

สารประกอบโควาเลนต์ (Covalent Compounds)

Part 2

หัวข้อ

1. บทนำเกี่ยวกับพันธะเคมี
2. พันธะโควาเลนต์
3. สมบัติของสารประกอบโควาเลนต์
4. การอ่านชื่อสารประกอบโควาเลนต์
5. ความมีขั้วของโมเลกุลโควาเลนต์และสมบัติการละลาย
6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์

ผศ.ดร.เพชรลดา กันทาดี

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

<http://www.chemistry.mju.ac.th/>

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

ทฤษฎีพันธะ

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

(*** ในที่นี้จะไม่ขอกล่าวถึงทฤษฎี MOT เนื่องจากมีความซับซ้อน ***)

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

- ทฤษฎี VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion)

- โมเลกุลโควาเลนต์จะมีรูปร่างอย่างไรนั้น ทฤษฎีที่ง่ายและใช้ได้ผลดีในการอธิบาย ได้แก่ ทฤษฎี VSEPR
- ทฤษฎี VSEPR → ทฤษฎีการผลักกันของคู่อิเล็กตรอนวงนอกสุด มีสมมุติฐานดังนี้
 - (1) valence e^- คู่สร้างพันธะ เรียกว่า **bonding pair** → มีได้ทั้ง single bond และ multiple bond
 - (2) valence e^- คูโดดเดี่ยว (ไม่สร้างพันธะ) เรียกว่า **nonbonding pair** หรือ **lone pair**
 - (3) bonding pair และ lone pair รอบอะตอมใดๆ ในโมเลกุลเป็นกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนที่มีประจุลบ ต้องพยายามอยู่ห่างกันให้มากที่สุดเพื่อให้มีแรงผลักของคู่อิเล็กตรอน e^- น้อยที่สุด → โมเลกุลเสถียรที่สุด
 - (4) lone pair ครอบครองที่ว่างและมีแรงผลักมากกว่า bonding pair
 - (5) bonding pair ที่เป็น multiple bond ครอบครองที่ว่างและมีแรงผลักมากกว่า single bond
- นั่นคือ เมื่อเปรียบเทียบแรงผลักระหว่างคู่อิเล็กตรอนชนิดต่างๆ จะได้ว่า

$$\text{lone pair—lone pair} > \text{lone pair—bonding pair} > \text{bonding pair—bonding}$$

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

• ทฤษฎี VSEPR (ต่อ)

■ โมเลกุลที่มีเพียงอิเล็กตรอนคู่พันธะ (*bonding pair*)

แรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคู่พันธะรอบอะตอมกลาง เพื่อให้ได้โครงสร้างเสถียรที่สุดตามทฤษฎี VSEPR สรุปรูปร่างโมเลกุลได้ดังนี้

จำนวนคู่ e^-	รูปร่างโมเลกุล	มุมพันธะ	ตัวอย่าง	
2	เส้นตรง (linear)	180°	BeF_2	
3	สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)	120°	BF_3	
4	ทรงสี่หน้า (tetrahedral)	109.5°	CH_4	
5	พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)	$90, 120^\circ$	PCl_5	
6	ทรงแปดหน้า (octahedral)	90°	SF_6	

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

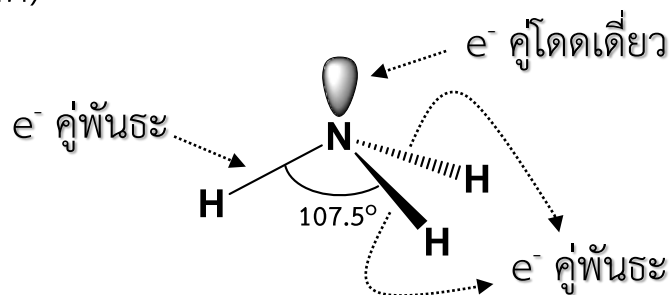
• ทฤษฎี VSEPR (ต่อ)

▪ โมเลกุลที่มีทั้งอิเล็กตรอนคู่พันธะ (bonding pair) และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone pair)

- แรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคู่พันธะและอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจะไม่เท่ากัน รูปร่างโมเลกุลจะขึ้นอยู่กับจำนวนคู่ของอิเล็กตรอนคู่พันธะ และ อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ในโครงสร้าง

- พิจารณาโมเลกุล NH_3 ตาม Lewis structure จะประกอบด้วย อิเล็กตรอนคู่พันธะ N-H จำนวน 3 คู่ และคู่โดดเดี่ยวบนอะตอม N 1 คู่

จากทฤษฎี VSEPR แรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจะมากกว่าคู่พันธะ จึงกดให้มุมพันธะ H-N-H งุ้มลงจาก 109.5° เหลือเพียง 107.5° และมีโครงสร้างเป็น พีระมิดฐานสามเหลี่ยม (trigonal pyramidal) (อะตอม N อยู่บนยอดพีระมิด)

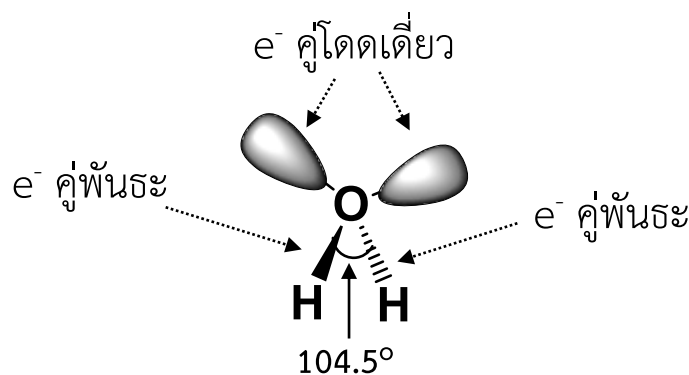


6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

- โมเลกุลที่มีทั้งอิเล็กตรอนคู่พันธะ (bonding pair) และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone pair)

