

# เคมีอินทรีย์เบื้องต้น

พิมพร มนเทียรอาสน์

คณะวิทยาศาสตร์

มหาวิทยาลัยแม่โจ้ จ. เชียงใหม่

[www.science.mju.ac.th](http://www.science.mju.ac.th)

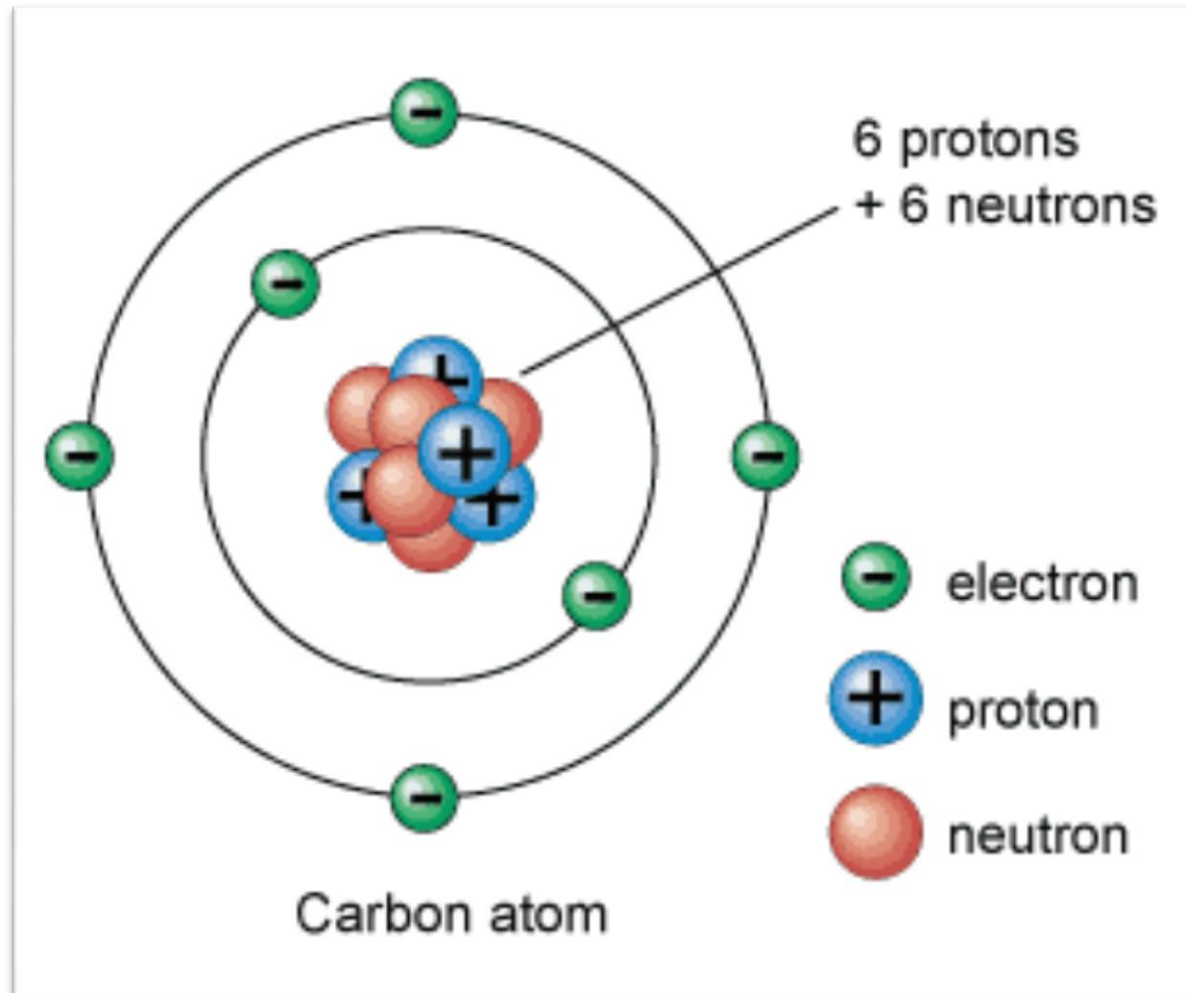
# บทที่ 1 เคมีอินทรีย์เบื้องต้น

## โครงสร้างและสมบัติของสารอินทรีย์

### 1.1 สารประกอบคาร์บอน

อะตอมคาร์บอน( C) เป็นธาตุโลหะในหมู่ 4A คาบที่ 2 ของตารางธาตุ มีเลขอะตอม= 6 และมีอิเล็กตรอนรอบนอกเท่ากับ 4 สามารถเกิดสารประกอบกับธาตุโลหะอื่นๆได้หลายธาตุ เช่น ไนโตรเจน (N) ออกซิเจน ( O) และธาตุฮาโลเจน( F, Cl, Br และ I ) คาร์บอนมีคุณสมบัติพิเศษที่สามารถเกิดพันธะโควาเลนต์กับคาร์บอนด้วยกันโดยต่อเป็นสายยาวได้มากกว่าสองอะตอม และพันธะโควาเลนต์ที่เกิดขึ้นมีทั้งที่เป็นพันธะเดี่ยว พันธะคู่ และพันธะสาม

# โครงสร้างอะตอมคาร์บอน



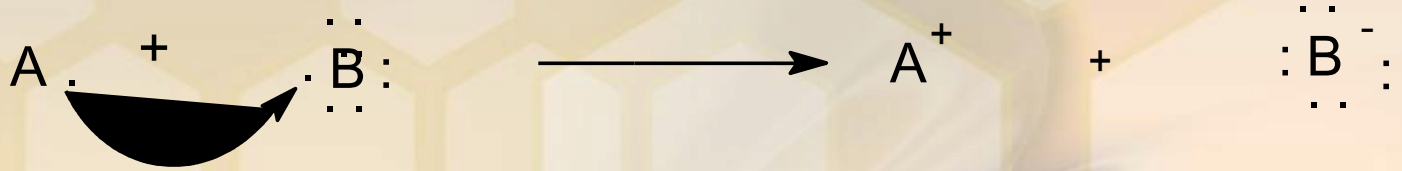
## 1.1.1 พันธะในสารอินทรีย์

การเกิดพันธะเคมีโดยทั่วไปมี 2 แบบ คือ

แบบที่ 1 จากการจัดอิเล็กตรอนของแก๊สมีตระกูล(ธาตุหมู่ 8A)มีความเสถียรมาก ดังนั้นอะตอมของธาตุต่างๆจึงมีการเปลี่ยนแปลงเพื่อให้การจัดอิเล็กตรอนเป็นลักษณะเดียวกับแก๊สมีตระกูล เช่นลิเทียม ( $1s^2, 2s^1$ )

เมื่อเกิดการสูญเสียอิเล็กตรอนไป 1 ตัวจะได้  $Li^+(1s^2)$  ซึ่งมีลักษณะการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็นแบบเดียวกับฮีเลียม เช่นเดียวกับฟลูออรีน ( $1s^2, 2s^1, 2p^5$ ) เมื่อรับอิเล็กตรอนมา 1 ตัว จะได้  $F^-(1s^2, 2s^1, 2p^6)$  ซึ่งมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็นแบบเดียวกับนีออน ดังนั้นเมื่อการเคลื่อนย้ายอิเล็กตรอนจากอะตอมหนึ่งไปยังอีกอะตอมหนึ่ง ทำให้อะตอมที่สูญเสียอิเล็กตรอนมีประจุเป็นบวกเนื่องจากขาดอิเล็กตรอน ส่วนอะตอมที่รับอิเล็กตรอนมีประจุเป็นลบ แรงดึงดูดที่เกิดจากแรงไฟฟ้าสถิต( Electrostatic force )ระหว่างประจุทั้งสองทำให้เกิดพันธะเคมี แต่เนื่องจากเป็นพันธะที่เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างไอออน จึงเรียกว่า พันธะไอออนิก ( Ionic bond)

## แสดงการเกิดพันธะไอออนิก

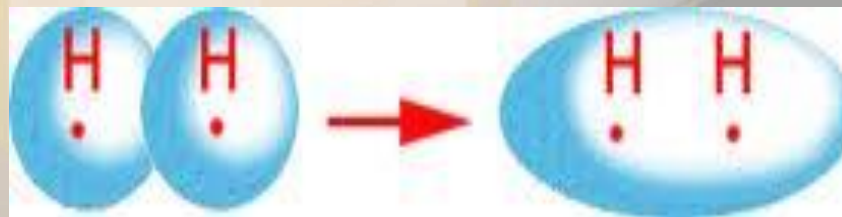


เช่น ปฏิกิริยาของอะตอมโซเดียม ( $Na; 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ) กับอะตอมคลอรีน ( $Cl : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2 3p^5$ ) ได้เกลือโซเดียมคลอไรด์ ( $Na^+Cl^-$ )

แบบที่ 2 เกิดจากอะตอมทั้งสองใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน ไม่มีการถ่ายเทอิเล็กตรอน พันธะในโมเลกุลที่แต่ละอะตอมมีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน เรียกว่า พันธะโควาเลนต์ นิยมใช้เส้นสั้นๆ หรือขีด (dash) แทนพันธะเช่น H-Cl ,H<sub>2</sub>



การเกิดH<sub>2</sub>



# พันธะโควาเลนต์และออร์บิทัลโมเลกุล (Covalence Bond and Molecular orbital )

ทฤษฎีที่ใช้อธิบายการเกิดพันธะโควาเลนต์มี 2 ทฤษฎีคือ

- : ทฤษฎีพันธะวาเลนต์ ( Valence Bond theory)
- : ทฤษฎีออร์บิทัลโมเลกุล (Molecular orbital theory)

# ทฤษฎีพันธะวาเลนซ์

: ใช้ทำนายและอธิบายรูปร่างเรขาคณิตของโมเลกุล สมมุติฐานของทฤษฎีพันธะโคเวเลนต์ คือ

1. เมื่ออะตอมเข้าใกล้ออร์บิทัลอะตอมที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยว จะการซ้อนทับกัน(Overlap) ทำให้อิเล็กตรอนเดี่ยวเข้าคู่กันและหมุนทิศทางสวนกัน (spin) ในออร์บิทัลใหม่เกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์
2. การซ้อนทับของออร์บิทัลอะตอมได้มากจะรวมเป็นออร์บิทัลผสม (Hybrid orbital) ที่มีจำนวนเท่ากับออร์บิทัลอะตอมเดิมก่อนการผสม และหากเกิดการซ้อนทับของออร์บิทัลอะตอมมาก จะส่งผลให้พันธะโคเวเลนต์ที่เกิดขึ้นมีความเสถียรมากขึ้น



