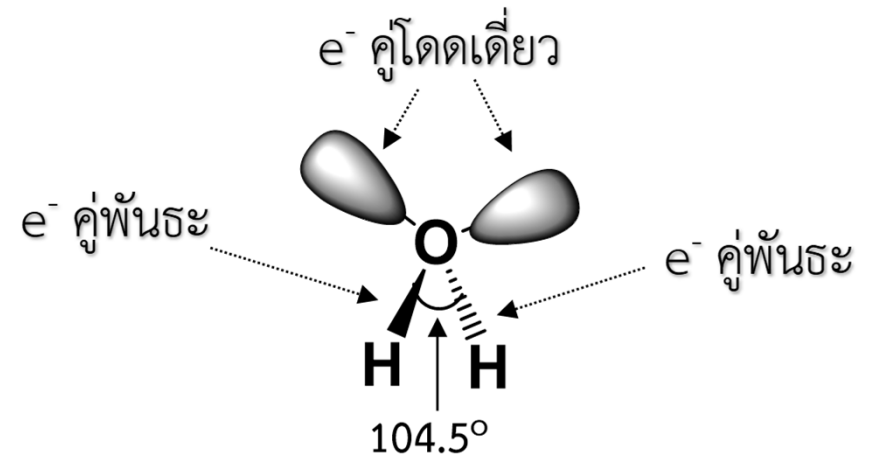
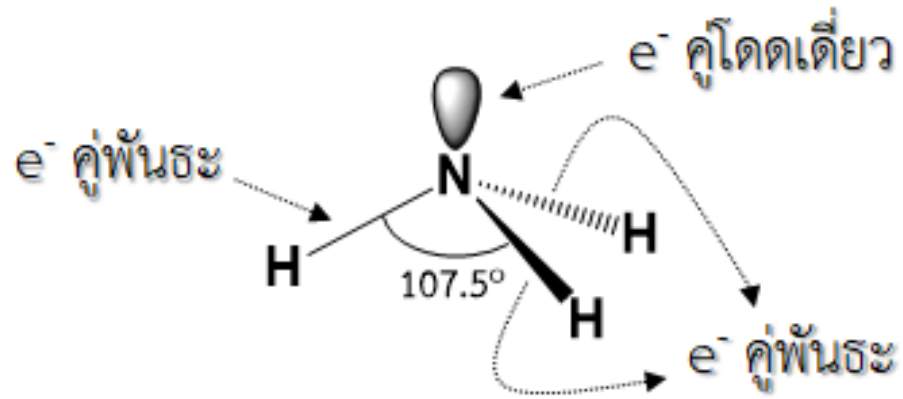
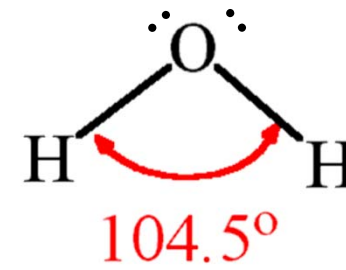
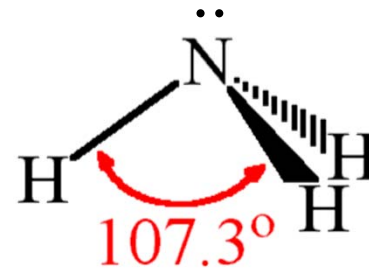
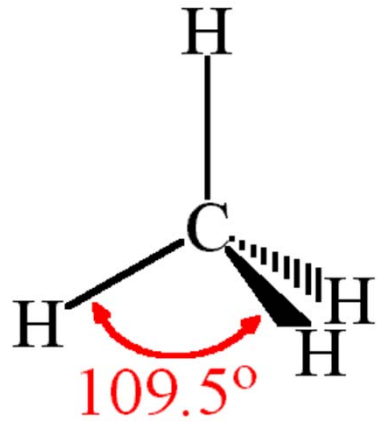
ทฤษฎีที่ใช้อธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์

- รูปร่างโมเลกุลโคเวเลนต์อย่างง่าย อาจทำนายได้โดย ทฤษฎีการผลักกันของคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์ (valence shell electron pair repulsion, VSEPR)
- แต่การใช้คู่อิเล็กตรอนร่วมกันเพื่อสร้างพันธะโคเวเลนต์ จะอาศัยทฤษฎีพันธะต่างๆ ในการอธิบาย
- ทฤษฎีที่นิยมใช้อย่างกว้างขวาง ได้แก่ ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (Valence Bond Theory, VBT) และ ทฤษฎีออร์บิทัลเชิงโมเลกุล (Molecular Orbital Theory, MOT) ร่วมกับแนวคิดใหม่ที่ใช้อธิบายพันธะที่เหมือนกันทุกประการหลายๆ พันธะในโมเลกุล เรียกว่า ไฮบริไดเซชัน (hybridization)

แบบจำลองแรงผลักของคู่อิเล็กตรอนในชั้นนอกสุด

(Valence-shell electron pair repulsion model: VSEPR)

- หากพิจารณาแรงผลักระหว่างคู่อิเล็กตรอน ถือว่าพันธะคู่และพันธะสามเหมือนกับพันธะเดี่ยว
- หากโมเลกุลมีโครงสร้างเรโซแนนซ์มากกว่า 2 โครงสร้าง เราสามารถใช้แบบจำลอง VSEPR อธิบายโครงสร้างใดก็ได้
- การผลักกันระหว่างคู่อิเล็กตรอน
 $\text{คู่อิเล็กตรอนเดี่ยว} - \text{คู่อิเล็กตรอนเดี่ยว} > \text{คู่อิเล็กตรอนเดี่ยว} - \text{คู่อิเล็กตรอนคู่} > \text{คู่อิเล็กตรอนคู่} - \text{คู่อิเล็กตรอนคู่}$
- ในระหว่างคู่อิเล็กตรอนที่ร่วมสร้างพันธะด้วยกัน การผลักกันจะลดลงเมื่อ EN ของอะตอมที่ล้อมรอบเพิ่มขึ้น ทั้งนี้เพราะอะตอมที่มีค่า EN สูง จะดึงดูดอิเล็กตรอนที่ร่วมสร้างพันธะเข้าหาตัวเองได้มาก ทำให้ความหนาแน่นรอบๆ อะตอมกลางน้อยลง เป็นผลทำให้มีการผลักกันลดน้อยลงด้วย



