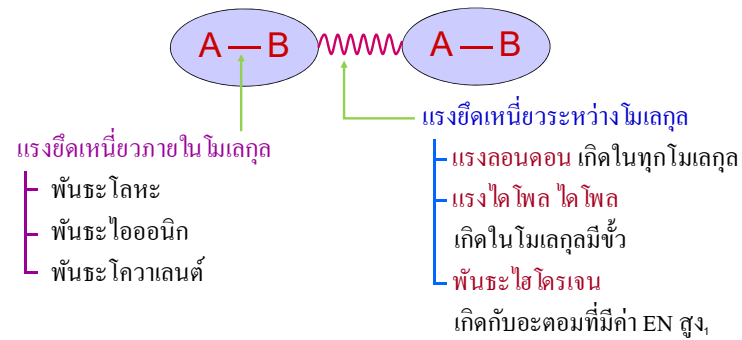


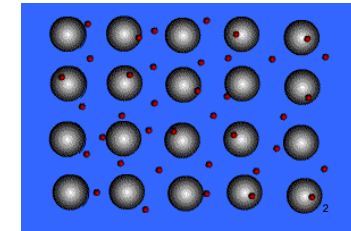
พันธะเคมี (Chemical bond)

พันธะเคมี หมายถึง แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอม (ภายในโมเลกุล)



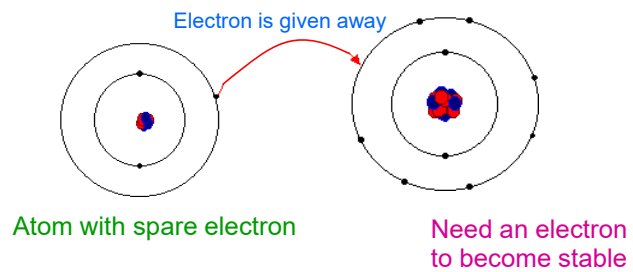
พันธะโลหะ(metallic bond)

- * เป็นแรงดึงดูดระหว่างไอออนบวกซึ่งเรียงชิดกันกับอิเล็กตรอนที่อยู่โดยรอบ
- * อะตอมของโลหะจะอยู่ในสภาพที่เป็นบวก
- * ใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน เวเลนซ์อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปรอบๆ ก่อนโลหะเป็น **กลุ่มหมอกอิเล็กตรอน (electron cloud)**
- ทำให้ดึงดูดนิวเคลียสของอะตอมเหล่านั้นได้ด้วย
- * โลหะหมู่ 2 แข็งแรงกว่าโลหะหมู่ 1



พันธะไอออนิก(Ionic bond)

- * เป็นพันธะเคมีที่เกิดขึ้นจากแรงยึดเหนี่ยวทางไฟฟ้าของไอออนบวกกับไอออนลบ (electrostatic force)

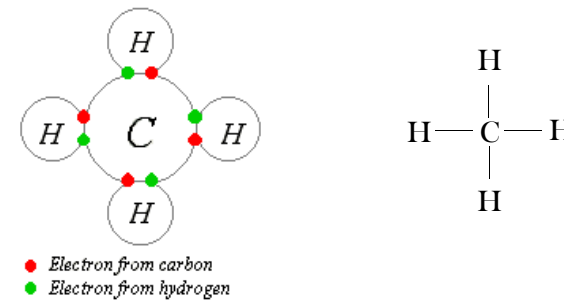


* สารประกอบไอออนิกได้แก่ NaCl, MgO, CaCl₂

3

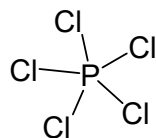
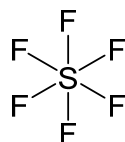
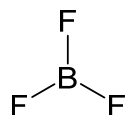
พันธะโควาเลนต์(Covalent bond)

- * เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมของธาตุที่ใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันเป็นคู่ๆ เพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตต (Octet rule) ได้แก่ Cl₂, CO₂, N₂, CH₄



4

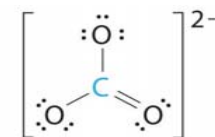
สารประกอบที่ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต เช่น