- ถ้าพิจารณาโมเลกุล H_2O ตาม Lewis structure จะประกอบด้วย อิเล็กตรอนคู่พันธะ O-H จำนวน 2 คู่ e^- และ คู่โดดเดี่ยวบนอะตอม O 2 คู่

ตามทฤษฎี VSEPR ทั้ง 4 คู่ e^- จะจัดเรียงรอบอะตอม O แต่เนื่องจากอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 2 คู่ เกิดแรงผลักกันอย่างมากระหว่างอิเล็กตรอนคู่พันธะ ทำให้มุมพันธะ H-O-H งุ้มลง (และแคบกว่ามุมพันธะใน NH_3) จาก 109.5° เหลือเพียง 104.5° ทำให้ H_2O มีโครงสร้างเป็น มุมงอ (bent)



6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

- โมเลกุลที่มีทั้งอิเล็กตรอนคู่พันธะ (bonding pair) และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone pair)

- ถ้าให้สูตรทั่วไปของโมเลกุลเป็น AX_mE_n โดยที่

A = อะตอมกลาง

X = อะตอมที่สร้างพันธะกับอะตอมกลาง

m = จำนวนคู่อิเล็กตรอนที่สร้างพันธะกับอะตอมกลาง

E = อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone pair e^-)

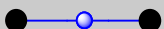
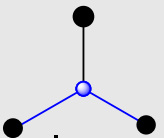
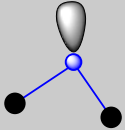
n = จำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

- ดังนั้น โมเลกุลที่ไม่มี lone pair e^- สูตรทั่วไปจะเป็น AX_mE_0 (หรือ AX_m)

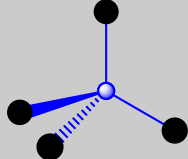
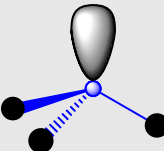
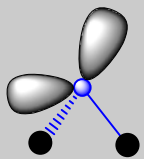
- สำหรับโมเลกุลที่มีสูตร AX_mE_n โดยค่า m, n หลากหลาย รูปร่างจะแตกต่างกันไปขึ้นอยู่กับแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวและอิเล็กตรอนคู่พันธะ สรุปดังตารางต่อไปนี้

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

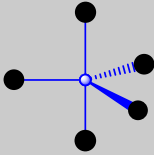
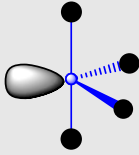
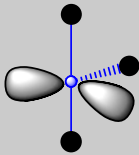
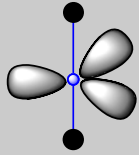
รูปร่างโมเลกุลแบบต่างๆ ตามทฤษฎี VSEPR

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	ตัวอย่าง
AX_2	 เส้นตรง (linear)	BeF_2 , CO_2 , $HgCl_2$
AX_3	 สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)	BF_3 , $AlCl_3$
AX_2E	 มุมงอ (bent)	SO_2 , $SnCl_2$

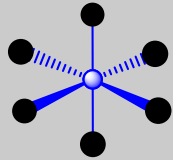
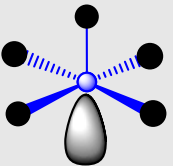
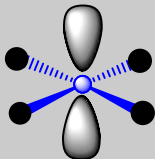
6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	ตัวอย่าง
AX_4	 ทรงสี่หน้า (tetrahedral)	CH_4
AX_3E	 พีระมิดฐานสามเหลี่ยม (trigonal pyramidal)	NH_3
AX_2E_2	 มุมงอ (bent)	H_2O

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	ตัวอย่าง
AX_5	 <p>trigonal bipyramidal</p>	PCl_5
AX_4E	 <p>รูปกระดานหก (See-saw)</p>	SF_4 , $TeCl_4$
AX_3E_2	 <p>รูปตัวที (T-shape)</p>	ClF_3
AX_2E_3	 <p>เส้นตรง (linear)</p>	XeF_2 , I_3^-

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	ตัวอย่าง
AX_6	 <p>ทรงแปดหน้า (octahedral)</p>	SF_6
AX_5E	 <p>พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม (square pyramidal)</p>	BrF_5
AX_4E_2	 <p>สี่เหลี่ยมแบนราบ (square planar)</p>	XeF_4, ICl_4^-

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

➤ ตัวอย่างการทำนายรูปร่างโมเลกุลโดยใช้ทฤษฎี VSEPR

จงใช้หลัก VSEPR ทำนายรูปร่างของโมเลกุล (ก) SF_4 (ข) ICl_4^-

วิธีทำ (ก) SF_4

อะตอมกลาง คือ S มีจำนวน valence electron = 6 e^-

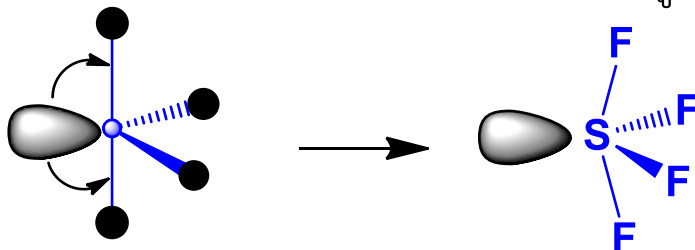
จำนวน e^- ของอะตอม F ที่มาร่วมสร้างพันธะ = 1 x 4 อะตอม = 4 e^-

รวม จำนวนอิเล็กตรอน = 10 e^-

ดังนั้น จำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้สร้างพันธะ = 8 e^- (4 คู่)

อะตอมกลางจะเหลืออิเล็กตรอนที่ไม่ใช้เกิดพันธะ = 2 e^- (1 คู่)