ถ้าให้สูตรทั่วไปของโมเลกุลเป็น AB_mE_n

โดยที่

A = อะตอมกลาง

B = อะตอมที่สร้างพันธะกับอะตอมกลาง

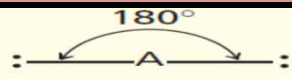
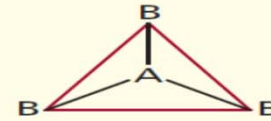
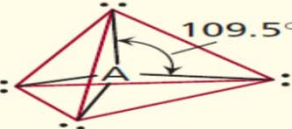
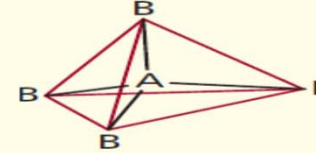
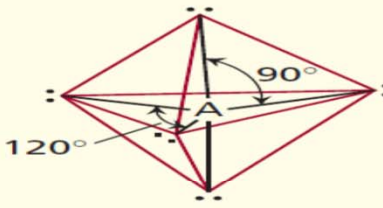
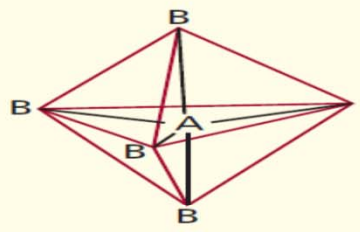
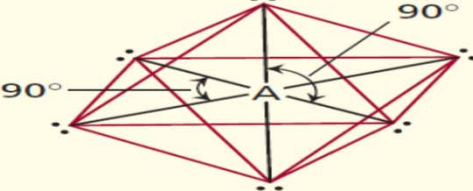
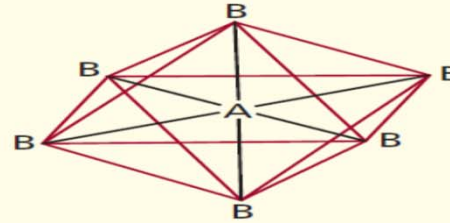
m = จำนวนคู่อิเล็กตรอนที่สร้างพันธะกับอะตอมกลาง

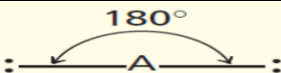
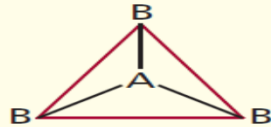
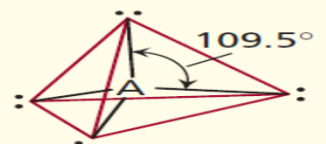
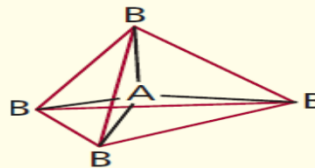
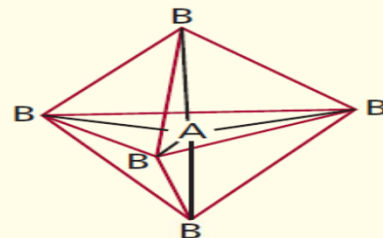
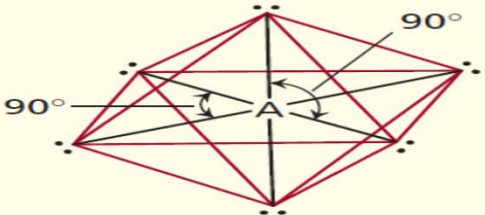
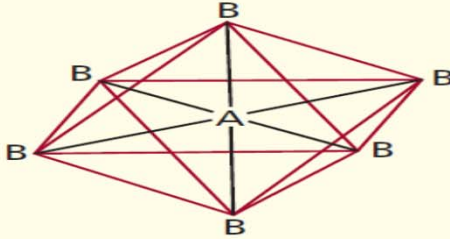
E = อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone pair e^-)

n = จำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

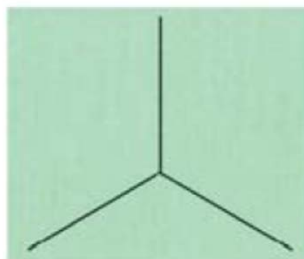
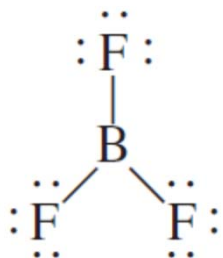
- โมเลกุลที่ไม่มี lone pair $e^- \rightarrow$ สูตรทั่วไปจะเป็น AX_mE_0 (หรือ AB_m)
- โมเลกุลที่มี lone pair e^- มีสูตรทั่วไป AB_mE_n โดยค่า m, n หลากหลาย $\Rightarrow$ รูปร่างจะแตกต่างกันไปขึ้นอยู่กับแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวและอิเล็กตรอนคู่พันธะ

❖ โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

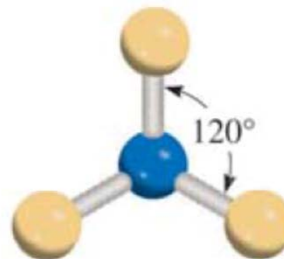
จำนวนคู่อิเล็กตรอน	การจัดของคู่อิเล็กตรอน	รูปร่างของโมเลกุล	ตัวอย่าง
2	 Linear	 Linear	$\text{BeCl}_2, \text{HgCl}_2$
3	 Trigonal planar	 Trigonal planar	BF_3
4	 Tetrahedral	 Tetrahedral	$\text{CH}_4, \text{NH}_4^+$
5	 Trigonal bipyramidal	 Trigonal bipyramidal	PCl_5
6	 Octahedral	 Octahedral	SF_6

จำนวนคู่อิเล็กตรอน	การจัดของคู่อิเล็กตรอน	รูปร่างของโมเลกุล	ตัวอย่าง
2	 Linear	B—A—B Linear	BeCl ₂ , HgCl ₂
3	 Trigonal planar	 Trigonal planar	BF ₃
4	 Tetrahedral	 Tetrahedral	CH ₄ , NH ₄ ⁺
5	 Trigonal bipyramidal	 Trigonal bipyramidal	PCl ₅
6	 Octahedral	 Octahedral	SF ₆

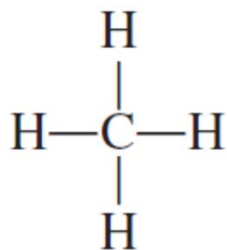
AB₃: BF₃ (Boron trifluoride)



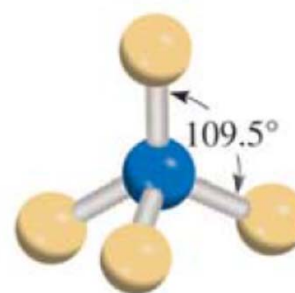
Planar



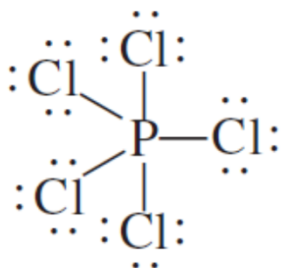
AB₄: CH₄ (Methane)