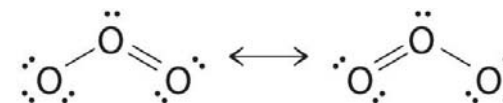
5

Resonance structure

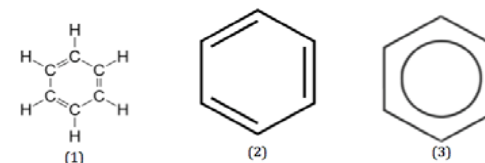
1. Carbonate



2. Ozone

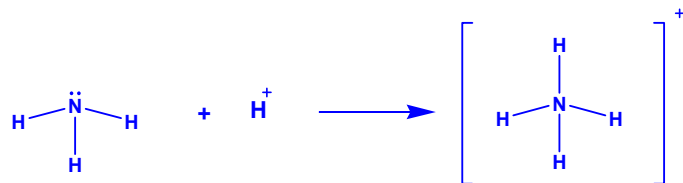


3. Benzene



พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ (coordinate covalent bond)

- * เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมหนึ่งตัวให้อิเล็กตรอนหนึ่งคู่ในการสร้างพันธะกับอะตอมอีกหนึ่งตัว
- * เรียกอีกอย่างว่า **dative bond**



7

แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่มีความแข็งแรงน้อยกว่าเมื่อเปรียบเทียบกับพันธะไอออนิก และพันธะโคเวเลนต์

1. **แรงแวนเดอร์วาลส์**

เป็นแรงดึงดูดอย่างอ่อนระหว่างโมเลกุล มี 2 ชนิดที่สำคัญ คือ

1.1 **แรงลอนดอน (London force) หรือแรงกระจายลอนดอน (London dispersion force)** ซึ่งเป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่ไม่มีขั้ว

1.2 **แรงไดโพล-ไดโพล** ซึ่งเป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วด้วยกัน

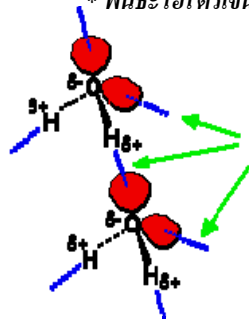
8

2. พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond)

* เป็นพันธะที่เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีความแรงมากกว่าแรงแวนเดอร์วาลส์

* เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างไฮโดรเจนที่เกิดพันธะกับอะตอมที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตี(EN)สูง เช่น O, N, F (กับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว)

* พันธะไฮโดรเจนมักแทนด้วยเส้นประ (- - -)



พันธะไฮโดรเจน
Hydrogen Bond

9

สูตรเคมี

สูตรโมเลกุล คือ สูตรที่แสดงว่า สารนั้น 1 โมเลกุลประกอบด้วยธาตุใดบ้าง และแต่ละธาตุมีกี่อะตอม

เช่น เบนซีน $\Rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$

กลูโคส $\Rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

สูตรอย่างง่าย คือ สูตรที่แสดงว่าสารนั้นประกอบด้วยธาตุใดบ้าง ในอัตราส่วนจำนวนอะตอมค่าต่ำที่สุดเท่าใด

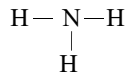
เช่น เบนซีน $\Rightarrow \text{CH}$

กลูโคส $\Rightarrow \text{CH}_2\text{O}$

(สูตรอย่างง่าย) $_n$ = สูตรโมเลกุล

สูตรโครงสร้าง คือสูตรที่แสดงถึงการจับกันของธาตุในโมเลกุล แบ่งเป็น 2 ชนิด

1. สูตรแบบเส้น : ใช้เส้นตรงแทนอิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะกัน 2 ตัว เช่น แอมโมเนีย

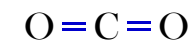
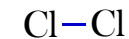


2. สูตรแบบจุด : ใช้จุดแทนอิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะกัน ซึ่งจะเขียนเฉพาะอิเล็กตรอนวงนอกเท่านั้น

เช่น กรดไฮโดรคลอริก

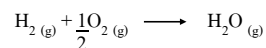


11



12

ตย. จงคำนวณการเปลี่ยนแปลงของพลังงานความร้อนของปฏิกิริยาต่อไปนี้



กำหนดให้ พลังงานพันธะ H-H = 431.0 kJ

H-O = 463.0 kJ

O=O = 485.0 kJ

ปฏิกิริยานี้เป็นแบบดูดหรือคายความร้อน?

