

# พันธะเคมี



โครงการจัดตั้งภาควิชาเคมี คณะศิลปศาสตร์และวิทยาศาสตร์  
มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์ วิทยาเขตกำแพงแสน



## เนื้อหาหลักในบทเรียน

- พันธะเคมีชนิดต่าง ๆ
- ปริมาณที่เกี่ยวข้องกับพันธะและโครงสร้าง
  - พลังงานของพันธะเคมีและความร้อนของการเกิดปฏิกิริยา
  - ความยาวพันธะมุมพันธะ
  - สภาพขั้วของพันธะ
- ทฤษฎีที่ใช้อธิบายพันธะโคเวเลนต์
  - โครงสร้างของลิวอิส (Lewis Structure) และทฤษฎี VSEPR
  - ทฤษฎีโมเลกุลออร์บิทัล (Molecular Orbital Theory; MO)
  - ทฤษฎีพันธะวาเลนซ์ (Valence Bond Theory; VB)
- ทฤษฎีที่ใช้ในการอธิบายพันธะโลหะ
- แรงแรหว่างพันธะ



## พันธะเคมี (Chemical Bonding)

**พันธะเคมี** คือแรงดึงดูดที่ยึดอะตอมเข้าด้วยกันเป็นโมเลกุล

(An attractive force that holds atoms together to form molecules)

- การสร้างพันธะเป็นกระบวนการคายพลังงาน (ทำให้อะตอมมีความเสถียรเพิ่มขึ้น)
  - การทำลายพันธะเป็นกระบวนการดูดพลังงาน
- พันธะเคมีแบ่งออกเป็นประเภทหลัก ๆ ดังนี้
1. พันธะไอออนิก (Ionic Bond)
  2. พันธะโควาเลนต์ (Covalent Bond)
  3. พันธะโลหะ (Metallic Bond)

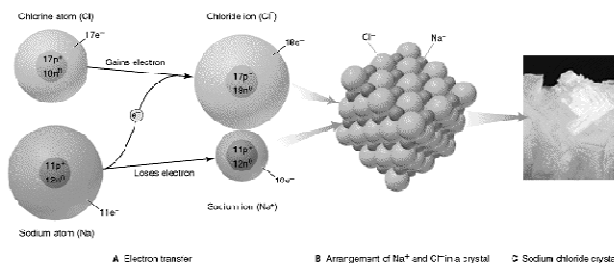
3



## 1. พันธะไอออนิก (Ionic Bond)

**พันธะไอออนิก** คือแรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนบวกและไอออนลบ เป็นพันธะที่เกิดขึ้นระหว่างธาตุที่มีค่า EN ต่างกันมาก เป็นผลจากแรงดึงดูดทางไฟฟ้า (coulombic attraction)

- อะตอม EN ต่ำ: ให้อิเล็กตรอน → ไอออนบวก (โลหะ)
  - อะตอม EN สูง: รับอิเล็กตรอน → ไอออนลบ (อโลหะ)
- $M^+(g) + X^-(g) \rightarrow MX(s) + \text{lattice energy}$



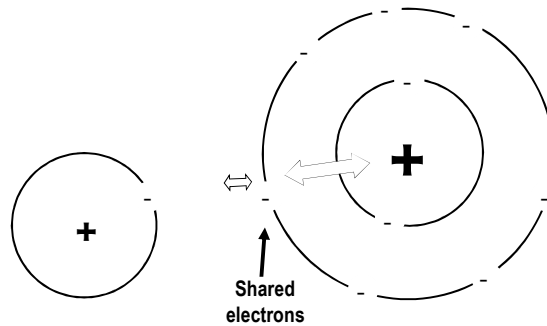
4



## 2. พันธะโควาเลนต์ (Covalent Bond)

พันธะโควาเลนต์ คือแรงยึดเหนี่ยวระหว่างธาตุที่มีค่า EN ใกล้เคียงกัน (และ EN มีค่ามาก) อะตอมที่เกิดพันธะจะใช้วาเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันในการเกิดพันธะ ทำให้เสถียรขึ้น

- อะตอม EN สูง: ไม่มีอะตอมโดยอมเสียอิเล็กตรอน



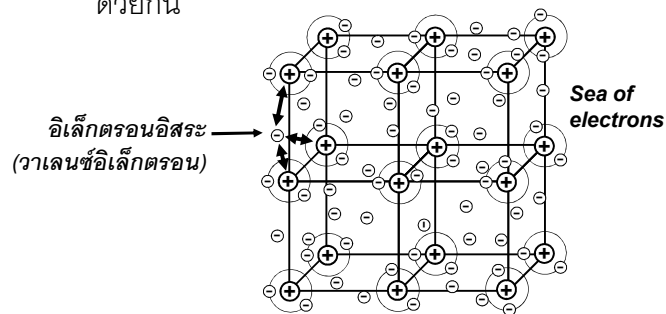
5



## 3. พันธะโลหะ (Metallic Bond)

พันธะโลหะ คือแรงที่ยึดอะตอมโลหะไว้ด้วยกันในผลึก (ระหว่างอะตอมที่มีค่า EN ต่ำ)

- วาเลนซ์อิเล็กตรอนของโลหะเคลื่อนที่ไปในที่ต่าง ๆ ได้อย่างอิสระ
- อิเล็กตรอนอิสระทำหน้าที่ดึงดูดนิวเคลียสของอะตอมต่าง ๆ เข้าด้วยกัน



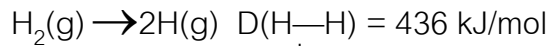
เวเลนซ์อิเล็กตรอนมาก → พันธะแข็งแรงมาก

6



## พลังงานพันธะ (Bond Energy)

**พลังงานพันธะ** หรือ **พลังงานสลายพันธะ** (Bond Dissociation Energy, D) คือ พลังงานที่ต้องใช้ในการสลายพันธะเคมีแต่ละพันธะในโมเลกุล (มีค่าเป็นบวก) เช่น



▪ พันธะเคมีชนิดเดียวกันในโมเลกุลที่ต่างกันอาจมีค่าพลังงานสลายพันธะต่างกัน เช่น C-H

- $\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3(\text{g}) + \text{H}(\text{g}) \quad D(\text{H}-\text{C})_{\text{CH}_4} = 436 \text{ kJ/mol}$
- $\text{CH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_2(\text{g}) + \text{H}(\text{g}) \quad D(\text{H}-\text{C})_{\text{CH}_3} = 368 \text{ kJ/mol}$
- $\text{CH}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}(\text{g}) + \text{H}(\text{g}) \quad D(\text{H}-\text{C})_{\text{CH}_2} = 519 \text{ kJ/mol}$
- $\text{CH}(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{g}) + \text{H}(\text{g}) \quad D(\text{H}-\text{C})_{\text{CH}} = 335 \text{ kJ/mol}$

7



## พลังงานพันธะเฉลี่ย (Average Bond Energy)

**พลังงานพันธะเฉลี่ย** เป็นค่าเฉลี่ยของพลังงานสลายพันธะสำหรับพันธะแต่ละชนิดในโมเลกุลต่าง ๆ (เป็นค่าโดยประมาณ)

TABLE 11.3 Some Average Bond Energies<sup>a</sup>

Bond	Bond Energy, kJ/mol	Bond	Bond Energy, kJ/mol	Bond	Bond Energy, kJ/mol
H—H	436	C—C	347	N—N	163
H—C	414	C=C	611	N=N	418
H—N	389	C≡C	837	N≡N	946
H—O	464	C—N	305	N—O	222
H—S	368	C=N	615	N=O	590
H—F	565	C≡N	891	O—O	142
H—Cl	431	C—O	360	O=O	498
H—Br	364	C=O	736 <sup>b</sup>	F—F	159
H—I	297	C—Cl	339	Cl—Cl	243
				Br—Br	193
				I—I	151

8



## ความร้อนของปฏิกิริยา (Heat of Reaction)

การเกิดปฏิกิริยาเคมี คือกระบวนการที่มีการทำลายพันธะเดิม (สารตั้งต้น) และสร้างพันธะใหม่ (สารผลิตภัณฑ์)

ความร้อนของปฏิกิริยา ( $\Delta H_{rxn}$ ) คือพลังงานเอนทาลปีของระบบที่เปลี่ยนแปลงไปในรูปความร้อนเมื่อเกิดปฏิกิริยา สามารถหาได้จาก

$$\Delta H_{rxn} = \sum_{\text{reactants}} D - \sum_{\text{products}} D$$

พลังงานพันธะรวม  
ของสารตั้งต้น

พลังงานพันธะรวม  
ของผลิตภัณฑ์

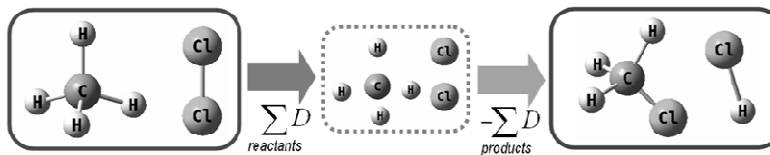
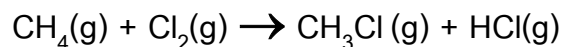
- $\Delta H_{rxn}$  เป็นลบ ปฏิกิริยาคายพลังงาน
- $\Delta H_{rxn}$  เป็นบวก ต้องใช้พลังงานเพื่อให้เกิดปฏิกิริยา (ดูดพลังงาน)

