เอกสารประกอบการบรรยาย
วิชา คม101 หลักเคมี 1

พันธะเคมี (Chemical bonding)

- พันธะไอออนิก
- พันธะโคเวเลนต์
- พันธะโลหะ
- แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

อาจารย์ ดร. วีรินท์รดา ทะปะละ

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

ปีการศึกษา 1/2564

- **พันธะเคมี (chemical bond)** หมายถึง แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมของธาตุเพื่อที่จะเกิดเป็นโมเลกุล หรือสารประกอบ

- อะตอมของธาตุจะเกิดอันตรกิริยา (interaction) ต่อกัน เกิดเป็นแรงที่ยึดเหนี่ยวอะตอมไว้ด้วยกัน เพื่อเกิดเป็นกลุ่มของอะตอมที่เสถียรมากขึ้น

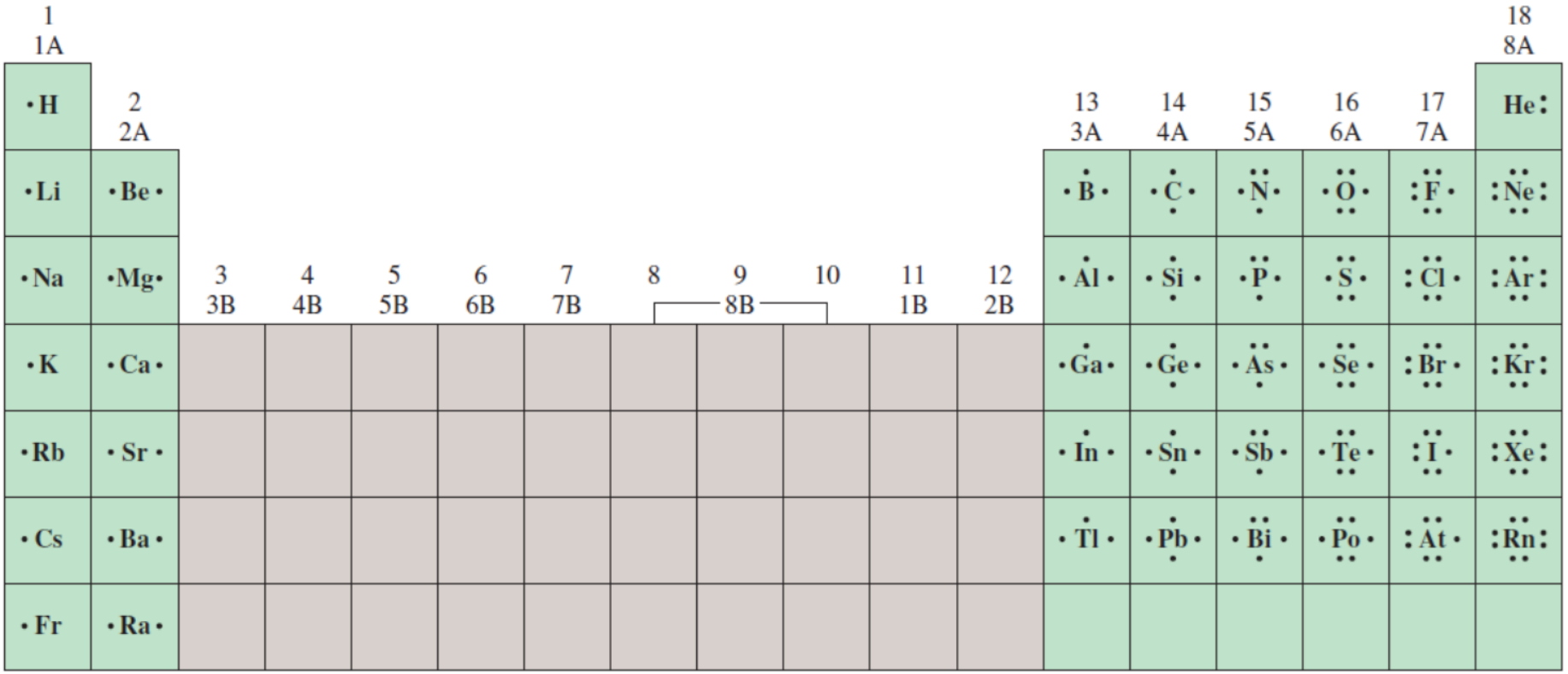
- อิเล็กตรอนที่เกี่ยวข้องโดยตรง คือ อิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานวงนอกสุด (valence shell) หรือเรียกว่า “เวเลนซ์อิเล็กตรอน (valence electron)”

- อะตอมของธาตุใดๆ จะมาทำปฏิกิริยากันเพื่อเกิดเป็นแรงยึดเหนี่ยวทางเคมีจะเป็นไปตาม “กฎออกเตต (octet rule)” คือ อะตอมจะมารวมกันเพื่อทำให้อิเล็กตรอนวงนอกสุดมีจำนวนรวมเท่ากับ 8 ซึ่งเป็นการจัดเรียงอิเล็กตรอนเหมือนแก๊สมีตระกูล (noble gas)

- พันธะเคมีที่เกิดขึ้นในโมเลกุลหรือสารประกอบ เป็นปัจจัยหลักในการกำหนดโครงสร้าง สมบัติทางเคมี และสมบัติทางกายภาพของสารประกอบนั้น

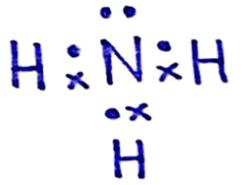
สัญลักษณ์จุดของลิวอิส (Lewis dot symbol)

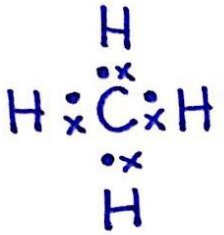
"สัญลักษณ์ที่ใช้เขียนแสดงการดำเนินไปของปฏิกิริยา และการเปลี่ยนแปลงจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนรอบๆ อะตอม"

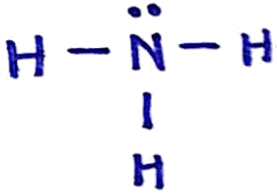


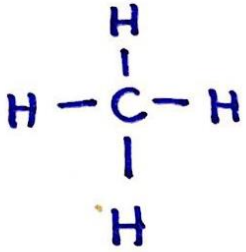
จุด 1 จุด แทน 1 เวเลนซ์อิเล็กตรอน

เป็นไปตามกฎออกเตต

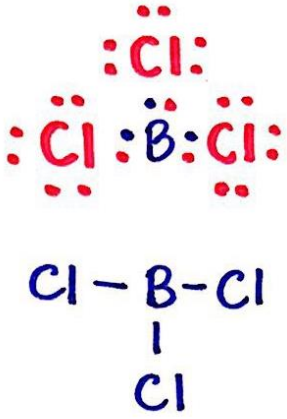




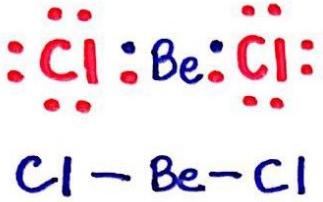


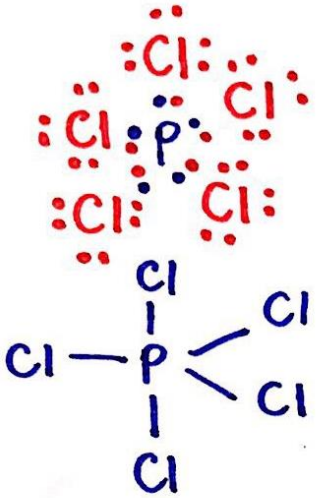


ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต



“ไม่ครบออกเตต”





“เกินออกเตต”

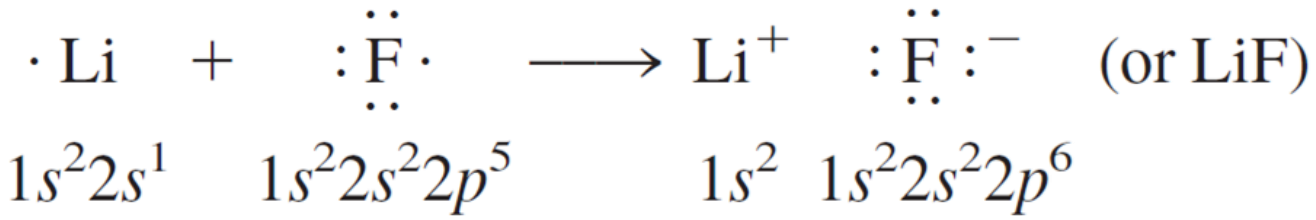
คู่ของอิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกัน เรียกว่า อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ (bond pair electron)

เขียนแทนโดยใช้เส้นตรง โดย 1 เส้นแทน 1 คู่อิเล็กตรอน

1. พันธะไอออนิก (Ionic bond)

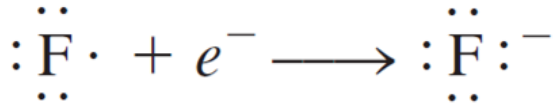
- พันธะไอออนิกเป็นแรงทางไฟฟ้า (electrostatic force) ที่ยึดเหนี่ยวไอออนไบวก (cation) และไอออนลบ(anion) ไว้ด้วยกัน เกิดเป็นสารประกอบไอออนิก (ionic compound)
- เกิดระหว่างอะตอมของธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (electronegativity, EN) ต่ำ กับอะตอมของธาตุที่มีค่าอิเล็กตรอนอัฟฟินิตี (electron affinity, EA) สูง
- ธาตุที่มี I.E. ต่ำ จะเสียอิเล็กตรอนได้ง่าย จึงมีแนวโน้มเกิดเป็นไอออนบวก ได้แก่ กลุ่มของโลหะอัลคาไล (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