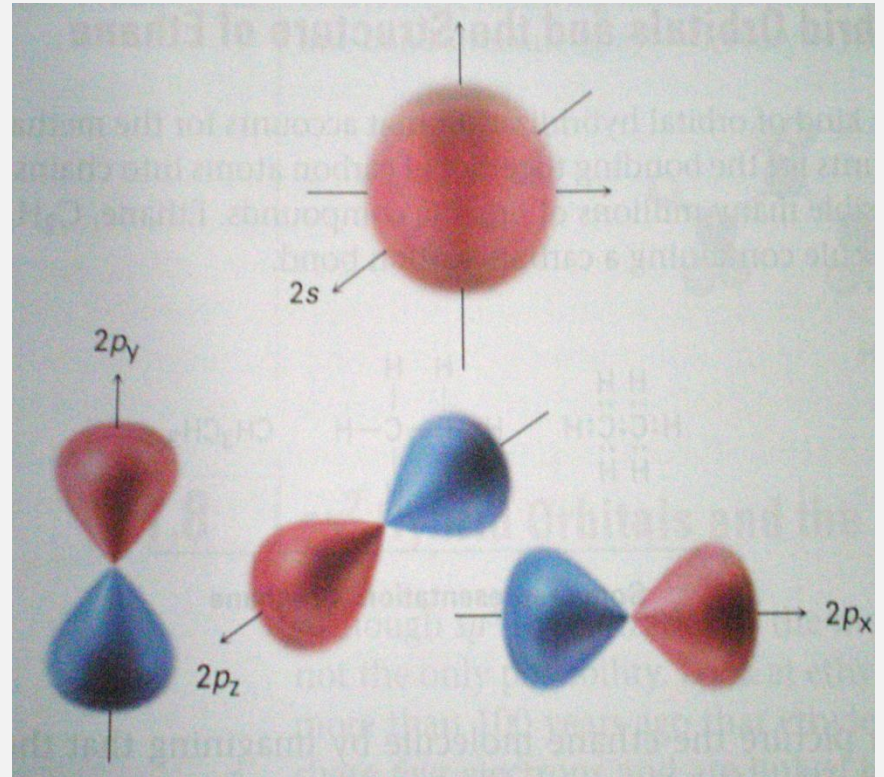
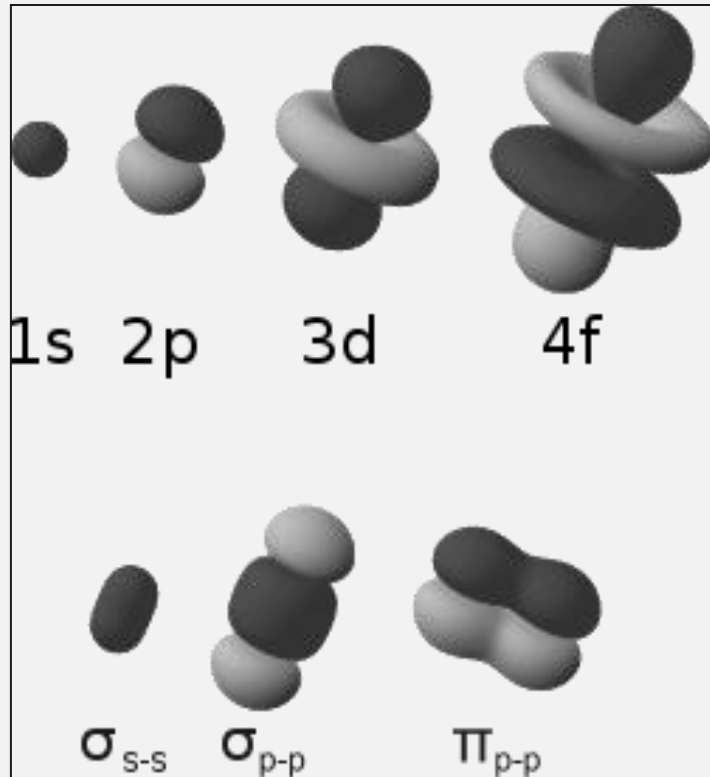
# ทฤษฎีออร์บิทัลโมเลกุล

ออร์บิทัลโมเลกุล เกิดจากการซ้อนทับของออร์บิทัลอะตอม ตั้งแต่สองหรือมากกว่าที่มารวมในโมเลกุล ออร์บิทัลโมเลกุลคือ พื้นที่หรือบริเวณที่ว่างที่กำหนดรูปร่างและขนาดโดยออร์บิทัลอะตอม ส่วนของออร์บิทัลอะตอมที่ครอบคลุมพื้นที่เดียวกันในที่ว่างเปล่า ถ้าระดับพลังงานของออร์บิทัลโมเลกุลต่ำกว่าออร์บิทัลอะตอม ออร์บิทัลโมเลกุลที่เกิดขึ้นนี้เรียกว่าออร์บิทัลโมเลกุลชนิดบอนดิง

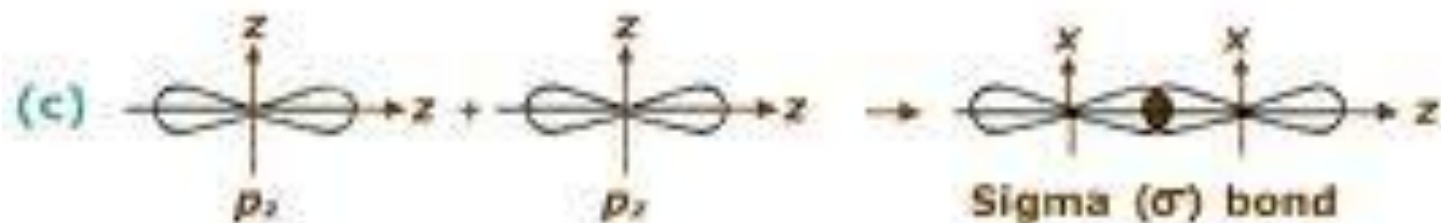
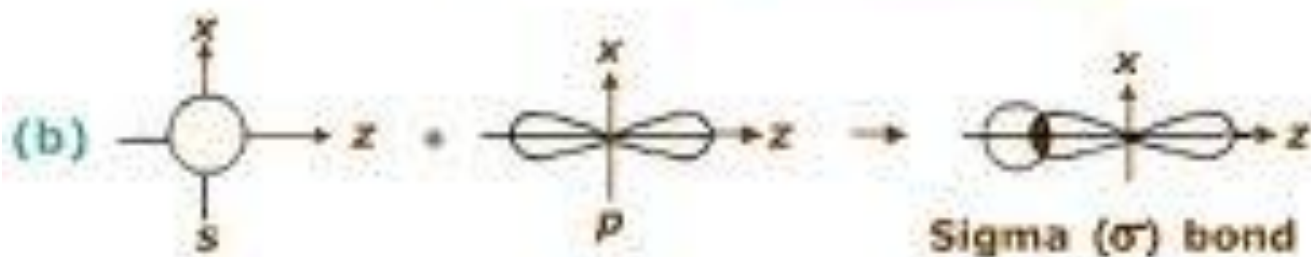
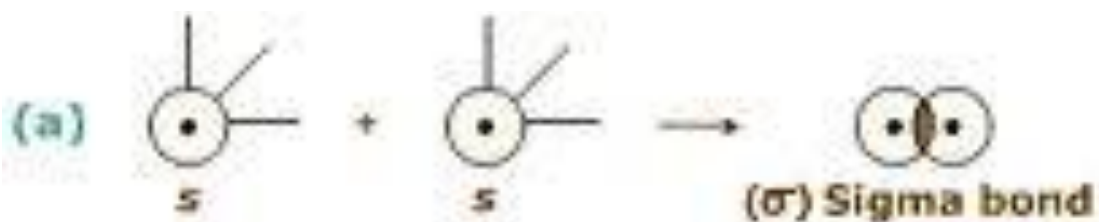
ออร์บิทัลโมเลกุลเกิดจากออร์บิทัลอะตอม ดังนั้นรูปร่างของออร์บิทัลโมเลกุลจึงขึ้นอยู่กับรูปร่างของออร์บิทัลอะตอมที่เป็นส่วนประกอบเมื่อเริ่มต้น

ออร์บิทัลโมเลกุลที่เกิดจากการใช้ออร์บิทัลอะตอมที่มีลักษณะเป็นวงกลมหรือเป็นเส้นเชื่อมระหว่างทั้งสองนิวเคลียสจะได้ออร์บิทัลโมเลกุลที่เรียกว่า ออร์บิทัลซิกมา ( $\sigma$  - orbital ) ซึ่งสัญลักษณ์  $\sigma$  ในภาษากรีกมีลักษณะคล้ายตัวอักษร S ในภาษาอังกฤษ ที่ใช้สำหรับออร์บิทัลอะตอมที่เป็นที่ทรงกลม ดังนั้นอิเล็กตรอนในออร์บิทัลซิกมา จึงเรียกว่าอิเล็กตรอนซิกมา ( $\sigma$  -Electron) และเรียกพันธะที่เกิดขึ้นว่า พันธะซิกมา ( $\sigma$ - bond)

# รูปร่างออร์บิทัลอะตอม



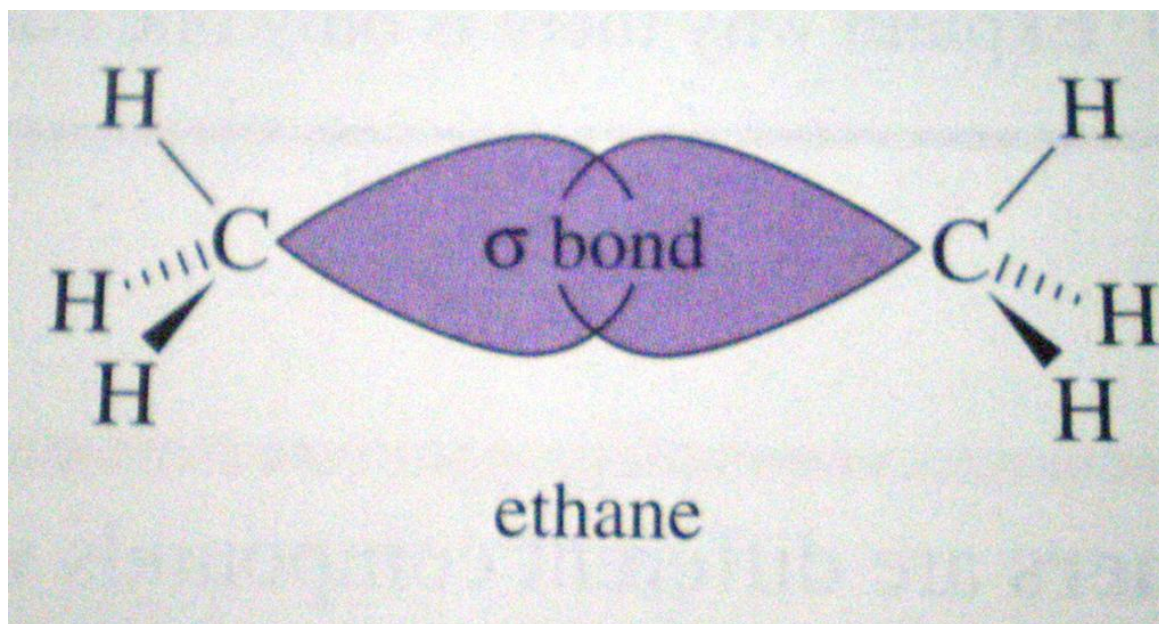
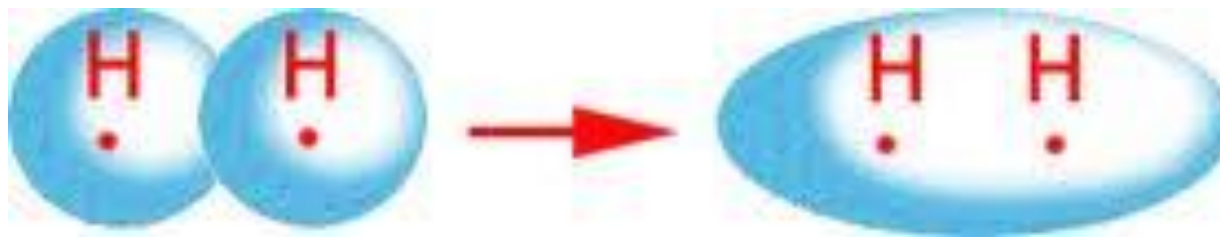
# การเกิดพันธะซิกมา