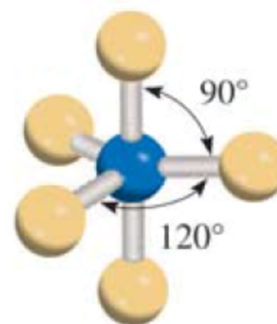
Tetrahedral



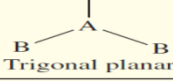
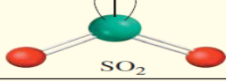
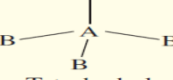
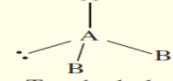
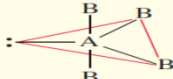
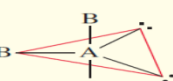
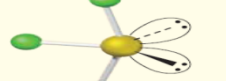
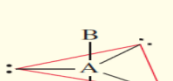
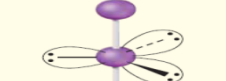
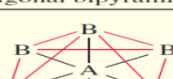
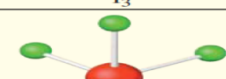
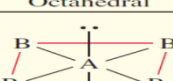
AB₅: PCl₅ (Phosphorus pentachloride)

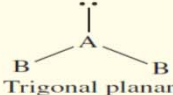
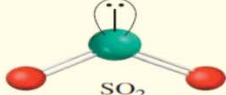
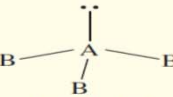
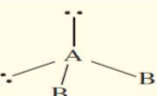
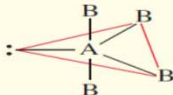
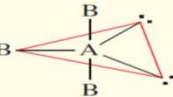
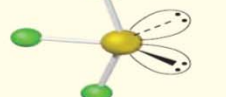
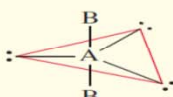
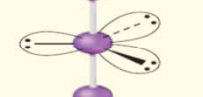
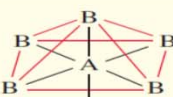
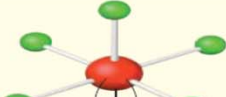
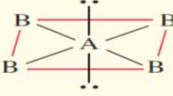
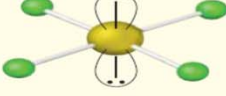


Trigonal bipyramidal

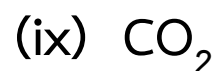
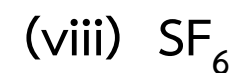
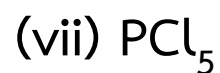
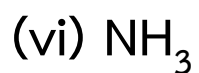
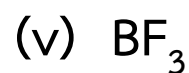
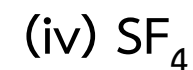
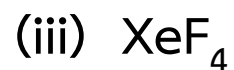


❖ โมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ หรือมากกว่า

ชนิด โมเลกุล	จำนวนคู่ อิเล็กตรอน ทั้งหมด	จำนวนคู่ อิเล็กตรอน คู่ร่วมพันธะ	จำนวนคู่ อิเล็กตรอน คู่โดดเดี่ยว	การจัดของคู่ อิเล็กตรอน	รูปร่างของ โมเลกุล	ตัวอย่าง
AB_2E	3	2	1	 Trigonal planar	Bent	 SO_2
AB_3E	4	3	1	 Tetrahedral	Trigonal pyramidal	 NH_3
AB_2E_2	4	2	2	 Tetrahedral	Bent	 H_2O
AB_4E	5	4	1	 Trigonal bipyramidal	Distorted tetrahedron (or seesaw)	 SF_4
AB_3E_2	5	3	2	 Trigonal bipyramidal	T-shaped	 ClF_3
AB_2E_3	5	2	3	 Trigonal bipyramidal	Linear	 I_3^-
AB_5E	6	5	1	 Octahedral	Square pyramidal	 BrF_5
AB_4E_2	6	4	2	 Octahedral	Square planar	 XeF_4

ชนิด โมเลกุล	จำนวนคู่ อิเล็กตรอน ทั้งหมด	จำนวนคู่ อิเล็กตรอน คู่ร่วมพันธะ	จำนวนคู่ อิเล็กตรอน คู่โดดเดี่ยว	การจัดของคู่ อิเล็กตรอน	รูปร่างของ โมเลกุล	ตัวอย่าง
AB_2E	3	2	1	 Trigonal planar	Bent	 SO_2
AB_3E	4	3	1	 Tetrahedral	Trigonal pyramidal	 NH_3
AB_2E_2	4	2	2	 Tetrahedral	Bent	 H_2O
AB_4E	5	4	1	 Trigonal bipyramidal	Distorted tetrahedron (or seesaw)	 SF_4
AB_3E_2	5	3	2	 Trigonal bipyramidal	T-shaped	 ClF_3
AB_2E_3	5	2	3	 Trigonal bipyramidal	Linear	 I_3
AB_5E	6	5	1	 Octahedral	Square pyramidal	 BrF_5
AB_4E_2	6	4	2	 Octahedral	Square planar	 XeF_4

ตัวอย่าง จงใช้หลัก VSEPR ทำนายรูปร่างของโมเลกุลต่อไปนี้



วิธีทำ (i) CH_4

อะตอมกลาง คือ C มีจำนวน valence electron = $4 e^-$

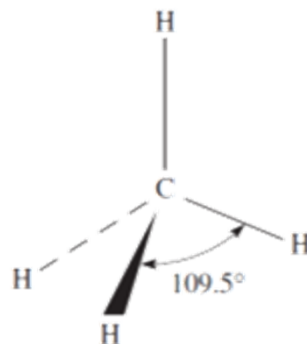
จำนวน e^- ของอะตอม H ที่มาร่วมสร้างพันธะ = $1 \times 4 \text{ อะตอม} = 4 e^-$

รวม จำนวนอิเล็กตรอน = $8 e^-$

ดังนั้น จำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้สร้างพันธะ = $8 e^-$ (4 คู่)

อะตอมกลางจะเหลืออิเล็กตรอนที่ไม่ใช้เกิดพันธะ = $0 e^-$

ดังนั้น $\text{CH}_4 = \text{AB}_4 \Rightarrow$ รูปร่างเป็น **ทรงสี่หน้า (tetrahedral)**