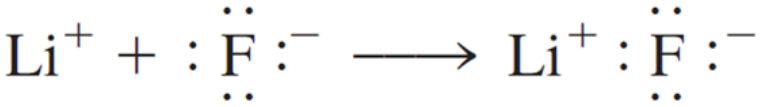


การเสียอิเล็กตรอนของ Li

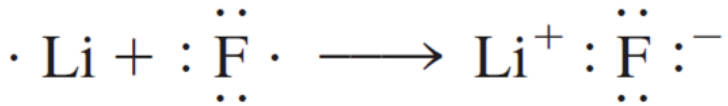
การรับอิเล็กตรอนของ F



การนำไอออนทั้งสองมารวมกันเป็น LiF



ผลรวมของปฏิกิริยาย่อย



ตัวอย่าง การเผาแคลเซียมในอากาศ $2Ca(s) + O_2(g) \longrightarrow 2CaO(s)$

$$\cdot Ca \cdot + \cdot\ddot{O}\cdot \longrightarrow Ca^{2+} \; :\ddot{O}:^{2-}$$

$$[Ar]4s^2 \quad 1s^2 2s^2 2p^4 \quad [Ar] \quad [Ne]$$

ตัวอย่าง การเผาลิเทียมในอากาศ $4Li(s) + O_2(g) \longrightarrow 2Li_2O(s)$

$$2 \cdot Li + \cdot\ddot{O}\cdot \longrightarrow 2Li^+ \; :\ddot{O}:^{2-} \; (\text{or } Li_2O)$$

$$1s^2 2s^1 \quad 1s^2 2s^2 2p^4 \quad [He] \quad [Ne]$$

ตัวอย่าง แมกนีเซียมทำปฏิกิริยากับไนโตรเจนที่อุณหภูมิสูง $3Mg(s) + N_2(g) \longrightarrow Mg_3N_2(s)$

$$3 \cdot Mg \cdot + 2 \cdot\ddot{N}\cdot \longrightarrow 3Mg^{2+} \; 2 :\ddot{N}:^{3-} \; (\text{or } Mg_3N_2)$$

$$[Ne]3s^2 \quad 1s^2 2s^2 2p^3 \quad [Ne] \quad [Ne]$$

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 $\mathbf{M^{n+}}$ (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 $\mathbf{X^{p-}}$ (X^{3-}, X^{2-} และ X^-
- หลักการเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก คือ ประจุรวมของไอออนบวกและไอออนลบในสูตรของสารประกอบ (สูตรอย่างง่ายที่แสดงอัตราส่วนอย่างต่ำ) ต้องมีค่าเท่ากับศูนย์
- การเขียนสูตรทำได้โดย การนำเอาตัวเลขแสดงประจุของไอออนบวกและไอออนลบมาคูณไขว้เป็นตัวเลขห้อยแสดงจำนวนไอออนลบและไอออนบาก

$$M^{n+} + X^{p-} \rightarrow M_pX_n$$

ตัวอย่าง

$Na^{+} + Cl^{-} \rightarrow$

$Ca^{2+} + Cl^{-} \rightarrow$

$Ca^{2+} + O^{2-} \rightarrow$

$NH_4^{+} + Cl^{-} \rightarrow$

$NH_4^{+} + SO_4^{2-} \rightarrow$

$K^{+} + PO_4^{3-} \rightarrow$

$Ba^{2+} + SO^{2-} \rightarrow$

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, ...)

  $FeCl_2$ iron(II) chloride

  $FeCl_3$ 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

สมบัติของสารประกอบไอออนิก

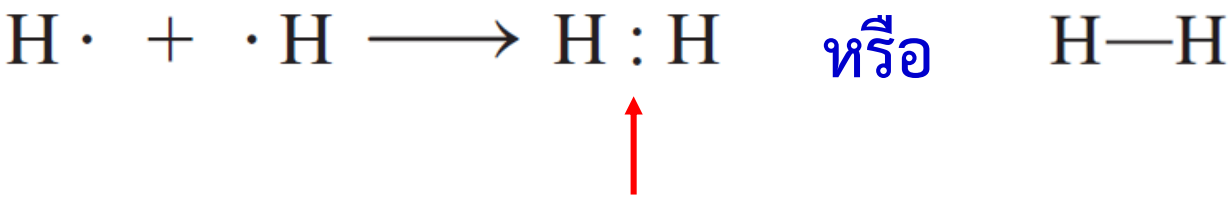
- พันธะไอออนิกเป็นแรงดึงดูดทางไฟฟ้าที่ยึดเหนี่ยวไอออนบวกและไอออนลบเข้าด้วยกัน ทำให้เป็นพันธะที่แข็งแรงมาก ดังนั้นจึงต้องใช้พลังงานสูงในการแยกไอออนออกจากกัน
- สารประกอบไอออนิกมีสถานะเป็นของแข็งที่อุณภูมิและความดันปกติ
- จุดเดือด จุดหลอมเหลวสูงมาก
- สารประกอบไอออนิกไม่นำไฟฟ้าและไม่นำความร้อน ยกเว้นเมื่ออยู่ในสถานะหลอมเหลว หรือสารละลาย 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

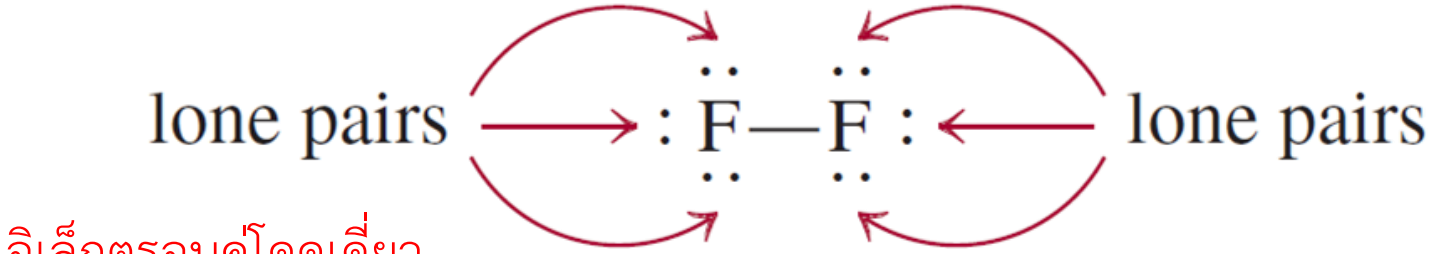
- พันธะเคมีเกิดจากการที่อะตอมในโมเลกุลนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน เพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบออกเตต (จำนวนอิเล็กตรอน = 8 ยกเว้น ไฮโดรเจน = 2)

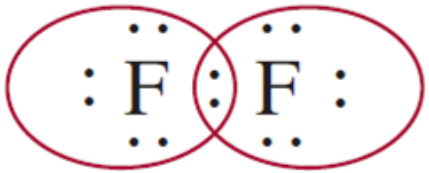


อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ

(bond pair electron)

หรือ
อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ (bond pair electron)

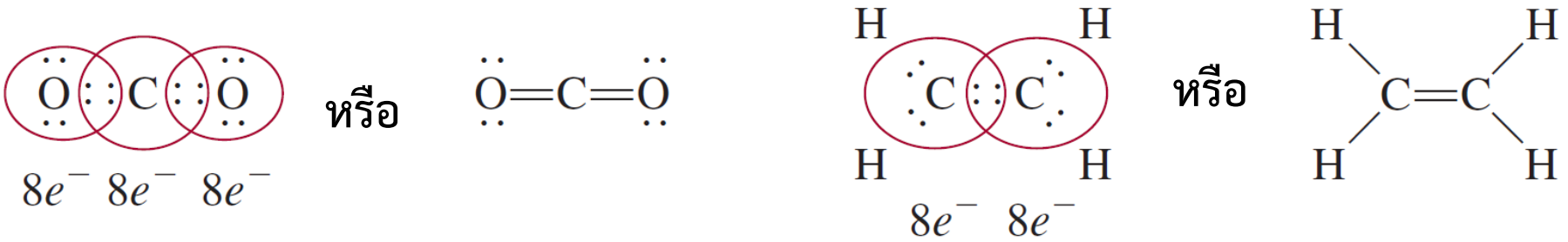

lone pairs
lone pairs
อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว



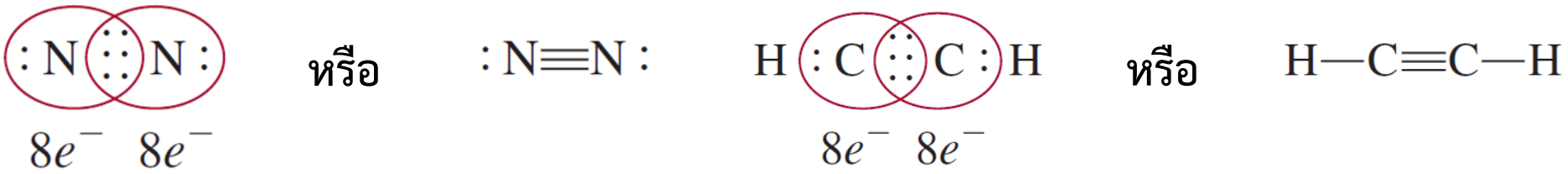
$8e^-$ $8e^-$

พันธะเดี่ยว (single bond) เกิดจากการที่ 2 อะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยอิเล็กตรอน 1 คู่

พันธะคู่ (double bond) เกิดจากการที่ 2 อะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยอิเล็กตรอน 2 คู่

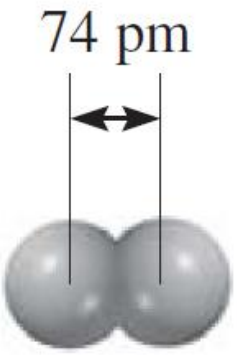


พันธะสาม (triple bond) เกิดจากการที่ 2 อะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยอิเล็กตรอน 3 คู่

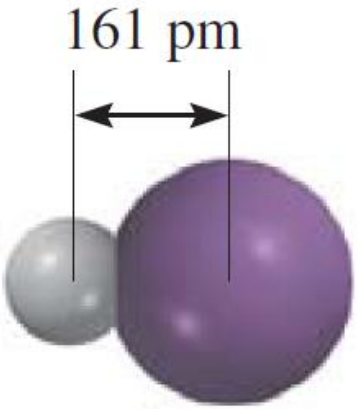


ความแข็งแรงของพันธะ: พันธะเดี่ยว < พันธะคู่ < พันธะสาม

ความยาวพันธะ (bond length): พันธะเดี่ยว > พันธะคู่ > พันธะสาม



H_2



HI

ชนิดพันธะ	ความยาวพันธะ (พิโคเมตร)
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 โมเลกุลโควาเลนต์จึงไม่นนำไฟฟ้า

- จุดเดือด จุดหลอมเหลวค่อนข้างต่ำ ยกเว้นบางโมเลกุลที่มีโครงสร้างแบบโครงผลึกร่างตาข่ายโควาเลนต์ เช่น เพชร ซึ่งจะมีจุดเดือด จุดหลอมเหลวสูงมากๆ

- ความสามารถในการละลายของโมเลกุลโควาเลนต์จะหลากหลาย ขึ้นกับลักษณะขั้วของโมเลกุล $\Rightarrow$ “like dissolve like”

เปรียบเทียบสมบัติทั่วไปบางประการของสารประกอบไอออนิกและสารประกอบโควาเลนต์

สมบัติ	NaCl	CCl_4
ลักษณะ	ของแข็งสีขาว	ของเหลวใสไม่มีสี
จุดหลอมเหลว (^{o}C)	801	- 23
ความร้อนของการหลอมเหลวต่อโมล (kJ/mol)	30.2	2.5
จุดเดือด (^{o}C)	1413	76.5
ความร้อนของการกลายเป็นไอต่อโมล (kJ/mol)	600	30
การละลายน้ำ	มาก	น้อยมาก
การนำไฟฟ้า		
สถานะของแข็ง	ต่ำ	ต่ำ
สถานะของเหลว	มาก	ต่ำ

การเขียนโครงสร้างลิวอิส

1. วางอะตอมที่สร้างพันธะกันอยู่ติดกัน แต่หากเป็นสารประกอบที่มีความซับซ้อน โดยทั่วไป อะตอมที่มีค่า EN น้อยที่สุดจะทำหน้าที่เป็นอะตอมกลาง ส่วน H และ ฮาโลเจน (F, Cl, Br, I) มักอยู่ที่ตำแหน่งปลายสุดของโครงสร้าง

2. นับจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด

กรณี ไอออนลบ ให้เพิ่มจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากับจำนวนประจุลบ

