

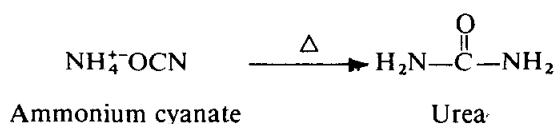
บทที่ 1

บทนำเคมีอินทรีย์เบื้องต้น

จุดประสงค์ เมื่อศึกษาบทนี้จบแล้ว นักศึกษาควรจะสามารถ

1. อธิบายความหมายของคำว่าเคมีอินทรีย์และสารประกอบอินทรีย์ได้
2. จำแนกสารประกอบอินทรีย์ตามลักษณะคล้ายคลึงของโครงสร้างของโมเลกุลและจำแนกตามชนิดของหมู่ฟังก์ชันนัลได้
3. อธิบายและยกตัวอย่างเกี่ยวกับอะตอมมิถอกอร์บิตอลและโมเลกุลาร์ออร์บิตอลได้
4. เปรียบเทียบการไฮบริไดซ์แบบต่าง ๆ พร้อมทั้งอธิบายและยกตัวอย่างได้
5. บอกความหมายของค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีและความมีขั้วได้
6. อธิบายการเกิดพันธะไฮโดรเจนและยกตัวอย่างได้
7. เขียนสูตรโครงสร้างของสารประกอบอินทรีย์แบบต่าง ๆ ได้
8. เรียกชื่อสารประกอบอินทรีย์ตามระบบชื่อสามัญและระบบ IUPAC ตามกฎเกณฑ์ที่ได้
9. ยกตัวอย่างไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้างและอนุกรมโฮโมโลกัสได้
10. จำแนกชนิดของคาร์บอนอะตอมและไฮโดรเจนอะตอมในสารประกอบอินทรีย์ได้

วิชาเคมีอินทรีย์เป็นวิชาเคมีที่เกี่ยวข้องกับสิ่งมีชีวิตเสมอมา คำว่า “เคมีอินทรีย์” (organic chemistry) ในสมัยก่อนปีค.ศ. 1828 นั้นได้หมายถึงการศึกษาสารประกอบที่ได้มาจากสิ่งมีชีวิตธรรมชาติเท่านั้น เช่น ควินิน ซึ่งใช้รักษาไข้มาเลเรีย สกัดได้จากเปลือกของต้นชินโคน่า ถ่านหินและสารประกอบปิโตรเลียมต่าง ๆ ได้จากฟอสซิลซึ่งเกิดจากการทับถมของซากสิ่งมีชีวิตเป็นเวลานานมาก ๆ จนกระทั่งในปี ค.ศ. 1828 ได้มีนักเคมีชาวเยอรมันชื่อ Friedrich Wöhler ได้ค้นพบวิธีเตรียมยูเรีย (urea) ขึ้นในห้องปฏิบัติการ ซึ่งยูเรียนี้เป็นสารประกอบที่พบในปัสสาวะ แต่เขาก็ได้สังเคราะห์ขึ้นจากเกลืออนินทรีย์คือ แอมโมเนียมไซยาเนต ดังสมการ :-



จากนั้นมาก็มีผู้สังเคราะห์สารประกอบอินทรีย์ขึ้นได้มากมายเรื่อย ๆ ความหมายของคำว่าเคมีอินทรีย์ก็ค่อย ๆ เปลี่ยนไป

ในปัจจุบันนี้คำว่า เคมีอินทรีย์ หมายถึงการศึกษาทางเคมีของสารประกอบที่มีธาตุคาร์บอนเป็นองค์ประกอบ สารประกอบอินทรีย์ (organic compounds) ที่ถูกค้นพบจากธรรมชาติและจากการสังเคราะห์ขึ้นในห้องปฏิบัติการจนถึงปัจจุบันนี้มีมากมายหลายล้านตัว และจำนวนกว่า 90% ของทั้งหมดพบโดยการสังเคราะห์ขึ้นในห้องปฏิบัติการ สารประกอบอินทรีย์ต่าง ๆ เหล่านี้มีประโยชน์และเกี่ยวข้องในชีวิตประจำวันมาก โดยได้นำมาประยุกต์ให้เป็นประโยชน์ใช้กับชีวิตประจำวัน เช่น ผลิตผลจากปิโตรเลียมและ

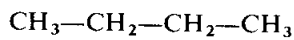
เชื้อเพลิง ยาสังเคราะห์ต่าง ๆ สารเคมีทางการเกษตร สารใส่ในอาหารและสารถนอมอาหาร ยารักษาโรค สารทำความสะอาด สอร์โมน แป้ง น้ำตาล สบู่ ผงซักฟอก สี วัตถุระเบิดต่าง ๆ เป็นต้น