วิธีทำ

(iii) XeF_4

อะตอมกลาง คือ Xe มีจำนวน valence electron = $8 e^-$

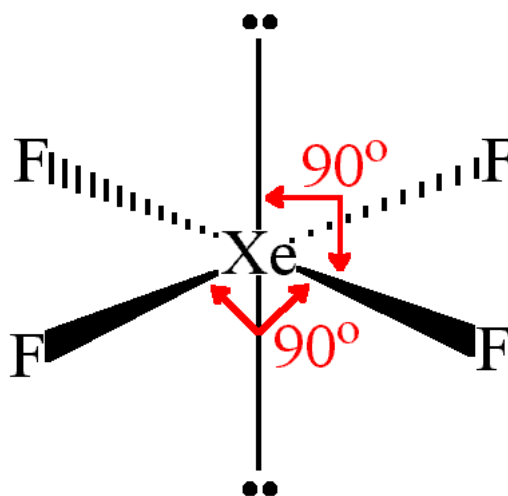
จำนวน e^- ของอะตอม F ที่มาร่วมสร้างพันธะ = $1 \times 4 \text{ อะตอม} = 4 e^-$

รวม จำนวนอิเล็กตรอน = $12 e^-$

ดังนั้น จำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้สร้างพันธะ = $8 e^-$ (4 คู่)

อะตอมกลางจะเหลืออิเล็กตรอนที่ไม่ใช่เกิดพันธะ = $4 e^-$ (2 คู่)

ดังนั้น $\text{XeF}_4 = \text{AB}_4\text{E}_2 \Rightarrow$ รูปร่างเป็น **สี่เหลี่ยมแบนราบ (square planar)**



วิธีทำ

(iv) SF_4

อะตอมกลาง คือ S มีจำนวน valence electron = $6 e^-$

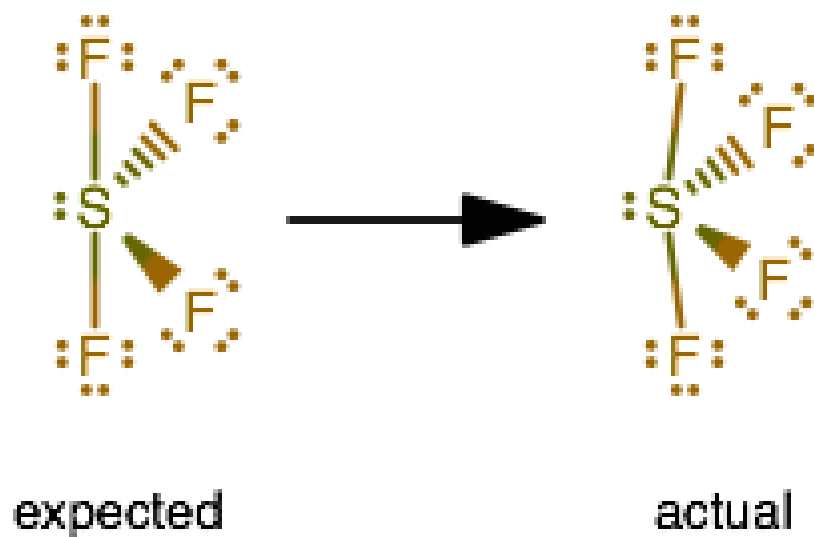
จำนวน e^- ของอะตอม F ที่มาร่วมสร้างพันธะ = $1 \times 4 \text{ อะตอม} = 4 e^-$

รวม จำนวนอิเล็กตรอน = $10 e^-$

ดังนั้น จำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้สร้างพันธะ = $8 e^-$ (4 คู่)

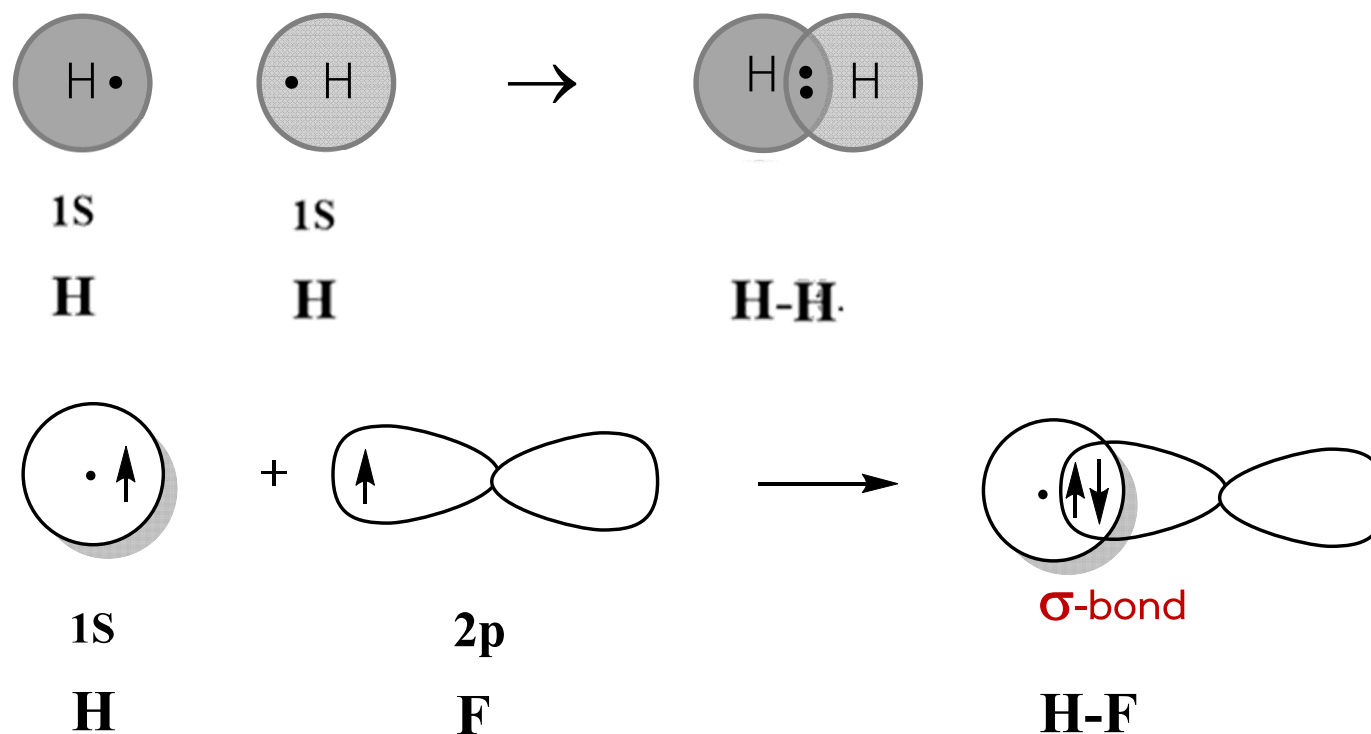
อะตอมกลางจะเหลืออิเล็กตรอนที่ไม่ใช่เกิดพันธะ = $2 e^-$ (1 คู่)