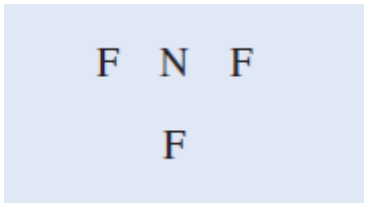
ไอออนบวก ให้หักลบจำนวนอิเล็กตรอนด้วยค่าประจุบวก

3. วาดพันธะเดี่ยวแบบโคเวเลนต์ระหว่างอะตอมกลาง และอะตอมที่อยู่ล้อมรอบ และทำให้อะตอมที่อยู่ล้อมรอบครบออกเตต อิเล็กตรอนที่เป็นของอะตอมกลางหรืออะตอมล้อมรอบ ที่ไม่เกี่ยวข้องกับการสร้างพันธะให้เขียนแสดงในรูปอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

4. จากข้อ 1-3 หากอะตอมกลางมีอิเล็กตรอนน้อยกว่า 8 ตัว ให้ลองเติมพันธะคู่ หรือ พันธะสาม ระหว่างอะตอมกลางกับอะตอมที่อยู่ล้อมรอบ โดยใช้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจากอะตอมล้อมรอบมาเติมให้อิเล็กตรอนครบ 8 ตัว

ตัวอย่าง เขียนโครงสร้างลิวอิสของไนโตรเจนไตรฟลูออไรด์ (NF_3)

ขั้นตอนที่ 1 ค่า E.N. ของ N < F

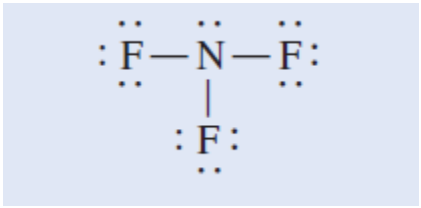


ขั้นตอนที่ 2 นับเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด = N + 3F

= 5 + 3(7)

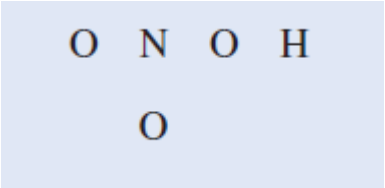
= 26 e^-

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



ตัวอย่าง เขียนโครงสร้างลิวอิสของกรดไนตริก (HNO_3)

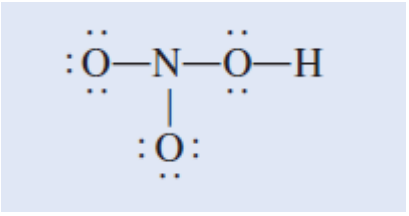
ขั้นตอนที่ 1 เขียนโครงสร้างของ HNO_3



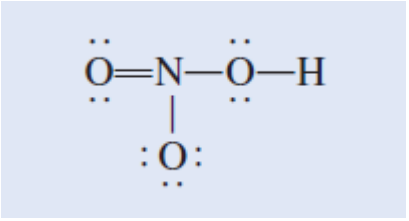
ขั้นตอนที่ 2 นับเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด

$$= \quad H + N + 3O$$
$$= \quad 1 + 5 + 3(6)$$
$$= \quad 24\ e^-$$

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

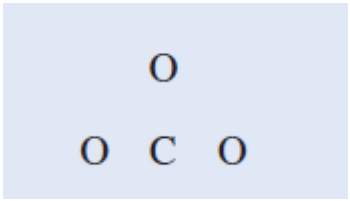


ขั้นตอนที่ 4 ทุกอะตอม O ครบออกเตต แต่ N มีเพียง $6e^-$ จึงย้ายอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจาก O 1 อะตอม เพื่อมาสร้างพันธะกับ N



ตัวอย่าง เขียนโครงสร้างลิวอิสของคาร์บอเนตไอออน (CO_3^{2-})

ขั้นตอนที่ 1 เขียนโครงสร้างของ CO_3^{2-}

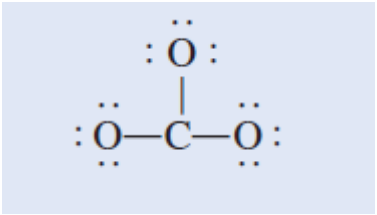


ขั้นตอนที่ 2 นับเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด = C + 3O + 2e-

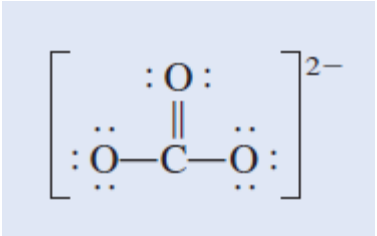
= 4 + 3(6) + 2

= 24 e^-

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

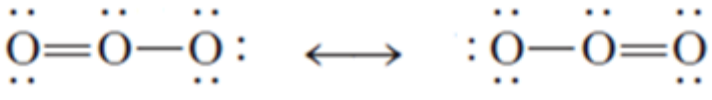


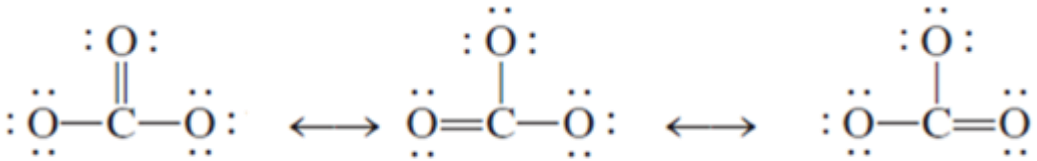
เรโซแนนซ์ (Resonance)

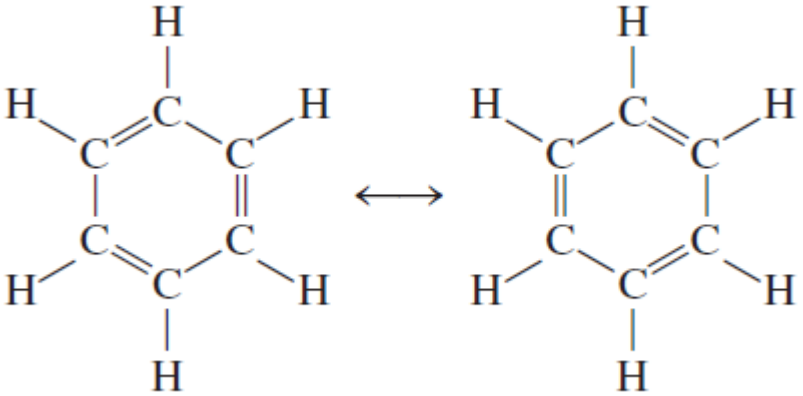
" การใช้สอง หรือ หลายโครงสร้างลิวอิส เพื่อบรรยายถึงโมเลกุลหนึ่ง "

ตัวอย่าง โอโซน (O_3) พบว่าความยาวพันธะ O—O ทั้งคู่มีเท่ากันคือ 128 pm

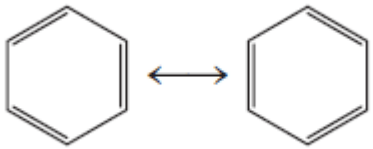
โครงสร้างเรโซแนนซ์ (resonance structure)





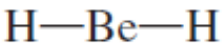


หรือ

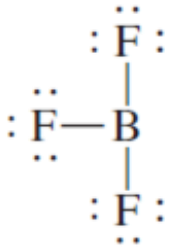


ข้อยกเว้นกฎออกเตต

❖ การไม่ครบออกเตต



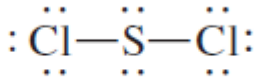
beryllium hydride



boron trifluoride

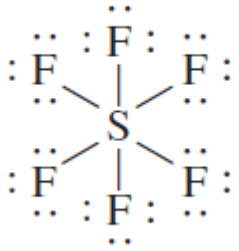
❖ กฎออกเตตแบบขยาย/เกินออกเตต

"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

จำนวนพันธะโควาเลนต์ = จำนวนอะตอมอโลหะ - 1

เช่น NaOH

จำนวนพันธะโควาเลนต์ = 2 – 1 = 1

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

$CaSO_4$

จำนวนพันธะโควาเลนต์ = 5 – 1 = 4

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

HCN

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	โมโน	mono
2	ได	di
3	ไตร	tri
4	เตตระ	tetra
5	เพนตะ	penta
6	เฮกซะ	hexa
7	เฮบตะ	hepta
8	ออกตะ	octa
9	โนนะ	nona
10	เดคคะ	deca

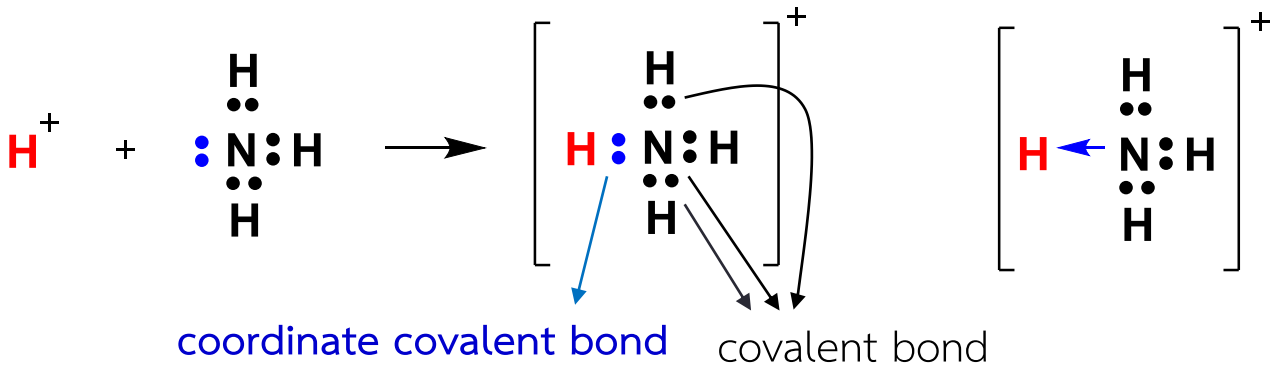
ตัวอย่าง การอ่านสารประกอบโคเวเลนซ์

CO	คาร์บอนโมโนออกไซด์ หรือ คาร์บอนมอนอกไซด์ (carbonmonoxide)
CO_2	คาร์บอนไดออกไซด์ (carbondioxide)
NO_2	ไนโตรเจนไดออกไซด์ (nitrogendioxide)
N_2O_5	ไดไนโตรเจนเพนตะออกไซด์ (dinitrogenpentaoxide)
SO_2	ซัลเฟอร์ไดออกไซด์ (sulfurdioxide)
SO_3	ซัลเฟอร์ไตรออกไซด์ (sulfurtrioxide

พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ (Coordinate covalent bond)