9



## การคำนวณหาค่าความร้อนของปฏิกิริยา

**ตัวอย่าง** จงหาพลังงานที่เปลี่ยนแปลงของปฏิกิริยาต่อไปนี้



- $\sum_{\text{reactants}} D$  (พลังงานพันธะสารตั้งต้น) =  $4D(\text{C-H}) + D(\text{Cl-Cl})$
- $\sum_{\text{products}} D$  (พลังงานพันธะผลิตภัณฑ์) =  $D(\text{C-Cl}) + 3D(\text{C-H}) + D(\text{Cl-H})$
- $\Delta H_{rxn} = 4D(\text{C-H}) + D(\text{Cl-Cl}) - [D(\text{C-Cl}) + 3D(\text{C-H}) + D(\text{Cl-H})]$   
 $= (4 \times 414 + 243) - (339 + 3 \times 414 + 431) \text{ kJ/mol} = -104 \text{ kJ/mol}$   
 ปฏิกิริยานี้จะคายความร้อนออกมา 104 kJ/mol

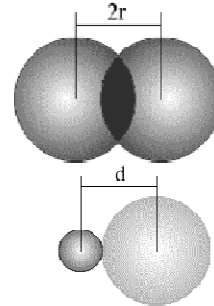
10



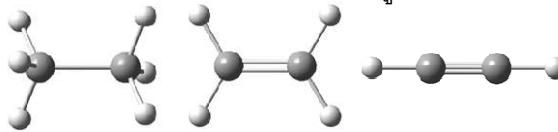
## ความยาวพันธะ (Bond Length)

ความยาวพันธะ คือระยะห่างระหว่างอะตอมคู่ที่สร้างพันธะ โดยเป็นตำแหน่งที่อะตอมทั้งสองดึงดูดกันได้ดีที่สุด มีพลังงานต่ำสุดหรือมีเสถียรภาพที่สุด

- ความยาวของพันธะโควาเลนต์สัมพันธ์กับพลังงานพันธะ
  - ความยาวพันธะเดี่ยว > พันธะคู่ > พันธะสาม
  - พลังงานพันธะเดี่ยว < พันธะคู่ < พันธะสาม



$$d = r(\text{cation}) + r(\text{anion})$$



	Bond Length	Bond Energy
C—C	154	347
C=C	134	611
C≡C	120	837

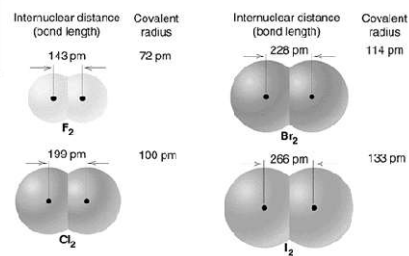
11



## ความยาวพันธะเฉลี่ยของโมเลกุลต่างๆ

TABLE 11.2 Some Average Bond Lengths<sup>a</sup>

Bond	Bond Length, pm	Bond	Bond Length, pm	Bond	Bond Length, pm
H—H	74.14	C—C	154	N—N	145
H—C	110	C=C	134	N=N	123
H—N	100	C≡C	120	N≡N	109.8
H—O	97	C—N	147	N—O	136
H—S	132	C=N	128	N=O	120
H—F	91.7	C≡N	116	O—O	145
H—Cl	127.4	C—O	143	O=O	121
H—Br	141.4	C=O	120	F—F	143
H—I	160.9	C—Cl	178	Cl—Cl	199
				Br—Br	228
				I—I	266

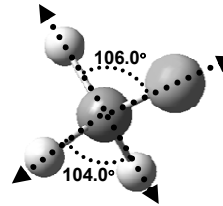


12

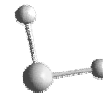
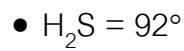
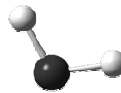
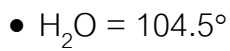


## มุมระหว่างพันธะ (Bond Angle)

**มุมระหว่างพันธะ** คือมุมที่เกิดขึ้น เมื่อลากเส้นผ่านพันธะ 2 พันธะมาตัดที่นิวเคลียสของอะตอมกลาง



- โมเลกุลที่มีสูตรเคมีคล้ายกัน มุมพันธะอาจไม่เท่ากัน



- การทำนายโครงสร้างของโมเลกุลเช่น มุมพันธะ จำเป็นต้องอาศัยข้อมูลเกี่ยวกับอิเล็กตรอนในโมเลกุล

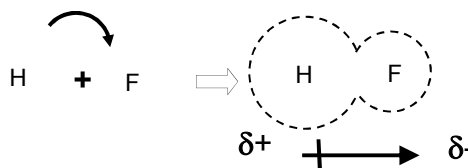
13



## สภาพขั้วของพันธะ (Bond Polarity)

**สภาพขั้วของพันธะ** คือการอธิบายการกระจายตัวของอิเล็กตรอนที่ใช้ในการสร้างพันธะระหว่างอะตอม

- สภาพขั้วของพันธะโคเวเลนต์ขึ้นอยู่กับ ค่า EN ของอะตอมทั้งสอง ถ้าค่า EN ของอะตอมทั้งสองต่างกัน การกระจายตัวของอิเล็กตรอนในบริเวณระหว่างอะตอมทั้งสองจะไม่สม่ำเสมอ ซึ่งจะเรียกว่าพันธะโคเวเลนต์แบบมีขั้ว



14



## ทฤษฎีที่ใช้อธิบายพันธะโควาเลนต์

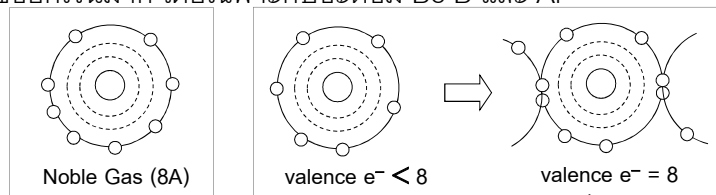
1. แบบจำลองของลิวอิส (Lewis Structure)
2. ทฤษฎีโมเลกุลาร์ออร์บิทัล (Molecular Orbital, MO)
3. ทฤษฎีพันธะวาเลนซ์ (Valence Bond, VB)

15



## กฎออกเตต (Octet Rule)

- **กฎออกเตต** คือกฎที่อะตอมพยายามที่จะทำให้เวเลนซ์อิเล็กตรอนของตัวเองให้**ครบแปด\*** ซึ่งเป็นสภาพที่เสถียรที่สุด
- อะตอมที่มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนครบแปด (มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเหมือนแก๊สเฉื่อยในหมู่ 8A) จะมีความเสถียรมาก โดยไม่สำคัญว่าอิเล็กตรอนดังกล่าวจะเป็นของอะตอมเองหรือได้มากจากการใช้อิเล็กตรอนร่วมกับอะตอมอื่น (พันธะโควาเลนต์)
  - ใช้ได้ดีกับธาตุใน s และ p block
  - ใช้ได้ดีกับสารประกอบอินทรีย์
  - มีข้อยกเว้นมาก โดยเฉพาะกับอะตอม Be B และ Al



\* ตามกฎออกเตต H และ He จะมีวาเลนซ์อิเล็กตรอนครบสอง

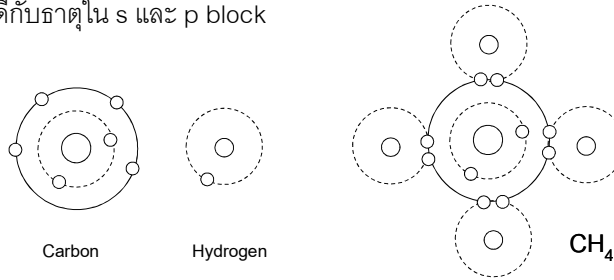
16





# 1. แบบจำลองของลิวอิส (Lewis Structure)

- G.N. Lewis เสนอว่า การสร้างพันธะโคเวเลนต์ระหว่างอะตอมในโมเลกุลจะเป็นไปตาม **กฎออกเตต (Octet rule)** คือ “อะตอมใด ๆ มีแนวโน้มที่จะสร้างพันธะเพื่อให้ตัวมันมีวาเลนซ์อิเล็กตรอนครบแปด” เพื่อที่จะมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเหมือนแก๊สเฉื่อยในหมู่ 8A) ซึ่งทำให้ทั้งโมเลกุลมีความเสถียรมากที่สุด
  - สนใจเฉพาะวาเลนซ์อิเล็กตรอนของแต่ละอะตอม
  - ใช้ได้กับธาตุใน s และ p block



17



## โครงสร้างแบบจุดอิเล็กตรอน

- การเขียนโครงสร้างลิวอิสหรือโครงสร้างแบบจุดอิเล็กตรอน (Lewis's dot structure) เป็นวิธีการเขียนเพื่อแสดงวาเลนซ์อิเล็กตรอนและการสร้างพันธะโคเวเลนต์ระหว่างอะตอมในโมเลกุล
- โครงสร้างลิวอิสของอะตอม
  - ใช้จุดแทนวาเลนซ์อิเล็กตรอน