ในการศึกษาเคมีอินทรีย์เบื้องต้นนี้ จะได้ศึกษาลักษณะโครงสร้างโมเลกุล คุณสมบัติทางกายภาพ คุณสมบัติทางเคมี ตลอดจนวิธีการสังเคราะห์ต่าง ๆ ของสารประกอบอินทรีย์ ทั้งพวกที่ได้จากธรรมชาติและที่ได้สังเคราะห์ขึ้นมาใหม่ในห้องปฏิบัติการ โดยที่จะศึกษาเป็นพวก ๆ ตามลักษณะโครงสร้างของโมเลกุลและองค์ประกอบที่คล้ายคลึงกัน

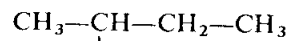
1.1 การจำแนกสารประกอบอินทรีย์ (Classification of organic compounds)

การจำแนกสารประกอบอินทรีย์โดยดูลักษณะคล้ายคลึงของโครงสร้างโมเลกุลนั้น จำแนกออกเป็นพวกใหญ่ ๆ 4 พวกคือ :-

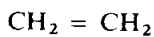
1. สารประกอบอะลิเฟติก (Aliphatic compounds) ได้แก่สารประกอบที่มีโครงสร้างเป็นโซ่เปิด (open chain) ซึ่งเป็นโซ่ตรง (straight chain) หรือโซ่แขนง (branched chain) โดยมีอะตอมของคาร์บอนต่อกับคาร์บอนด้วยพันธะโคเวเลนต์ (covalent bond) ชนิดพันธะเดี่ยว (single bond) พันธะคู่ (double bond) หรือพันธะสาม (triple bond) หรือปนกันก็ได้ เช่น



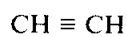
Butane



2-Methylbutane



Ethylene

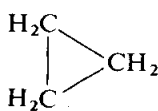


Acetylene

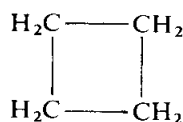


1-Propene

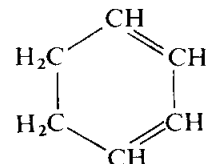
2. สารประกอบอะลิไซคลิก (Alicyclic compounds) ได้แก่สารประกอบที่มีโครงสร้างเป็นวง (ring) โดยที่อะตอมของคาร์บอนต่อกับคาร์บอนด้วยพันธะเดี่ยวหรือพันธะคู่ ขนาดของวงมีได้ตั้งแต่จำนวนคาร์บอน 3 คาร์บอนจนถึง 9 คาร์บอนหรือมากกว่า เช่น



Cyclopropane

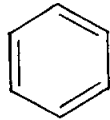


Cyclobutane

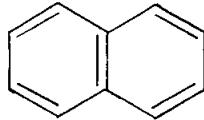


1, 3-Cyclohexadiene

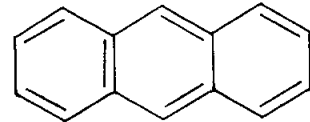
3. สารประกอบอะโรมาติก (Aromatic compounds) ได้แก่สารประกอบที่มีอะตอมของคาร์บอนต่อกันเป็นวงมี π อิเล็กตรอนจำนวน $4n+2$ (เมื่อ n คือเลขจำนวนเต็มบวกใด ๆ เช่น 0, 1, 2, 3,...) มีโครงสร้างเป็นรูปแบนราบ (planar) หรือใกล้เคียงแบนราบ และ π อิเล็กตรอนนี้มีการเคลื่อนที่ (delocalization) เป็นวง (cyclicly) และแต่ละอะตอมในวงมักจะเป็น sp^2 - ไฮบริไดซ์ (hybridized) เช่น



Benzene

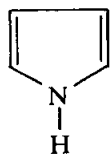


Naphthalene

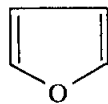


Anthracene

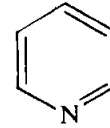
4. สารประกอบเฮเทอโรไซคลิก (Heterocyclic compounds) ได้แก่สารประกอบที่มีโครงสร้างเป็นวง แต่มีอะตอมของธาตุอื่นเช่น ออกซิเจน ไนโตรเจน ซัลเฟอร์ มาคั่นอยู่ระหว่างอะตอมของคาร์บอน ซึ่งอะตอมเหล่านี้ต่อกันด้วยพันธะเดี่ยวหรือพันธะคู่ เช่น