Formation of a sigma bond due to (a) The s - s overlap

(b) The s - p overlap (c) The  $p_x$  -  $p_x$  overlap

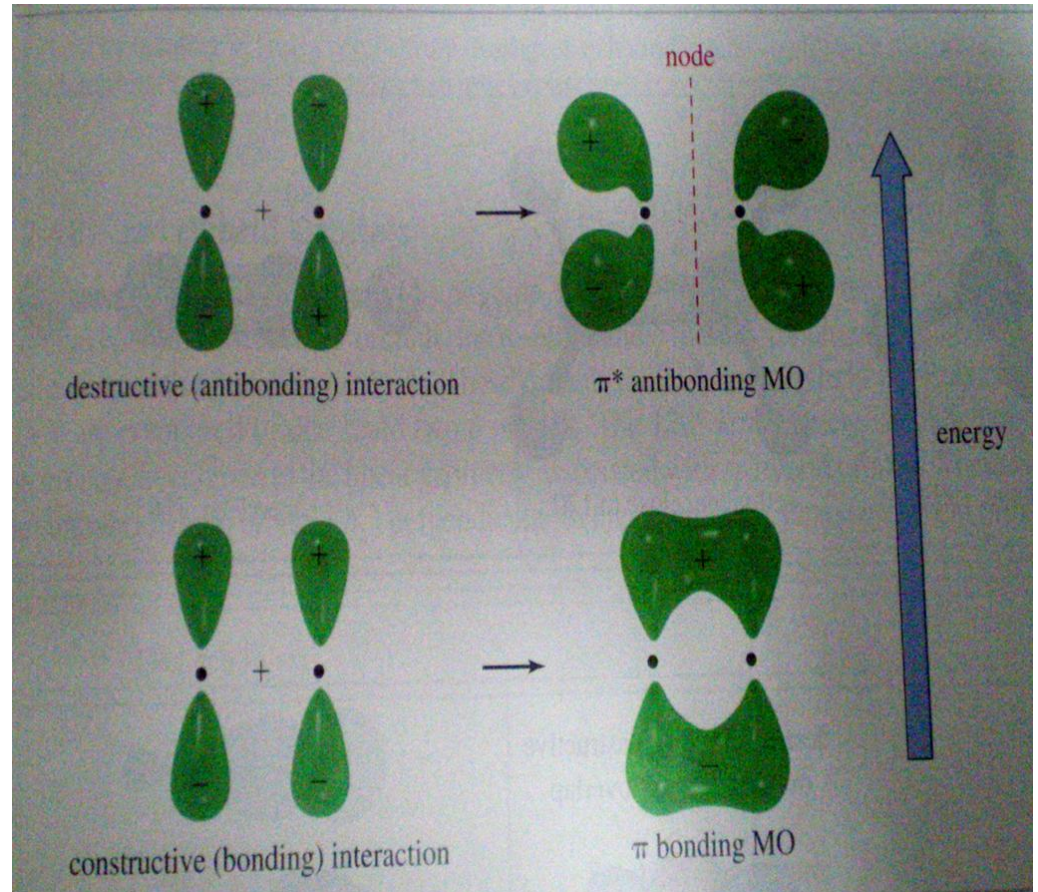
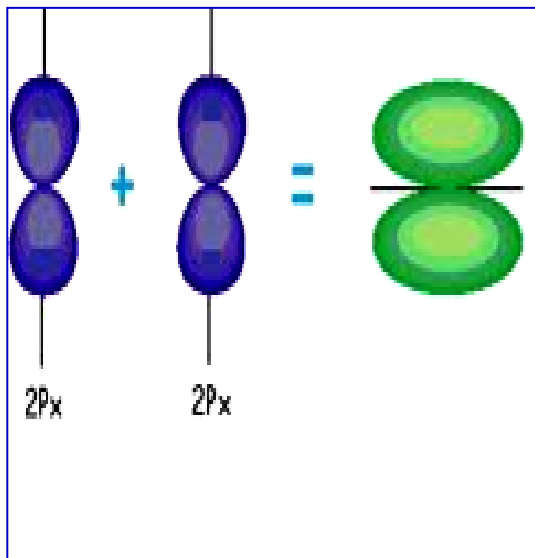
# พันธะซิกมา



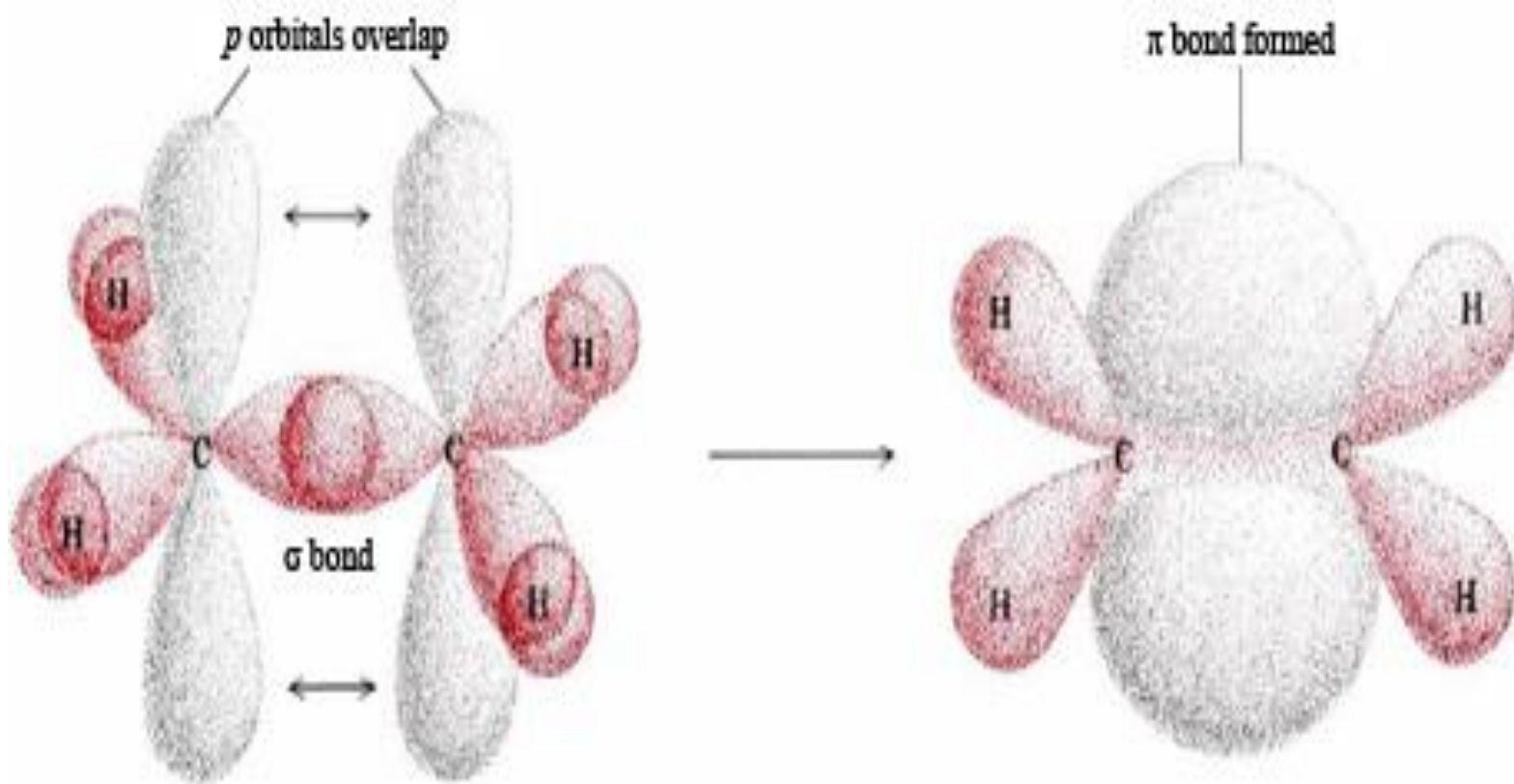
## การเกิดพันธะไพ

เมื่อออร์บิทัลอะตอม p มาซ้อนกันในแนวนอน ออร์บิทัลโมเลกุลที่เกิดขึ้นจะรูปร่าง คือหากความหนาแน่นของอิเล็กตรอนมีอยู่ที่บริเวณด้านบนและด้านล่างของนิวเคลียสทั้งสอง ออร์บิทัลโมเลกุลชนิดนี้เรียกว่า ออร์บิทัลไพ ( $\pi$  - Orbital) และเรียกอิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัลไพ ว่าอิเล็กตรอนไพ ( $\pi$  - Electron) ส่วนพันธะที่เกิดขึ้นเรียกว่า พันธะไพ ( $\pi$  - Bond) ซึ่งสัญลักษณ์  $\pi$  ในภาษากรีก มีลักษณะคล้ายตัวอักษร P ในภาษาอังกฤษ

# การเกิดพันธะไพ



# การเกิดพันธะซิกมาและพันธะไพ





## การเกิดไฮบริไดเซชัน ( Hybridization )

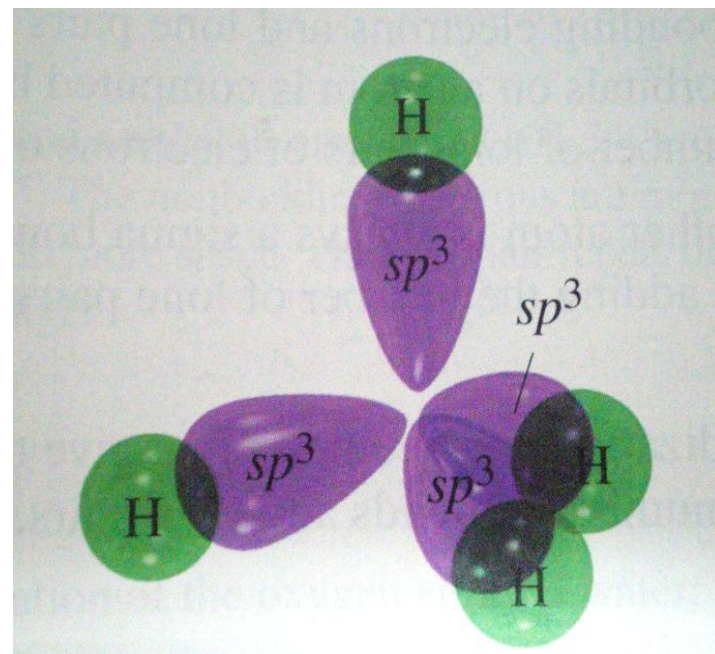
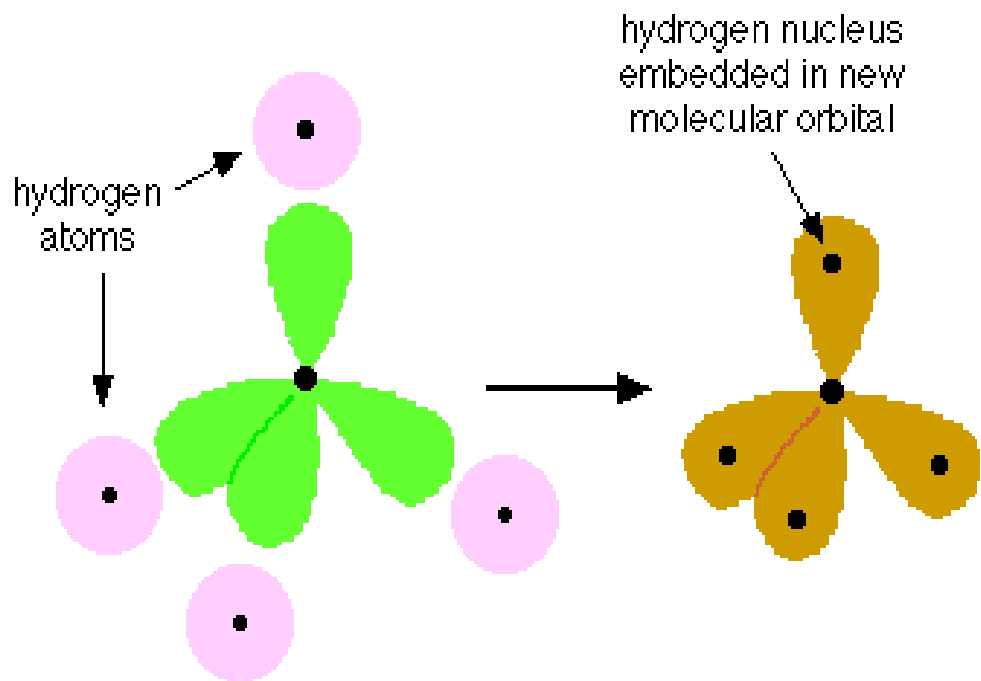
คาร์บอนที่สภาวะพื้น ( Ground state ) มีการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนเป็น  $1s^2, 2s^2$  และ  $2p^2$  อิเล็กตรอนรอบนอก ( Valence electron ) อยู่ที่  $2s$  และ  $2p$  ซึ่งอิเล็กตรอนใน  $2p$  จะเป็นอิเล็กตรอนเดี่ยว ( ตามกฎของฮูลี ) ดังนั้นเมื่อคาร์บอนเกิดพันธะโควาเลนต์ น่าจะมีได้เพียงสองพันธะเท่านั้น เช่นสารประกอบที่เกิดจากคาร์บอนหนึ่งอะตอมน่าจะสร้างพันธะกับไฮโดรเจนได้สองอะตอม และมีสูตรโครงสร้างเป็น  $CH_2$  แต่พบว่าสารประกอบตัวแรกมีที่คาร์บอนหนึ่งอะตอม ในความเป็นจริงมีสูตรโครงสร้างเป็น  $CH_4$  แสดงว่าคาร์บอนก่อนการสร้างพันธะกับไฮโดรเจนจะมีอิเล็กตรอนเดี่ยวในชั้นนอกสุดจำนวนสี่อิเล็กตรอน