	1A(1)	2A(2)	3A(13)	4A(14)	5A(15)	6A(16)	7A(17)	8A(18)
	$ns^1$	$ns^2$	$ns^2np^1$	$ns^2np^2$	$ns^2np^3$	$ns^2np^4$	$ns^2np^5$	$ns^2np^6$
Period 2	• Li	• Be •	• B •	• C •	• N •	: O :	: F :	: Ne :
Period 3	• Na	• Mg •	• Al •	• Si •	• P •	: S :	: Cl :	: Ar :

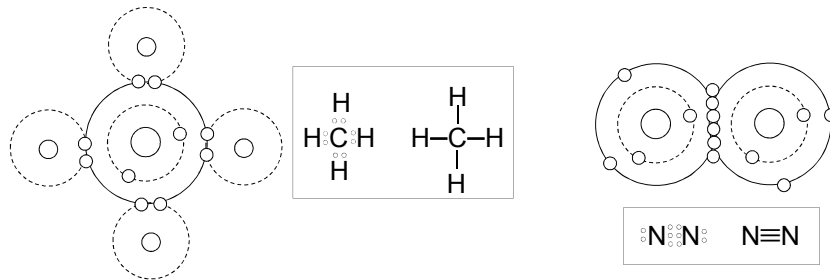
18



## โครงสร้างลิวอิสของโมเลกุล

### ■ โครงสร้างลิวอิสของโมเลกุล

- พันธะโควาเลนต์คือการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันของสองอะตอม
- หนึ่งพันธะประกอบด้วยสองอิเล็กตรอน (2 shared electrons)
- แต่ละพันธะแทนด้วยจุด 2 จุด (:) หรือ หนึ่งเส้น (—)
  - ◆ อิเล็กตรอนที่ใช้ในการสร้างพันธะ เรียกว่า bonding electron
  - ◆ อิเล็กตรอนที่ไม่เกี่ยวข้องกับการสร้างพันธะเรียกว่า non-bonding electron



19



## การเขียนโครงสร้างลิวอิส

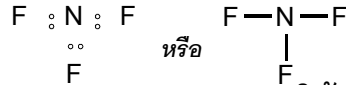
1. กำหนดอะตอมกลาง(ต้องการ valence electron หลายตัว) และการจัดเรียงอะตอมในโมเลกุล
2. นับจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของทุกอะตอมในโมเลกุล
  - ไอออนลบ: เพิ่มจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากับจำนวนประจุลบของไอออน
  - ไอออนบวก: ลบจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากับจำนวนประจุบวกของไอออน
3. เชื่อมอะตอมด้วยพันธะเดี่ยว(ระหว่างอะตอมกลางกับอะตอมปลาย) โดยใช้ 2 อิเล็กตรอนในการสร้างพันธะเดี่ยวแต่ละพันธะ
4. เติมวาเลนซ์อิเล็กตรอนให้กับอะตอมปลายให้ครบ 8 (ยกเว้น H เท่ากับ 2)
5. เติมอิเล็กตรอนที่เหลือให้กับอะตอมกลาง (อาจมากกว่า 8)
6. ถ้าจำนวนวาเลนซ์อิเล็กตรอนที่อะตอมกลางไม่ครบ 8 ให้นำอิเล็กตรอนที่ไม่ร่วมพันธะ (unshared pair electron) ของอะตอมรอบ ๆ มาสร้างพันธะคู่หรือพันธะสาม
7. จำนวนวาเลนซ์อิเล็กตรอนรวมต้องเท่ากับที่ได้จากข้อ 1.

20

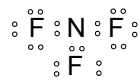


## ตัวอย่าง โครงสร้างลิวอิสของ $\text{NF}_3$

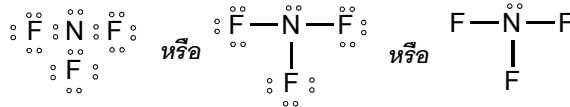
1. อะตอมกลางคือ N
2. จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน =  $5 + (7 \times 3) = 26$  อิเล็กตรอน  
(จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ N = 5 F = 7)
3. เขียนพันธะเดี่ยวระหว่างอะตอมกลางกับอะตอมปลาย



4. เขียนอิเล็กตรอนของอะตอมปลายให้ครบ 8



5. เติมอิเล็กตรอนที่เหลือให้กับอะตอมกลาง ( $26 - 24 = 2$  อิเล็กตรอน)



21

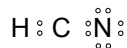


## ตัวอย่าง โครงสร้างลิวอิสของ HCN

1. อะตอมกลางคือ C
2. จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ HCN  $1 + 4 + 5 = 10$  อิเล็กตรอน
3. เขียนพันธะเดี่ยวระหว่างอะตอมกลางกับอะตอมที่มีพันธะ

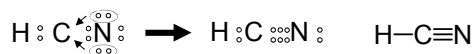


4. เขียนอิเล็กตรอนของอะตอมปลาย ให้ครบ 8 (หรือ 2)



5. เติมอิเล็กตรอนที่เหลือให้กับอะตอมกลาง ( $10 - 10 = 0$ )  
ยังไม่เป็นไปตามกฎออกเตต

6. นำอิเล็กตรอนที่ไม่ร่วมพันธะของอะตอมรอบๆ (N) มาสร้างพันธะคู่หรือพันธะสาม จนอะตอมกลางมีอิเล็กตรอนครบแปด



22



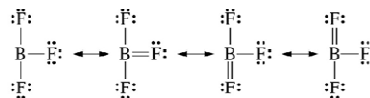
## ข้อยกเว้นของกฎออกเตต

### 1. โมเลกุลที่มีอิเล็กตรอนเป็นเลขคี่ เช่น

- $\text{ClO}_2$  มีอิเล็กตรอนรวม เท่ากับ 19
- $\text{NO}$  มีอิเล็กตรอนรวม เท่ากับ 11
- $\text{NO}_2$  มีอิเล็กตรอนรวม เท่ากับ 17

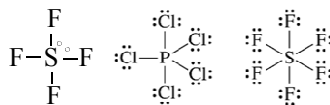
### 2. โมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนน้อยกว่า 8

- $\text{BF}_3$  B มีอิเล็กตรอนเท่ากับ 6
- $\text{BeH}_2$  Be มีอิเล็กตรอนเท่ากับ 6



### 3. โมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนมากกว่า 8

- $\text{PCl}_5$  มีอิเล็กตรอน เท่ากับ 10
- $\text{XeF}_4$  มีอิเล็กตรอน เท่ากับ 12
- $\text{SF}_4$  มีอิเล็กตรอน เท่ากับ 10



23



## ประจุฟอร์มัล (Formal charge)

ประจุฟอร์มัล เป็นความแตกต่างระหว่างจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมเดียวกับของอะตอมในโครงสร้างลิวอิส เป็นการทํานายการสภาวะตัวของโมเลกุลอย่างคร่าว ๆ

การคำนวณประจุฟอร์มัลของอะตอม

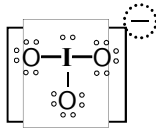
$$\text{formal charge} = V_e - N_e - \frac{1}{2} B_e$$

- $V$  เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมเดี่ยว
- $N$  เวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ไม่ได้สร้างพันธะ
- $B$  เวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมดที่สร้างพันธะรอบอะตอมนั้น

24



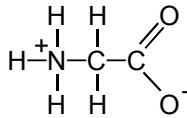
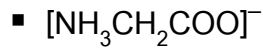
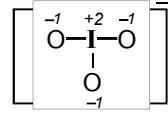
## ตัวอย่าง จงหาประจุฟอร์มัลของแต่ละอะตอม



•  $I = 7 - 2 - \frac{1}{2}(6) = +2$

•  $O = 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$

ประจุรวม =  $+2 - 1 - 1 - 1 = -1$



**วิธีคิด** ดูจำนวนพันธะเปรียบเทียบกับ

จำนวนพันธะที่ควรจะมีของแต่ละอะตอม

เช่น N มีวาเลนซ์ 5 ควรจะมีพันธะ 3 พันธะ

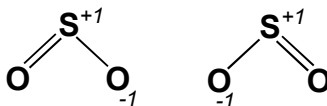
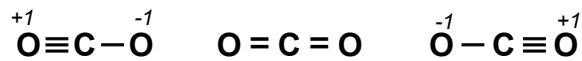
ถ้ามีเกินจะเป็นบวก ถ้ามีไม่ครบจะเป็นลบ

25



## เรโซแนนซ์ (Resonance)

ในบางโมเลกุลหรือไอออน สามารถเขียนแบบจำลองของลิวอิสได้มากกว่า 1 แบบ เช่น  $\text{CO}_2$  และ  $\text{SO}_2$



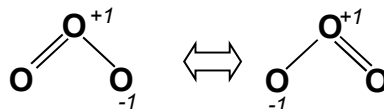
เรียกปรากฏการณ์นี้ว่า **ปรากฏการณ์เรโซแนนซ์** โดยต้องมีการจัดเรียงลำดับของอะตอมเหมือนกันเสมอ ต่างกันแต่เพียงการกระจายอิเล็กตรอนในพันธะ

26

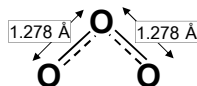


## เรโซแนนซ์ (Resonance)

โครงสร้างลิวอิสของ  $O_3$



จากการทดลองพบว่า ความยาวพันธะระหว่าง O ทั้งสองเท่ากัน แสดงว่าโมเลกุล  $O_3$  ไม่เกิดพันธะทั้ง 2 แบบ แต่เกิดโครงสร้างที่เรียกว่า โครงสร้างเรโซแนนซ์ (Resonance structure)