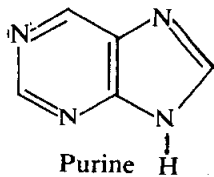
Pyrrole



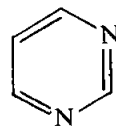
Furan



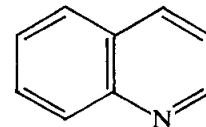
Pyridine



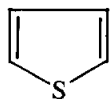
Purine



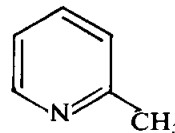
Pyrimidine



Quinoline



Thiophene



2 - Picoline

1.2 หมู่ฟังก์ชันนัล (Functional groups)

สารประกอบทั้ง 4 พวกใหญ่ที่กล่าวมาแล้วในหัวข้อ 1.1 นั้น ยังถูกจัดจำแนกออกเป็นชนิดต่าง ๆ ตามหมู่ฟังก์ชันนัล (functional groups) หมู่ฟังก์ชันนัล ก็คืออะตอมหรือหมู่อะตอมที่มีอยู่ในโมเลกุลแล้วทำให้โมเลกุลนั้น ๆ มีคุณสมบัติทางเคมีเฉพาะตัว หมู่ฟังก์ชันนัลทุกหมู่มีความสำคัญในเคมีอินทรีย์เป็นอย่างมาก สารประกอบคาร์บอนแต่ละชนิดที่มีหมู่ฟังก์ชันนัลต่างกันจะมีคุณสมบัติแตกต่างกันไป โมเลกุลที่มีหมู่ฟังก์ชันนัลที่เหมือนกันมักจะมีคุณสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน ในโมเลกุลหนึ่ง ๆ อาจจะมีหมู่ฟังก์ชันนัลมากกว่าหนึ่งหมู่ก็ได้

ตารางที่ 1.1 เป็นตารางที่แสดงหมู่ฟังก์ชันนัลที่สำคัญ ซึ่งควรจะต้องจำโครงสร้างและชื่อของหมู่ฟังก์ชันนัลเหล่านี้ไว้ เพราะในการศึกษาเคมีอินทรีย์เบื้องต้นนี้เราจะศึกษาสารประกอบอินทรีย์ตามชนิดของหมู่ฟังก์ชันนัล โดยศึกษาเกี่ยวกับโครงสร้าง การเรียกชื่อคุณสมบัติทางกายภาพ วิธีเตรียมจากสารประกอบที่มีหมู่ฟังก์ชันนัลอื่น ซึ่งวิธีการเปลี่ยนหมู่ฟังก์ชันนัลจากหมู่หนึ่งไปเป็นอีกหมู่หนึ่ง รวมทั้งกลไกของปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้น (reaction mechanisms) จะเป็นเนื้อหาส่วนใหญ่ในการศึกษาวิชาเคมีอินทรีย์

ตารางที่ 1.1
หมู่ฟังก์ชันนัลต่าง ๆ พร้อมตัวอย่าง

ชนิด	สูตรโครงสร้างทั่วไป	ลักษณะโครงสร้างของหมู่ฟังก์ชันนัล	ตัวอย่าง
alkanes	R—H	none	CH ₄
alkenes	$\begin{array}{c} \text{R} & & \text{R}' \\ & \diagdown & / \\ & \text{C} = \text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{R}'' & & \text{R}'' \end{array}$ <p>R อาจจะเป็น H</p>	$\begin{array}{c} \diagdown & & / \\ & \text{C} = \text{C} & \\ / & & \diagdown \end{array}$	CH ₃ CH = CH ₂
alkynes	<p>R—C ≡ C—R</p> <p>R อาจจะเป็น H</p>	—C ≡ C—	CH ₃ —C ≡ C—CH ₃

ชนิด	สูตรโครงสร้างทั่วไป	ลักษณะโครงสร้างของหมู่ฟังก์ชันนัล	ตัวอย่าง
alkyl halides	RF, RCl, RBr, RI	-F, -Cl, -Br, -I	CH ₃ Cl
alcohols	R-OH	-OH	CH ₃ OH
ethers	R-O-R'	-O-	CH ₃ OCH ₃
aldehydes	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{H} \end{array}$
ketones	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{R} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$
carboxylic acids	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$
esters	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OR} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{O}- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OCH}_3 \end{array}$
amides	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{N} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$
acyl halides	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{X} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{X} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{Cl} \end{array}$
amines :			
primary amines	R-NH ₂	-NH ₂	CH ₃ NH ₂
secondary amines	R-NH-R	>N-H	CH ₃ NHCH ₃
tertiary amines	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}-\text{N}-\text{R} \\ \\ \text{R}'' \end{array}$	>N-	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{NCH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
nitriles	R-C≡N	-C≡N	CH ₃ C≡N
imines	$\begin{array}{c} \text{N}-\text{R} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{N}- \\ \parallel \\ -\text{C}- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{N}-\text{CH}_3 \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{H} \end{array}$
nitro compounds	R-NO ₂	-NO ₂	CH ₃ -NO ₂