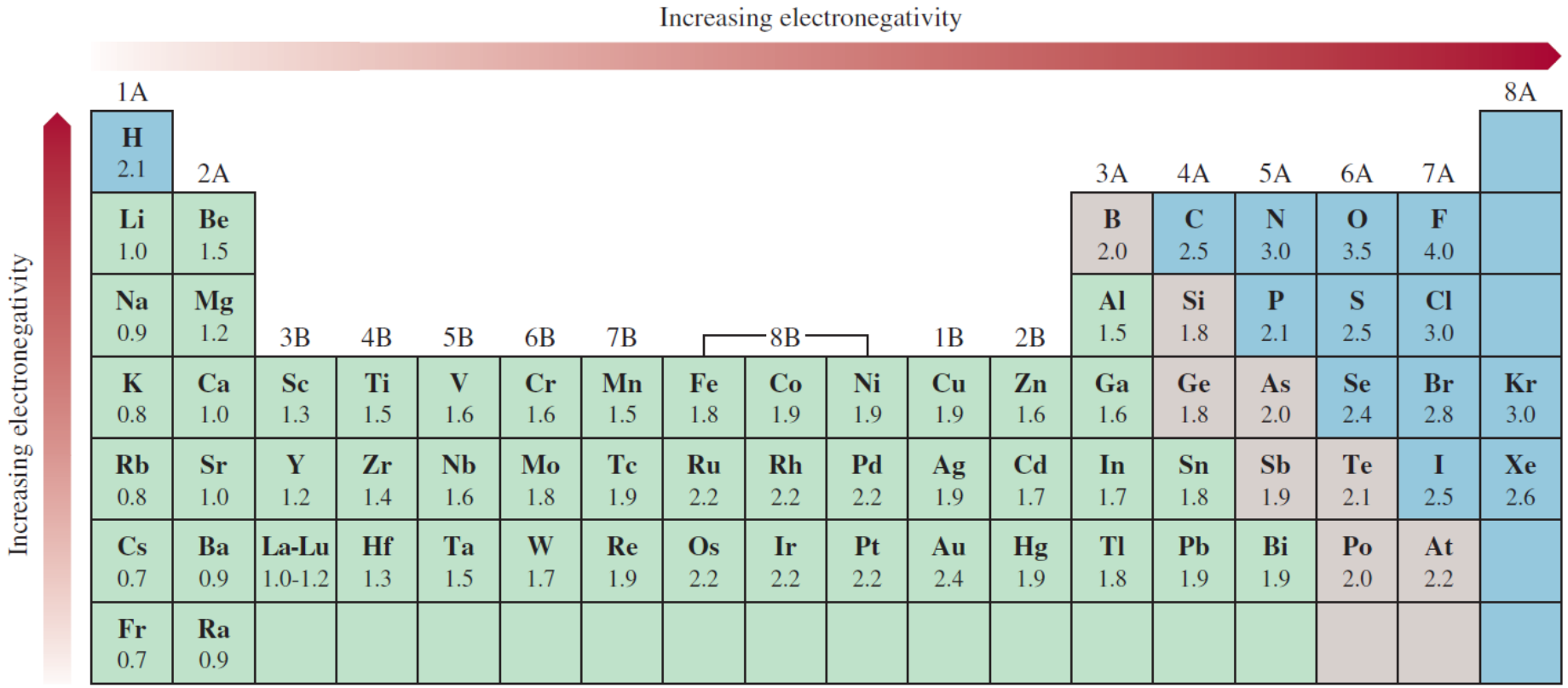
"คู่อิเล็กตรอนที่นำมาใช้ร่วมกัน มาจากอะตอมใดอะตอมหนึ่งเพียงอะตอมเดียว"

เช่น โมเลกุล NH_4^+ ⟶ เกิดจาก NH_3 ให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจากอะตอม N ให้แก่ H^+



การมีขั้วของพันธะและโมเลกุลโคเวเลนต์

ค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตี (Electronegativities, EN): ความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนของอะตอม



1A												3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 2.1	2A																
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																

EN: X < Y X——Y

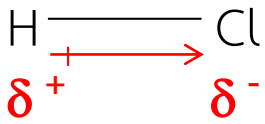
δ^+ δ^-

❖ **พันธะโคเวเลนต์แบบไม่มีขั้ว หรือ พันธะไม่มีขั้ว (non-polar covalent bond)**

"อะตอมที่มาสร้างพันธะ มีค่า EN เท่ากัน"

❖ **พันธะโคเวเลนต์แบบมีขั้ว หรือ พันธะมีขั้ว (polar covalent bond)**

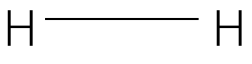
"อะตอมคู่ร่วมพันธะเป็นอะตอมของธาตุต่างชนิดกัน คือ มีค่า EN ไม่เท่ากัน"

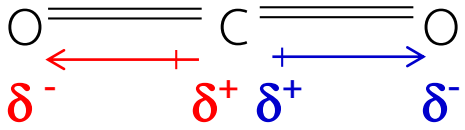


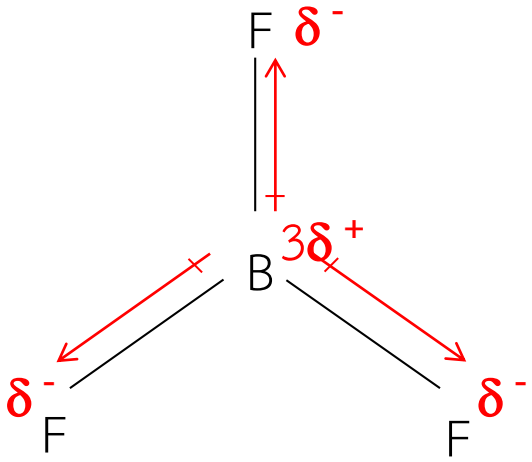
การมีขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์ “ขึ้นกับรูปร่างโมเลกุล และ ค่า EN ของอะตอม”

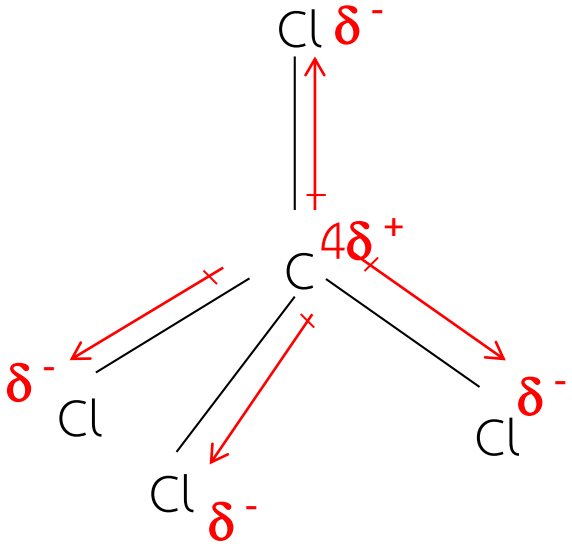
❖ **โมเลกุลโคเวเลนต์แบบไม่มีขั้ว หรือ โมเลกุลไม่มีขั้ว (non-polar molecule)**

“โมเลกุลที่ขั้วพันธะหักล้างกันหมด หรือ รวมกันได้เท่ากับศูนย์”



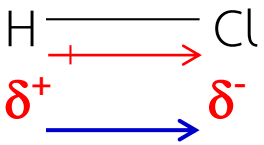


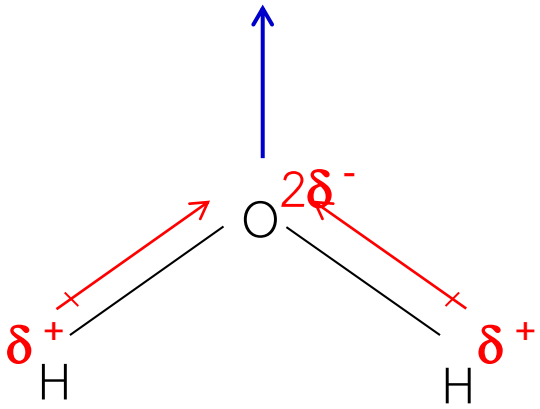


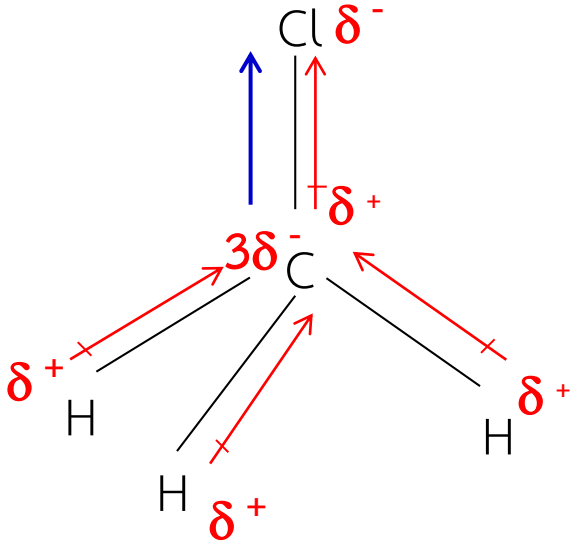


❖ **โมเลกุลโคเวเลนต์แบบมีขั้ว หรือ โมเลกุลมีขั้ว (polar molecule)**

"โมเลกุลที่ขั้วพันธะรวมกันแล้วมีค่าไม่เท่ากับศูนย์ คือหักล้างกันไม่หมด"







พลังงานพันธะกับความร้อนของปฏิกิริยา

- พลังงานที่เปลี่ยนแปลงในปฏิกิริยาเคมีใดๆ จะมีความเกี่ยวข้องโดยตรงกับพลังงานที่ต้องใช้ในการทำลายพันธะเคมีของสารตั้งต้น และการสร้างพันธะในสารผลิตภัณฑ์

- พลังงานพันธะ (bond energy) หมายถึง พลังงานที่ต้องใช้ในการทำลายพันธะเคมี เพื่อทำให้เกิดอนุภาค (อะตอม) ที่เป็นกลางทางไฟฟ้า

  เช่น $H_{2\,(g)} \rightarrow 2H_{(g)}$ $\Delta H = 436\ kJ\ mol^{-1}$

  พลังงานที่ดูดกลืนเข้าไปในปฏิกิริยา คือ พลังงานพันธะของไฮโดรเจน

- ถ้าอะตอม 2 อะตอมมารวมกัน และเกิดพันธะเคมีขึ้น จะคายพลังงานออกมาเท่ากับพลังงานสลายพันธะ

  เช่น $2H_{(g)} \rightarrow H_{2\,(g)}$ $\Delta H = -436\ kJ\ mol^{-1}$

- พลังงานของปฏิกิริยา (ΔH^{o})

$$\Delta H^\circ = \Sigma BE(\text{reactants}) - \Sigma BE(\text{products})$$
$$= \text{total energy input} - \text{total energy released}$$

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 $H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightarrow 2\,HCl_{\,(g)}$

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

$\Delta H°$ = พลังงานที่ใส่เข้าไป - พลังงานที่ได้ออกมา

= [436.6 + 242.7] kJ/mol - 863.8 kJ/mol

= - 184.7 kJ/mol

ตัวอย่าง จงประมาณค่าพลังงานของปฏิกิริยา $H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{\,(g)}$ (-483.6kJ/mol)

ทฤษฎีที่ใช้อธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนซ์

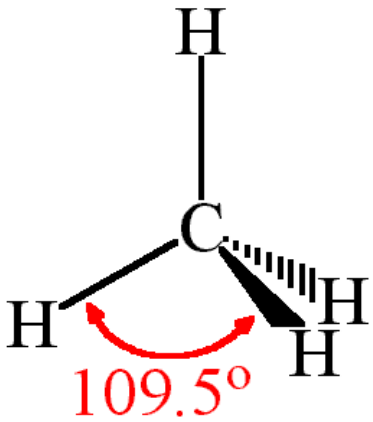
- รูปร่างโมเลกุลโคเวเลนต์อย่างง่าย อาจทำนายได้โดย **ทฤษฎีการผลักกันของคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์ (valence shell electron pair repulsion, VSEPR)**