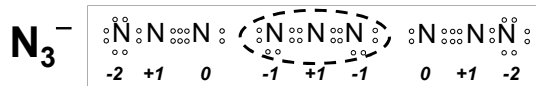
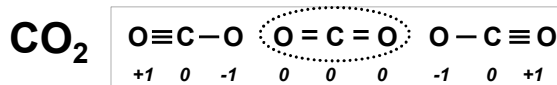
27



## โครงสร้าง Lewis ที่เป็นไปได้

หลักในการพิจารณาว่าโครงสร้างใดเป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้มากที่สุด มีหลักการดังนี้

1. เป็นไปตามกฎออกเตตมากที่สุด
2. โครงสร้างที่มีประจุฟอร์มัลต่ำที่สุด
3. อะตอมที่มีค่า EN สูงควรมีประจุฟอร์มัลเป็นลบ
4. อะตอมชนิดเดียวกันไม่ควรจะมีประจุฟอร์มัลตรงข้ามกัน



28



## ทฤษฎีการผลักกลุ่มอิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์

Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR) คือทฤษฎีที่ใช้ทำนายรูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่ยึดกันด้วยพันธะโคเวเลนต์ โดยโครงสร้างของโมเลกุลจะขึ้นอยู่กับจำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนที่ใช้สร้างพันธะและอิเล็กตรอนโดดเดี่ยว

- พิจารณาเฉพาะวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่านั้น
- แบ่งอิเล็กตรอนออกเป็นกลุ่มต่าง ๆ (คู่อิเล็กตรอน; electron pair)
  - ◆ อิเล็กตรอนสร้างพันธะ (2, 4, 6 อิเล็กตรอน ตามชนิดของพันธะ คือ พันธะเดี่ยว, คู่, สาม)
  - ◆ อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (2 อิเล็กตรอน)
  - ◆ อิเล็กตรอนโดดเดี่ยว (1 อิเล็กตรอน)
- กลุ่มอิเล็กตรอนจะจัดตัวรอบอะตอมกลาง ให้ห่างกันมากที่สุด เพื่อให้ผลักกันน้อยที่สุด และเกิดความเสถียรมากที่สุด

ไม่จำเป็นต้องมี 2 อิเล็กตรอน

29



## การผลักกันของกลุ่มอิเล็กตรอน

- พันธะแต่ละพันธะ (พันธะเดี่ยว พันธะคู่ หรือ พันธะสาม) นับเป็นอิเล็กตรอนสร้างพันธะกลุ่มเดียว ดังนั้นแต่ละกลุ่มอาจมีจำนวนอิเล็กตรอนแตกต่างกัน
- การผลักกันกันของกลุ่มอิเล็กตรอนขึ้นกับขนาดของกลุ่มอิเล็กตรอน (ถ้ากลุ่มอิเล็กตรอนมีขนาดใหญ่ จะต้องการที่อยู่มากจึงสามารถผลักกลุ่มอิเล็กตรอนอื่นออกไปได้ดี)
- ขนาดของกลุ่มอิเล็กตรอน
  - คู่อิเล็กตรอน > พันธะสาม > พันธะคู่ > พันธะเดี่ยว > อิเล็กตรอนเดี่ยว
- ขนาดของกลุ่มอิเล็กตรอนสร้างพันธะจะลดลงถ้า EN ของอะตอมปลายเพิ่มขึ้น (การผลักจะลดลง)

30



## การจัดตำแหน่งของกลุ่มอิเล็กตรอน(m+n)

- กลุ่มอิเล็กตรอนอาจเป็นอิเล็กตรอนสร้างพันธะหรือไม่สร้างพันธะก็ได้

Number of Electron Pairs	Shape	Example	Angle
2	<b>เส้นตรง</b> Linear	<chem>BeCl2</chem> $180^\circ$	<b>180°</b>
3	<b>สามเหลี่ยมแบนราบ</b> Planar triangular	<chem>BCl3</chem> $120^\circ$	<b>120°</b>
4	<b>ทรงสี่หน้า</b> Tetrahedral (A tetrahedron is pyramid shaped. It has four triangular faces and four corners.)	<chem>CH4</chem> $109.5^\circ$	<b>109.5°</b>
5	<b>ปิระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม</b> Trigonal bipyramidal (This figure consists of two three-sided pyramids joined by sharing a common face—the triangular plane through the center.)	<chem>PCl5</chem>	<b>90, 120°</b>
6	<b>ทรงแปดหน้า</b> Octahedral (An octahedron is an eight-sided figure with six corners. It consists of two square pyramids that share a common square base.)	<chem>SF6</chem>	<b>90°</b>

Copyright 2000 John Wiley and Sons, Inc.

31



## การทำนายรูปร่างโมเลกุลโดย VSEPR

- เขียนสูตรโครงสร้างลิวอิส
- เขียนสูตร  $AX_mE_n$ 
  - A แทนอะตอมกลาง
  - X แทนพันธะรอบอะตอมกลาง  
โดย m คือ จำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนที่สร้างพันธะ
  - E แทนกลุ่มอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางที่ไม่ได้สร้างพันธะ  
โดย n คือ จำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนที่ไม่ได้สร้างพันธะ
- ทำนายการจัดเรียงตำแหน่งของกลุ่มอิเล็กตรอน (m+n)
- พิจารณาตำแหน่งของคู่อิเล็กตรอนโดดเดี่ยว (ต้องการพื้นที่มากที่สุด) หรือ อิเล็กตรอนโดดเดี่ยว (ต้องการพื้นที่น้อยที่สุด)
- ทำนายรูปร่างโมเลกุลโดยดูจากการจัดตำแหน่งของพันธะ

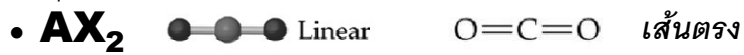
32



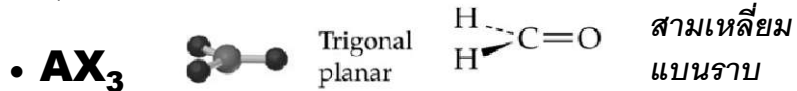


## รูปร่างของโมเลกุล

- 2 กลุ่มอิเล็กตรอน ( $n+m=2$ )



- 3 กลุ่มอิเล็กตรอน ( $n+m=3$ )

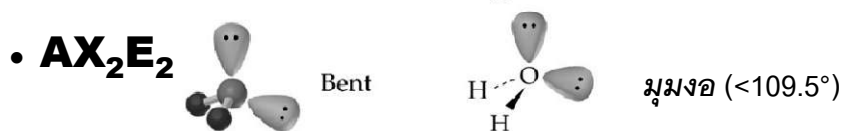
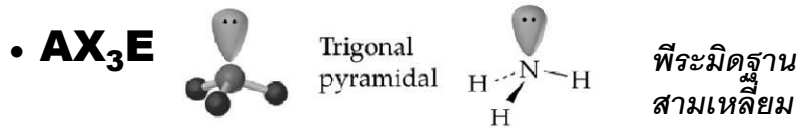


33



## รูปร่างของโมเลกุล

- 4 กลุ่มอิเล็กตรอน ( $n+m=4$ )



34



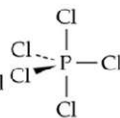
## รูปร่างของโมเลกุล

- 5 กลุ่มอิเล็กตรอน ( $n+m=5$ )

• **AX<sub>5</sub>**



Trigonal bipyramidal

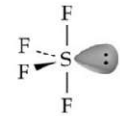


พีระมิดฐานสามเหลี่ยม

• **AX<sub>4</sub>E**



Seesaw

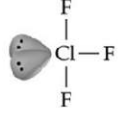


กระดานหก

• **AX<sub>3</sub>E<sub>2</sub>**



T-shaped

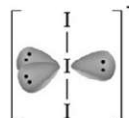


ตัวที

• **AX<sub>2</sub>E<sub>3</sub>**



Linear



เส้นตรง

35



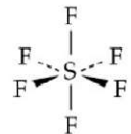
## รูปร่างของโมเลกุล

- 6 กลุ่มอิเล็กตรอน ( $n+m=6$ )

• **AX<sub>6</sub>**



Octahedral

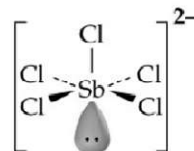


ทรงแปดหน้า

• **AX<sub>5</sub>E**



Square pyramidal

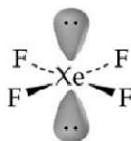


พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม

• **AX<sub>4</sub>E<sub>2</sub>**



Square planar



สี่เหลี่ยมแบนราบ

36



## ตัวอย่างการทำนายรูปร่างโมเลกุล

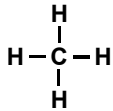
สูตรลิวอิส

สูตร  $AX_mE_n$

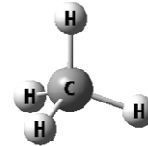
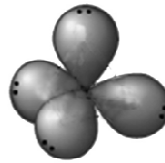
ตำแหน่งกลุ่ม  
อิเล็กตรอน