วิธีทำ จากสมการ พันธะที่ถูกทำลาย คือ H-H และ O=O

พันธะที่เกิดขึ้น คือ H-O

$$\begin{aligned}\text{พลังงานที่ต้องใช้เพื่อสลายพันธะ} &= 431 \text{ kJ} + \frac{1}{2}(485.0 \text{ kJ}) \\ &= 673.5 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{พลังงานที่ถูกคายออกมา} &= 2(463.0 \text{ kJ}) \quad \text{H-O 2 พันธะ} \\ &= 926.0 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$\text{ความร้อนที่เปลี่ยนแปลง} = 926.0 - 673.5 = 252.5 \text{ kJ}$$

ความร้อนที่ระบบคายออกมา มากกว่า ความร้อนที่ถูกดูดเข้าไป ปฏิกิริยาคายความร้อน

13

ทฤษฎีที่ใช้อธิบายพันธะเคมี

มี 4 ทฤษฎี ดังนี้

1. ทฤษฎีออร์บิทัลเชิงโมเลกุล (Molecular Orbital Theory)

2. ทฤษฎีเวเลนซ์บอนด์ (Valence Bond Theory)

3. ไฮบริไดเซชันของอะตอมมิกออร์บิทัล (Hybridization of atomic orbitals)

4. ทฤษฎี Valence-Shell Electron-Pair Repulsion (VSEPR)¹⁴

1. ทฤษฎีออร์บิทัลเชิงโมเลกุล (Molecular Orbital Theory)

การรวมกันของอะตอมมิกออร์บิทัลจะได้โมเลคิวลาร์ออร์บิทัล 2 แบบ คือ

1. Bonding molecular orbitals (BMO)

เป็นโมเลคิวลาร์ออร์บิทัลที่สร้างพันธะ

เกิดจากการรวมตัวของอะตอมมิกออร์บิทัลที่เสริมกัน ทำให้ความหนาแน่นของอิเล็กตรอนระหว่างนิวเคลียสทั้งสองสูงขึ้น

2. Anti-bonding molecular orbitals (AMO)

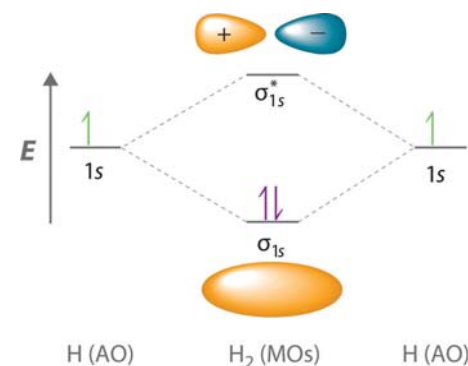
เป็นโมเลคิวลาร์ออร์บิทัลที่ต้านการสร้างพันธะ

เกิดจากการรวมตัวของอะตอมมิกออร์บิทัลที่หักล้างกัน ทำให้ความหนาแน่นของอิเล็กตรอนระหว่างนิวเคลียสทั้งสองลดลง