ดังนั้นเมื่อมีการกระตุ้นโดยใช้พลังงานให้อิเล็กตรอนจาก  
ออร์บิทัล  $-2s$  ที่มีสองอิเล็กตรอนให้อิเล็กตรอนหนึ่งตัวกระโดดไป  
อยู่ที่ ออร์บิทัล  $-2p$  ทำให้การจัดเรียงอิเล็กตรอนในสถานะกระตุ้น  
เป็น  $1s^2, 2s^1$  และ  $2p^3$  ทำให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวทั้งหมดสี่  
อิเล็กตรอนในชั้นนอกสุด แต่ยังไม่สามารถเกิดพันธะได้เนื่องจาก  
รูปร่างของออร์บิทัล  $-s, p$  ไม่เหมือนกัน จึงเกิดการผสมกัน  
ระหว่างออร์บิทัล  $-s$  และ ออร์บิทัล  $-p$  ได้ออร์บิทัลชนิดใหม่ เรียก  
การผสมกันของออร์บิทัลว่า ไฮบริไดเซชันและเรียกออร์บิทัลที่ได้  
จากการผสมเรียกว่าไฮบริดออร์บิทัล (Hybridized orbital )  
สำหรับสารอินทรีย์มีการเกิดไฮบริไดเซชันที่สำคัญ คือ  $sp^3, sp^2$   
และ  $sp$

## 1.1.2 $sp^3$ - Hybridization

อะตอมคาร์บอนเกิดไฮบริไดเซชันของออร์บิทัล  $2s$  จำนวนหนึ่งออร์บิทัลกับออร์บิทัล  $2p$  จำนวนสามออร์บิทัล ได้ไฮบริออร์บิทัลจำนวนสี่ออร์บิทัล แต่ละออร์บิทัลเรียกว่า ออร์บิทัล  $sp^3$  ซึ่งแต่ละออร์บิทัลทำมุม  $109.5$  องศา รูปร่างของโครงสร้างเป็นแบบทรงเหลี่ยมสี่หน้า (Tetrahedral) อะตอมคาร์บอนอะตอมเกิดการนำเอาออร์บิทัล  $sp^3$  มาซ้อนทับกัน (Overlap) แบบปลายชนปลาย (head to head) ได้พันธะโควาเลนต์แบบซิกมาหรือพันธะเดี่ยว ออร์บิทัล  $sp^3$  ที่เหลืออีกสามออร์บิทัลจะซ้อนทับกับออร์บิทัลที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวของอะตอมคาร์บอนหรืออะตอมอื่น เช่น ออร์บิทัล  $s$  ของอะตอมไฮโดรเจน ได้พันธะซิกมา เช่น โมเลกุลมีเทน ( $CH_4$ )

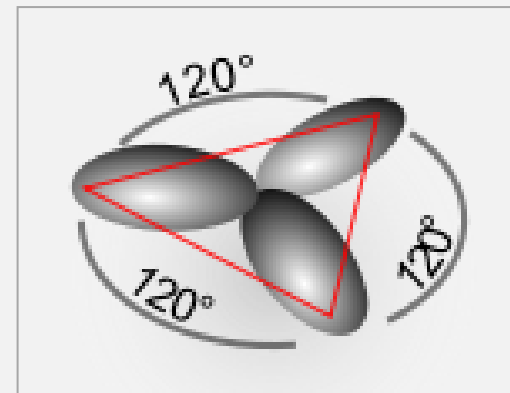
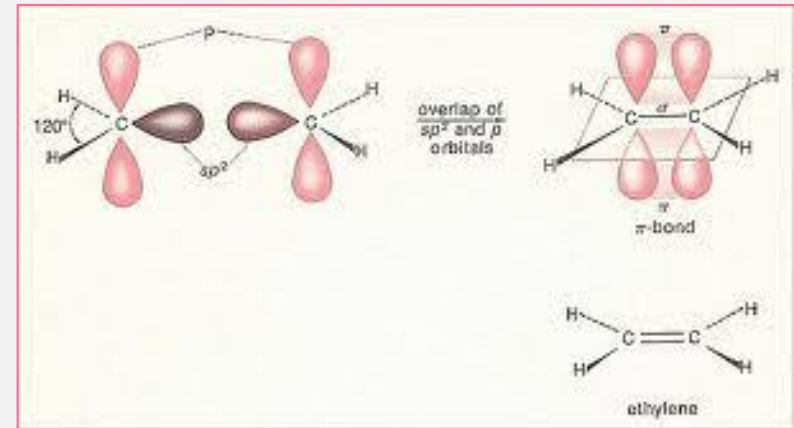
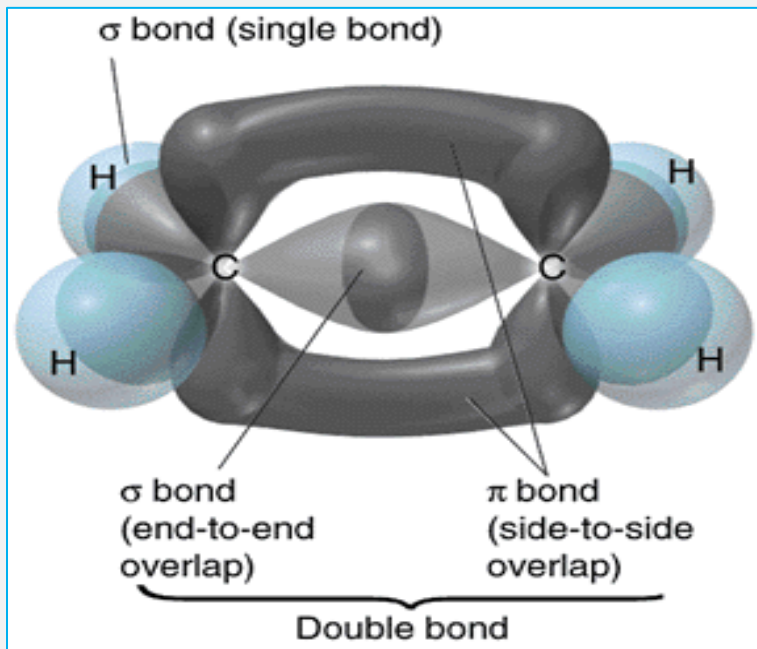
# โครงสร้างมีเทน



### 1.1.3 $sp^2$ -Hybridization

ในการเกิดไฮบริดเซชันของออร์บิทัลในอะตอมคาร์บอนได้พันธะคู่ มีการเกิดที่แตกต่างกับการเกิดแบบพันธะเดี่ยว คือ เป็นการนำเอาออร์บิทัล  $2s$  หนึ่งออร์บิทัลมารวมกับ ออร์บิทัล  $2p$  สองออร์บิทัล ได้ไฮบริดออร์บิทัลแบบ  $sp^2$  จำนวนสามออร์บิทัล แต่ละออร์บิทัลทำมุม  $120^\circ$  องศา รูปร่างโมเลกุลแบบสามเหลี่ยมแบนราบ (Trigonal planar) การเกิดพันธะสามารถอธิบายได้ว่า คาร์บอนสองอะตอมเกิดการใช้ออร์บิทัล  $sp^2$  ของแต่ละอะตอมจำนวนหนึ่งออร์บิทัลมาซ้อนทับกันแบบปลายชนปลาย ได้พันธะซิกมา ส่วนออร์บิทัล  $p$  ที่เล็กตรอนมีเหลืออยู่ไม่ได้ใช้ในการสร้างพันธะและตั้งฉากกับออร์บิทัล  $sp^2$  ของคาร์บอนทั้งสองอะตอมจะเอา ด้านข้างมาซ้อนทับกันได้พันธะโคเวเลนต์แบบไพ ( $\pi$  - Bond)

# เซ่นโมเลกุลอีทีน ( $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ )

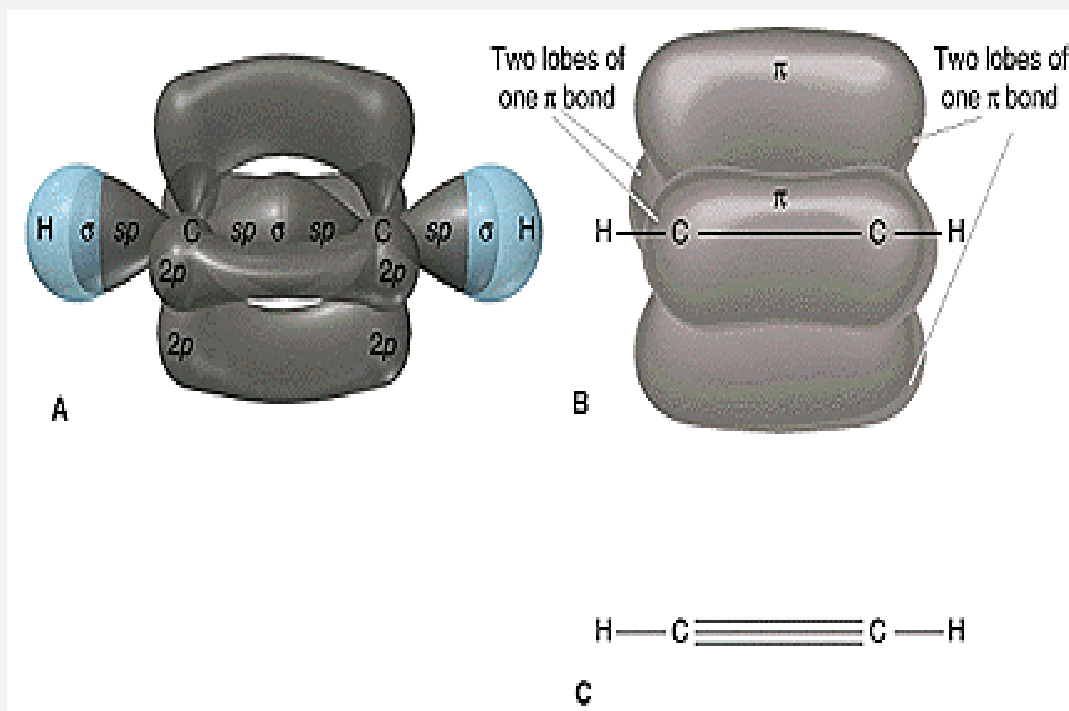
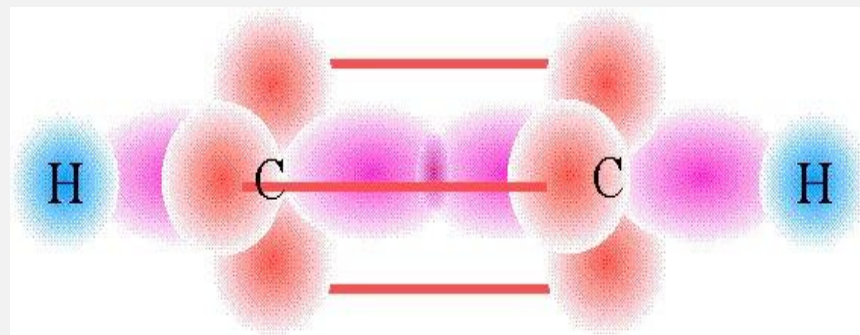