ดังนั้น $SF_4 = AX_4E$ รูปร่างเป็น กระดานหก (seesaw) เนื่องจาก e^- คู่โดดเดี่ยว 1 คู่ จะอยู่ในแนวระนาบ (มีบริเวณกว้างกว่าแนวตั้ง) และจะผลักให้ e^- คู่สร้างพันธะมีมุมพันธะ แคบลง



6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

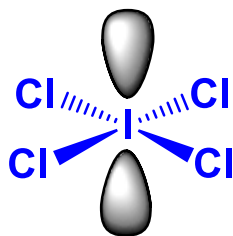
➤ ตัวอย่างการทำนายรูปร่างโมเลกุลโดยใช้ทฤษฎี VSEPR

วิธีทำ (ข) ICl_4^-

อะตอมกลาง คือ I มีจำนวน valence electron	=	7	e^-
จำนวน e^- ของอะตอม Cl ที่มาร่วมสร้างพันธะ = 1 x 4 อะตอม	=	4	e^-
จำนวน e^- จากประจุ	=	1	e^-
รวม จำนวนอิเล็กตรอน	=	12	e^-
ดังนั้น จำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้สร้างพันธะ	=	8	e^- (4 คู่)
อะตอมกลางจะเหลืออิเล็กตรอนที่ไม่ใช้เกิดพันธะ	=	4	e^- (2 คู่)

ดังนั้น $ICl_4^- = AX_4E_2$ รูปร่างโมเลกุลเป็น สี่เหลี่ยมแบนราบ (square planar)

โดย e^- คู่โดดเดี่ยว 2 คู่ จะอยู่แนวตั้งและตรงข้ามกัน เพื่อให้เกิดแรงผลักรบกวนน้อยที่สุด



6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

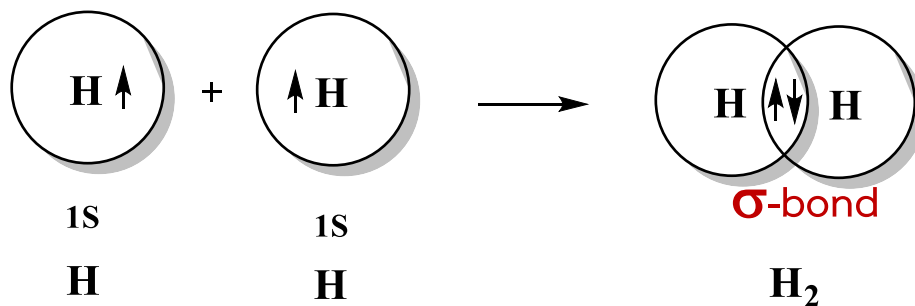
• ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (Valence Bond Theory, VBT)

- เป็นทฤษฎีเก่าแก่ เกิดมาก่อนทฤษฎีออร์บิทัลเชิงโมเลกุล (MOT)
 - Lewis structure และ ทฤษฎี VSEPR ให้ข้อมูลรูปร่างโมเลกุลและการกระจายของ e^- ในโมเลกุล แต่ ไม่ได้อธิบายว่า
 - เหตุใดจึงเกิดพันธะ
 - e^- ถูกใช้ร่วมกันใน covalent bond อย่างไร
 - ทฤษฎี VBT นี้ เสนอโดย Linus Pauling และ J.C. Slater เพื่ออธิบายพันธะโควาเลนต์ โดยกล่าวว่า
 - เมื่ออะตอมเข้ามาใกล้กัน ออร์บิทัลของอะตอมที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวจะมาซ้อนเหลื่อมกัน โดยอิเล็กตรอนเดี่ยวจะเข้าคู่และสปินตรงข้ามกันเพื่อสร้างเป็นพันธะโควาเลนต์
 - ออร์บิทัลของอะตอมที่ซ้อนเหลื่อมกันได้มาก พันธะที่ได้จะยิ่งเสถียรขึ้น
 - พันธะเดี่ยวเกิดจากการซ้อนเหลื่อมของออร์บิทัล 1 ชุดและใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่
- ดังนั้น พันธะคู่และพันธะสาม จะเกิดจากการซ้อนเหลื่อมของออร์บิทัล 2 ชุดและ 3 ชุด ใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 2 คู่ และ 3 คู่ ตามลำดับ

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

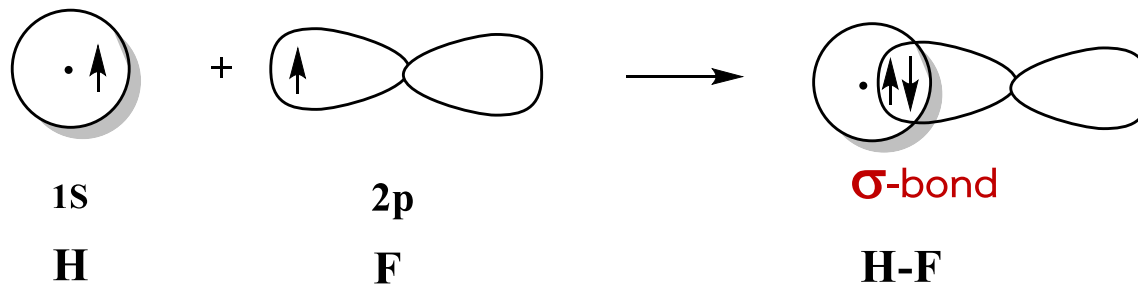
• ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (Valence Bond Theory, VBT) (ต่อ)

- ตัวอย่างเช่น โมเลกุลก๊าซไฮโดรเจน, H_2



พันธะที่เกิดจากการ overlap ในแนวแกน ระหว่างนิวเคลียส เรียกว่า พันธะซิกมา ($\sigma\text{-bond}$)