Bonding molecular orbital จะมีระดับพลังงานต่ำกว่า Anti-bonding molecular orbital

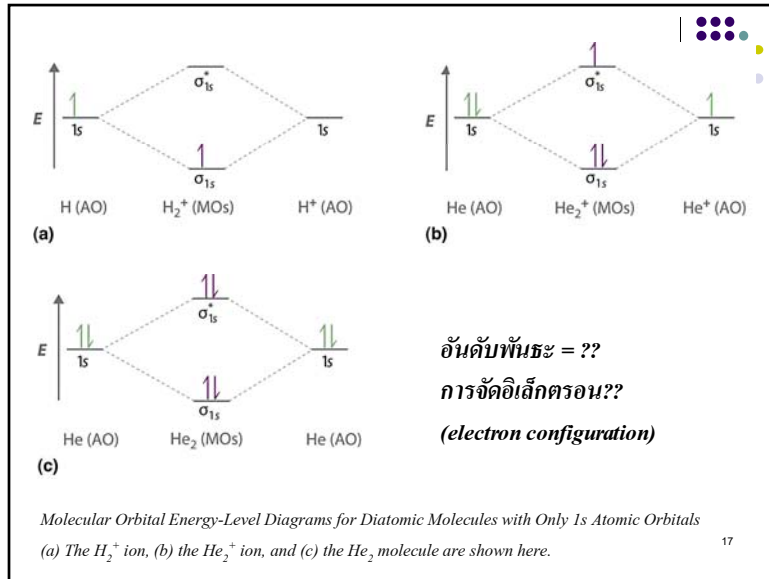
15

แผนภาพแสดงระดับพลังงานโมเลกุลาร์ออร์บิทัลของโมเลกุล H_2

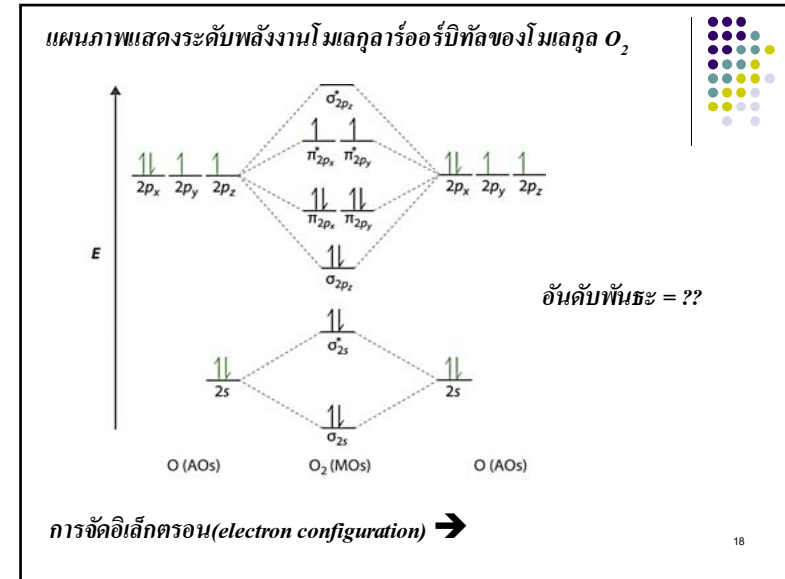


$$\begin{aligned}\text{อันดับพันธะ} &= \frac{1}{2}(\text{จำนวน } e^- \text{ ที่สร้างพันธะ} - \text{จำนวน } e^- \text{ ที่ต้านการสร้างพันธะ}) \\ &= \frac{1}{2}(2-0) = 1\end{aligned}$$

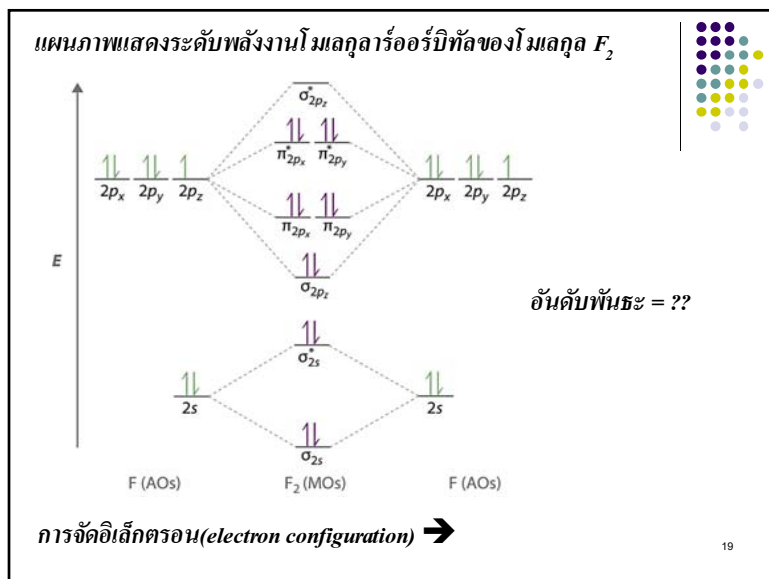
โครงสร้างอิเล็กตรอน (electron configuration) $\Rightarrow (\sigma_{1s})^2$