## 1.1.4 sp-Hybridization

การเกิดไฮบริดเซชันแบบ sp คือ เป็นการนำเอาออร์บิทัล 2s หนึ่งออร์บิทัล มารวมกับ ออร์บิทัล 2p หนึ่งออร์บิทัล ได้ไฮบริดออร์บิทัลแบบ sp จำนวนสองออร์บิทัล แต่ละออร์บิทัลทำมุม 180 องศา รูปร่างโมเลกุลเป็นแบบเส้นตรง ( Linear ) และอะตอมคาร์บอนจะเหลือออร์บิทัล 2p อยู่สองออร์บิทัล ที่ตั้งฉากซึ่งกันและกัน และตั้งฉากกับออร์บิทัล sp

เมื่อออร์บิทัลในอะตอมคาร์บอนเกิดไฮบริดเซชันแบบ sp โมเลกุลจะได้พันธะสามเกิดขึ้นภายในโมเลกุล ซึ่งการเกิดพันธะสามนี้สามารถอธิบายได้ว่า อะตอมคาร์บอนจะใช้ออร์บิทัล sp มาซ้อนทับกันแบบปลายชนปลายได้พันธะซิกมา ส่วนออร์บิทัล p สองออร์บิทัล ของแต่ละอะตอมจะซ้อนทับกันแบบด้านข้างกับด้านข้างได้พันธะโคเวเลนต์ชนิดไพสองพันธะ เมื่อรวมพันธะทั้งสองชนิดเข้าด้วยกัน ซึ่งประกอบด้วยพันธะซิกมาหนึ่งพันธะและพันธะไพสองพันธะ คือพันธะสามที่พบได้ในโมเลกุลเมื่อเกิดไฮบริดเซชันแบบ sp ส่วนออร์บิทัล sp ที่เหลือจะเกิดพันธะซิกมากับอะตอมอื่น เช่น

# โมเลกุลอีไทม์ ( $\text{CH} \equiv \text{CH}$ )

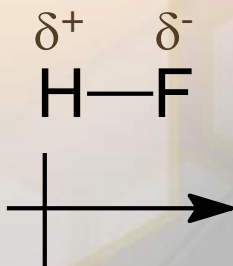




## 1.2 สภาพขั้วของพันธะและโมเลกุล

อะตอมของธาตุแต่ละชนิดที่พบในตารางธาตุ มีสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนคู่ในพันธะให้เข้าใกล้นิวเคลียสได้แตกต่างกัน อะตอมที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (Electronegativity, EN) สูง จะดึงอิเล็กตรอนได้ดีกว่า อะตอมที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่ำ และเมื่อเกิดพันธะโควาเลนต์จะมีสภาพค่อนข้างเป็นลบ ส่วนอีกอะตอมจะมีสภาพขั้วค่อนข้างเป็นบวก โดยการใช้สัญลักษณ์แทนสภาพขั้ว คือ  $\delta^-$  และ  $\delta^+$  ตามลำดับ เรียกว่าเดลต้าลบ (Delta minus) และเดลต้าบวก (Delta plus) เช่นสภาพขั้วของพันธะในโมเลกุล HF, H<sub>2</sub>O และ NH<sub>3</sub> โดยค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของ F, O, N และ H เท่ากับ 4, 3.5, 3.0 และ 2.5 ตามลำดับ พันธะที่เกิดจากอะตอมชนิดเดียวกันจะไม่มีขั้วและทำให้โมเลกุลไม่มีขั้ว

พันธะมีขั้วนี้มีค่าไดโพลโมเมนต์ ( $\mu$ ) แสดงด้วยลูกศร  
ส่วนปลายของลูกศรชี้ไปส่วนที่มีประจุที่ค่อนข้างเป็นลบ เช่น  
โมเลกุลของ HF อะตอมของฟลูออรีนมีค่า EN สูงกว่าของอะตอม  
ไฮโดรเจน จึงดึงอิเล็กตรอนออกจากไฮโดรเจน ทำให้ไฮโดรเจนมี  
สภาพประจุเป็นบวก ส่วนฟลูออรีนมีสภาพประจุเป็นลบ ดังนั้น  
พันธะระหว่าง H กับ F เป็นพันธะที่มีขั้วและมีไดโพลโมเมนต์ ดัง  
แสดง



เนื่องจากไดโพลโมเมนต์เป็นปริมาณเวกเตอร์ ในโมเลกุลอะตอมคู่  
 สภาพขั้วของโมเลกุลมีทิศทางเหมือนกับสภาพขั้วของพันธะ แต่โมเลกุลที่มี  
 ความซับซ้อนขึ้นสภาพขั้วโมเลกุลเป็นผลรวมของไดโพลโมเมนต์ของทุก  
 พันธะ ดังนั้นในโมเลกุลที่ไม่มีขั้วอาจประกอบไปด้วยพันธะมีขั้วสูงก็ได้ เช่น  
 คาร์บอนเตตระคลอไรด์ ( $\text{CCl}_4$ ) เป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว เพราะสภาพขั้วของ  
 พันธะ C-Cl ทั้งสี่พันธะหักล้างกันหมด ส่วนเมทิลคลอไรด์ ( $\text{CH}_3\text{Cl}$ ) เป็น  
 โมเลกุลมีขั้วดังแสดง

| สูตรโมเลกุล  | $\mu$ ( D ) | สูตรโมเลกุล          | $\mu$ ( D ) |
|--------------|-------------|----------------------|-------------|
| $\text{H}_2$ | 0           | $\text{CH}_4$        | 0           |
| HI           | 0.42        | $\text{H}_2\text{O}$ | 1.85        |
| HBr          | 0.80        | HF                   | 1.9         |

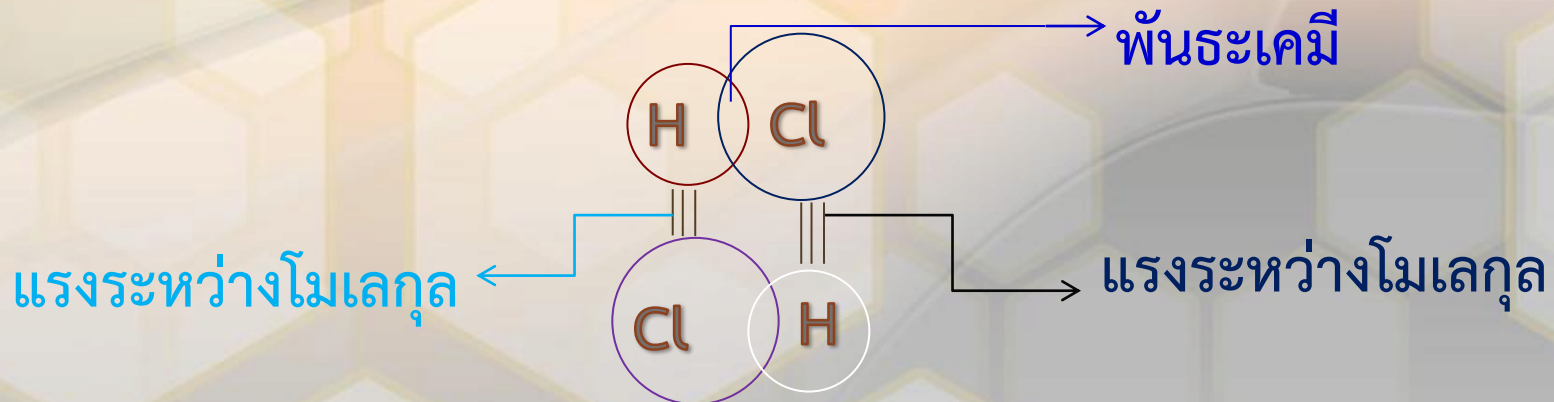
## 1.2.1 แรงระหว่างโมเลกุล

โมเลกุลเคลื่อนที่เข้าใกล้กันในระยะที่เหมาะสม จะเกิดแรงชนิดหนึ่งที่ทำให้โมเลกุลต่างๆอยู่ร่วมกันได้เกิดเป็นสถานะของเหลวและของแข็ง แรงชนิดนี้เรียกว่าแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (Intermolecular forces) การที่สารเปลี่ยนสถานะจากของแข็งเป็นของเหลว เรียกว่าสารเกิดการหลอมเหลว ถ้าสารเปลี่ยนจากของเหลวกลายเป็นไอ เรียก การระเหย ระบบจะดูดพลังงานเข้าไปในโมเลกุลเพื่อใช้ทำลายแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล ในโมเลกุลของของแข็งจะมีค่าแรงมากกว่าของเหลว และในของเหลวมากกว่าแก๊ส ของเหลวที่มีแรงยึดเหนี่ยวมากจะมีจุดเดือดสูง

แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลแบ่งออกได้ 3 ชนิด คือ แรงกระทำไดโพล-ไดโพล (Dipole – Dipole interaction) พันธะไฮโดรเจน(Hydrogen bond) แรงแวนเดอร์วาลส์ (Van der wall force)

# แรงไดโพล-ไดโพล

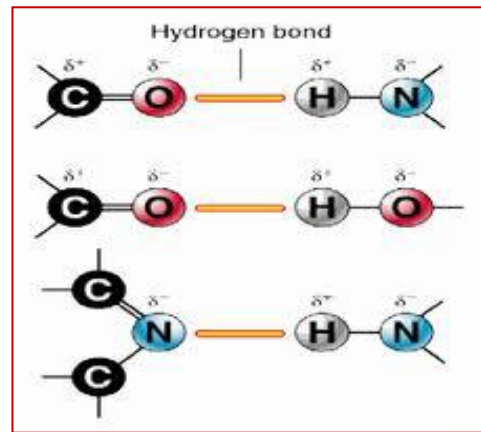
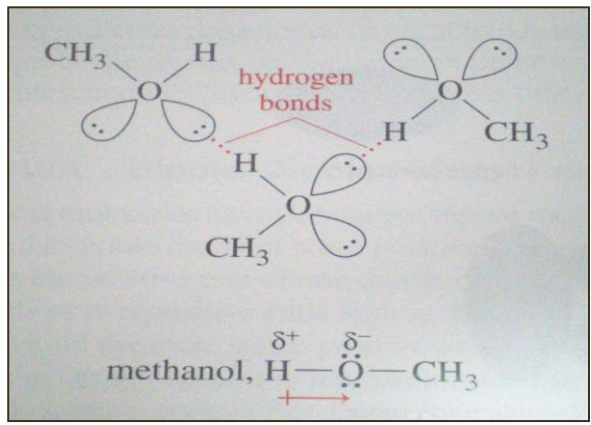
เมื่อโมเลกุลที่มีขั้วเคลื่อนที่เข้าใกล้กันเกิดแรงดึงดูดระหว่างขั้วบวกของโมเลกุลหนึ่งกับขั้วลบของอีกโมเลกุลหนึ่งแรงที่เกิดขึ้นเรียกว่า แรงกระทำไดโพล-ไดโพล เช่น โมเลกุลของกรดไฮโดรคลอริก (HCl) ขั้วบวกอยู่ที่  $H^{\delta+}$  และขั้วลบอยู่ที่  $Cl^{\delta-}$  เมื่อสองโมเลกุลเคลื่อนที่เข้าใกล้กัน  $H^{\delta+}$  จะดึงดูดกับ  $Cl^{\delta-}$  ของอีกโมเลกุลหนึ่ง



