

คม 101 หลักเคมี 1

ปีการศึกษา 1-2561

## บทที่ 4 พันธะเคมี\_Part II

### หัวข้อ

- |                   |                  |
|-------------------|------------------|
| 1. บทนำ           | 4. พันธะโลหะ     |
| 2. พันธะไอออนิก   | 5. พันธะไฮโดรเจน |
| 3. พันธะโคเวเลนต์ | 6. สรุป          |

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1\_อ.ดร. เพชรลดา กันหาดี

[http://www.chemistry.mju.ac.th/wtms\\_document.aspx?bID=4114](http://www.chemistry.mju.ac.th/wtms_document.aspx?bID=4114)

พันธะเคมี

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

- **ทฤษฎี VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion)**
  - โมเลกุลโคเวเลนต์จะมีรูปร่างอย่างไรนั้น ทฤษฎีที่ง่ายและใช้ได้ผลดีในการอธิบาย ได้แก่ ทฤษฎี VSEPR
  - ทฤษฎี VSEPR → ทฤษฎีการผลักกันของคู่อิเล็กตรอนวงนอกสุด มีสมมุติฐานดังนี้
    - (1) valence e<sup>-</sup> คู่สร้างพันธะ เรียกว่า bonding pair → มีได้ทั้ง single bond และ multiple bond
    - (2) valence e<sup>-</sup> คูโดดเดี่ยว (ไม่สร้างพันธะ) เรียกว่า nonbonding pair หรือ lone pair
    - (3) bonding pair และ lone pair รอบอะตอมใดๆ ในโมเลกุลเป็นกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนที่มีประจุลบ → ต้องพยายามอยู่ห่างกันให้มากที่สุดเพื่อให้มีแรงผลักรหว่างคู่อิเล็กตรอนน้อยที่สุด → โมเลกุลเสถียรที่สุด
    - (4) lone pair ครอบครองที่ว่างและมีแรงผลักรมากกว่า bonding pair
    - (5) bonding pair ที่เป็น multiple bond ครอบครองที่ว่างและมีแรงผลักรมากกว่า single bond
  - นั่นคือ เมื่อเปรียบเทียบแรงผลักรระหว่างคู่อิเล็กตรอนชนิดต่างๆ จะได้ว่า
 
$$\text{lone pair—lone pair} > \text{lone pair—bonding pair} > \text{bonding pair—bonding pair}$$

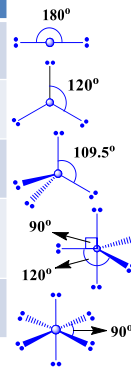
### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

- ทฤษฎี VSEPR (ต่อ)

- โมเลกุลที่มีเพียงอิเล็กตรอนคู่พันธะ (bonding pair)

แรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคู่พันธะรอบอะตอมกลาง เพื่อให้ได้โครงสร้างเสถียรที่สุดตามทฤษฎี VSEPR สรุปรูปร่างโมเลกุลได้ดังนี้

จำนวนคู่อิเล็กตรอน $e^-$	รูปร่างโมเลกุล	มุมพันธะ	ตัวอย่าง
2	เส้นตรง (linear)	$180^\circ$	$\text{BeF}_2$
3	สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)	$120^\circ$	$\text{BF}_3$
4	ทรงสี่หน้า (tetrahedral)	$109.5^\circ$	$\text{CH}_4$
5	พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)	$90^\circ, 120^\circ$	$\text{PCl}_5$
6	ทรงแปดหน้า (octahedral)	$90^\circ$	$\text{SF}_6$



เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1 อ.ดร. เพชรลดา กันหาดี

27

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

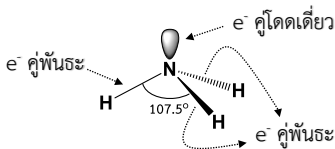
- ทฤษฎี VSEPR (ต่อ)