กรณีโมเลกุล HF \rightarrow พันธะ H-F เกิดจากการ overlap ระหว่าง 1s orbital ของอะตอม H กับ 2p orbital ของอะตอม F



e^- ที่มาเข้าคู่กันในพันธะ จะหัน spin ตรงข้ามกัน

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

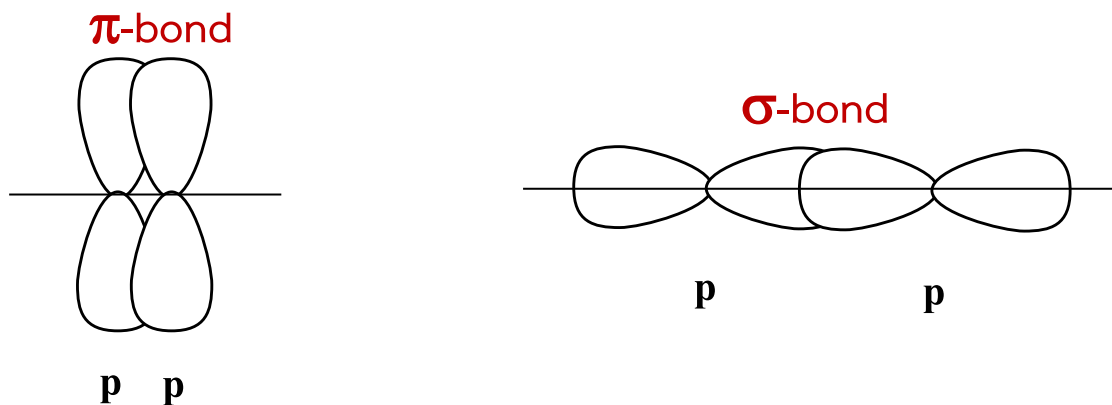
• ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (Valence Bond Theory, VBT) (ต่อ)

- การซ้อนเหลื่อม (overlap) กันระหว่าง p orbital ของสองอะตอม ทำได้ 2 แบบ คือ

1) overlap ตามแนวปลาย (ตามแนวแกนระหว่างนิวเคลียส) จะเกิด σ -bond

2) overlap ตามแนวข้าง (เหนือและใต้แกนระหว่างนิวเคลียส) จะเกิด π -bond

** π -bond แข็งแรงน้อยกว่า σ -bond เนื่องจากการซ้อนเหลื่อมเกิดได้น้อยกว่า



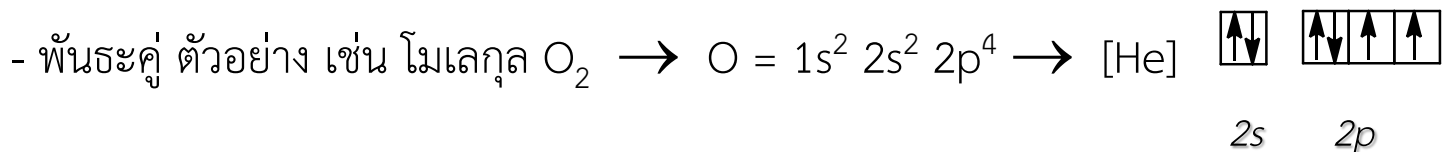
พันธะเดี่ยว (single bond) \rightarrow σ -bond 1 พันธะ

พันธะคู่ (double bond) \rightarrow σ -bond 1 พันธะ + π -bond 1 พันธะ

พันธะสาม (triple bond) \rightarrow σ -bond 1 พันธะ + π -bond 2 พันธะ

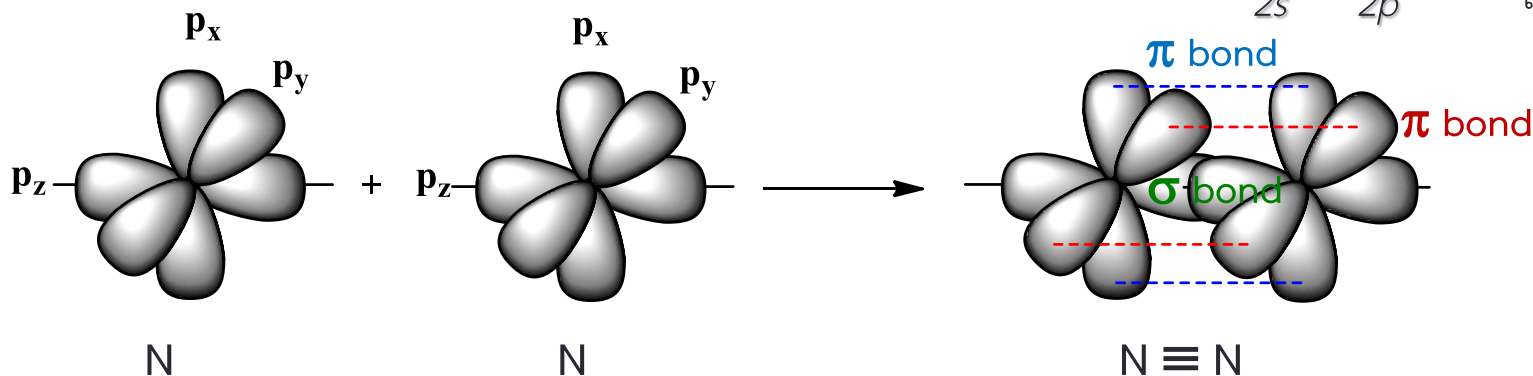
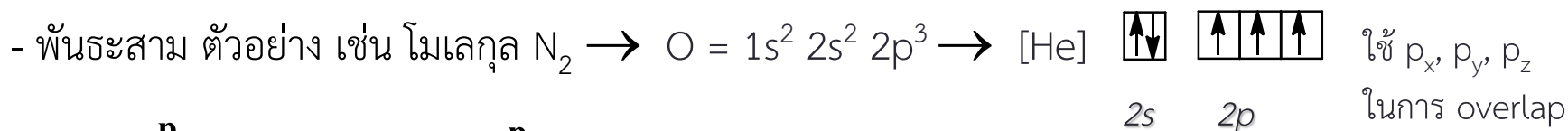
6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

• ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (Valence Bond Theory, VBT) (ต่อ)



e^- เดี่ยว 2 ตัวใน p-orbital จะถูกนำมา overlap กับ O อีกอะตอมหนึ่ง \rightarrow ได้ 2 พันธะ คือ p + p (แนวปลาย) ได้ σ -bond และ p + p (แนวข้าง) ได้ π -bond

** พันธะใน O_2 จึงเป็น double bond

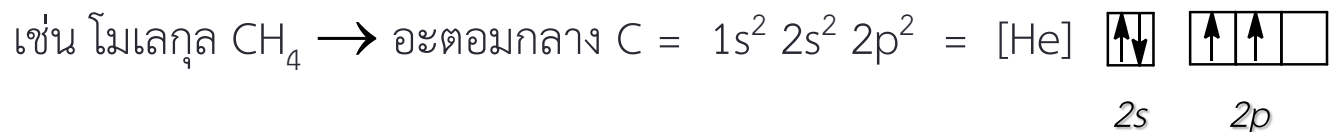


** พันธะใน N_2 จึงเป็น triple bond $\rightarrow \sigma$ 1 bond + π 2 bond -41-

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

• แนวคิดของการเกิดไฮบริดเซชัน (Hybridization)

- VBT อธิบายการเกิด covalent bond ของ diatomic molecule และ simple molecule ได้ดี แต่ไม่สามารถอธิบายโมเลกุลอื่นๆ อีกมากมายได้



→ มีอิเล็กตรอนเดี่ยวเพียง 2 ตัว → เมื่อนำไปซ้อนเหลื่อมเพื่อเกิดพันธะควรจะเกิด covalent bonds จำนวน 2 พันธะตามทฤษฎี VBT

** แต่พบว่า CH_4 มีรูปร่างเป็นทรงสี่หน้า (tetrahedral) มุมพันธะ 109.5° C-H bond จำนวน 4 พันธะที่เหมือนกันทุกประการ

จึงไม่สามารถอธิบายโดยใช้ทฤษฎี VBT ได้ และต้องใช้แนวคิดใหม่ในการอธิบาย คือ ไฮบริดเซชัน (hybridization)

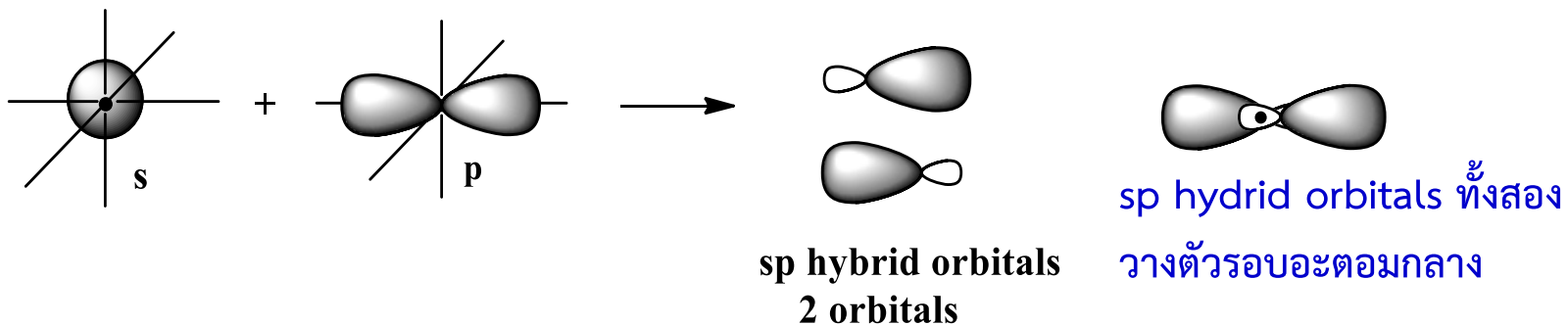
6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

• แนวคิดของการเกิดไฮบริไดเซชัน (Hybridization) (ต่อ)

- ไฮบริไดเซชัน เป็นกระบวนการผสมออร์บิทัลต่างๆ ที่มีพลังงานใกล้เคียงกันของอะตอมเดียวกัน → เกิดเป็นออร์บิทัลใหม่ที่เหมือนกันและพลังงานเท่ากัน เรียกว่า ไฮบริดออร์บิทัล (hybrid orbital)
- จำนวนไฮบริดออร์บิทัล จะเท่ากับ จำนวนออร์บิทัลเดิมของอะตอมที่นำมาผสมกัน
- ไฮบริดออร์บิทัลจะวางตัวแบบมีทิศทาง จึงช่วยในการบอกรูปร่างของโมเลกุลและมุมพันธะในโมเลกุล
- แบบต่างๆของไฮบริไดเซชัน