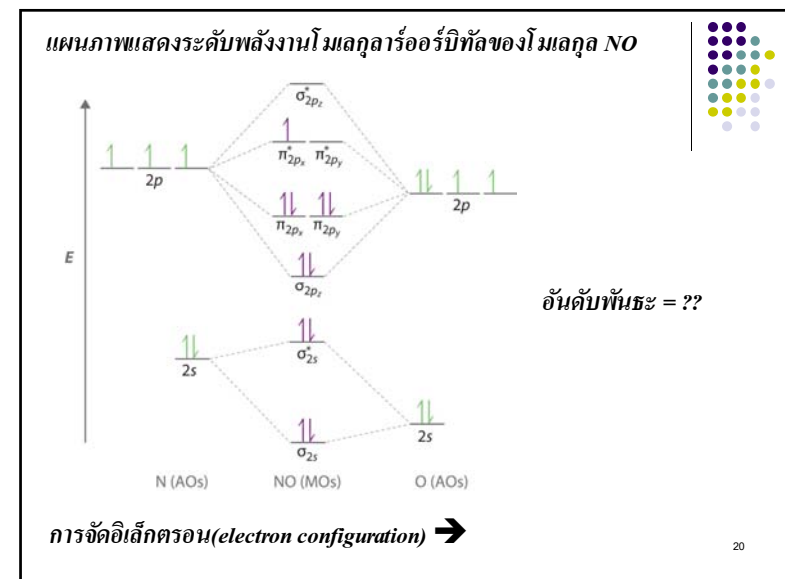
17



18

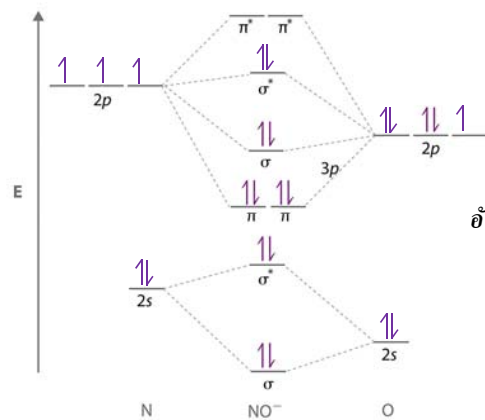


19



20

แผนภาพแสดงระดับพลังงานโมเลกุลาร์ออร์บิทัลของโมเลกุล NO^-



อันดับพันธะ = ??

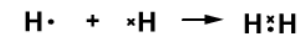
การจัดอิเล็กตรอน (electron configuration) →

21

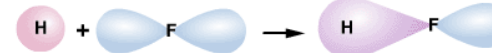
2. Valence bond theory

σ -bond

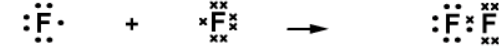
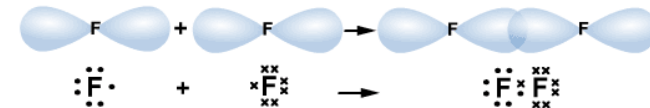
A. s orbital + s orbital



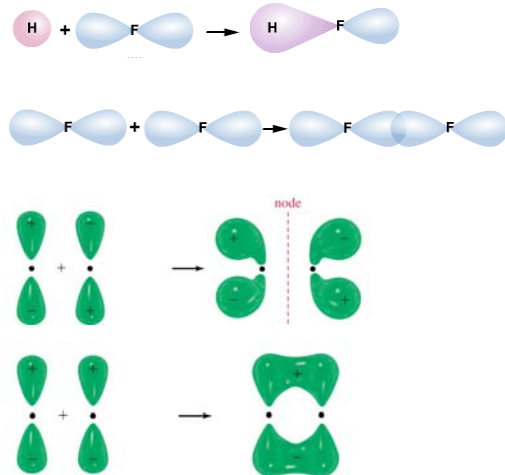
B. s orbital + p orbital



C. p orbital + p orbital ('head-on' overlap)



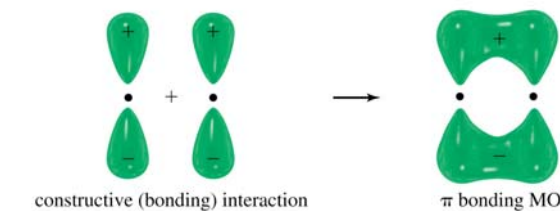
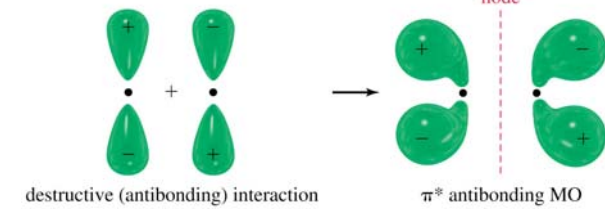
22