- โมเลกุลที่มีทั้งอิเล็กตรอนคู่พันธะ (bonding pair) และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone pair)

- แรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคู่พันธะและอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจะไม่เท่ากัน → รูปร่างโมเลกุลจะขึ้นอยู่กับจำนวนคู่อิเล็กตรอนคู่พันธะ และ อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ในโครงสร้าง

- พิจารณาโมเลกุล  $\text{NH}_3$  → ตาม Lewis structure จะประกอบด้วย อิเล็กตรอนคู่พันธะ N-H จำนวน 3 คู่ และคู่อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวบนอะตอม N 1 คู่

จากทฤษฎี VSEPR → แรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจะมากกว่าคู่อิเล็กตรอนคู่พันธะ จึงกดให้มุมพันธะ H-N-H จมลงจาก  $109.5^\circ$  เหลือเพียง  $107.5^\circ$  และมีโครงสร้างเป็น พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม (trigonal pyramidal) (อะตอม N อยู่บนยอดพีระมิด)



เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1 อ.ดร. เพชรลดา กันหาดี

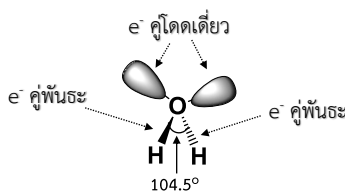
28

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

- โมเลกุลที่มีทั้งอิเล็กตรอนคู่พันธะ (bonding pair) และอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยว (lone pair)

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

ตามทฤษฎี VSEPR → ทั้ง 4 คู่  $e^-$  จะจัดเรียงรอบอะตอม O แต่เนื่องจากอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยว 2 คู่ → เกิดแรงผลักรันอย่างมากและผลักอิเล็กตรอนคู่พันธะ ทำให้มุมพันธะ H-O-H งุ่มลง (และแคบกว่ามุมพันธะใน  $NH_3$ ) จาก  $109.5^\circ$  เหลือเพียง  $104.5^\circ$  ทำให้  $H_2O$  มีโครงสร้างเป็น มุมงอ (bent)



### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

- โมเลกุลที่มีทั้งอิเล็กตรอนคู่พันธะ (bonding pair) และอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยว (lone pair)

- ถ้าให้สูตรทั่วไปของโมเลกุลเป็น  $AX_mE_n$  โดยที่

A = อะตอมกลาง

X = อะตอมที่สร้างพันธะกับอะตอมกลาง

m = จำนวนคู่อิเล็กตรอนที่สร้างพันธะกับอะตอมกลาง

E = อิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยว (lone pair  $e^-$ )




n = จำนวนอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยว

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




- สำหรับโมเลกุลที่มีสูตร  $AX_mE_n$  โดยค่า m, n หลากหลาย → รูปร่างจะแตกต่างกันไปขึ้นอยู่กับแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยวและอิเล็กตรอนคู่พันธะ สรุปดังตารางต่อไปนี้

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)





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)	$SO_2$ , $SnCl_2$

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

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




### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

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

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1\_อ.ดร.เพชรดา กันหาดี

33

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

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

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1\_อ.ดร.เพชรดา กันหาดี

34

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

#### ➤ ตัวอย่างการทำนายรูปร่างโมเลกุลโดยใช้ทฤษฎี VSEPR

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

วิธีทำ (ก)  $SF_4$

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

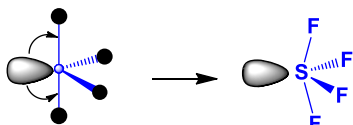
จำนวน  $e^-$  ของอะตอม F ที่มาร่วมสร้างพันธะ = 1 x 4 อะตอม = 4  $e^-$