(1) sp-hybridization เกิดจากการรวมกันของ s 1 orbital และ p 1 orbital

s 1 orbital + p 1 orbital = sp-hybrid orbital 2 orbitals ทำมุมกัน 180°



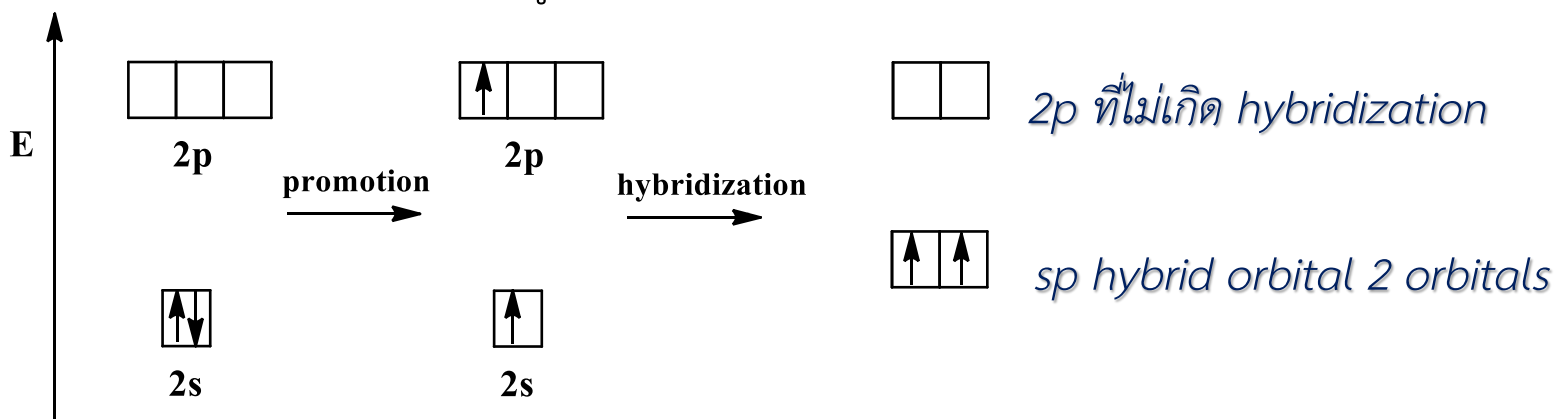
6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

• แนวคิดของการเกิดไฮบริไดเซชัน (Hybridization) (ต่อ)

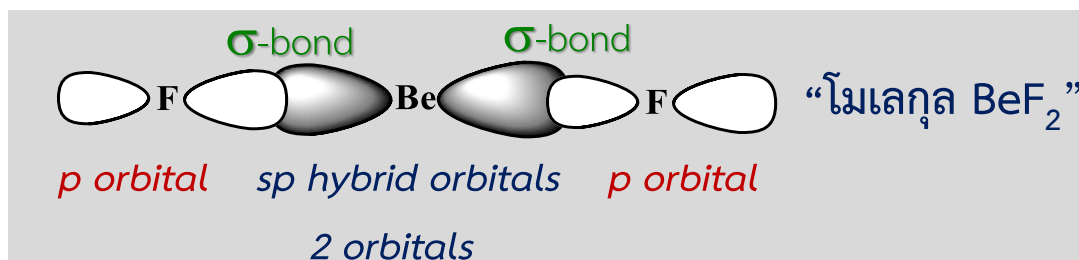
ตัวอย่างโมเลกุลที่เป็น sp-hybridization ได้แก่ $\text{BeF}_2 \rightarrow$ รูปร่างเป็นเส้นตรง (linear)

$\text{Be} = 1s^2 2s^2 = [\text{He}] \begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \xrightarrow{2s}$ ไม่มี e^- เดี่ยว จึงไม่น่าจะเกิด covalent bond กับ F ได้

แนวคิดของไฮบริไดเซชัน อธิบายดังรูป



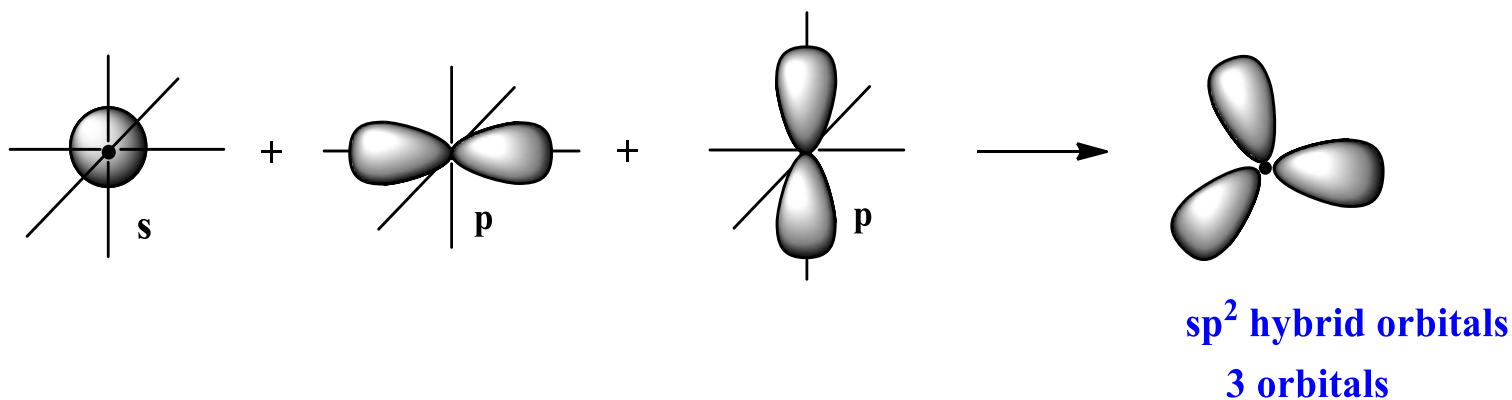
Be atom



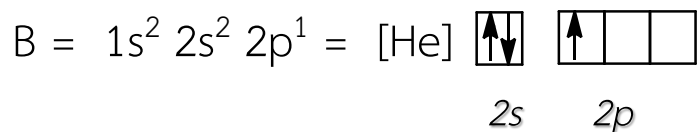
6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