ดังนั้น $\text{SF}_4 = \text{AB}_4\text{E} \Rightarrow$ รูปร่างเป็น **กระดานหก (seesaw)**



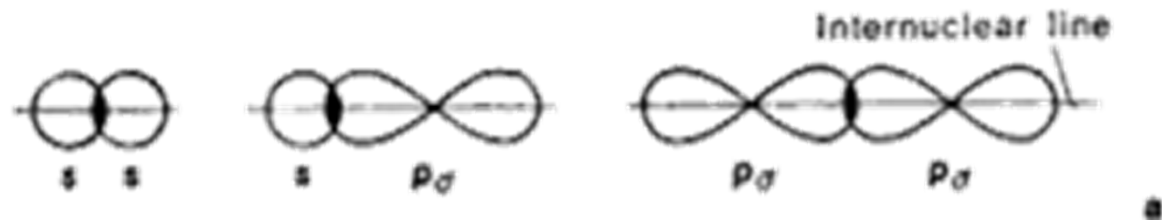
ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (Valence bond theory: VBT)

“อธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ว่าเกิดจากการที่คู่อะตอมที่จะมาสร้างพันธะกันนั้น ต้องใช้ออร์บิทัลของแต่ละอะตอม (atomic orbital) มาซ้อนทับกัน (overlap) เกิดเป็นบริเวณของออร์บิทัลที่ทั้ง 2 อะตอมใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะร่วมกัน และเป็นบริเวณที่อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะสามารถเคลื่อนที่ไปมาได้ ส่วนออร์บิทัลและอิเล็กตรอนที่ไม่เกี่ยวกับการสร้างพันธะนั้นยังคงเป็นเฉพาะของแต่ละอะตอมอยู่”



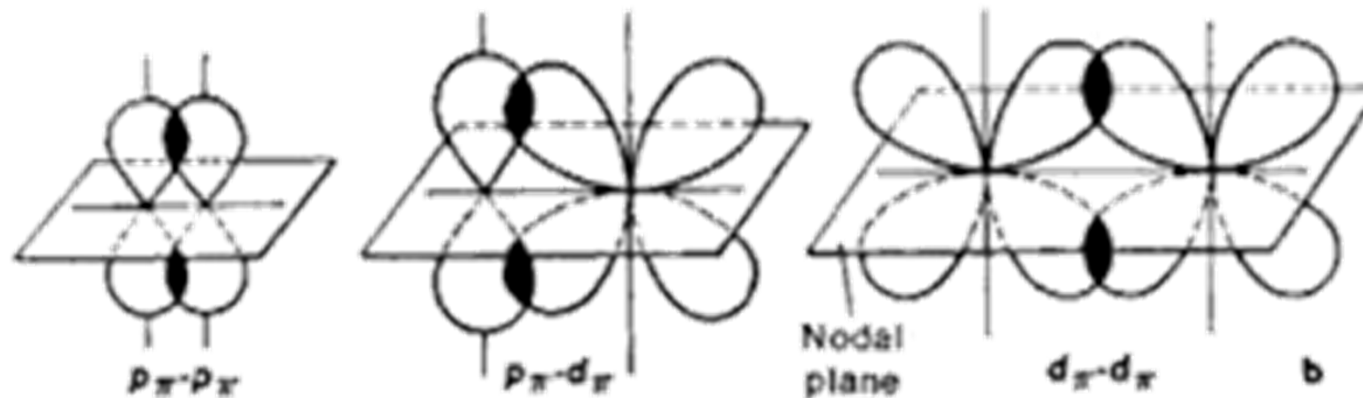
❖ การซ้อนทับแบบ “head-to-head”

ทำให้การซ้อนทับกันนั้นมีความแข็งแรงสูง เกิดเป็นพันธะ “ซิกมา (sigma bong, σ)”



❖ การซ้อนทับแบบ “side-to-side”

เป็นการซ้อนทับด้านข้างของออร์บิทัล ซึ่งไม่แข็งแรงมากนัก เกิดเป็นพันธะ “ไพ (pi bong, π)”



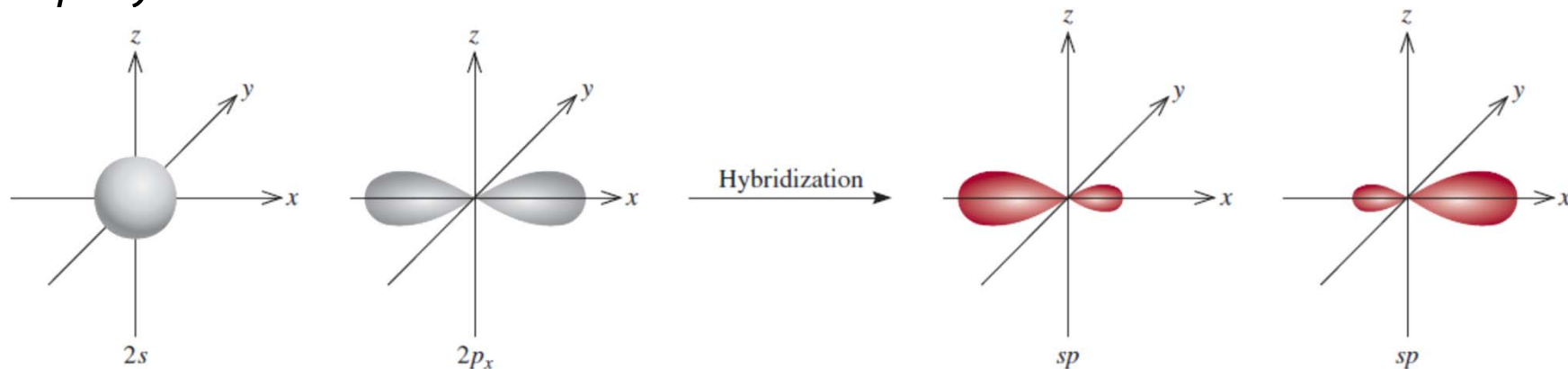
พันธะไพ ไม่สามารถเกิดขึ้นเดี่ยวๆ ได้ ต้องเกิดร่วมกับพันธะซิกมาเสมอ

- พันธะคู่: $1\sigma + 1\pi$
- พันธะสาม: $1\sigma + 2\pi$

ไฮบริไดเซชัน (hybridization)

การรวมกันของออร์บิทัลในวงนอกสุดของอะตอม เพื่อเตรียมใช้ในการสร้างพันธะโคเวเลนต์

❖ sp -hybridization

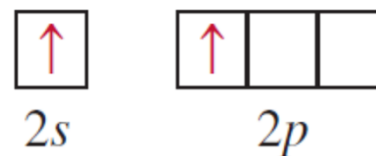


BeCl_2 (beryllium chloride)