รวม จำนวนอิเล็กตรอน = 10  $e^-$

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

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

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



เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1\_อ.ดร.เพชรดา กันหาดี

35

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

#### ➤ ตัวอย่างการทำนายรูปร่างโมเลกุลโดยใช้ทฤษฎี VSEPR

วิธีทำ (ข)  $ICl_4^-$

อะตอมกลาง คือ I มีจำนวน valence electron = 7  $e^-$

จำนวน  $e^-$  ของอะตอม Cl ที่มาร่วมสร้างพันธะ = 1 x 4 อะตอม = 4  $e^-$

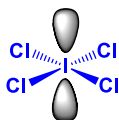
จำนวน  $e^-$  จากประจุ = 1  $e^-$

รวม จำนวนอิเล็กตรอน = 12  $e^-$

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

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

ดังนั้น  $ICl_4^- = AX_4E_2 \rightarrow$  รูปร่างโมเลกุลเป็น สี่เหลี่ยมแบนราบ (square planar) โดย  $e^-$  คู่โดดเดี่ยว 2 คู่ จะอยู่แนวตั้งและตรงข้ามกัน เพื่อให้เกิดแรงผลัคน้อยที่สุด



เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1\_อ.ดร.เพชรดา กันหาดี

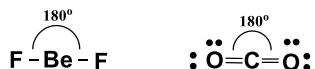
36

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

- โมเลกุลที่อะตอมกลางเกิด multiple bonds

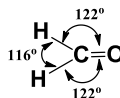
- multiple bond จัดเป็นกลุ่มหมอกหนึ่งกลุ่มเหมือน single bond → ไม่มีผลต่อรูปร่างโมเลกุล

ตัวอย่างเช่น  $\text{BeF}_2$  และ  $\text{CO}_2$  → linear



- แต่ multiple bond มีความหนาแน่นของกลุ่มหมอก  $e^-$  มากกว่า single bond → มีผลต่อมุมพันธะ ถ้ามี multiple bond และ single bond อยู่ในโมเลกุลเดียวกัน

ตัวอย่างเช่น  $\text{H}_2\text{CO}$  (formaldehyde)



### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

- 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 เพื่ออธิบายพันธะโคเวเลนต์ โดยกล่าวว่า

- เมื่ออะตอมเข้ามาใกล้กัน ออร์บิทัลของอะตอมที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวจะมาซ้อนเหลื่อมกัน โดย

อิเล็กตรอนเดี่ยวจะเข้าคู่และสปินตรงข้ามกันเพื่อสร้างเป็นพันธะโคเวเลนต์

- ออร์บิทัลของอะตอมที่ซ้อนเหลื่อมกันได้มาก พันธะที่ได้จะยิ่งเสถียรขึ้น

- พันธะเดี่ยวเกิดจากการซ้อนเหลื่อมของออร์บิทัล 1 ชุดและใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่

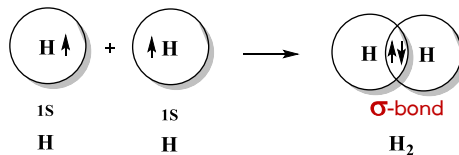
ดังนั้น พันธะคู่และพันธะสาม จะเกิดจากการซ้อนเหลื่อมของออร์บิทัล 2 ชุดและ 3 ชุด ใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน

2 คู่ และ 3 คู่ ตามลำดับ

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

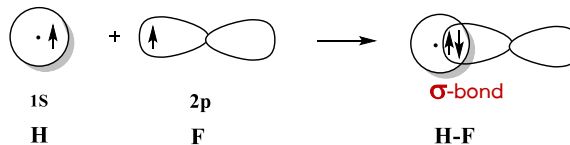
#### • ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (Valence Bond Theory, VBT) (ต่อ)

- ตัวอย่างเช่น โมเลกุลก๊าซไฮโดรเจน,  $H_2$



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

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



$e^-$  ที่มาเข้าคู่กันในพันธะ จะหัน spin ตรงข้ามกัน

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1\_อ.ดร.เพชรดา กันหาดี

39

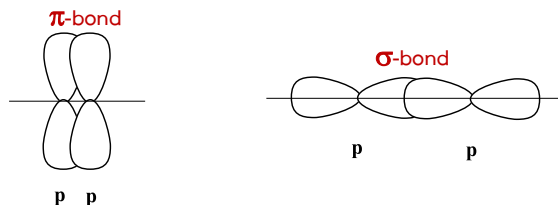
### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