รูปร่างโมเลกุล

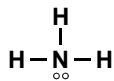
### ▪ $CH_4$



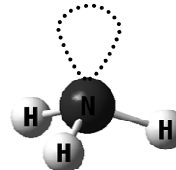
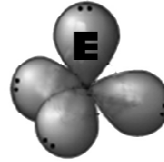
$AX_4E_0$



### ▪ $NH_3$



$AX_3E_1$

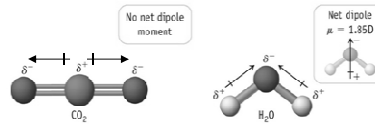


37

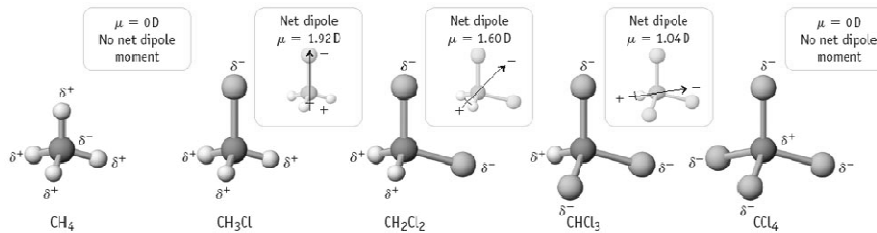


## สภาพขั้วของโมเลกุล (Polarity of Molecule)

สภาพขั้วของโมเลกุลคือสภาพขั้วสุทธิ(net dipole)ของพันธะทุกพันธะในโมเลกุล



- สภาพขั้วของโมเลกุลหาได้โดยการรวมสภาพขั้วของพันธะทุกพันธะแบบเวกเตอร์

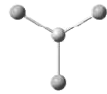


© 2006 Brooks/Cole - Thomson

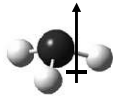


## ตัวอย่างสภาพขั้วของโมเลกุล

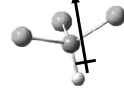
■  $\text{BCl}_3$



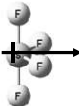
■  $\text{NH}_3$



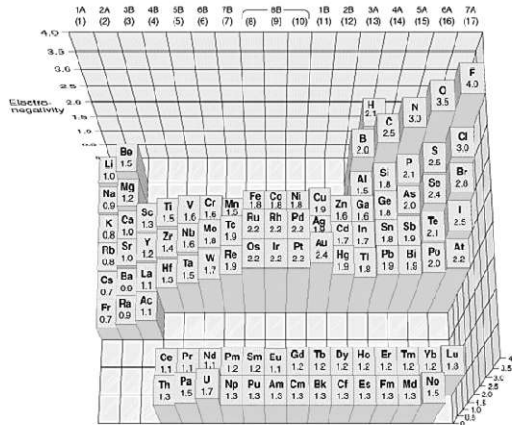
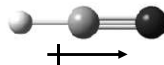
■  $\text{CHCl}_3$



■  $\text{SF}_5$



■  $\text{HCN}$



43



## 2. ทฤษฎีโมเลกุลออร์บิทัล (MO Theory)

### ทฤษฎีโมเลกุลออร์บิทัล (Molecular Orbital Theory)

อธิบายการเกิดพันธะโควาเลนต์โดยใช้ออร์บิทัลของโมเลกุล



- ออร์บิทัลของโมเลกุล (MO) คือที่อยู่ของอิเล็กตรอนในโมเลกุลเกิดจากการรวมออร์บิทัลของอะตอม (AO) ตามวิธีผลรวมเชิงเส้นตรง (Linear Combination of Atomic Orbital, LCAO)
- จำนวน MO ที่เกิดขึ้นเท่ากับจำนวน AO ทั้งหมด

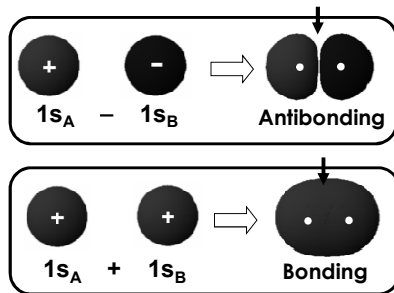
44



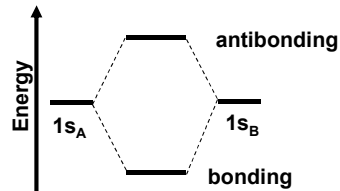
## การสร้างโมเลกุลาร์ออร์บิทัล

ออร์บิทัลของโมเลกุลเกิดจากการซ้อนเหลื่อม (overlap) ของ AO

- **แบบเสริม (Bonding):** เป็นการรวม AO ด้านที่มีเครื่องหมาย(สี)เหมือนกัน ขนาดออร์บิทัลในแนวเชื่อมอะตอมเพิ่มขึ้น เสถียรมากขึ้น
- **แบบทำลาย (Antibonding):** เป็นการรวม AO ด้านที่มีเครื่องหมาย(สี)ต่างกัน ขนาดออร์บิทัลในแนวเชื่อมอะตอมลดลง เสถียรน้อยลง (พลังงานเพิ่ม)



แผนผังระดับพลังงานของโมเลกุลาร์ออร์บิทัล (Molecular Orbital Diagram) คือแผนผังที่แสดงระดับพลังงานของ MO เทียบกับ AO



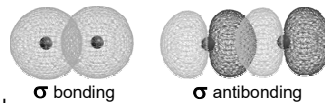
45



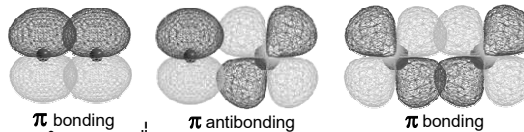
## ชนิดของโมเลกุลาร์ออร์บิทัล

ชนิดของ MO ขึ้นกับรูปแบบการรวมตัวของ AO

- **sigma bond ( $\sigma, \sigma^*$ ):** การซ้อนเหลื่อมกันแบบ 1-lobe ของ AOs (head-on overlap)



- **pi-bond ( $\pi, \pi^*$ ):** การซ้อนเหลื่อมกันแบบ 2-lobe ของ AOs (side-on overlap)



- **delta-bond ( $\delta, \delta^*$ ):** การซ้อนเหลื่อมกันแบบ 4-lobe ของ AOs



48

**พลังงานและการซ้อนเหลื่อมของ AO's**

**▪ Sigma bonding**

**S + S**

**p<sub>x</sub> + p<sub>x</sub>**

**▪ Pi bonding**

**p<sub>y</sub> + p<sub>y</sub>**

หนึ่งตัวของออร์บิทัล  
 ขึ้นกับทิศทางการซ้อน  
 เหลื่อมกันของ AO

52

**Molecular Orbital Diagram**

**E-configuration:  $(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2px})^2(\pi_{2p})^4(\pi_{2p}^*)^4(\sigma_{2px}^*)^2$**

AO      MO      AO

53



## การบรรจุอิเล็กตรอนใน MOs

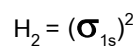
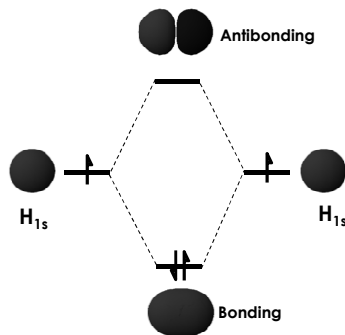
1. สนใจเฉพาะเวเลนซ์อิเล็กตรอน
2. แต่ละ MO มีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2 ตัวและต้องมีสปินต่างกัน
3. จัดอิเล็กตรอนใส่ใน MO ที่มีพลังงานต่ำที่สุดก่อน
4. ถ้า MO มีพลังงานเท่ากันให้จัดตามกฎของฮุนด์
5. จำนวนอิเล็กตรอนใน MO เท่ากับผลรวมจำนวนอิเล็กตรอนที่มาจากอะตอมที่สร้างพันธะ
6. การเขียนโครงสร้างอิเล็กตรอนทำเช่นเดียวกับของอะตอมแต่เปลี่ยนชนิดของออร์บิทัลเป็นแบบ  $\sigma$ ,  $\pi$ ,  $\delta$ ,  $\sigma^*$ ,  $\pi^*$ ,  $\delta^*$

54



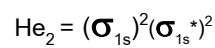
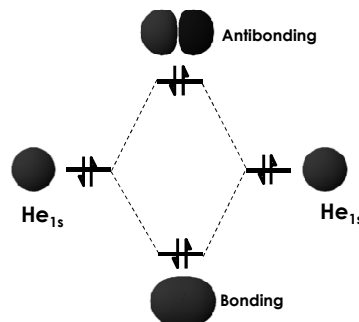
## การบรรจุอิเล็กตรอนใน MOs

▪ H<sub>2</sub> molecule



Bond energy = 431 kJ/mol (จาก 2 อิเล็กตรอน)