## พันธะไฮโดรเจน (Hydrogen bond)

อะตอมไฮโดรเจนเกิดพันธะโควาเลนต์กับอะตอมที่มีค่า EN สูง เช่น ฟลูออรีน, ออกซิเจน และไนโตรเจน สภาพความเป็นขั้วบวกของอะตอมไฮโดรเจนจะแรงมาก สามารถเกิดแรงยึดเหนี่ยวกับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone pair) ของอีกโมเลกุล ทำให้โมเลกุลอยู่รวมกันได้ในสถานะของเหลวหรือของแข็ง แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลที่เกิดขึ้นนี้เรียกว่าพันธะไฮโดรเจน ของเหลวที่มีพันธะไฮโดรเจนเป็นส่วนประกอบในโครงสร้างจะมีจุดเดือดสูง เนื่องจากพันธะชนิดนี้มีความแข็งแรงมาก

โครงสร้างของน้ำ( H<sub>2</sub>O ) เกิดพันธะโควาเลนต์ระหว่างอะตอมออกซิเจนกับไฮโดรเจน อะตอมไฮโดรเจนแสดงความเป็นบวก อะตอมออกซิเจนแสดงความเป็นลบและมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวสองคู่ ทำให้โมเลกุลของน้ำยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะไฮโดรเจนจำนวนสี่พันธะของแต่ละโมเลกุลน้ำ น้ำมีจุดเดือดปกติ 100 °C



## แรงแวนเดอร์วาลส์ (Van der wall force)

โมเลกุลที่ไม่มีขั้ว เช่น อัลเคน ในโมเลกุลมีแรงยึดเหนี่ยวที่แตกต่างจากพันธะไฮโดรเจนหรือแรงกระทำไดโพล-ไดโพล เมื่อโมเลกุลที่ไม่มีขั้วเคลื่อนที่เข้าใกล้โมเลกุลที่ไม่มีขั้วเช่นกัน เกิดการเหนี่ยวนำทำให้เกิดสภาพขั้วขึ้นมาระหว่างโมเลกุลทั้งสอง สภาพที่เกิดขึ้นไม่คงตัว จะหมดไปเมื่อโมเลกุลทั้งสองแยกออกจากกัน แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลที่เกิดขึ้นนี้เรียกว่า แรงแวนเดอร์วาลส์ ซึ่งเป็นแรงอย่างอ่อน เมื่อเทียบกับแรงสองชนิดแรกทำให้ของเหลวที่ไม่มีขั้วมีจุดเดือดต่ำ

แรงแวนเดอร์วาลส์ จะแปรตามมวลโมเลกุลทำให้ของเหลวที่มีมวลโมเลกุลมากจะมีจุดเดือดสูงกว่าของเหลวที่มีมวลโมเลกุลต่ำ



## 10.3 การละลาย (Solubility)

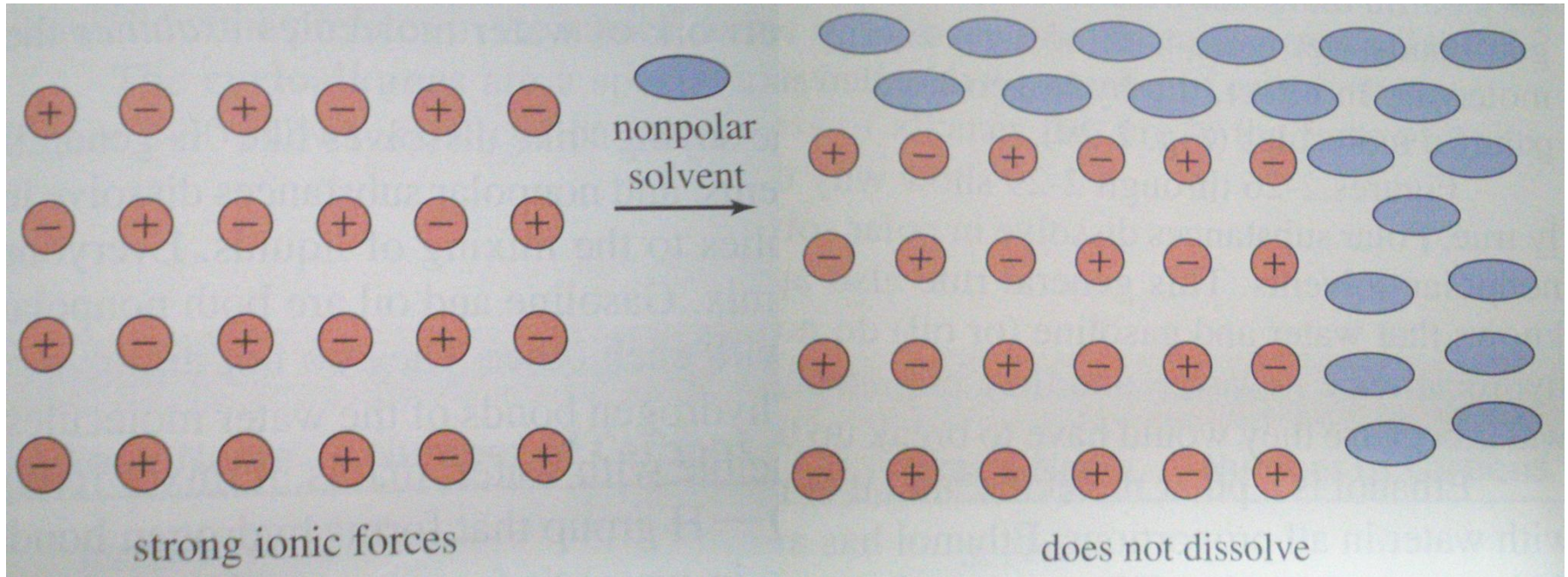
สารที่อยู่ในสถานะของแข็งหรือของเหลวเกิดการละลาย อนุภาคจะเกิดการแยกตัวออกจากกัน แล้วตัวทำละลายจะแทรกตัวเข้าไปในช่องว่างระหว่างอนุภาคเหล่านั้น จากการที่สารที่เป็นของแข็งเกิดการหลอมเหลวหรือของเหลวเกิดการเดือด จะต้องใช้พลังงานในการทำลายพันธะ หรือแรงยึดเหนี่ยวในโมเลกุล ดังนั้นการละลายจำเป็นต้องใช้พลังงานในการทำลายพันธะระหว่างอนุภาคของตัวทำละลาย ซึ่งได้จากการเกิดพันธะระหว่างอนุภาคของตัวทำละลายและตัวถูกละลาย นั่นคือแรงยึดเหนี่ยวเดิมถูกแทนที่ด้วยแรงยึดเหนี่ยวใหม่

การเอาชนะแรงยึดเหนี่ยวระหว่างประจุที่ต่างกันของสารไอออนิก จะต้องใช้พลังงานสูงมาก นั่นคือสารไอออนิกจะละลายน้ำได้ดี หรือในตัวทำละลายที่มีขั้ว เนื่องจากโมเลกุลที่มีขั้วจะมีด้านหนึ่งของโมเลกุลมีความเป็นบวก

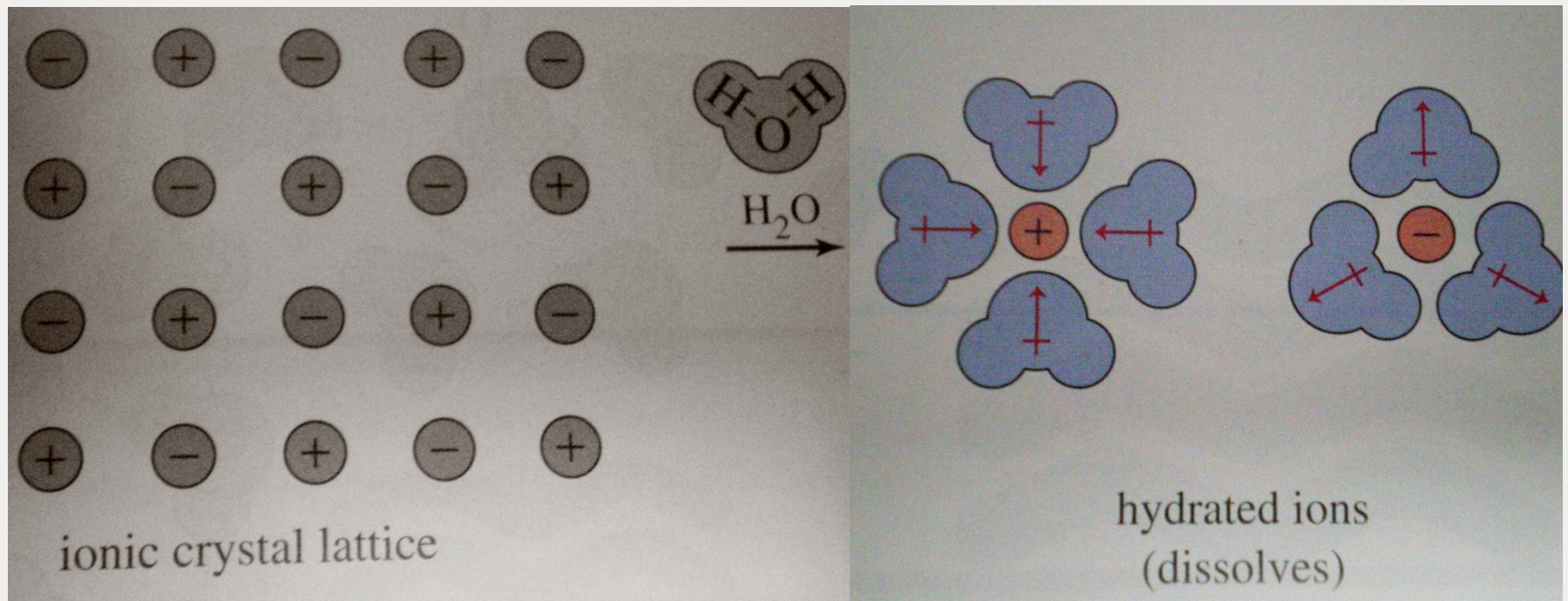
และอีกด้านหนึ่งของโมเลกุลแสดงแสดงความเป็นลบ ดังนั้น จะเกิดแรงยึดเหนี่ยวระหว่างประจุที่ต่างกันของไอออนบวกกับด้านที่แสดงอำนาจไฟลบของโมเลกุลตัวทำละลาย และระหว่างไอออนลบกับด้านที่แสดงอำนาจไฟฟ้าบวกของโมเลกุลตัวทำละลาย เรียกแรงยึดเหนี่ยวนี้ว่า พันธะไอออน-ไดโพล (Ion- dipole bond) ซึ่งแต่ละพันธะมีความแรงน้อยมาก แต่เมื่อรวมกันมากๆ จะทำให้เกิดเป็นพลังงานมากพอที่จะเอาชนะแรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนในผลึกได้ ในสารละลายที่เกิดขึ้น แต่ละไอออนจะถูกห้อมล้อมด้วยโมเลกุลของตัวทำละลายเรียกว่า โซลเวต (solvated) สำหรับตัวทำละลายที่เป็นน้ำ มีชื่อเรียกเฉพาะว่า “hydrated”

สำหรับการละลายของสารที่ไม่ใช่สารไอออนิก สามารถทราบจากควมมีขั้วของสารนั้น โดยสารที่ไม่มีขั้วหรือมีขั้วน้อยจะละลายได้ในตัวทำละลายที่มีไม่มีขั้วหรือมีขั้วน้อยเช่นกัน และสารที่มีขั้วมากจะละลายได้

ตัวถูกละลายที่มีขั้วสูง ในตัวทำละลายที่ไม่มีขั้วไม่สามารถละลายได้



ผลึกของสารไอออนิกในตัวทำละลายที่เป็นน้ำสามารถละลายได้  
เกิดตัวทำละลายห้อมล้อมตัวถูกละลาย



## 1.4 การเขียนสูตรโครงสร้างของสารอินทรีย์

1.4.1 สูตรเคมี ( Chemical formulas) : กลุ่มสัญลักษณ์ของธาตุที่ใช้ศึกษาด้านต่างๆที่เกี่ยวข้องสารนั้นๆ สูตรเคมีแบ่งได้เป็น 3 แบบ คือ

ก. สูตรโมเลกุล ( Molecular formulas )