23

Valence bond theory

π -bond

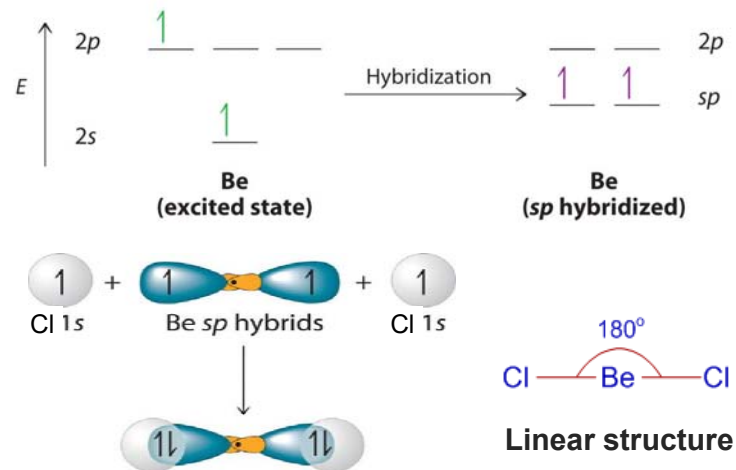


energy

24

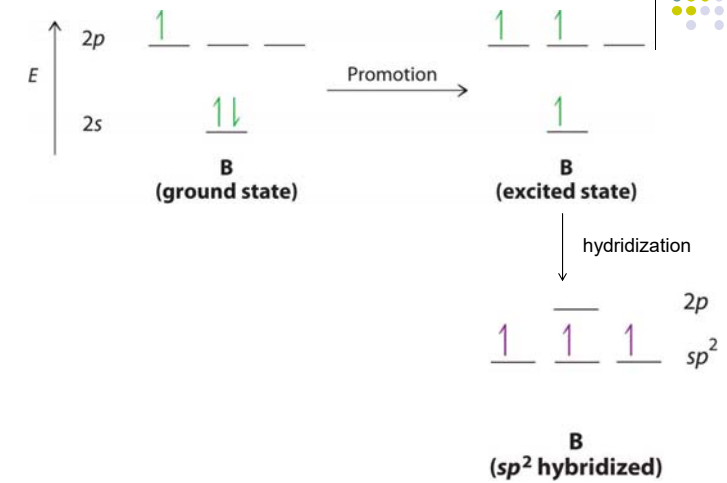
3. Hybridization of atomic orbitals theory