▪ He<sub>2</sub> molecule

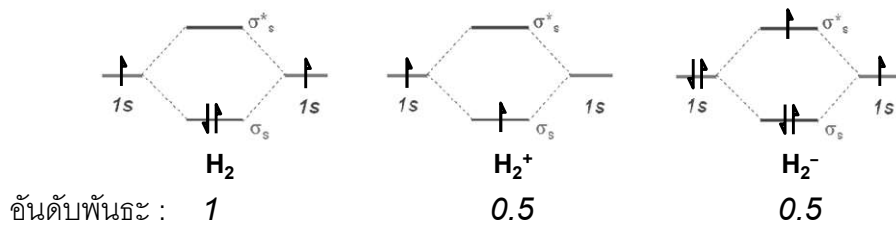


55



## อันดับพันธะ(Bond Order)

- อันดับพันธะคือการทำนายความแข็งแรงของพันธะโควาเลนต์ หรือความเสถียรของโมเลกุลโดยดูจากจำนวนอิเล็กตรอนใน BMO และ AMO
  - อันดับพันธะ =  $\frac{1}{2}$ (อิเล็กตรอนใน BMO - อิเล็กตรอนใน AMO)
  - โมเลกุลที่มีอันดับพันธะสูงจะมีความเสถียรมาก
- ตัวอย่าง

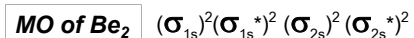
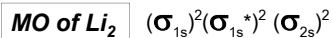
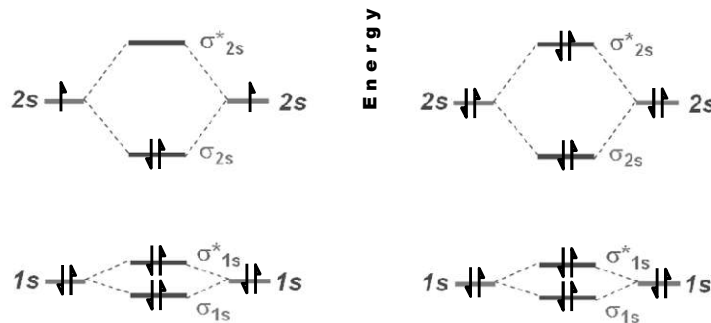


56



## MO Diagram of $\text{Li}_2$ & $\text{Be}_2$

- $\text{Li}_2$  (2 x 3 electrons)
  - $\text{Li} = 1s^2 2s^1$
  - Bond order = 1
- $\text{Be}_2$  (2 x 4 electrons)
  - $\text{Be} = 1s^2 2s^2$
  - Bond order = 0 (no bond)



57

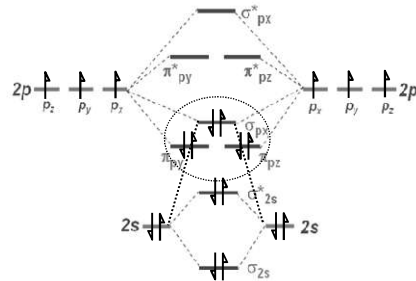




## MO Diagram of N<sub>2</sub> & O<sub>2</sub>

### ■ N<sub>2</sub> (คิดเฉพาะ valence electrons)

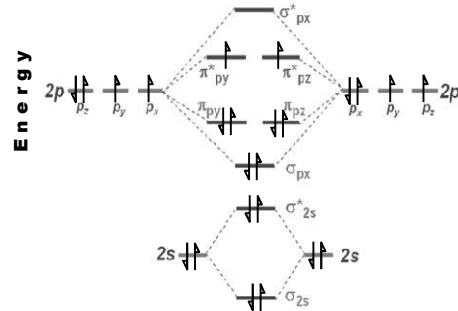
- N = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>
- อันดับพันธะ = 3
- มีการสลับที่ของออร์บิทัล σ<sub>p</sub> และ π<sub>p</sub>
- เป็นข้อยกเว้น มี MO คล้าย B<sub>2</sub> และ C<sub>2</sub>



**MO of N<sub>2</sub>** (σ<sub>2s</sub>)<sup>2</sup>(σ<sub>2s</sub><sup>\*</sup>)<sup>2</sup>(π<sub>2p</sub>)<sup>4</sup>(σ<sub>2px</sub>)<sup>2</sup>

### ■ O<sub>2</sub> (คิดเฉพาะ valence electrons)

- O = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>
- อันดับพันธะ = 2
- มีลำดับของ MO แบบปกติ



**MO of O<sub>2</sub>** (σ<sub>2s</sub>)<sup>2</sup>(σ<sub>2s</sub><sup>\*</sup>)<sup>2</sup>(σ<sub>2px</sub>)<sup>2</sup>(π<sub>2p</sub>)<sup>4</sup>(π<sub>2p</sub><sup>\*</sup>)<sup>2</sup>

58



## สมบัติทางแม่เหล็กของโมเลกุล

- สารไดอะแมกเนติก(Diamagnetic)สารที่มีจำนวนอิเล็กตรอนสปินขึ้นและสปินลงเท่ากันสนามแม่เหล็ก ที่กระทำต่อโมเลกุลเป็นศูนย์
- สารพาราแมกเนติก(Paramagnetic) สารที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยว ทำให้มีแรงดึงดูดกับสนามแม่เหล็กที่กระทำ

Energy ↑	With 2s-2p mixing			Without 2s-2p		
	F <sub>2</sub>	C <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	Ne <sub>2</sub>
σ <sub>2p</sub> <sup>*</sup>	□	□	□	□	□	□
π <sub>2p</sub> <sup>*</sup>	□	□	□	↑↑	↑↓	↑↓
σ <sub>2p</sub>	□	□	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
π <sub>2p</sub>	↑↑	↑↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
σ <sub>2s</sub> <sup>*</sup>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
σ <sub>2s</sub>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
Bond order	1	2	3	2	1	0
Magnetic properties	Paramagnetic	Diamagnetic	Diamagnetic	Paramagnetic	Diamagnetic	—



ออกซิเจนเหลวผ่านขั้วแม่เหล็ก

59



### 3. ทฤษฎีพันธะวาเลนซ์ (Valence Bond Theory)

**ทฤษฎีพันธะวาเลนซ์ (VB)** คือทฤษฎีที่ใช้อธิบายการเกิดพันธะโควาเลนต์ในอะตอมโดยพิจารณาว่าการซ้อนเหลื่อมระหว่าง AO ของอะตอมแต่ละคู่ก่อให้เกิดพันธะโควาเลนต์ และบริเวณที่มีพันธะเคมีคือบริเวณที่มีอิเล็กตรอนหนาแน่น

- **AO ที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวเท่านั้น** ที่สามารถสร้างพันธะโควาเลนต์
- เข้าใจง่ายกว่าทฤษฎี MO และสามารถอธิบาย organic molecule ได้ดีขึ้นกว่าทฤษฎีโครงสร้างของลิวดิส
- การซ้อนเหลื่อมของ AO เป็นแบบ**สร้างพันธะ (Bonding)** เท่านั้น (พันธะแบบ  $\sigma, \pi, \delta$ )
- ไม่ใช่ออร์บิทัลที่มีอิเล็กตรอนเต็มแล้ว (มีครบ 2 อิเล็กตรอน) ในการสร้างพันธะ

60



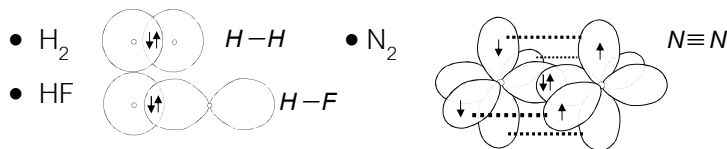
### การเกิดพันธะในทฤษฎี VB

การเกิดพันธะเนื่องจากออร์บิทัลที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยว

- พิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอม

- |     |            |      |                              |  |
|-----|------------|------|------------------------------|--|
|     | $1s$       | $2s$ | $2p_x, 2p_y, 2p_z$           |  |
| • H | $\uparrow$ | —    | — — —                        | มีอิเล็กตรอนเดี่ยว 1 AO จะเกิด 1 พันธะ     |
| • N | #          | #    | $\uparrow \uparrow \uparrow$ | มีอิเล็กตรอนเดี่ยว 3 AO จะเกิด 3 พันธะ     |
| • F | #          | #    | # # $\uparrow$               | มีอิเล็กตรอนเดี่ยว 1 AO จะเกิด 1 พันธะ     |
| • C | #          | #    | $\uparrow \uparrow$ —        | มีอิเล็กตรอนเดี่ยว 2 AO จะเกิดแค่ 2 พันธะ? |

- พันธะโควาเลนต์จากการซ้อนเหลื่อมของ AO ที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยว

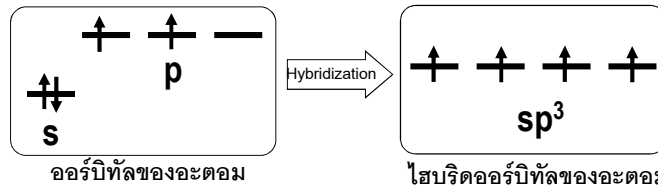


61



## ไฮบริดเซชัน (Hybridization)

- กระบวนการสร้างไฮบริดออร์บิทัล คือ การผสมอะตอมิกออร์บิทัลในอะตอมเพื่อสร้างออร์บิทัลชุดใหม่ที่มีรูปร่างและระดับพลังงานเท่ากัน เพื่อให้สามารถอธิบายการสร้างพันธะได้ดีขึ้น
  - ไฮบริดเซชันจะเกิดได้ก็ต่อเมื่อระดับพลังงานของ AO มีค่าใกล้เคียงกัน
  - ออร์บิทัลใหม่ เรียกว่า ไฮบริดออร์บิทัล (Hybrid orbital)
    - ♦ มีรูปร่างและระดับพลังงานเท่ากันแต่มีทิศทางแตกต่างกัน
  - จำนวนไฮบริดออร์บิทัล = อะตอมิกออร์บิทัลเดิม

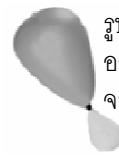


64



## ชนิดของไฮบริดออร์บิทัล

- ชนิดไฮบริดออร์บิทัลขึ้นกับชนิดและจำนวนของ AO ที่มาผสมกัน
  - $sp$  มี 2 ออร์บิทัล (Linear)
  - $sp^2$  มี 3 ออร์บิทัล (Trigonal planar)
  - $sp^3$  มี 4 ออร์บิทัล (Tetrahedral)
  - $sp^3d$  มี 5 ออร์บิทัล (Trigonal bipyramidal)
  - $sp^3d^2$  มี 6 ออร์บิทัล (Octahedral)
- จำนวนพันธะที่อะตอมมีได้เท่ากับจำนวน AO ทั้งหมดที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยว (ทั้งออร์บิทัลปกติและไฮบริดออร์บิทัล)
- ไฮบริดออร์บิทัล ( $sp, sp^2, \dots$ ) สามารถเกิดพันธะซิกมาเท่านั้น ในขณะที่ออร์บิทัลปกติ ( $s, p, d \dots$ ) สามารถเกิดพันธะซิกมา ไพ เดลต้า ...