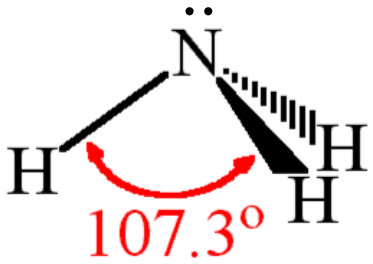
- แต่การใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเพื่อสร้างพันธะโคเวเลนต์ จะอาศัยทฤษฎีพันธะต่างๆ ในการอธิบาย

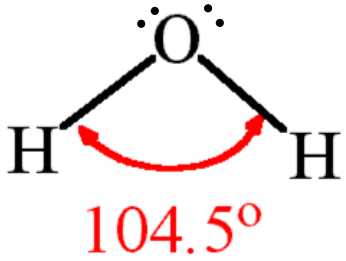
- ทฤษฎีที่นิยมใช้อย่างกว้างขวาง ได้แก่ **ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (Valence Bond Theory, VBT)** และ **ทฤษฎีออร์บิทอลเชิงโมเลกุล (Molecular Orbital Theory, MOT)** ร่วมกับแนวคิดใหม่ที่ใช้อธิบายพันธะที่เหมือนกันทุกประการหลายๆ พันธะในโมเลกุล เรียกว่า **ไฮบริไดเซชัน (hybridization)**

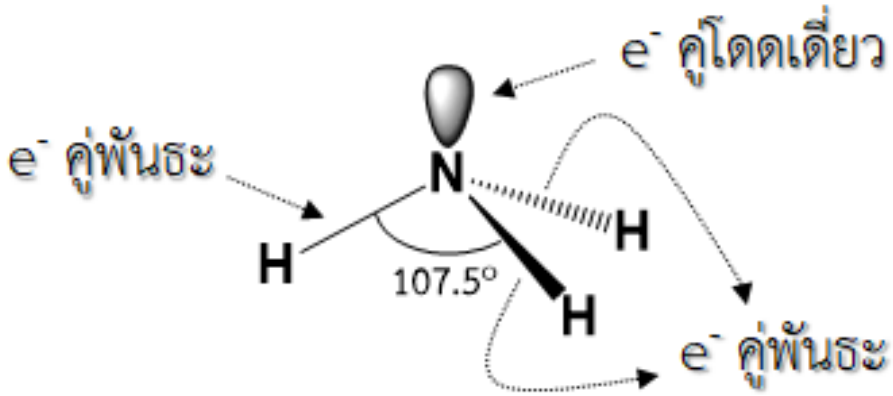
แบบจำลองแรงผลักของคู่อิเล็กตรอนในชั้นนอกสุด
(Valence-shell electron pair repulsion model: VSEPR)

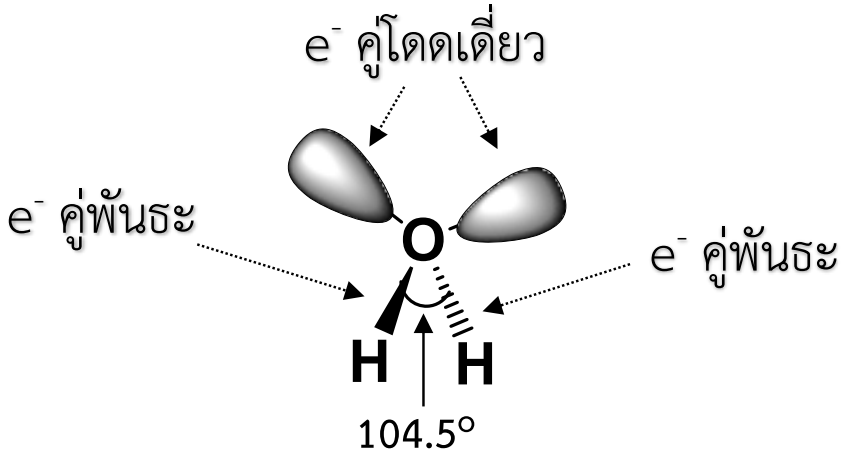
- หากพิจารณาแรงผลักระหว่างคู่อิเล็กตรอน ถือว่าพันธะคู่และพันธะสามเหมือนกับพันธะเดี่ยว
- หากโมเลกุลมีโครงสร้างเรโซแนนซ์มากกว่า 2 โครงสร้าง เราสามารถใช้แบบจำลอง VSEPR อธิบายโครงสร้างใดก็ได้
- การผลักกันระหว่างคู่อิเล็กตรอน
  คู่โดดเดี่ยว – คู่โดดเดี่ยว > คู่โดดเดี่ยว – คู่สร้างพันธะ > คู่สร้างพันธะ – คู่สร้างพันธะ
- ในระหว่างคู่อิเล็กตรอนที่ร่วมสร้างพันธะด้วยกันอการผลักกันจะลดลงเมื่อ EN ของอะตอมที่ล้อมรอบเพิ่มขึ้น ทั้งนี้เพราะอะตอมที่มีค่า EN สูง จะดึงดูดอิเล็กตรอนที่ร่วมสร้างพันธะเข้าหาตัวเองได้มาก ทำให้ความหนาแน่นรอบๆอะตอมกลางน้อยลง เป็นผลทำให้มีการผลักกันลดน้อยลงด้วย


H
C
H
H
H
109.5°


N
H
H
H
107.3°


O
H
H
104.5°


e⁻ คู่โดดเดี่ยว
e⁻ คู่พันธะ
N
H
H
H
107.5°
e⁻ คู่พันธะ


e⁻ คู่โดดเดี่ยว
e⁻ คู่พันธะ
e⁻ คู่พันธะ
O
H
H
104.5°

ถ้าให้สูตรทั่วไปของโมเลกุลเป็น AB_mE_n

โดยที่ A = อะตอมกลาง

B = อะตอมที่สร้างพันธะกับอะตอมกลาง

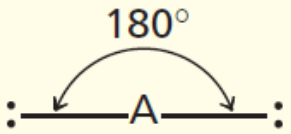
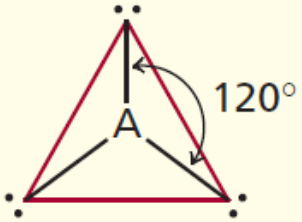
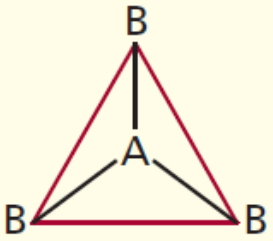
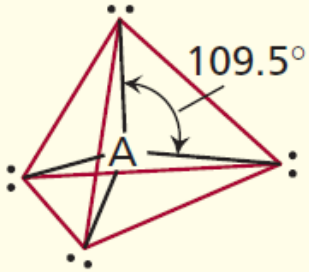
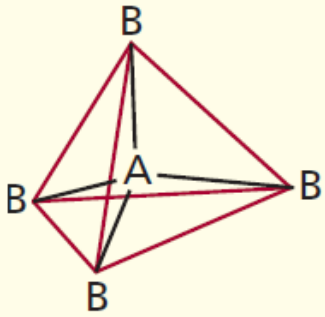
m = จำนวนคู่อิเล็กตรอนที่สร้างพันธะกับอะตอมกลาง

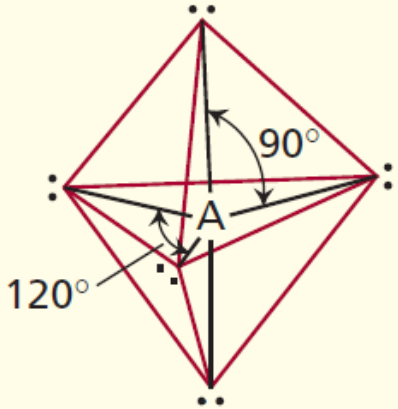
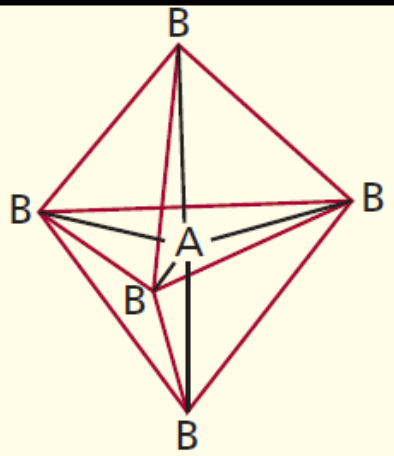
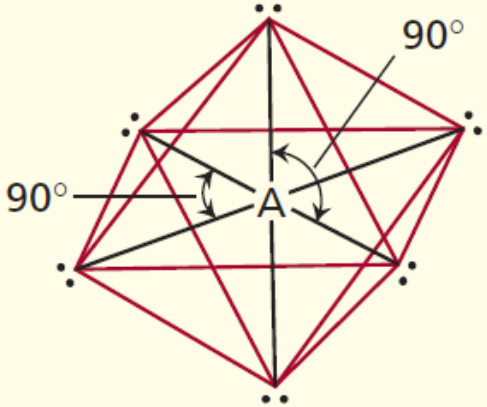
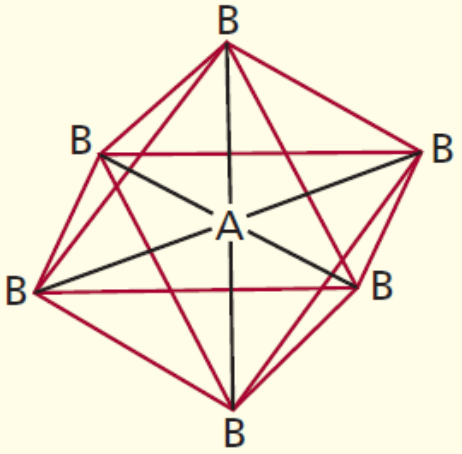
E = อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone pair e^-)

n = จำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

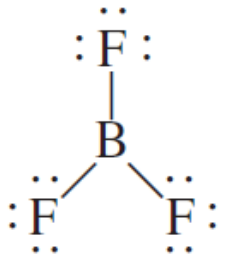
- โมเลกุลที่ไม่มี lone pair e^- → สูตรทั่วไปจะเป็น AX_mE_0 (หรือ AB_m)
- โมเลกุลที่มี lone pair e- มีสูตรทั่วไป AB_mE_n โดยค่า m, n หลากหลาย ⟹ รูปร่างจะแตกต่างกันไปขึ้นอยู่กับแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวและอิเล็กตรอนคู่พันธะ

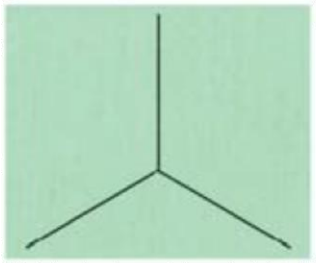
❖ โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