sp hybridization

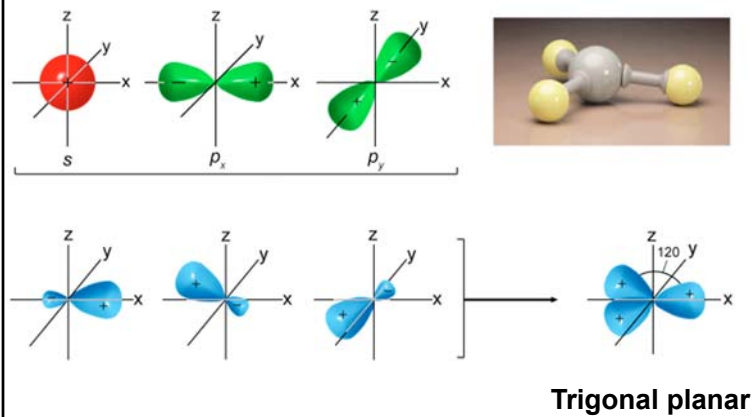


sp² hybridization

ตัวอย่าง BF₃

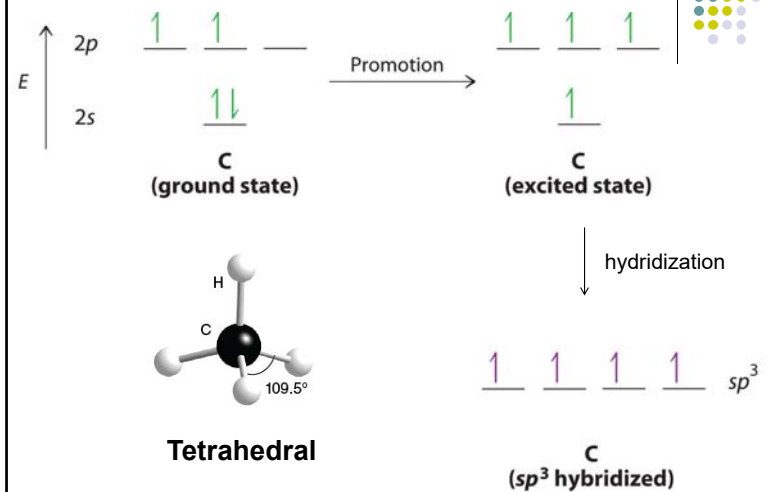


sp² hybridization

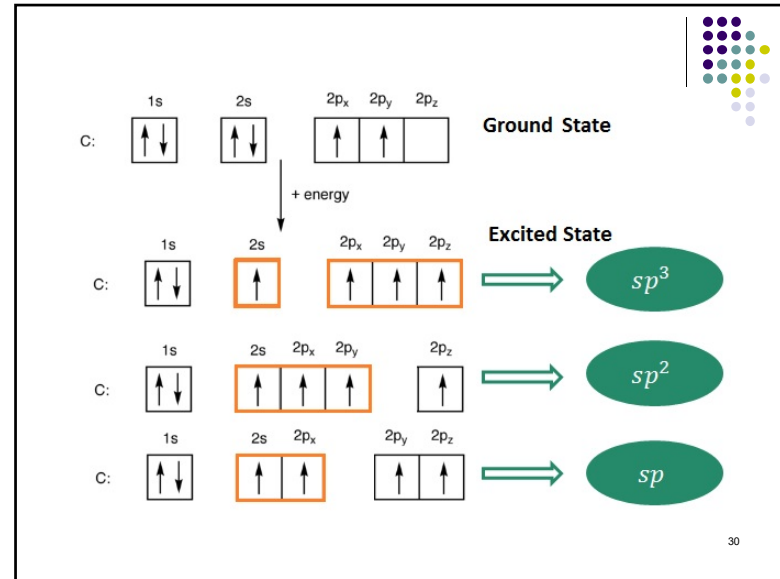
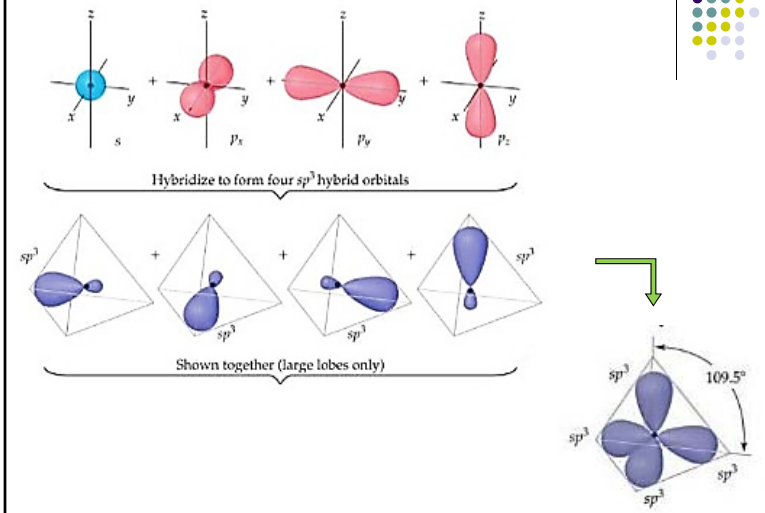


sp³ hybridization

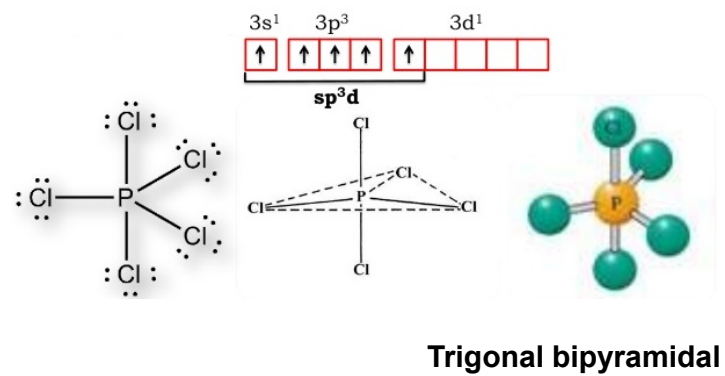
ตัวอย่าง CH₄



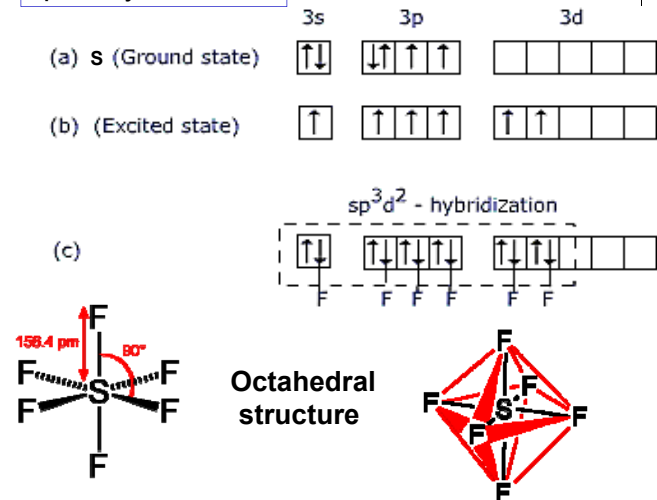
sp³ hybridization



sp³d hybridization



sp³d² hybridization



4. Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory

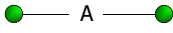
รูปร่างของโมเลกุล

โมเลกุลโคเวเลนต์มีรูปร่างต่าง ๆ กันเนื่องจากสาเหตุดังนี้คือ

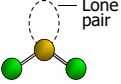
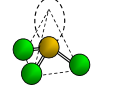
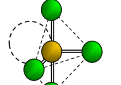
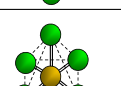
- * คู่ e^- ในพันธะจะผลักคู่ e^- อื่นๆ ให้ห่างกันมากที่สุด
- * คู่ e^- คู่โดดเดี่ยว จะมีแรงผลัก e^- อื่นๆ มากกว่า e^- คู่ร่วมพันธะ
- * ทิศทางของพันธะโคเวเลนต์ จะมีทิศทางที่แน่นอน