รูปร่างของไฮบริดออร์บิทัลจะต่างจาก p ออร์บิทัล

65

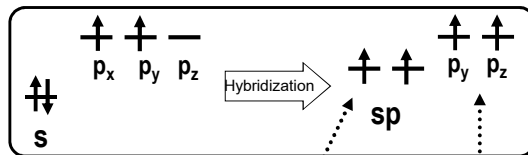


## sp ไฮบริดออร์บิทัล

sp-Hybridization คือการผสมระหว่าง

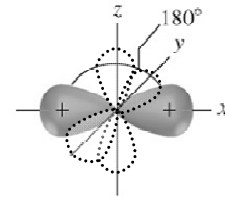
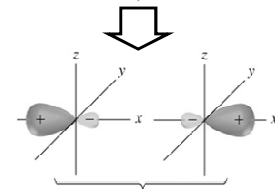
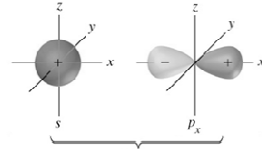
s-orbital และ p-orbital

- ได้ sp-hybrid orbital 2 ออร์บิทัล  
จัดเรียงกันเป็นเส้นตรง
- p-orbital ที่เหลืออาจเกิดพันธะ  $\pi$   
1 หรือ 2 พันธะ



เกิด 2  $\sigma$ -bond

เกิด 2  $\pi$ -bond



66

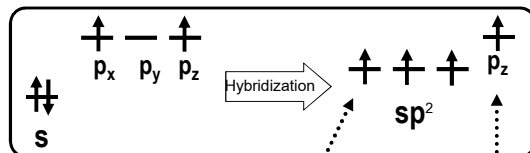


## sp<sup>2</sup> ไฮบริดออร์บิทัล

sp<sup>2</sup>-Hybridization คือการผสมระหว่าง

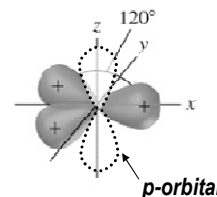
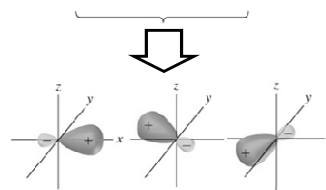
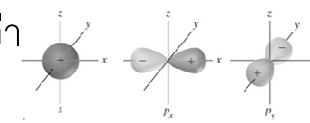
s-orbital และ 2 p-orbitals

- ได้ sp<sup>2</sup>-hybrid orbital รวม 3 ออร์บิทัล  
จัดเรียงกันเป็นแบบสามเหลี่ยมระนาบ
- p-orbital ที่เหลืออาจเกิดพันธะ  $\pi$



เกิด 3  $\sigma$ -bond

เกิด 1  $\pi$ -bond



67

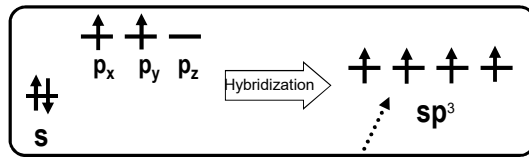


# sp<sup>3</sup> ไฮบริดออร์บิทัล

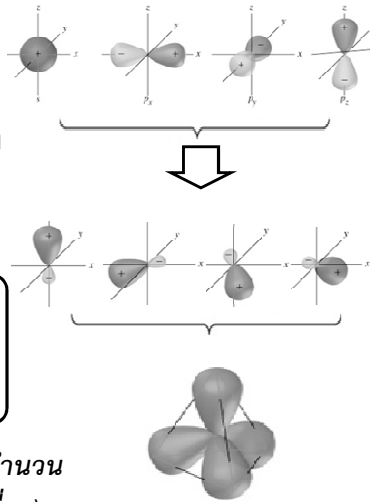
sp<sup>3</sup>-Hybridization เกิดจาก

s-orbital และ 3 p-orbitals

- ได้ sp<sup>3</sup>-hybrid orbital รวม 4 ออร์บิทัล จัดเรียงกันเป็นแบบทรงสี่หน้า
- ไม่มี p orbital เหลือให้สร้างพันธะ π



เกิด 4 σ-bond (หรือตามจำนวนออร์บิทัลที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยว)



68

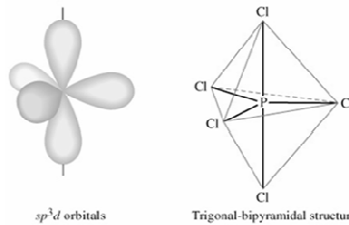


# sp<sup>3</sup>d และ sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup> ไฮบริดออร์บิทัล

ธาตุในคาบที่ 3 ขึ้นไป อาจใช้ d ออร์บิทัลในการไฮบริดเพราะระดับพลังงานไม่แตกต่างจาก p มากนัก

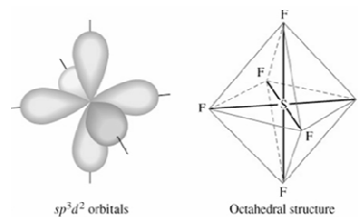
## ▪ sp<sup>3</sup>d Hybridization

- 5 sp<sup>3</sup>d hybrid orbitals
- จัดเรียงเป็นพีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม



## ▪ sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup> Hybridization

- 6 sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup> hybrid orbitals
- จัดเรียงเป็นทรงแปดหน้า

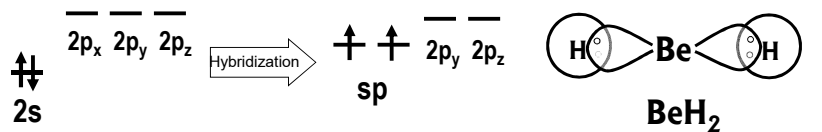


69

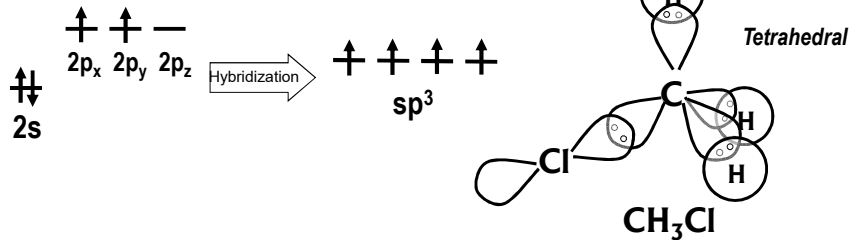


### ตัวอย่างการสร้างพันธะโดยพันธะไฮบริด

#### ▪ Be ( $1s^2 2s^2$ )



#### ▪ C ( $1s^2 2s^2 2p^2$ )

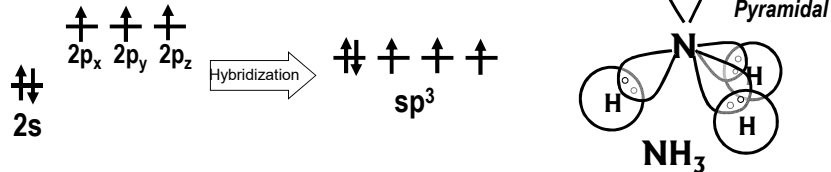


70

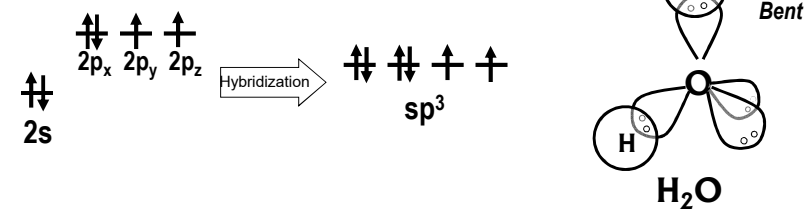


### ตัวอย่างการสร้างพันธะโดยพันธะไฮบริด

#### ▪ N ( $1s^2 2s^2 2p^3$ )



#### ▪ O ( $1s^2 2s^2 2p^2$ )

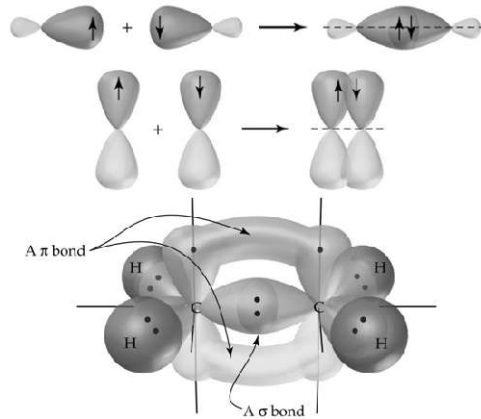


71



## พันธะคู่ (Double Bond)

- พันธะคู่ ประกอบด้วย
  - พันธะ sigma ( $\sigma$ ) จาก hybrid orbital
  - พันธะ pi ( $\pi$ ) จาก p-orbital