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^+

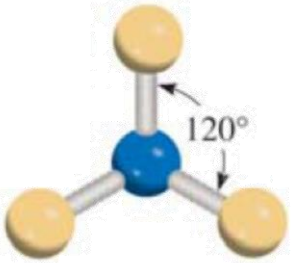
จำนวนคู่อิเล็กตรอน	การจัดของคู่อิเล็กตรอน	รูปร่างของโมเลกุล	ตัวอย่าง
5	 Trigonal bipyramidal	 Trigonal bipyramidal	PCl_5
6	 Octahedral	 Octahedral	SF_6

AB_3: BF_3 (Boron trifluoride)

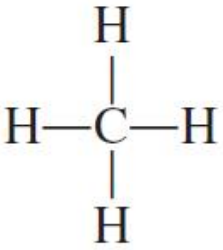




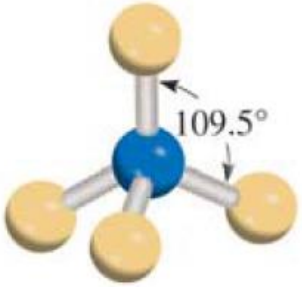
Planar



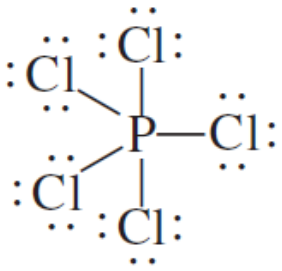
AB_4: CH_4 (Methane)

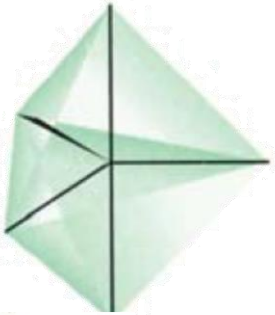


Tetrahedral

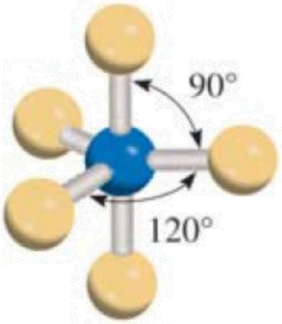


AB_5: PCl_5 (Phosphorus pentachloride)

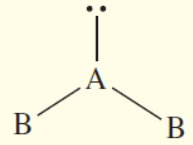
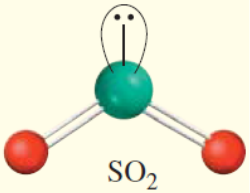
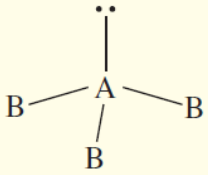
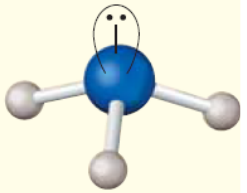
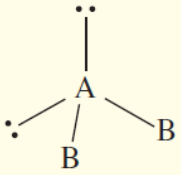
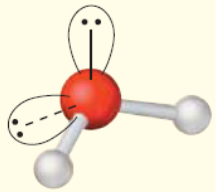
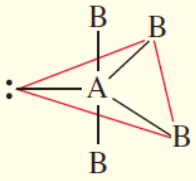
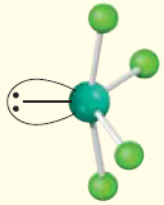


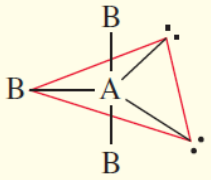
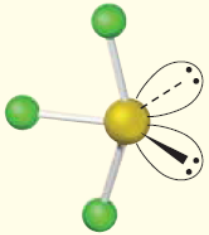
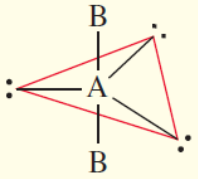
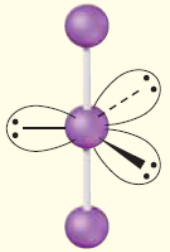
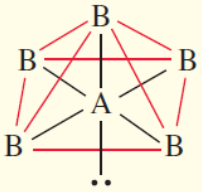
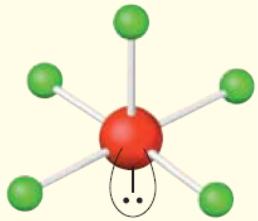
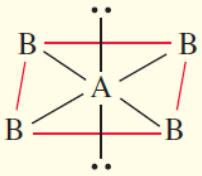
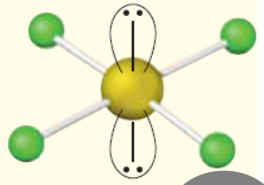


Trigonal bipyramidal



❖ โมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ หรือมากกว่า

ชนิดโมเลกุล	จำนวนคู่อิเล็กตรอนทั้งหมด	จำนวนคู่อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ	จำนวนคู่อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว	การจัดของคู่อิเล็กตรอน	รูปร่างของโมเลกุล	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

ชนิดโมเลกุล	จำนวนคู่อิเล็กตรอนทั้งหมด	จำนวนคู่อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ	จำนวนคู่อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว	การจัดของคู่อิเล็กตรอน	รูปร่างของโมเลกุล	ตัวอย่าง
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

(i) CH_4 (ii) CH_3Cl (iii) XeF_4 (iv) SF_4

(v) BF_3 (vi) NH_3 (vii) PCl_5 (viii) SF_6

(ix) CO_2 (x) SO_2

<u>วิธีทำ</u> (i) CH_4

อะตอมกลาง คือ C มีจำนวน valence electron = 4 e^-

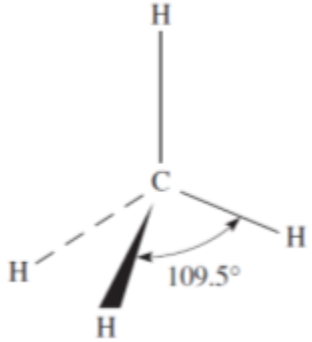
จำนวน e^- ของอะตอม H ที่มาร่วมสร้างพันธะ = 1 x 4 อะตอม = 4 e^-

รวม จำนวนอิเล็กตรอน = 8 e^-

ดังนั้น จำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้สร้างพันธะ = 8 e^- (4 คู่)

อะตอมกลางจะเหลืออิเล็กตรอนที่ไม่ใช้เกิดพันธะ = 0 e^-

ดังนั้น CH_4 = AB_4 $\Longrightarrow$ รูปร่างเป็น **ทรงสี่หน้า (tetrahedral)**



วิธีทำ (iii) XeF_4

อะตอมกลาง คือ C มีจำนวน valence electron = 8 e^-

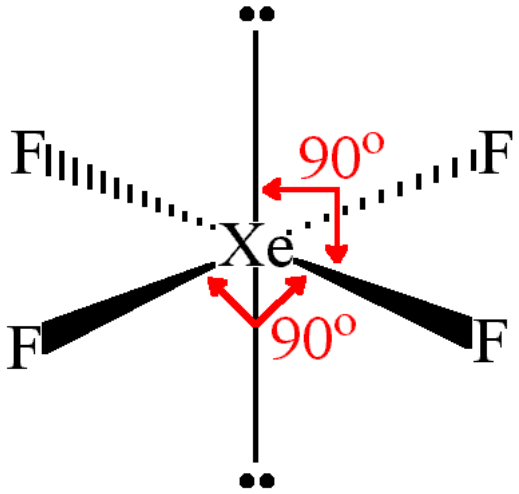
จำนวน e^- ของอะตอม F ที่มาร่วมสร้างพันธะ = 1 x 4 อะตอม = 4 e^-

รวม จำนวนอิเล็กตรอน = 12 e^-

ดังนั้น จำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้สร้างพันธะ = 8 e^- (4 คู่)

อะตอมกลางจะเหลืออิเล็กตรอนที่ไม่ใช้เกิดพันธะ = 4 e^- (2 คู่)

ดังนั้น XeF_4 = AB_4E_2 $\Longrightarrow$ รูปร่างเป็น **สี่เหลี่ยมแบนราบ (square planar)**



วิธีทำ (iv) SF_4

อะตอมกลาง คือ S มีจำนวน valence electron = 6 e^-

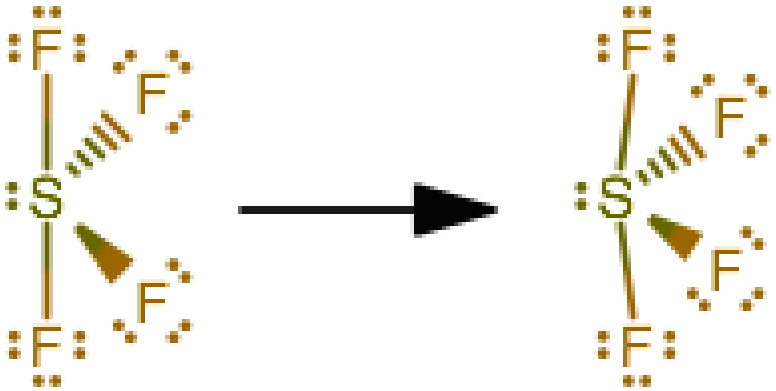
จำนวน e^- ของอะตอม F ที่มาร่วมสร้างพันธะ = 1 x 4 อะตอม = 4 e^-

รวม จำนวนอิเล็กตรอน = 10 e^-

ดังนั้น จำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้สร้างพันธะ = 8 e^- (4 คู่)

อะตอมกลางจะเหลืออิเล็กตรอนที่ไม่ใช้เกิดพันธะ = 2 e^- (1 คู่)

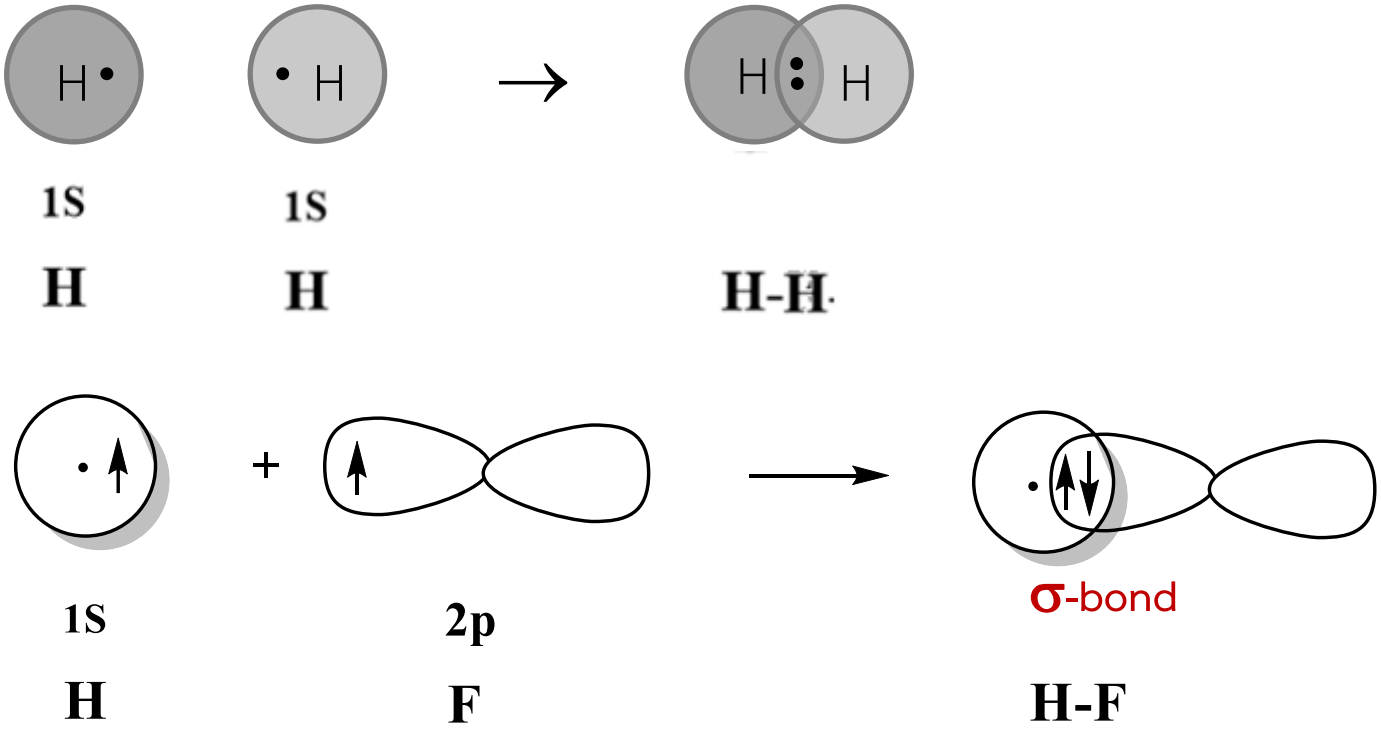
ดังนั้น SF_4 = AB_4E $\Longrightarrow$ รูปร่างเป็น **กระดานหก (seesaw)**