: แสดงจำนวนอะตอมของธาตุทั้งหมดในหนึ่งโมเลกุล เช่น แก๊สออกซิเจน ( $O_2$ ), แก๊สไนโตรเจน ( $N_2$ ), กลูโคส ( $C_{12}H_{22}O_{12}$ ), พอร์มาลีน ( $CH_2O$ ) เป็นต้น

สูตรโมเลกุล = ( สูตรอย่างง่าย )  $n$

Molecular formula = ( empirical formula ) $_n$

ตัวอย่างสูตรโมเลกุล       $C_6H_5OH$        $C_2H_6O$

## ข. สูตรอย่างง่าย (สูตรเอมพิริคัล, Empirical formula)

: อัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนอะตอมในหนึ่งโมเลกุล ดังนั้น ถ้าทราบสูตรโมเลกุลแล้วหาตัวเลขไปหารจำนวนอะตอมของธาตุทุกตัวในสูตรโมเลกุลได้ลงตัว และค่าตัวเลขที่น้อยที่สุดคือสูตรเอมพิริคัล

เช่น แนฟทาลีน สูตรโมเลกุล คือ  $C_{10}H_8$  สูตรเอมพิริคัล คือ  $C_5H_4$   
กรดแอสติก สูตรโมเลกุล คือ  $C_2H_4O_2$  สูตรเอมพิริคัล คือ  $CH_2O$

แต่หากไม่มีตัวเลขใดที่หารจำนวนอะตอมของธาตุในสูตรโมเลกุลได้ลงตัว สูตรเอมพิริคัลกับสูตรโมเลกุลคือสูตรเดียวกัน

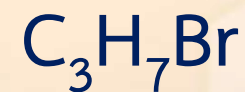
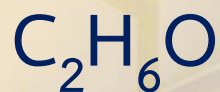
เช่น

โพรเพน สูตรโมเลกุล คือ  $C_3H_8$  สูตรเอมพิริคัล  $C_3H_8$

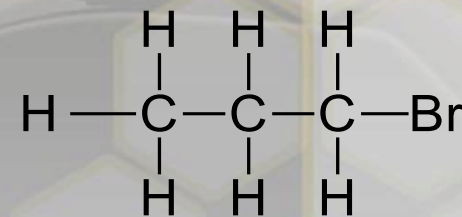
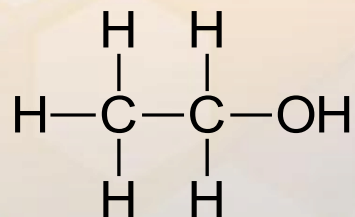
## ค. สูตรโครงสร้าง ( Structural formulas )

: เป็นสูตรที่แสดงว่าในหนึ่งโมเลกุลประกอบด้วยธาตุใด ชนิดใด มีจำนวนกี่อะตอม และอะตอมของธาตุใดสร้างพันธะกับอะตอมใด ด้วยพันธะแบบใด

สูตรโมเลกุล



สูตรโครงสร้าง



## 1.4.2 การเขียนสูตรโครงสร้าง (Drawing structures formulas)

: แบ่งเป็น 2 ประเภท คือ

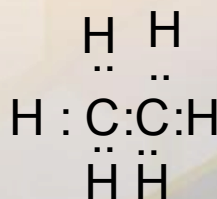
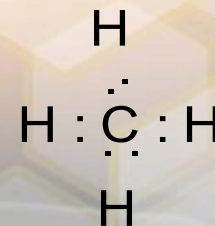
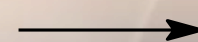
ก. สูตรโครงสร้างแบบลิวอิส : Lewis structures )

หรือ แบบจุด (Electron-dot structures )

: ใช้จุดแทนอิเล็กตรอนคู่ของแต่ละอะตอมในการสร้าง

พันธะโควาเลนต์ ข้อจำกัดในการเขียนคือต้องทราบจำนวนอิเล็กตรอน  
ชั้นนอกสุดที่ใช้ในการสร้างพันธะของแต่ละอะตอม

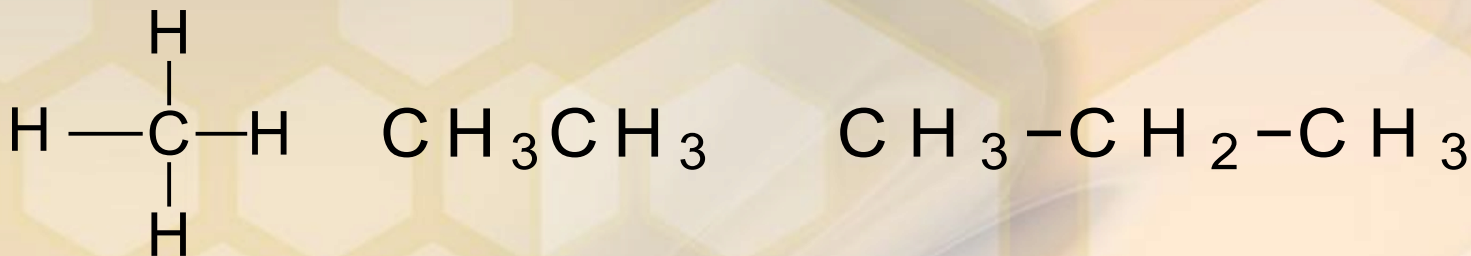
เช่น





## ข.แบบขีด (Dash structures)

: ใช้ขีด ( - ) หรือเส้นสั้นๆแทนพันธะโควาเลนต์



การเขียนสูตรโครงสร้างแบบขีดหรือแบบเส้นมีวิธีการเขียนที่แสดงรายละเอียด สามารถแบ่งวิธีการเขียนสูตรโครงสร้างแบบขีดได้เป็น 4 แบบ คือ - แบบขยาย

- แบบย่อบางส่วน
- แบบย่อทั้งหมด
- แบบเส้น-มุม

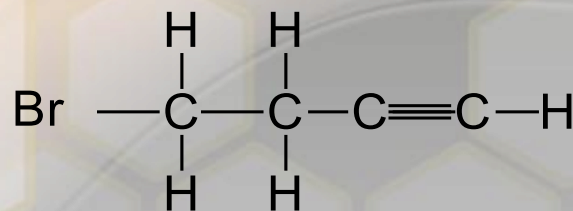
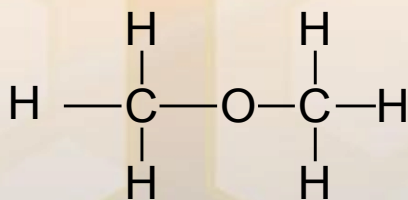
## A. การเขียนสูตรโครงสร้างแบบขีดแบบขยาย

ข้อดี

- แสดงรายละเอียดการเกาะเกี่ยวกันของอะตอมในโครงสร้าง
- แสดงพันธะเดี่ยว คู่ พันธะสาม หรือหมู่ฟังก์ชันที่ชัดเจน
- การเขียนโครงสร้างมีโอกาสผิดพลาดน้อย

ข้อเสีย

- โครงสร้างใช้พื้นที่มากและเสียเวลา



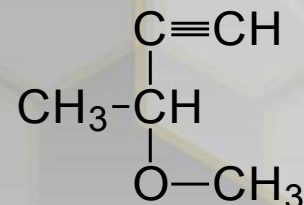
## B. การเขียนสูตรโครงสร้างแบบขีดแบบย่อบางส่วน

### ข้อดี

- แสดงการเกาะเกี่ยวเฉพาะอะตอมคาร์บอน
- อะตอมไฮโดรเจนแสดงจำนวนเป็นตัวเลขกำกับไว้ที่ด้านล่างขวาของอะตอม
- แสดงหมู่ที่ทำหน้าที่ (Functional group)
- สังกะยโครงสร้างได้ง่าย ประหยัดเวลาและพื้นที่

### ข้อเสีย

- โครงสร้างมีโอกาสผิดพลาด



## C. การเขียนสูตรโครงสร้างแบบขีดแบบย่อทั้งหมด (condensed structural formulas)

### ข้อดี

- แสดงเฉพาะของอะตอมคาร์บอน ไฮโดรเจน อะตอมอื่นๆและ หมู่ที่ทำหน้าที่มีในโครงสร้าง แต่ไม่แสดงพันธะ โดยอาจใช้วงเล็บ ช่วยในการเขียนเพื่อจัดกลุ่มของอะตอม
- โครงสร้างกระชับรัดใช้พื้นที่น้อย และประหยัดเวลา

### ข้อเสีย

- การเขียนโครงสร้างมีโอกาสผิดพลาดได้มากที่สุด



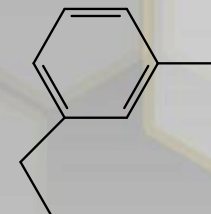
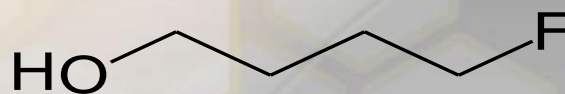
## D. การเขียนสูตรโครงสร้างแบบเส้นและมุม (Line - angle formula)

### ข้อดี

- ใช้เส้นแทนอะตอมคาร์บอน แต่ละอะตอมคาร์บอนที่เชื่อมต่อกัน  
ทำมุม 120 องศาแสดงหมู่ที่ฟังก์ชัน ไม่แสดงอะตอมไฮโดรเจน
- สะดวกและประหยัดเวลา

### ข้อเสีย

- การเขียนโครงสร้างมีโอกาสผิดพลาดได้



### 1.4.3 หมู่ฟังก์ชันในสารอินทรีย์

หมู่ฟังก์ชันนัล (Functional groups) คือหมู่อะตอมหรืออะตอมที่แสดงว่าโมเลกุลนั้นมีสมบัติทางเคมีเฉพาะ

ความสำคัญของหมู่ฟังก์ชันนัล

- บ่งบอกชนิดของสารอินทรีย์
- ใช้ในการเรียกชื่อของสารอินทรีย์
- การเกิดปฏิกิริยาเคมี

สารที่มีหมู่ฟังก์ชันนัลชั้นเหมือนกันมีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน  
โมเลกุลหนึ่งอาจมีหมู่ฟังก์ชันนัลมากกว่าหนึ่งชนิด

# หมู่ฟังก์ชันนัล ( Functional Groups)

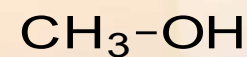
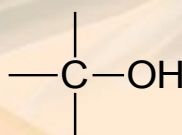
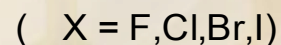
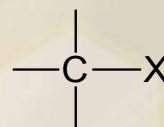
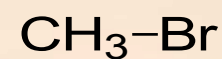
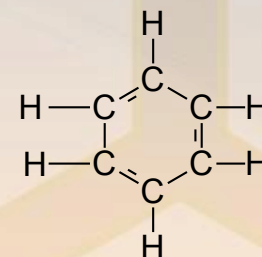
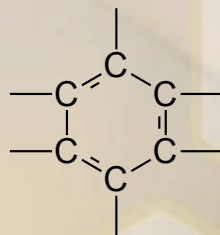
| Class of compound | Functional Groups | Examples      |
|-------------------|-------------------|---------------|
| Alkane            | $R-H$             | $H_3C-CH_3$   |
| Alkene            | $R=R$             | $2HC=CH_2$    |
| Alkyne            | $R\equiv R$       | $HC\equiv CH$ |

## Class of compound

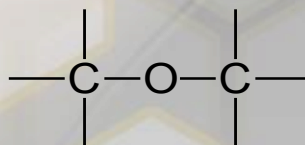
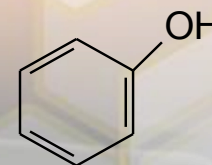
## Functional Groups

## Examples

- Aromatic
- Alkyl halides
- Alcohol and Phenol
- Ether



Phenol





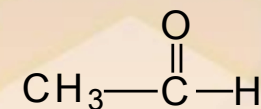
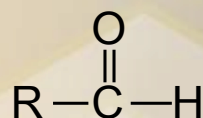
# หมู่ฟังก์ชันนัล ( Functional Groups)