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

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

- 1) overlap ตามแนวปลาย (ตามแนวแกนระหว่างนิวเคลียส) จะเกิด  $\sigma\text{-bond}$
- 2) overlap ตามแนวข้าง (เหนือและใต้แกนระหว่างนิวเคลียส) จะเกิด  $\pi\text{-bond}$

\*\*  $\pi\text{-bond}$  แข็งแรงน้อยกว่า  $\sigma\text{-bond}$  เนื่องจากการซ้อนเหลื่อมเกิดได้น้อยกว่า



พันธะเดี่ยว (single bond) →  $\sigma\text{-bond}$  1 พันธะ

พันธะคู่ (double bond) →  $\sigma\text{-bond}$  1 พันธะ +  $\pi\text{-bond}$  1 พันธะ

พันธะสาม (triple bond) →  $\sigma\text{-bond}$  1 พันธะ +  $\pi\text{-bond}$  2 พันธะ

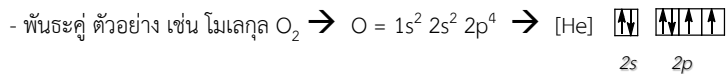
เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1\_อ.ดร.เพชรดา กันหาดี

40



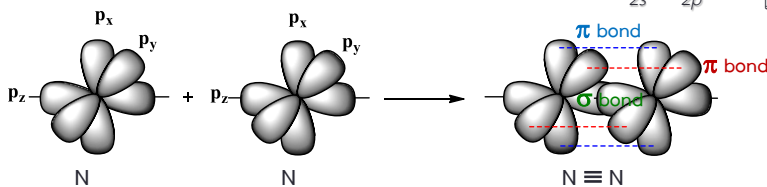
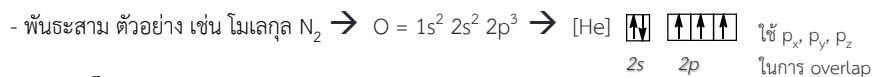
### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

- **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  $\sigma$ -bond และ p + p (แนวข้าง) ได้  $\pi$ -bond

\*\* พันธะใน  $O_2$  จึงเป็น double bond

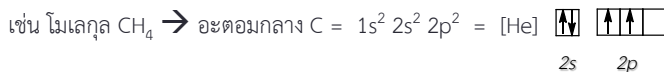


\*\* พันธะใน  $N_2$  จึงเป็น triple bond  $\rightarrow \sigma$  1 bond +  $\pi$  2 bond 41

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

- **แนวคิดของการเกิดไฮบริดเซชัน (Hybridization)**

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



$\rightarrow$  มีอิเล็กตรอนเดี่ยวเพียง 2 ตัว  $\rightarrow$  เมื่อนำไปซ้อนเหลื่อมเพื่อเกิดพันธะควรเกิด covalent bonds จำนวน 2 พันธะตามทฤษฎี VBT

\*\* แต่พบว่า  $CH_4$  มีรูปร่างเป็นทรงสี่หน้า (tetrahedral) มุมพันธะ  $109.5^\circ \rightarrow$  C-H bond จำนวน 4 พันธะที่เหมือนกันทุกประการ

จึงไม่สามารถอธิบายโดยใช้ทฤษฎี VBT ได้ และต้องใช้แนวคิดใหม่ในการอธิบาย คือ **ไฮบริดเซชัน (hybridization)**

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

#### • แนวคิดของการเกิดไฮบริไดเซชัน (Hybridization) (ต่อ)

- ไฮบริไดเซชัน เป็นกระบวนการผสมออร์บิทัลต่างๆ ที่มีพลังงานใกล้เคียงกันของอะตอมเดียวกัน → เกิดเป็นออร์บิทัลใหม่ที่เหมือนกันและพลังงานเท่ากัน เรียกว่า ไฮบริดออร์บิทัล (hybrid orbital)