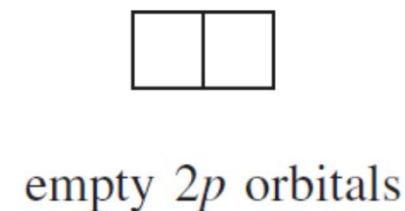
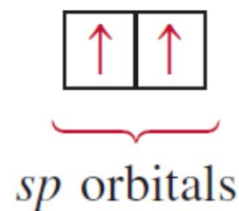
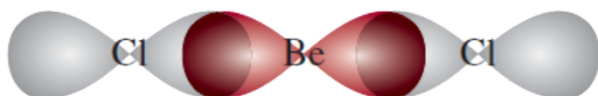
แผนภาพเวเลนซ์ออร์บิทัลสำหรับเวเลนซ์อิเล็กตรอนใน Be



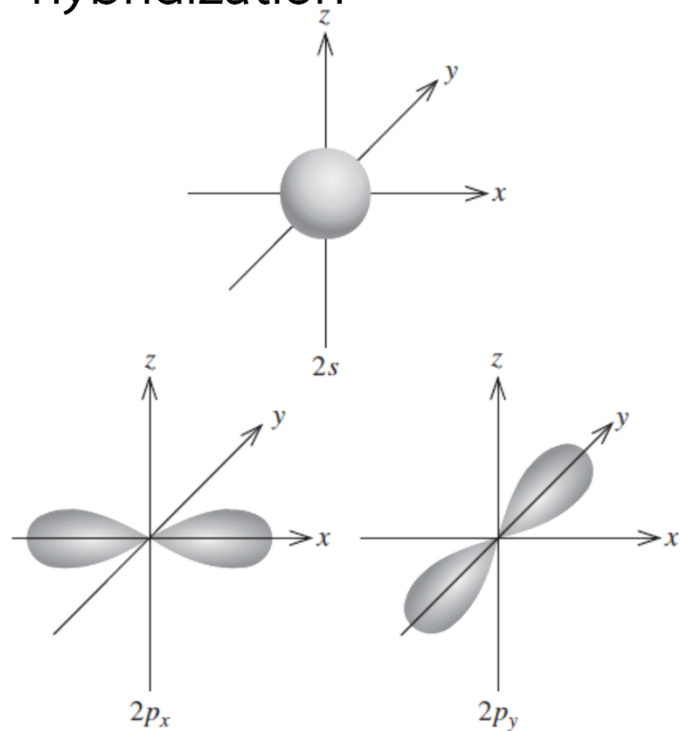
กระตุ้น $2s$ อิเล็กตรอน 1 ตัว ไปยัง $2p$ ออร์บิทัล



สร้าง sp -hybrid orbital



❖ sp^2 -hybridization

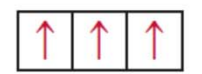
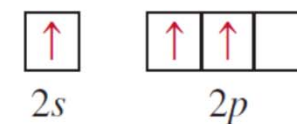
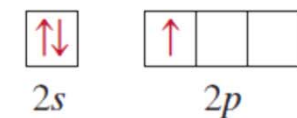
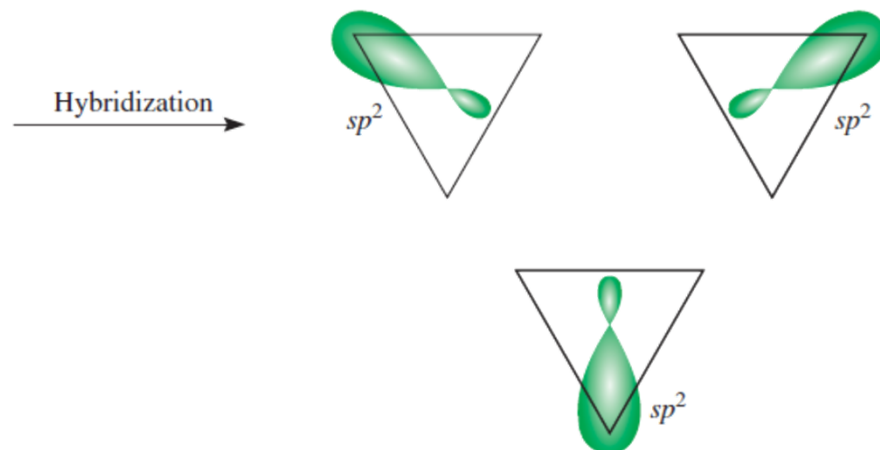


BF_3 (boron trifluoride)

แผนภาพเวเลนซ์ออร์บิทัลของ B

กระตุ้น $2s$ อิเล็กตรอน 1 ตัว ไปยัง $2p$ ออร์บิทัล

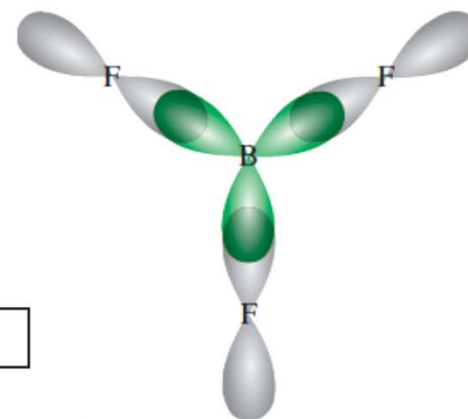
สร้าง sp^2 -hybrid orbital



sp^2 orbitals



empty $2p$ orbital

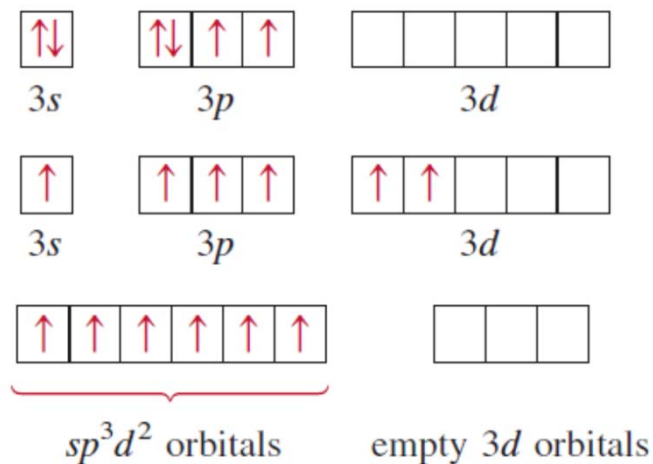


SF₆ (sulfur hexafluoride)