(2) **sp²-hybridization** เกิดจากการรวมกันของ s 1 orbital และ p 2 orbital

s 1 orbital + p 2 orbital = sp²-hybrid orbital 3 orbitals ทำมุมกัน 120°



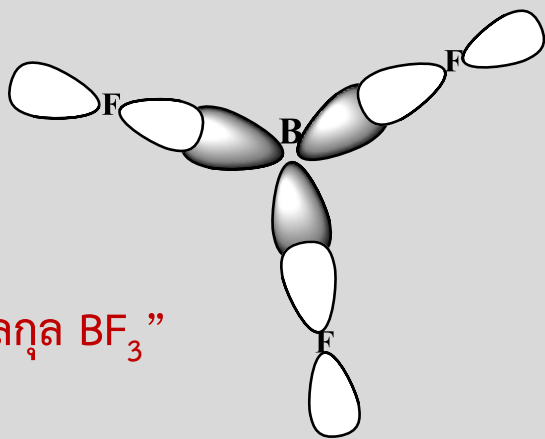
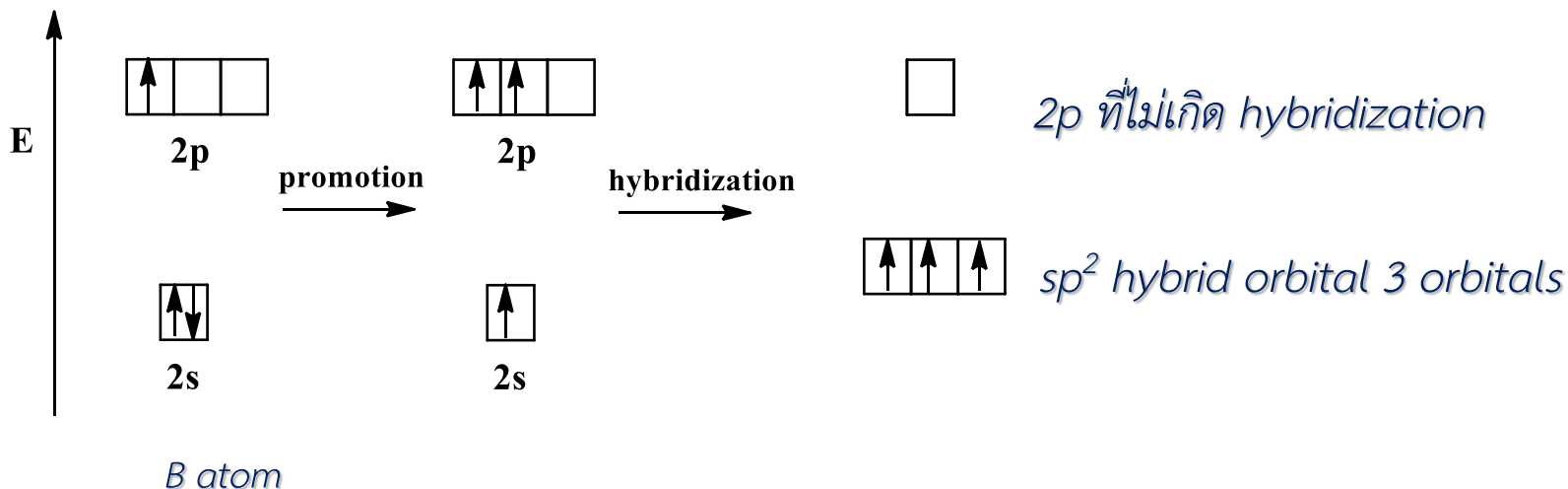
ตัวอย่างโมเลกุลที่เป็น sp²-hybridization ได้แก่ BF₃ → รูปร่างเป็น สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)



e⁻ 1 ตัว ใน 2s จะถูกย้ายไปอยู่ใน 2p orbital ที่ว่าง จากนั้นจะเกิดการรวมกันของ 2s และ 2p (2 orbitals) → ได้ sp² hybrid orbitals จำนวน 3 orbitals ที่มีระดับพลังงานเท่ากัน

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

- แนวคิดของการเกิดไฮบริไดเซชัน (Hybridization) (ต่อ)



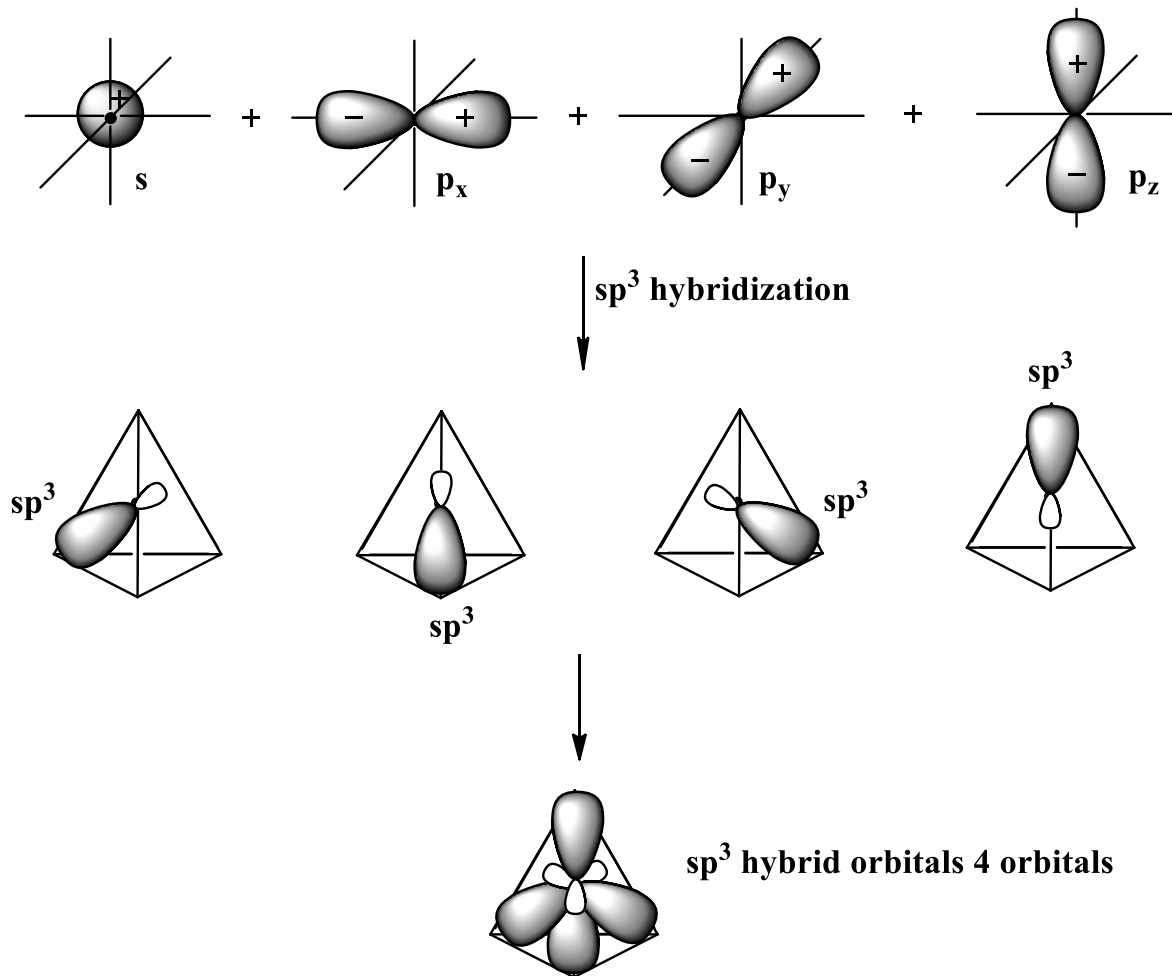
“โมเลกุล BF_3 ”