ชนิด	สูตรโครงสร้างทั่วไป	ลักษณะโครงสร้างของหมู่ฟังก์ชันนัล	ตัวอย่าง
thiols	R—SH	—SH	CH ₃ —SH
sulfides	R—S—R'	—S—	CH ₃ SCH ₃
disulfides	R—S—S—R'	—S—S—	CH ₃ SSCH ₃
boranes	R ₃ B	—B—	(CH ₃) ₃ B
sulfones	R—SO ₂ —R'	—SO ₂ —	CH ₃ —SO ₂ —CH ₃
sulfonic acids	R—SO ₂ —OH	—SO ₂ —OH	CH ₃ —SO ₂ —OH
organometallic	RM, R ₂ M, R ₃ M	—M	CH ₃ Li, (CH ₃) ₂ Mg, (CH ₃) ₃ Al

(หมายเหตุ R, R', R'' อาจจะเหมือนหรือต่างกันก็ได้)

1.3 การศึกษาพันธะเคมี (Chemical bonding) ในสารประกอบอินทรีย์

ในการที่จะศึกษาเคมีอินทรีย์ ก่อนอื่นจะต้องรู้จักโครงสร้างของโมเลกุลของสารประกอบนั้น ๆ ซึ่งได้มีการสร้างพันธะเคมีขึ้น พันธะในสารประกอบอินทรีย์จะเป็นพันธะโคเวเลนต์ ดังนั้นพื้นฐานเบื้องต้นต่าง ๆ ที่เกี่ยวกับลักษณะของอะตอม การสร้างโมเลกุล สารประกอบอินทรีย์ซึ่งรวมทั้งการสร้างพันธะเคมีจึงเป็นสิ่งที่ต้องศึกษาและเข้าใจก่อน เพื่อที่จะได้เป็นแนวทางในการศึกษาเคมีอินทรีย์ต่อไป พื้นฐานเบื้องต้นต่าง ๆ นั้นจะได้นำมากล่าวเฉพาะหัวข้อเรื่องที่เกี่ยวข้องในการศึกษาเคมีอินทรีย์บางหัวข้อเรื่องเท่านั้น ดังหัวข้อต่อ ๆ ไป

1.4 อะตอมมิกออร์บิทัล (Atomic orbitals)

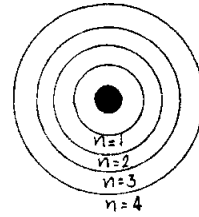
ในอะตอมหนึ่ง ๆ นั้นบริเวณที่พบอิเล็กตรอนอยู่นั้นเรียกว่า “orbital” รูปร่างของออร์บิทัลจะมีขนาดและรูปร่างแตกต่างกัน อิเล็กตรอนที่มีอยู่ในอะตอมนั้นจะมีระดับพลังงาน (energy level) ต่าง ๆ กัน จากการใช้ระดับพลังงานต่าง ๆ กันนี้จึงแบ่งอิเล็กตรอนในอะตอมออกเป็น “shell” ต่าง ๆ คือ เซลล์ที่ 1, 2, 3, 4,...7 (ซึ่งสมัยก่อนเคยใช้เป็นอักษร K, L, M, N,...Q) โดยที่เซลล์ที่ 1 จะมีระดับพลังงานต่ำสุด ในเซลล์ที่ 2 จะมีระดับพลังงานสูงขึ้น และสูงขึ้นตามลำดับในเซลล์ถัดออกไป

อิเล็กตรอนที่มีมากที่สุดในแต่ละเชลล์นั้นจะมีจำนวน $= 2n^2$

n คือ เลขควอนตัมหลัก (principal quantum number) หรือก็คือ ลำดับของเชลล์
 นั้นเอง เช่น เชลล์ที่ 1 จะมีจำนวนอิเล็กตรอน $= 2$

เชลล์ที่ 2 จะมีจำนวนอิเล็กตรอน $= 8$

เชลล์ที่ 3 จะมีจำนวนอิเล็กตรอน $= 18$



ที่ระดับพลังงานหนึ่ง ๆ นั้นอิเล็กตรอนจะกระจุกกระจายอยู่เป็นออร์บิตอล โดยที่
 รูปร่างของออร์บิตอลจะขึ้นอยู่กับบริเวณที่พบอิเล็กตรอนมากที่สุด