33

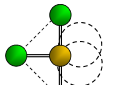
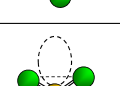
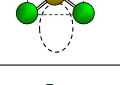
ตาราง 1 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่ไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_2	เส้นตรง (linear)		180°
AX_3	สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)		120° BCl_3, BF_3, GaI_3
AX_4	ทรงสี่หน้า (tetrahedral)		109.5° $CH_4, SnCl_4, CHCl_3$
AX_5	พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)		120° (equatorial) (90° axial)
AX_6	ทรงแปดหน้า (octahedral)		90° $SF_6, [AlCl_6]^{3-}, [SiF_6]^{2-}$

ตาราง 2 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_2E	รูปตัววี		$< 120^\circ$ $SnCl_2, SO_2, NO_2^-$
AX_3E	พีระมิดฐานสามเหลี่ยม		107° NH_3, H_3O^+, PCl_3
AX_4E	คล้ายไม้กระดานหก (seesaw) หรือทรงสี่หน้าที่ บิดเบี้ยว		186° และ 116° $SF_4, TeCl_4$
AX_5E	พีระมิดฐานสี่เหลี่ยมจตุรัส		ประมาณ 90° BrF_5, IF_5

ตาราง 3 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 2 และ 3 คู่

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_3E_2	รูปตัวที T (T-shaped)		90° BrF_3, ClF_3
AX_4E_2	ระนาบจตุรัส		90° XeF_4, ICl_4^-
AX_2E_3	เส้นตรง Linear		180° I_3^-, ICl_2^-, XeF_2

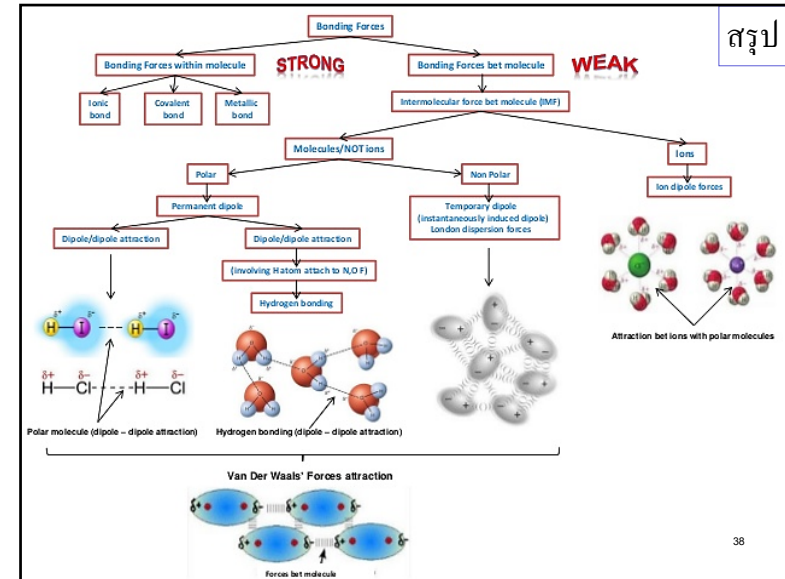
36

ความมีขั้วกับรูปร่างโมเลกุล

อาจบอกได้จากรูปร่างโมเลกุล ดังนี้

1. โมเลกุลหลายอะตอมที่เป็นเส้นตรง ไคโพลจะหักล้างกันหมด กลายเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว
2. โมเลกุลที่มีรูปร่างเป็นสามเหลี่ยมแบนราบ (AX_3) จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว เช่น BCl_3 แต่ถ้าเป็น AX_2Y จะเป็นโมเลกุลมีขั้ว
3. โมเลกุลที่มีรูปร่างเป็นทรงสี่หน้า ซึ่งมีสูตรทั่วไปเป็น AX_4 จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว เช่น CH_4 , CF_4 แต่ถ้าเป็น AX_3Y หรือ AX_2Y_2 จะเป็นโมเลกุลมีขั้ว
4. โมเลกุลที่มีรูปร่างแบบคู่ที่ระมัดรวมฐานสามเหลี่ยม ซึ่งมีสูตรทั่วไป AX_5 หรือแบบทรงแปดหน้า ซึ่งมีสูตรทั่วไป AX_6 จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว
5. โมเลกุลที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวที่อะตอมกลาง มักเป็นโมเลกุลมีขั้ว เช่น SO_2 , H_2O

37



38