F ทั้ง 3 อะตอมที่มัล้อมรอบ จะนำ p-orbital ที่มี e^- เดี่ยวมา overlap และเกิดเป็น พันธะ B-F ชนิด σ -bond จำนวน 3 bonds ดังรูป

6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

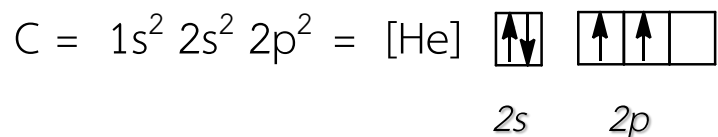
(3) sp^3 -hybridization เกิดจากการรวมกันของ s 1 orbital และ p 3 orbital

s 1 orbital + p 3 orbital = sp^3 -hybrid orbital 4 orbitals ทำมุมกัน 109.5°

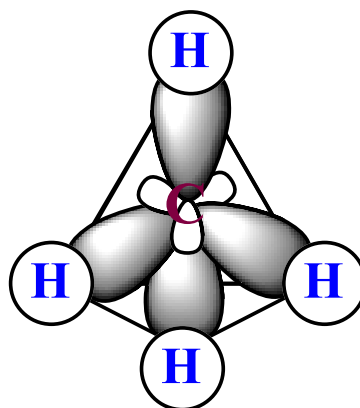


6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

ตัวอย่างโมเลกุลที่เป็น sp^3 -hybridization ได้แก่ $CH_4 \rightarrow$ รูปร่างเป็น ทรงสี่หน้า (tetrahedral)

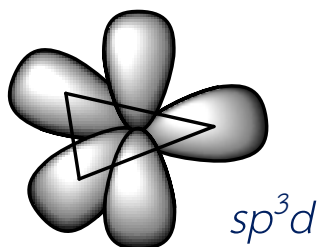


อะตอม C จะใช้ sp^3 hybrid orbitals ทั้ง 4 hybrid orbitals เกิดพันธะกับ 1s orbital ของอะตอม H ทั้ง 4 อะตอมที่มาล้อมรอบ \rightarrow เกิดเป็น C-H σ bond จำนวน 4 bonds

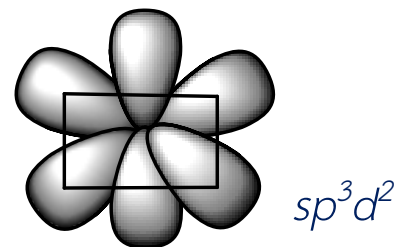


6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

- อะตอมในคาบที่ 3 ขึ้นไป → ใช้ d-orbital ในการเกิด hybridization ได้
- hybrid orbitals ที่เกี่ยวข้องกับ d-orbital ที่สำคัญ ได้แก่ sp^3d และ sp^3d^2 hybrid orbitals ซึ่งมีรูปร่างดังนี้

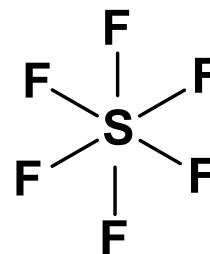
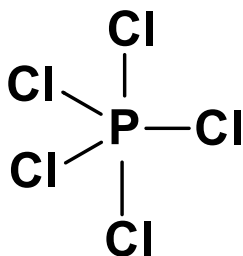


พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)



ทรงแปดหน้า (octahedral)

ตัวอย่างเช่น



6. ทฤษฎีพันธะโควาเลนต์ (Covalent bond theory)

สรุปการเกิด hybrid orbitals รูปร่าง และตัวอย่างโมเลกุลได้ดังตาราง

Atomic orbitals	Hybrid orbitals	จำนวน hybrid orbitals	รูปทรงเรขาคณิต	มุมพันธะ	ตัวอย่าง
s, p	sp	2	linear	180°	BeF ₂
s, p, p	sp ²	3	trigonal planar	120°	BF ₃
s, p, p, p	sp ³	4	tetrahedral	109.5°	CH ₄
d, s, p, p	dsp ² *	4	square planar	90°	PdBr ₄ ⁻
s, p, p, p, d	sp ³ d	5	trigonal bipyramidal	120°, 90°	PF ₅
s, p, p, p, d, d	sp ³ d ²	6	octahedral	90°	SF ₆
d, d, s, p, p, p	d ² sp ³ *	6	octahedral	90°	FeF ₆ ³⁻

* d-orbital อยู่ชั้นใน