expected actual

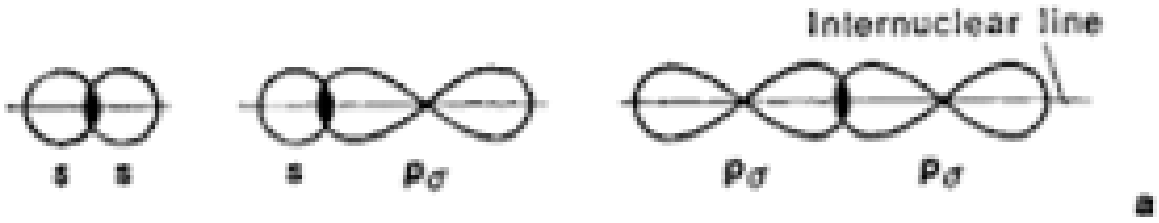
ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (Valence bond theory: VBT)

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



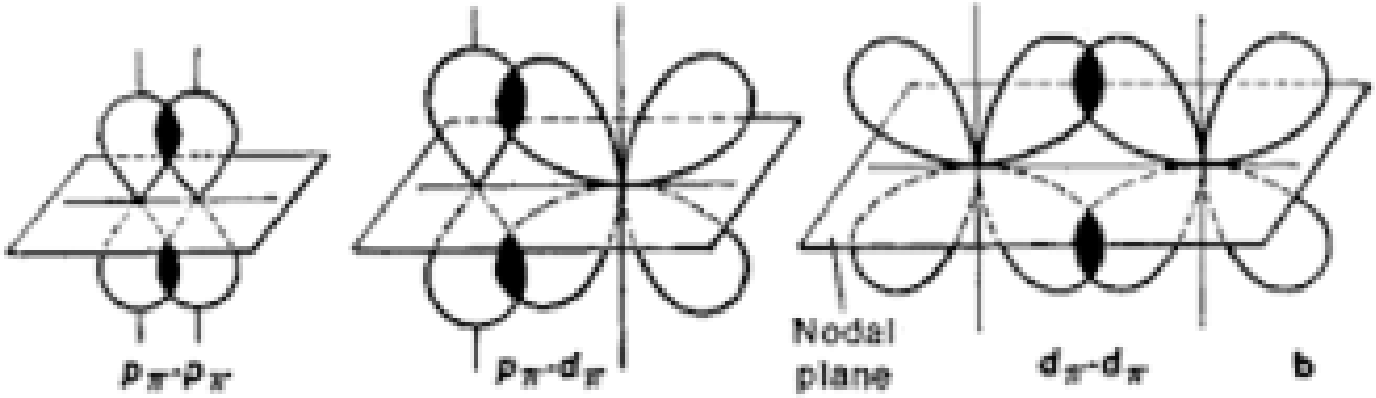
❖ **การซ้อนทับแบบ “head-to-head”**

ทำให้การซ้อนทับกันนั้นมีความแข็งแรงสูง เกิดเป็นพันธะ “ซิกมา (sigma bong, σ)”



❖ **การซ้อนทับแบบ “side-to-side”**

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



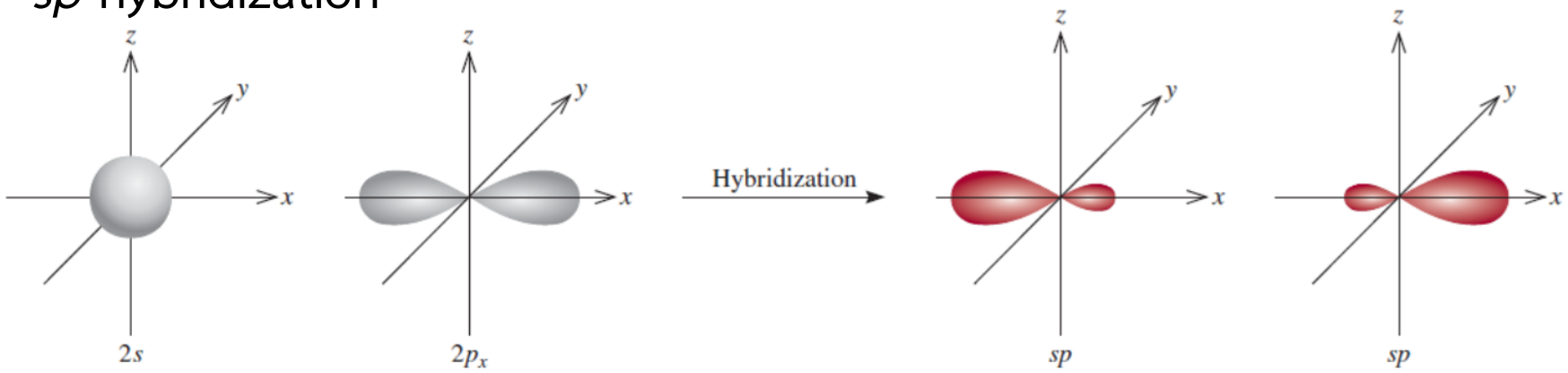
พันธะไพ ไม่สามารถเกิดขึ้นเดี่ยวๆ ได้ ต้องเกิดร่วมกับพันธะซิกมาเสมอ

- พันธะคู่: 1σ + 1π
- พันธะสาม: 1σ + 2π

ไฮบริไดเซชัน (hybridization)

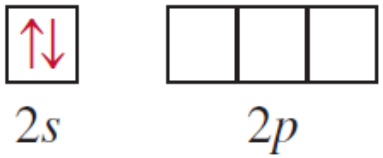
การรวมกันของออร์บิทัลในวงนอกสุดของอะตอม เพื่อเตรียมใช้ในการสร้างพันธะโคเวเลนต์

❖ *sp*-hybridization

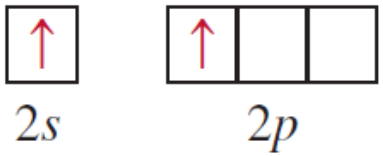


$BeCl_2$ (beryllium chloride)

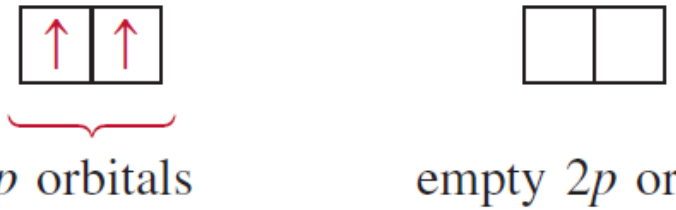
แผนภาพเวเลนซ์ออร์บิทัลสำหรับเวเลนซ์อิเล็กตรอนใน Be



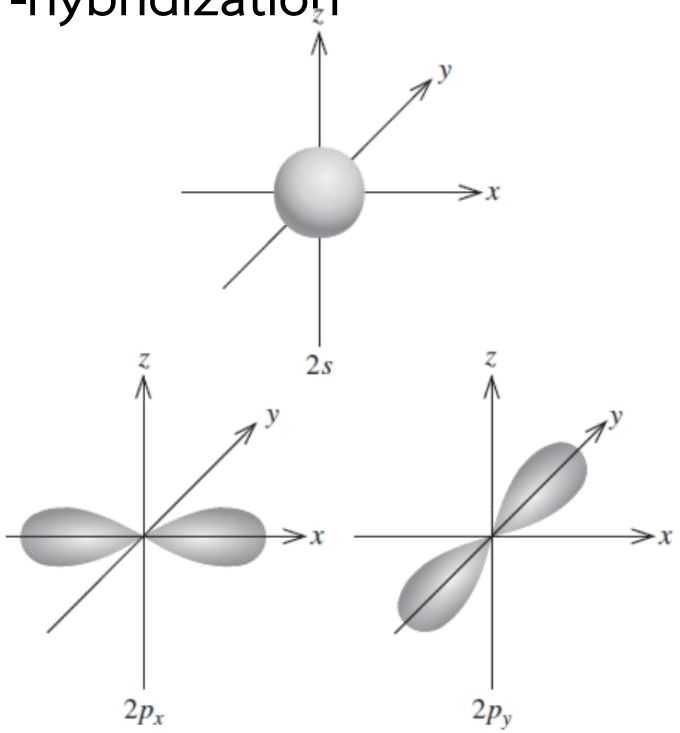
กระตุ้น 2*s* อิเล็กตรอน 1 ตัว ไปยัง 2*p* ออร์บิทัล