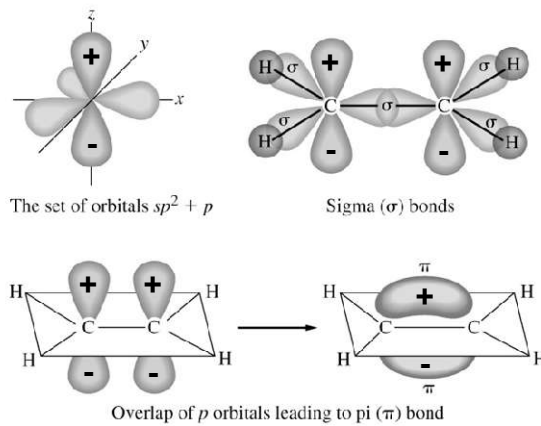


72



## พันธะคู่ใน $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$

- พันธะคู่ใน  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$  ประกอบด้วย
  - พันธะ sigma จาก sp-orbital ของคาร์บอน
  - พันธะ pi จาก p-orbital ของคาร์บอน

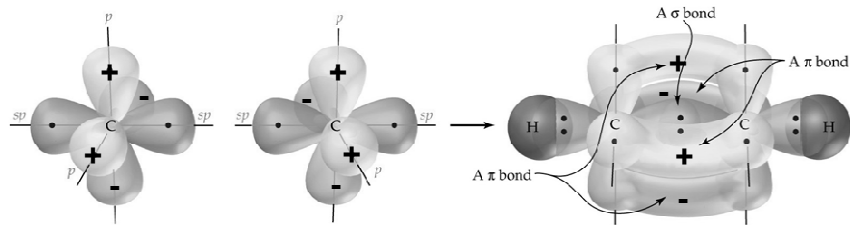


73



## พันธะสาม (Triple Bond)

- พันธะคู่ ประกอบด้วย
  - พันธะ sigma ( $\sigma$ ) จาก hybrid orbital หรือ p-orbital
  - พันธะ pi ( $\pi$ ) 2 พันธะ จาก 2 p-orbital
    - ♦  $\text{N}\equiv\text{N}$  (3 พันธะเกิดจาก  $p_x, p_y, p_z$ )
    - ♦  $\text{HC}\equiv\text{CH}$  (3 พันธะเกิดจาก  $sp, p_x, p_y$ )



74



## พันธะโลหะและแบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน

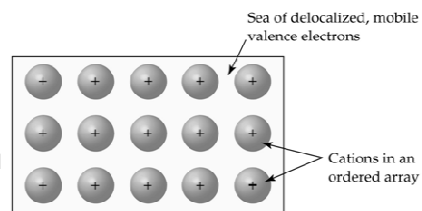
โลหะมีจุดหลอมเหลวสูง นำไฟฟ้าและความร้อนได้ดี ริดให้เป็นแผ่นบางได้ มีความมันวาวเมื่อขัดถูและสะท้อนแสงได้ดี

- สมบัติเหล่านี้เป็นผลจากพันธะโลหะ
- ทฤษฎีที่สามารถใช้อธิบายพันธะโลหะได้แก่ แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน และ ทฤษฎีแถบพลังงาน

### 1. แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน (Electron sea model)

นิวเคลียสซึ่งมีประจุบวกอยู่ที่จุดแลททิซ ส่วนวาเลนซ์อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระ

- พันธะโลหะเกิดจากแรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนอิสระและประจุบวก



76

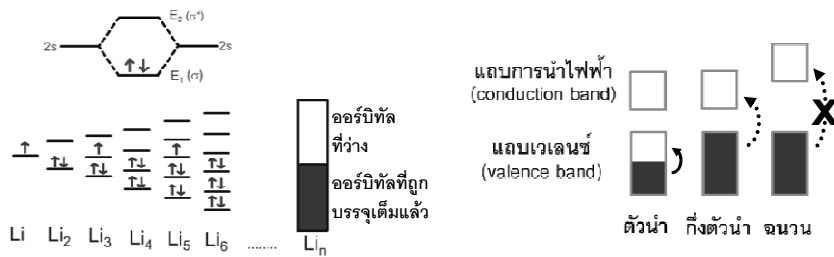




## ทฤษฎีแถบพลังงาน (Energy band theory)

การรวม AO จะได้ออร์บิทัลโมเลกุลแบบมีพันธะ (bonding) และออร์บิทัลโมเลกุลแบบต้านพันธะ (anti-bonding)

- เมื่อมีอะตอมมากขึ้นและจำนวนออร์บิทัลโมเลกุลมากขึ้น ระดับพลังงานจะใกล้ชิดกันมากจนเหมือนเป็นแถบต่อเนื่องเรียกว่าแถบพลังงาน (energy band)
- อิเล็กตรอนอาจมีพลังงานค่าต่างๆได้ภายในแถบ หรือเคลื่อนที่ไปในบริเวณที่ออร์บิทัลในแถบเดียวกันซ้อนเหลื่อมกันเท่านั้น
- โลหะนำไฟฟ้าได้เนื่องจากอิเล็กตรอนสามารถเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระในเนื้อโลหะเมื่อถูกกระตุ้นโดยผ่านแถบแถบนำไฟฟ้าหรือแถบวาเลนซ์ที่มีที่ว่างอยู่



77



## แรงระหว่างโมเลกุล (Intermolecular Force)

- แรงระหว่างโมเลกุลคือแรงยึดเหนี่ยวทางไฟฟ้าระหว่างโมเลกุลหรือสารประกอบ
  - Cohesive Force แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลชนิดเดียวกัน
  - Adhesive Force แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลที่ต่างกัน
- ชนิดของแรงระหว่างโมเลกุล

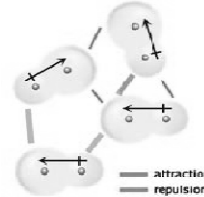
Type of Intermolecular Forces		<i>relative strength</i>
<b>Ionic bonds</b>	<i>Ions</i>	1000
<b>Hydrogen bonds</b>	<i>Strong dipoles</i>	100
<b>Dipole-Dipole</b>	<i>Permanent dipoles</i>	10
<b>London</b>	<i>Induced dipoles</i>	1

78



## แรงแวนเดอร์วาลส์ (van de Waals Attraction)

- แรงแวนเดอร์วาลส์คือแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลแบบอ่อน อาจแบ่งออกได้เป็น
  - แรงที่เกิดจากการกระทำระหว่างโมเลกุลแบบมีขั้วซึ่งมีไดโพลแบบถาวร (permanent dipole) เรียกว่า *dipole-dipole interaction*
  - แรงที่เกิดระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วและโมเลกุลอื่นที่ไม่มีขั้วแต่ถูกเหนี่ยวนำให้มีขั้ว เรียกว่า *dipole-induced dipole interaction*
  - แรงระหว่างโมเลกุลที่ไม่มีขั้วด้วยกัน เป็นแรงระหว่างขั้วแบบเหนี่ยวนำ (induced dipole) หรือขั้วแบบชั่วคราว (temporary fluctuation dipole) มีชื่อเรียกเฉพาะว่า *แรงลอนดอน (London Force)*



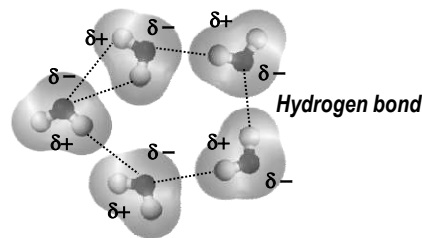
79



## พันธะไฮโดรเจน (Hydrogen bond)

- เป็นแรงระหว่างโมเลกุลแบบมีขั้วแต่เกิดระหว่างโมเลกุลซึ่งประกอบด้วย H และ อะตอมอื่นที่มีค่า EN สูงมาก ๆ และมีขนาดเล็ก เช่น F O หรือ N ทำให้โมเลกุลมีสภาพขั้วสูงกว่าโมเลกุลปกติ แรงยึดเหนี่ยวนี้มีค่ามากกว่าแรงที่เกิดจาก dipole-dipole interaction ส่งผลให้สารที่มีพันธะไฮโดรเจนมีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงกว่าปกติ
- Boiling Point ( $^{\circ}\text{C}$ )
 

• $\text{H}_2\text{O}$ 100.0	• HF 19.5
• $\text{NH}_3$ -33.3	• $\text{H}_2\text{S}$ -60.7
• HCl -85.1	• $\text{CH}_4$ -161.6



80