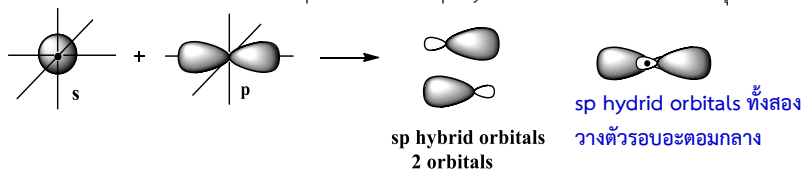
- จำนวนไฮบริดออร์บิทัล จะเท่ากับ จำนวนออร์บิทัลเดิมของอะตอมที่นำมาผสมกัน

- 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°



เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1\_อ.ดร.เพชรดา กันทาดี

43

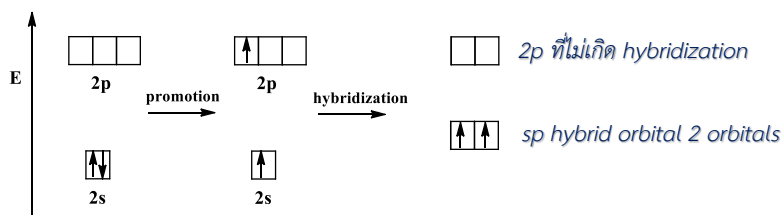
### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

#### • แนวคิดของการเกิดไฮบริไดเซชัน (Hybridization) (ต่อ)

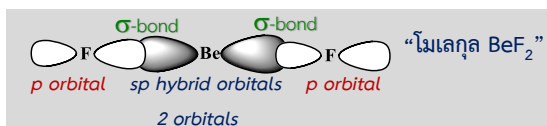
ตัวอย่างโมเลกุลที่เป็น sp-hybridization ได้แก่  $\text{BeF}_2$  → รูปร่างเป็นเส้นตรง (linear)

$\text{Be} = 1s^2 2s^2 = [\text{He}] \uparrow\downarrow_{2s} \rightarrow$  ไม่มี  $e^-$  เดี่ยว จึงไม่น่าจะเกิด covalent bond กับ F ได้

แนวคิดของไฮบริไดเซชัน อธิบายดังรูป



Be atom

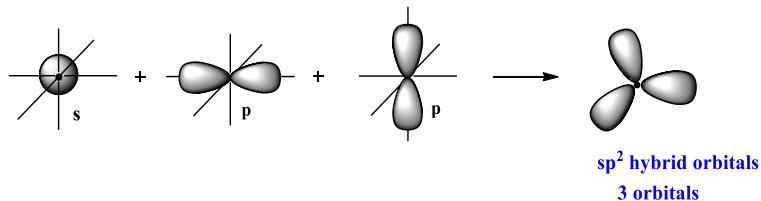


44

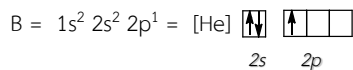
### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

(2) **sp<sup>2</sup>-hybridization** เกิดจากการรวมกันของ s 1 orbital และ p 2 orbital

s 1 orbital + p 2 orbital = sp<sup>2</sup>-hybrid orbital 3 orbitals ทำมุมกัน 120°



ตัวอย่างโมเลกุลที่เป็น sp<sup>2</sup>-hybridization ได้แก่ BF<sub>3</sub> → รูปร่างเป็นสามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)