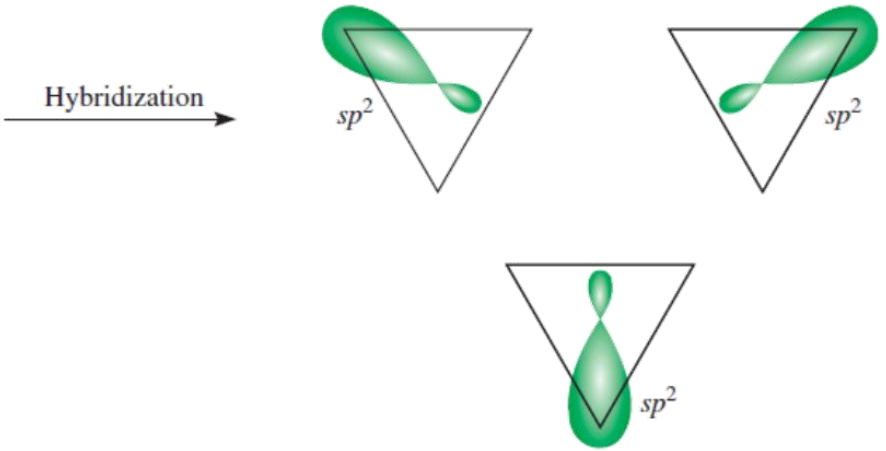


สร้าง *sp*-hybrid orbital



❖ sp^2-hybridization



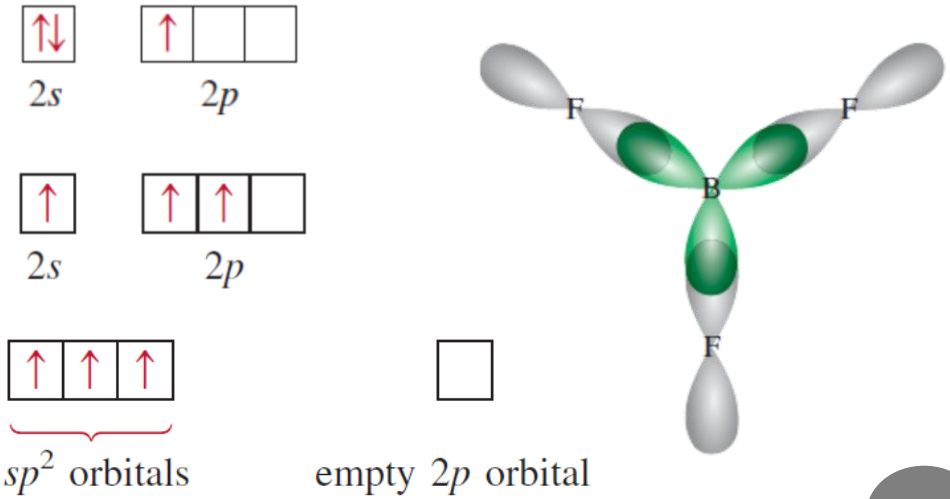


BF_3 (boron trifluoride)

แผนภาพเวเลนซ์ออร์บิทัลของ B

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

สร้าง sp^2-hybrid orbital

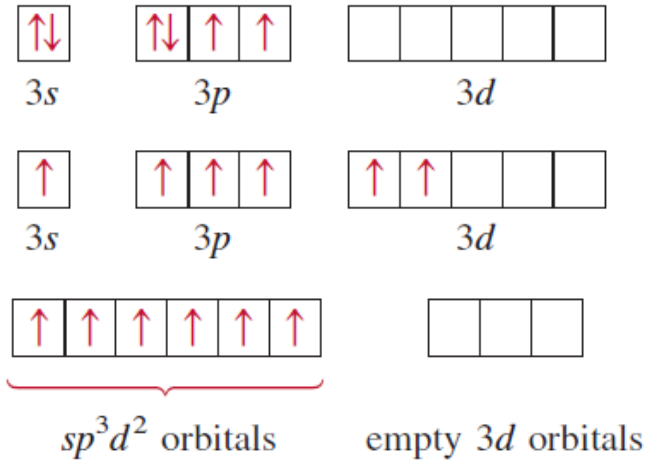


SF_6 (sulfur hexafluoride)

แผนภาพเวเลนซ์ออร์บิทัลของ S

กระตุ้น 3*s* และ 3*p* อิเล็กตรอน ไปยัง 3*d* ออร์บิทัล

สร้าง sp^3d^2-hybrid orbital

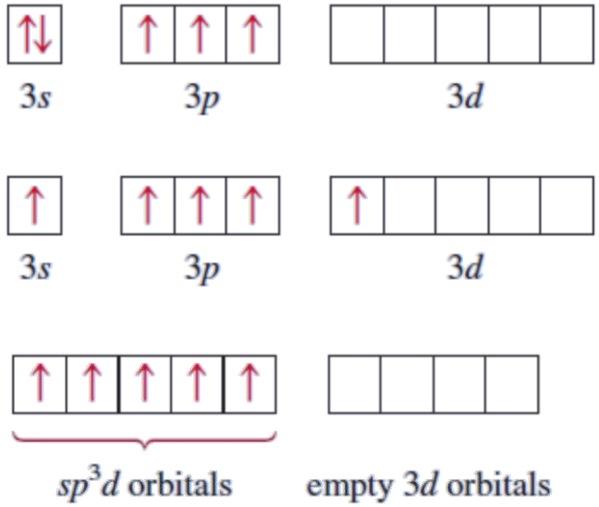


PBr_5 (phosphorous pentabromide)

แผนภาพเวเลนซ์ออร์บิทัลของ P

กระตุ้น 3*s* อิเล็กตรอน ไปยัง 3*d* ออร์บิทัล

สร้าง sp^3d-hybrid orbital



สูตรทั่วไป รูปร่างโมเลกุล และชนิดการไฮบริไดเซชัน

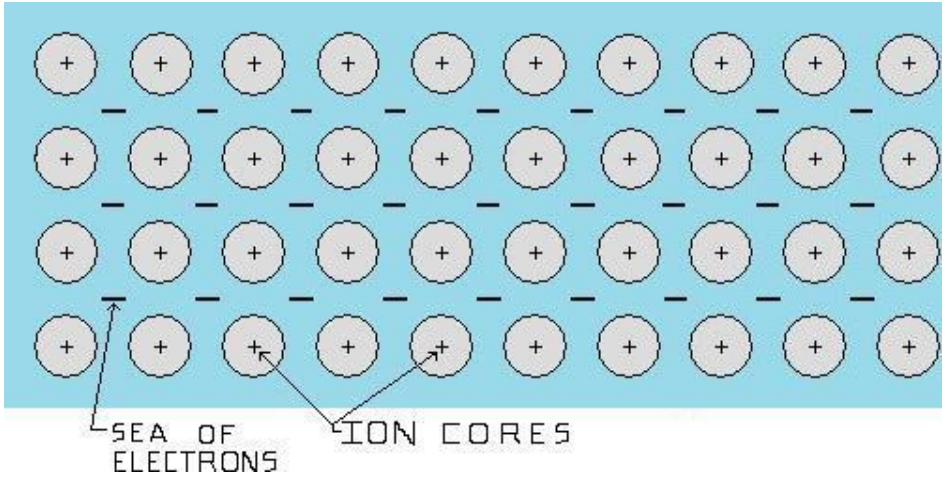
สูตรทั่วไป	ชนิดการไฮบริไดเซชัน	รูปร่างโมเลกุล	ตัวอย่าง
AB_2	sp	เส้นตรง	$BeCl_2$
AB_2E	sp^3	ตัว V	SO_2, O_3
AB_2E_2	sp^3	ตัว V	H_2O
AB_2E_3	sp^3d	เส้นตรง	XeF_3
AB_3	sp^2	สามเหลี่ยมแบนราบ	BF_3
AB_3E	sp^3	พีระมิดฐานสามเหลี่ยม	NH_3, PCl_3
AB_3E_2	sp^3d	ตัว T	ICl_3
AB_4	sp^3	ทรงเหลี่ยมสี่หน้า	CH_4, NH_4^+
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)”

- เวเลนซ์อิเล็กตรอนของโลหะจะจับอยู่กับนิวเคลียสของอะตอมด้วยอรงทางไฟฟ้าอย่างหลวมๆ 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 (~1%)

- แรงยึดเหนี่ยวจะลดลงอย่างรวดเร็ว เมื่อระยะห่างระหว่างโมเลกุลมีค่าเพิ่มขึ้น ดังนั้น แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีขั้วที่อยู่ในสถานะแก๊สจึงมีค่าน้อยมาก

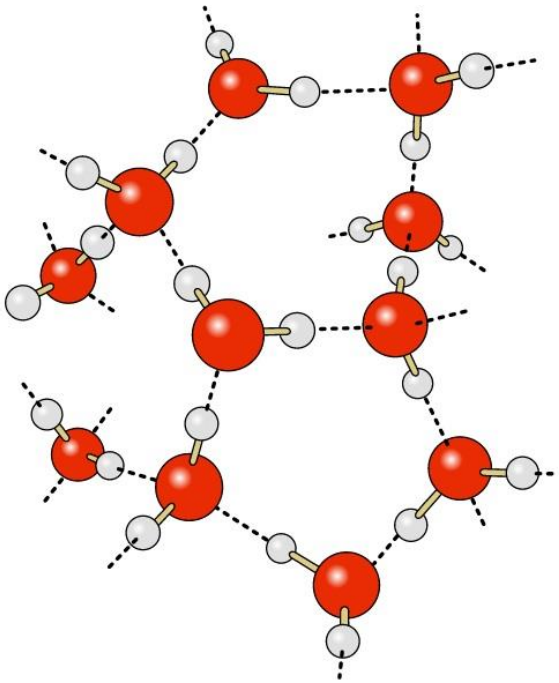
- เป็นปัจจัยสำคัญที่กำหนดจุดเดือด จุดหลอมเหลวของสาร นั่นคือ โมเลกุลที่มีขั้วมาก จะมีจุดเดือด จุดหลอมเหลว สูงกว่าโมเลกุลที่มีขั้วน้อยกว่า

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

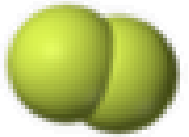
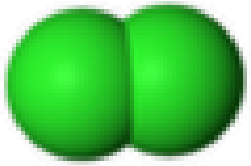
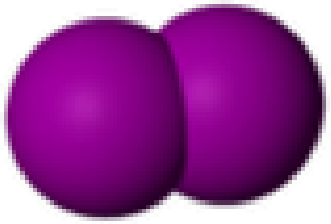
- เป็นแรงที่พบในอะตอม โมเลกุล หรือไอออนทุกชนิด แต่ไม่มีอิทธิพลในโมเลกุลที่มีขั้วถาวร

- โมเลกุลขนาดใหญ่ จะมีแรงลอนดอนระหว่างโมเลกุลมากกว่าโมเลกุลขนาดเล็ก

  Propane ($CH_3CH_2CH_3$) มีจุดเดือดเท่ากับ 42.1 ^{o}C

  Hexane ($CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$) มีจุดเดือดเท่ากับ 68.7 ^{o}C

จุดเดือดและสถานะของธาตุฮาโลเจนที่อุณภูมิและความดันปกติ

โมเลกุล	จุดเดือด (°C)	จุดหลอมเหลว (°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) ที่เกิดขึ้นระหว่างอะตอมของธาตุที่มีค่าอิเล็กโทรเนกติวิตี (Electronegativity, EA) ต่ำ คือ สูญเสียอิเล็กตรอนได้ง่าย กับ อะตอมของธาตุที่มีค่าอิเล็กตรอนอัฟฟินิตี (Electron affinity, EA) สูง คือ ดึงอิเล็กตรอนได้ดี

“เป็นพันธะที่เกิดจากการรวมกันของไอออนบวกและไอออนลบ”

❖ **พันธะโคเวเลนซ์ (Covalence bond)**

เป็นพันธะที่เกิดจากการนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน

❖ **พันธะโลหะ (Metallic bond)**

เป็นพันธะที่เกิดในโลหะ ซึ่งทำให้โลหะนำไฟฟ้าและความร้อนได้ดี สามารถตีเป็นแผ่นหรือดึงเป็นเส้นได้ มีความแตกต่างระหว่างอุณหภูมิหลอมเหลวและจุดเดือดกว้าง เป็นต้น

❖ **พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์ (Coordinated covalence bond)**

เป็นพันธะโคเวเลนซ์ชนิดหนึ่ง แต่เวเลนซ์อิเล็กตรอนที่นำมาใช้ร่วมกันนั้น มาจากอะตอมใดอะตอมหนึ่งเพียงอะตอมเดียว