Class of compound

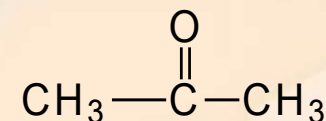
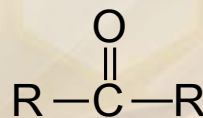
Functional Groups

Examples

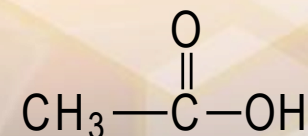
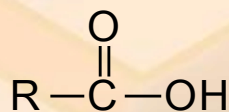
- แอลดีไฮด์



- คีโตน

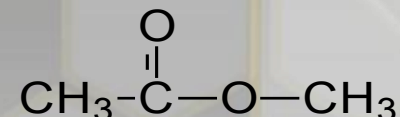
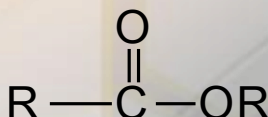


- กรดคาร์บอกซิลิก



และอนุพันธ์

- เอสเทอร์



# หมู่ฟังก์ชันนัล ( Functional Groups)

| Class of compound | Functional Groups  | Examples   |
|-------------------|--|--|
| • แอซิกคลอไรด์    | $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{Cl}$   | $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{Cl}$  |
| • แอซิกแอนไฮไดรด์ | $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$ | $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$ |
| • แอมิด           | $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$   | $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$  |
| • แอมีน           | $\text{R}-\text{NH}_2$   | $\text{CH}_3-\text{NH}_2$  |

## 1.4.4 การเรียกชื่อสารอินทรีย์ตามระบบ IUPAC

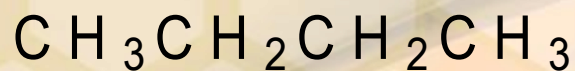
ชื่อระบบสามัญ (Common name)

ชื่อระบบตามระบบ IUPAC (EYE-YOU-PAC)

Systematic

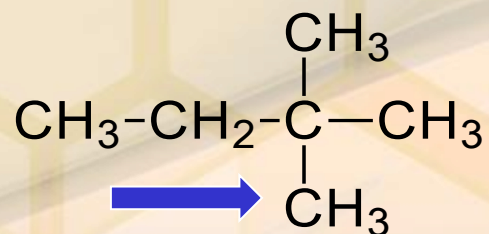
### 1.4.4.1 ชื่อระบบสามัญ (Common name)

- ใช้เรียกชื่ออัลเคนที่มีสูตรโครงสร้างอัลเคนที่มีจำนวนคาร์บอนมากกว่า 4 อะตอมขึ้นไปเนื่องจากมีมากกว่าหนึ่งไอโซเมอร์
- ให้เติม n ( ย่อมาจาก normal) นำหน้าชื่อที่มีโครงสร้างของไฮโดรคาร์บอนเป็นโซ่ตรง



n-Butane

- ▶ เติม neo หน้าชื่อโครงสร้างที่มีหมู่เมทิล (methyl group) เกาะที่คาร์บอนอะตอมที่ 2



# IUPAC

International

Union

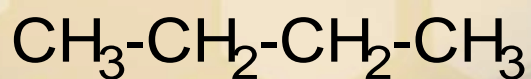
Pure

Applied Chemistry

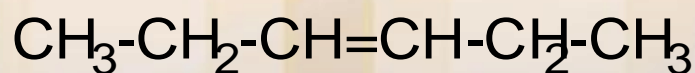
(International Union of Pure and Applied Chemistry)

## 1.4.4.2 การเรียกชื่อสารอินทรีย์ระบบ IUPAC

.ก. เลือกโซ่หลัก( parent chain)ที่มีอะตอมคาร์บอนมากที่สุด และมีหมู่ฟังก์ชันนัล



โซ่หลักมี 4 คาร์บอนหมู่ฟังก์ชันนัลเป็นพันธะเดี่ยว



โซ่หลักมี 6 คาร์บอน มีหมู่ฟังก์ชันนัลเป็นพันธะคู่

: นับจำนวนคาร์บอนในโซ่หลักและใช้คำนำหน้า(prefix)ดังนี้

| จำนวนคาร์บอนในโซ่หลัก( parent chain) | คำนำหน้า(prefix) |
|--------------------------------------|------------------|
| 1                                    | Meth-            |
| 2                                    | Eth-             |
| 3                                    | Prop-            |
| 4                                    | But-             |
| 5                                    | Pent-            |
| 6                                    | Hex-             |
| 7                                    | Hept-            |
| 8                                    | Oct-             |
| 9                                    | Non-             |




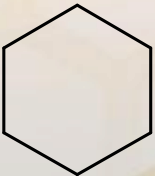


## ข. คำต่อท้าย (Suffix)

:ใช้ระบุชนิดของสารอินทรีย์โดยแสดงไว้ท้ายของชื่อ IUPAC

| คำต่อท้าย | ชนิดของสารอินทรีย์           | หมู่ฟังก์ชัน |
|-----------|------------------------------|--------------|
| -ane      | ไฮโดรคาร์บอนชนิดอิ่มตัว      | R-R          |
| -ene      | ไฮโดรคาร์บอนชนิดไม่อิ่มตัว   | R=R          |
| -yne      | ไฮโดรคาร์บอนชนิดไม่อิ่มตัว   | R≡R          |
| -ol       | แอลกอฮอล์                    | R-OH         |
| -al       | อัลดีไฮด์                    | RCHO         |
| -oic acid | กรดอินทรีย์(กรดคาร์บอกซิลิก) | RCOOH        |

ค. สารอินทรีย์ที่มีไฮโดรคาร์บอนโครงสร้างเป็นวง (Cyclic HC)  
: เต็มคำว่า “ไซโคล”(Cyclo-) ไว้หน้าจำนวนคาร์บอนของโซ่หลัก

| โครงสร้าง   | จำนวนคาร์บอน   | คำนำหน้า + คำต่อท้าย = ชื่อ IUPAC |
|---|----------------|-----------------------------------|
|    | 3 = cycloprop- | Cyclopro + ane = cyclopropane     |
|    | 4 = cyclobut-  | Cyclobut + ane = cyclobutane      |
|   | 5 = cyclopent- | Cyclopent + ene = cyclopentene    |
|  | 6 = cyclohex-  | Cyclohex + ane = cyclohexane      |

## คำนำหน้าใช้เรียกชื่อหมู่ฟังก์ชันลที่เกาะอยู่ส่วนหน้าโซ่หลัก

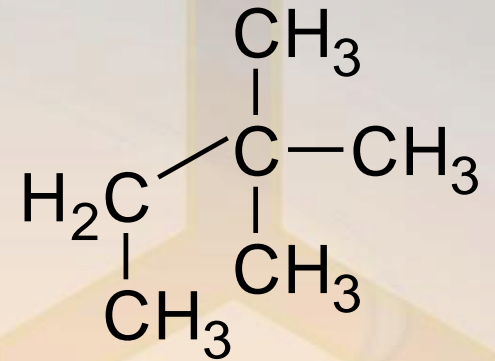
| หมู่ฟังก์ชันล   | คำนำหน้า  |
|---|-----------|
| -R  | Alkyl     |
| -OR   | Alkoxy    |
| - O-CH <sub>3</sub>                                   | - Methoxy |
| - O-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> | - Propoxy |
| - OH  | Hydroxy   |
| -NH <sub>2</sub>                                      | Amino     |
| -NO <sub>2</sub>                                      | Nitro     |

## ชื่อหมู่ฟังก์ชันนัล (ต่อ)

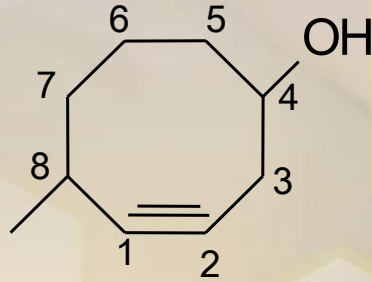
| หมู่ฟังก์ชันนัล | คำนำหน้า |
|-----------------|----------|
| $-\text{NO}_2$  | Nitro    |
| $-\text{X}$     | Halo     |
| - Cl            | -Chloro  |
| - Br            | -Bromo   |
| - F             | -Fluoro  |
| - I             | -Iodo    |

ง. หมู่ฟังก์ชันัลที่เหมือนกันมากกว่าหนึ่งหมู่เกาะกับโซ่หลักเดียวกันให้ใช้คำเรียกเพื่อแสดงจำนวนของหมู่ฟังก์ชันัล และแสดงตำแหน่งของหมู่ฟังก์ชันัลที่เกาะทั้งหมด

| จำนวนหมู่ฟังก์ชันัล | การเรียกจำนวนหมู่ฟังก์ชันัล |
|---------------------|-----------------------------|
| 2                   | Di                          |
| 3                   | Tri                         |
| 4                   | Tetra                       |
| 5                   | Penta                       |
| 6                   | Hexa                        |



- โซ่หลัก 4 คาร์บอน : คำนำหน้า = But-  
คำลงท้าย = -ane
- ที่ตำแหน่ง C2 มีหมู่เกาะ = methyl  
แสดงจำนวนหมู่เกาะ 2 หมู่ = di
- ชื่อ IUPAC : 2,2-Dimethylbutane

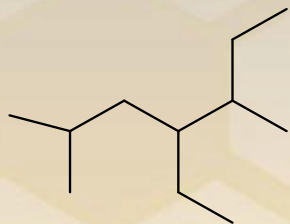


- โซ่หลักเป็นวงมี C 8 ตัว คำนำหน้า Oct-
- มีโครงสร้างเป็นวง เต็ม Cyclo- ให้นำชื่อ Cyclooct-
- ให้ตำแหน่งพันธะสามเริ่มที่ 1 เสมอ
- หมู่เกาะที่ C-4 เรียกว่า hydroxy-  
C-8 methyl-
- ชื่อสาร (IUPAC) : 4-Hydroxy-8-methylcyclooctyne

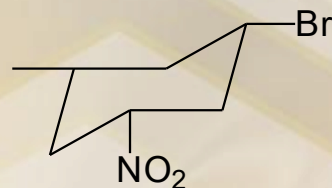
# อ่านชื่อสารต่อไปนี้เป็นตามระบบ IUPAC

(Nomenclature : IUPAC)

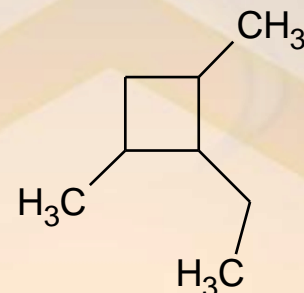
1.1



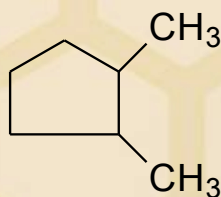
1.5



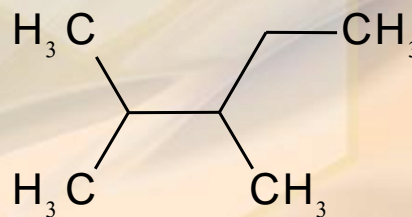
1.8



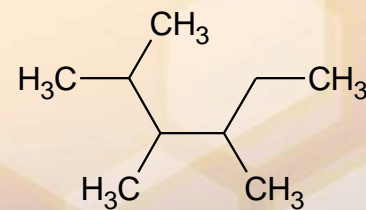
1.2



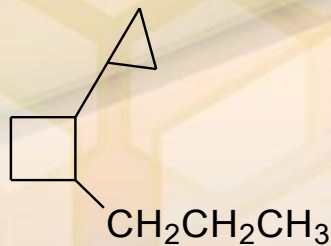
1.6



1.9



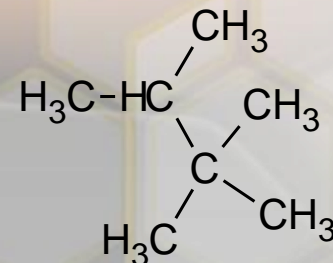
1.3



1.7



1.10



1.4