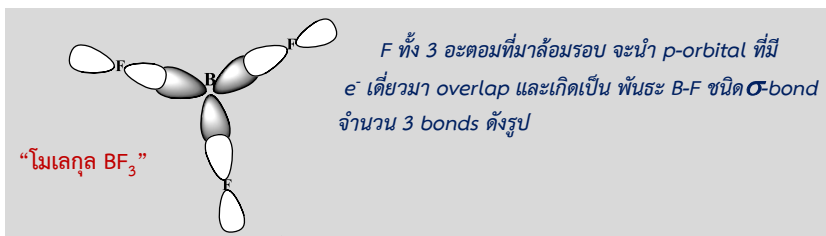
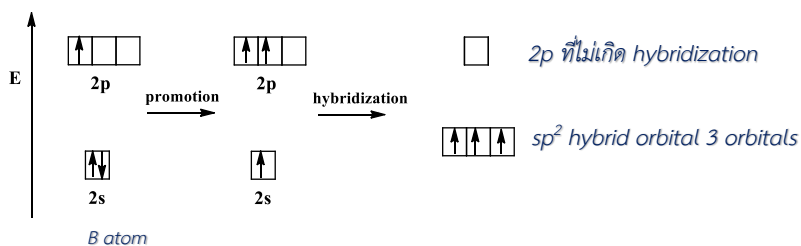


e<sup>-</sup> 1 ตัว ใน 2s จะถูกย้ายไปอยู่ใน 2p orbital ที่ว่าง จากนั้นจะเกิดการรวมกันของ 2s และ 2p (2 orbitals)

→ ได้ sp<sup>2</sup> hybrid orbitals จำนวน 3 orbitals ที่มีระดับพลังงานเท่ากัน

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

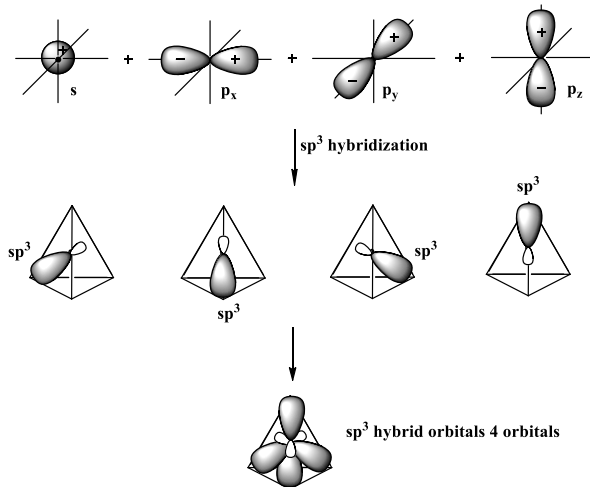
• แนวคิดของการเกิดไฮบริดเซชัน (Hybridization) (ต่อ)



### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

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

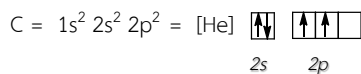
s 1 orbital + p 3 orbital =  $sp^3$ -hybrid orbital 4 orbitals ทำมุมกัน  $109.5^\circ$



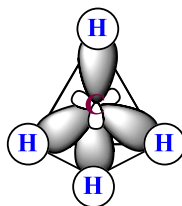
47

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

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



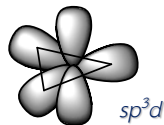
อะตอม C จะใช้  $sp^3$  hybrid orbitals ทั้ง 4 hybrid orbitals เกิดพันธะกับ 1s orbital ของอะตอม H ทั้ง 4 อะตอมที่ล้อมรอบ  $\rightarrow$  เกิดเป็น C-H  $\sigma$  bond จำนวน 4 bonds



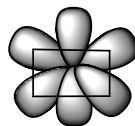
48

### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

- 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

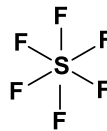
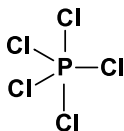
 $sp^3d$ 

พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)

 $sp^3d^2$ 

ทรงแปดหน้า (octahedral)

ตัวอย่างเช่น



### 3. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond)

สรุปการเกิด hybrid orbitals รูปร่าง และตัวอย่างโมเลกุลได้ดังตาราง

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

\* d-orbital อยู่ชั้นใน