แผนภาพเวเลนซ์ออร์บิทัลของ S

กระตุ้น 3s และ 3p อิเล็กตรอน ไปยัง 3d ออร์บิทัล

สร้าง sp^3d^2 -hybrid orbital

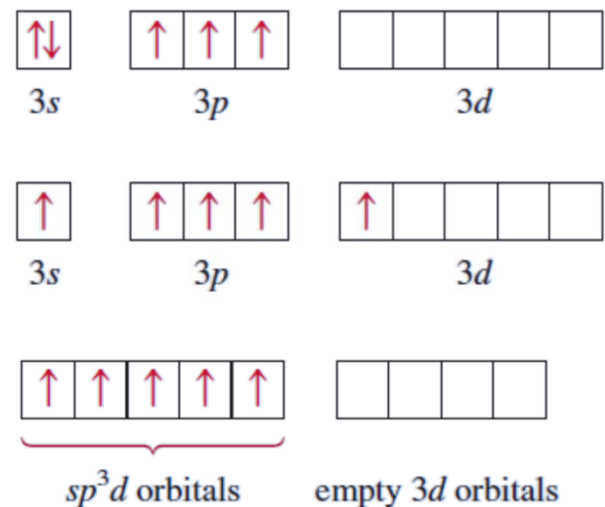


PBr₅ (phosphorous pentabromide)

แผนภาพเวเลนซ์ออร์บิทัลของ P

กระตุ้น 3s อิเล็กตรอน ไปยัง 3d ออร์บิทัล

สร้าง sp^3d -hybrid orbital

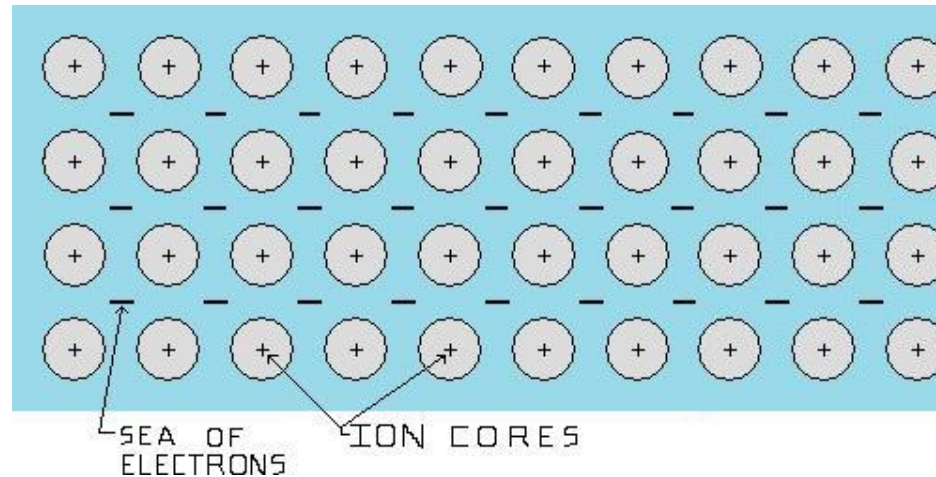


สูตรทั่วไป รูปร่างโมเลกุล และชนิดการไฮบริไดเซชัน

สูตรทั่วไป	ชนิดการไฮบริไดเซชัน	รูปร่างโมเลกุล	ตัวอย่าง
AB_2	sp	เส้นตรง	$BeCl_2$
AB_2E	sp^3	ตัว V	SO_2, O_3
AB_2E_2	sp^3	ตัว V	H_2O
AB_2E_3	sp^3d	เส้นตรง	XeF_3
AB_3	sp^2	สามเหลี่ยมแบนราบ	BF_3
AB_3E	sp^3	พีระมิดฐานสามเหลี่ยม	NH_3, PCl_3
AB_3E_2	sp^3d	ตัว T	ICl_3
AB_4	sp^3	ทรงเหลี่ยมสี่หน้า	CH_4, NH_4^+
AB_4E	sp^3d	พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม	SF_4
AB_4E_2	sp^3d^2	สี่เหลี่ยมแบนราบ	XeF_4
AB_5	sp^3d	พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม	PCl_5
AB_5E	sp^3d^2	พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม	IF_5
AB_6	sp^3d^2	ทรงเหลี่ยมแปดหน้า	SF_6

3. พันธะโลหะ (Metallic bond)

- สมบัติของโลหะ ได้แก่
 - เป็นตัวนำความร้อนและนำไฟฟ้าที่ดี
 - แข็ง แต่บิดหรือทำให้โค้งงอได้
 - เป็นเงามัน สะท้อนแสงได้
 - จุดหลอมเหลวและจุดเดือดสูง
- โลหะจะไม่อยู่ในรูปโมเลกุลของสารที่สามารถบอกได้ว่า 1 โมเลกุลประกอบด้วยอะตอมของธาตุใดบ้าง อย่างละกี่อะตอม แต่โลหะจะมีลักษณะเป็นแบบ “โครงข่าย (network)”
- เวเลนซ์อิเล็กตรอนของโลหะจะจับอยู่กับนิวเคลียสของอะตอมด้วยแนวทางไฟฟ้าอย่างหลวมๆ ทำให้เวเลนซ์อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ได้ดี



“ทะเลหมอกอิเล็กตรอน”

- อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่ได้อิสระ (delocalized electron) ทำให้โครงสร้างของโลหะมีลักษณะที่ต่อเนื่องกันไปไม่มีที่สิ้นสุด ทำให้โลหะสามารถนำไฟฟ้าได้ดี
- จากการที่ไอออนของโลหะสามารถเกิดการเปลี่ยนตำแหน่งได้ จึงทำให้สามารถยืด หรือเปลี่ยนรูปร่างของโลหะได้
- การที่ไอออนเกิดการเคลื่อนไหวได้จึงทำให้โลหะสามารถนำความร้อนได้

4. แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

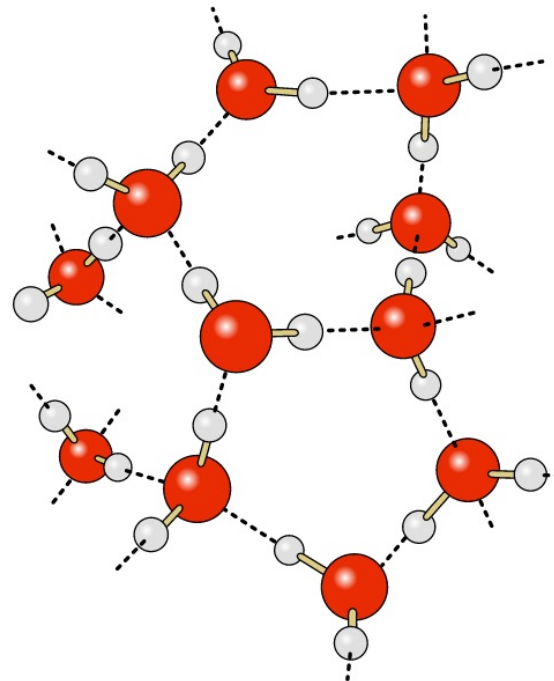
- โครงสร้างสารประกอบไอออนิก และโลหะ มีแรงยึดเหนี่ยวอะตอมเป็นพันธะไอออนิก และพันธะโลหะ มีลักษณะเป็นแบบโครงข่ายที่ต่อเนื่องกันไป ดังนั้นจึงไม่สามารถแยกโมเลกุลของสารประกอบเหล่านี้ได้
- โมเลกุลโคเวเลนต์ ในหนึ่งโมเลกุลใดๆ พันธะที่ยึดเหนี่ยวอะตอมแต่ละอะตอม คือ พันธะโคเวเลนต์ ซึ่งโมเลกุลไม่ได้อยู่เดี่ยวๆ แต่จะยึดเหนี่ยวกันด้วยแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (intermolecular interaction)

แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีขั้ว (Dipole-dipole attraction)

- เป็นแรงที่เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วถาวร (permanent dipole molecule) เช่น PCl_3 และ NO
- จัดเป็นแรงยึดเหนี่ยวอย่างอ่อนเมื่อเทียบกับพันธะไอออนิก และพันธะโคเวเลนต์ ($\sim 1\%$)
- แรงยึดเหนี่ยวจะลดลงอย่างรวดเร็ว เมื่อระยะห่างระหว่างโมเลกุลมีค่าเพิ่มขึ้น ดังนั้น แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีขั้วที่อยู่ในสถานะแก๊สจึงมีค่าน้อยมาก
- เป็นปัจจัยสำคัญที่กำหนดจุดเดือด จุดหลอมเหลวของสาร นั่นคือ โมเลกุลที่มีขั้วมาก จะมีจุดเดือด จุดหลอมเหลว สูงกว่าโมเลกุลที่มีขั้นน้อยกว่า

พันธะไฮโดรเจน (Hydrogen bond)

- เป็นแรงดึงดูดทางไฟฟ้าระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วที่มีความแข็งแรง (5-10% ของพันธะโคเวเลนต์)
- เกิดระหว่างอะตอมที่มีขนาดเล็กมาก และมีประจุบวกสูง คือ H กับอะตอมที่มีความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนสูงมาก ทำให้มีความเป็นลบสูง คือ F, O, N
- โมเลกุลจะมีจุดเดือด จุดหลอมเหลว สูงกว่าโมเลกุลโคเวเลนต์ทั่วไป เช่น H_2O

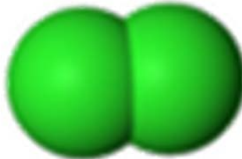
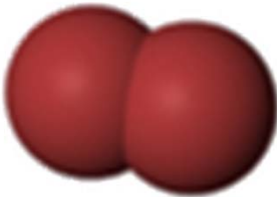
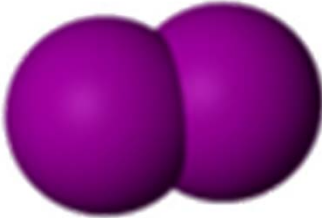


เส้นประต่างๆ คือ พันธะไฮโดรเจน

แรงลอนดอน (London force)

- บางครั้งเรียก แรงดึงดูดแบบแผ่กระจาย (disperse attractive force) หรือ แรงแวนเดอร์วาลส์ (van der Waals force)
- เป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลไม่มีขั้ว
- เป็นแรงที่ไม่มีทิศทางชัดเจน และไม่ทำให้เกิดความเป็นระเบียบในการจัดเรียงตัวกันของอะตอม หรือโมเลกุล เป็นแรงยึดเหนี่ยวอย่างอ่อน ไม่ถาวร
- เป็นแรงที่พบในอะตอม โมเลกุล หรือไอออนทุกชนิด แต่ไม่มีอิทธิพลในโมเลกุลที่มีขั้วถาวร
- โมเลกุลขนาดใหญ่ จะมีแรงลอนดอนระหว่างโมเลกุลมากกว่าโมเลกุลขนาดเล็ก
 - Propane ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$) มีจุดเดือดเท่ากับ 42.1°C
 - Hexane ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$) มีจุดเดือดเท่ากับ 68.7°C

จุดเดือดและสถานะของธาตุฮาโลเจนที่อุณหภูมิและความดันปกติ

โมเลกุล	จุดเดือด ($^{\circ}\text{C}$)	จุดหลอมเหลว ($^{\circ}\text{C}$)	ภาพโมเลกุล
F_2 (แก๊ส)	- 188	- 223	
Cl_2 (แก๊ส)	- 34	- 102	
Br_2 (ของเหลว)	+ 59	- 7	
I_2 (ของแข็ง)	+ 185	+114	

สรุปประเภทของพันธะเคมี

❖ พันธะไอออนิก (Ionic bond)

เป็นแรงทางไฟฟ้า (electrostatic force) ที่เกิดขึ้นระหว่างอะตอมของธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกติวิตี (Electronegativity, EA) ต่ำ คือ สูญเสียอิเล็กตรอนได้ง่าย กับ อะตอมของธาตุที่มีค่าอิเล็กตรอนแอฟฟินิตี (Electron affinity, EA) สูง คือ ดึงอิเล็กตรอนได้ดี
“เป็นพันธะที่เกิดจากการรวมกันของไอออนบวกและไอออนลบ”

❖ พันธะโคเวเลนต์ (Covalence bond)

เป็นพันธะที่เกิดจากการนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน

❖ พันธะโลหะ (Metallic bond)

เป็นพันธะที่เกิดในโลหะ ซึ่งทำให้โลหะนำไฟฟ้าและความร้อนได้ดี สามารถตีเป็นแผ่นหรือดึงเป็นเส้นได้ มีความแตกต่างระหว่างอุณหภูมิหลอมเหลวและจุดเดือดกว้าง เป็นต้น

❖ พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ (Coordinated covalence bond)

เป็นพันธะโคเวเลนต์ชนิดหนึ่ง แต่เวเลนซ์อิเล็กตรอนที่นำมาใช้ร่วมกันนั้น มาจากอะตอมใดอะตอมหนึ่งเพียงอะตอมเดียว