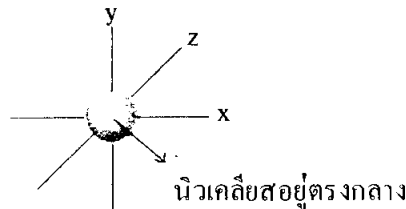
เราแบ่งอะตอมออร์บิตอลออกเป็น 4 ชนิด s, p, d และ f ออร์บิตอลเหล่านี้
 จะมีรูปร่าง (shape) แตกต่างกันไป

รูปร่างของออร์บิตอลที่สำคัญ มีดังนี้คือ

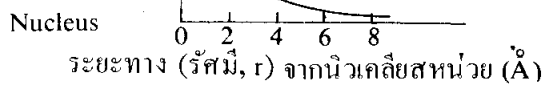
1.4.1 s - ออร์บิตอล มีอิเล็กตรอนอยู่หนาแน่นเป็นบริเวณรูปทรงกลมตัน (sphere)

ดังรูปที่ 1.1

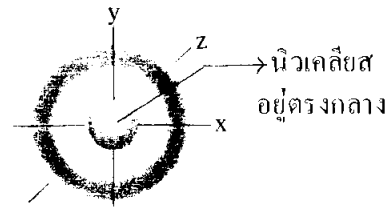
1s - อะตอมออร์บิตอล



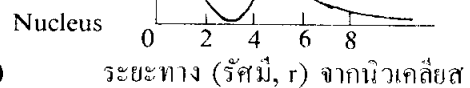
ความหนาแน่นของ
 อิเล็กตรอน (ที่ระยะ
 ทาง r จากนิวเคลียส)



2s - อะตอมออร์บิตอล



ความหนาแน่นของ
 อิเล็กตรอน (ที่ระยะ
 ทาง r จากนิวเคลียส)

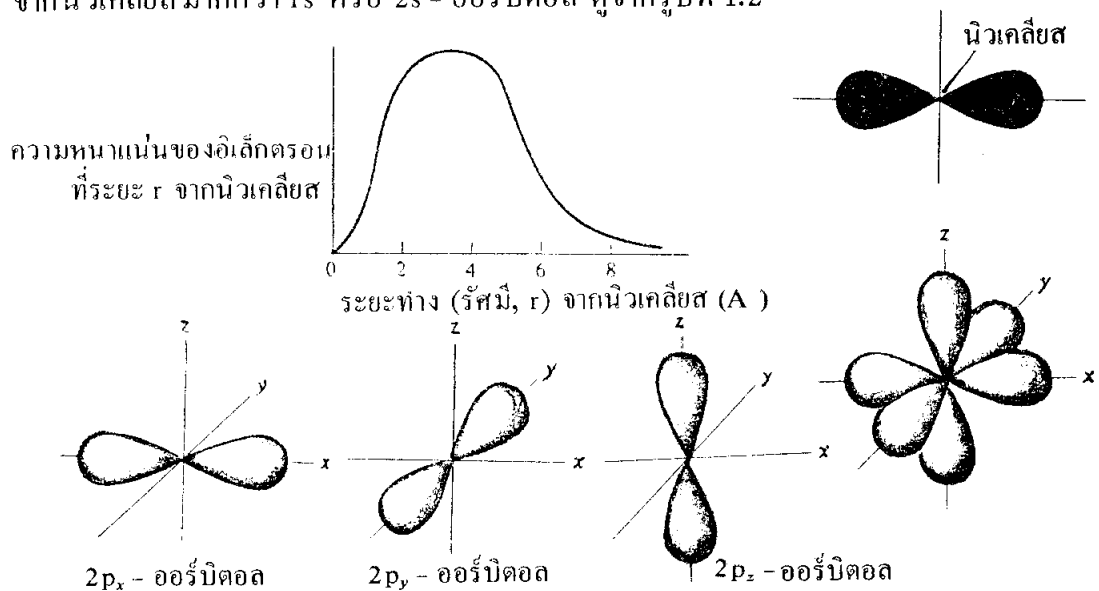


รูปที่ 1.1 แสดงรูปร่างของ s - ออร์บิตอล และกราฟแสดงการกระจายของอิเล็กตรอน
 ใน 1s และ 2s - อะตอมออร์บิตอล

อะตอมมีกอร์บิตอลที่มีระดับพลังงานต่ำสุดได้แก่ $1s$ - ออร์บิตอล มีรูปร่างเป็นทรงกลมตันสมมาตร โดยมีจุดศูนย์กลางที่นิวเคลียสดังรูปที่ 1.1

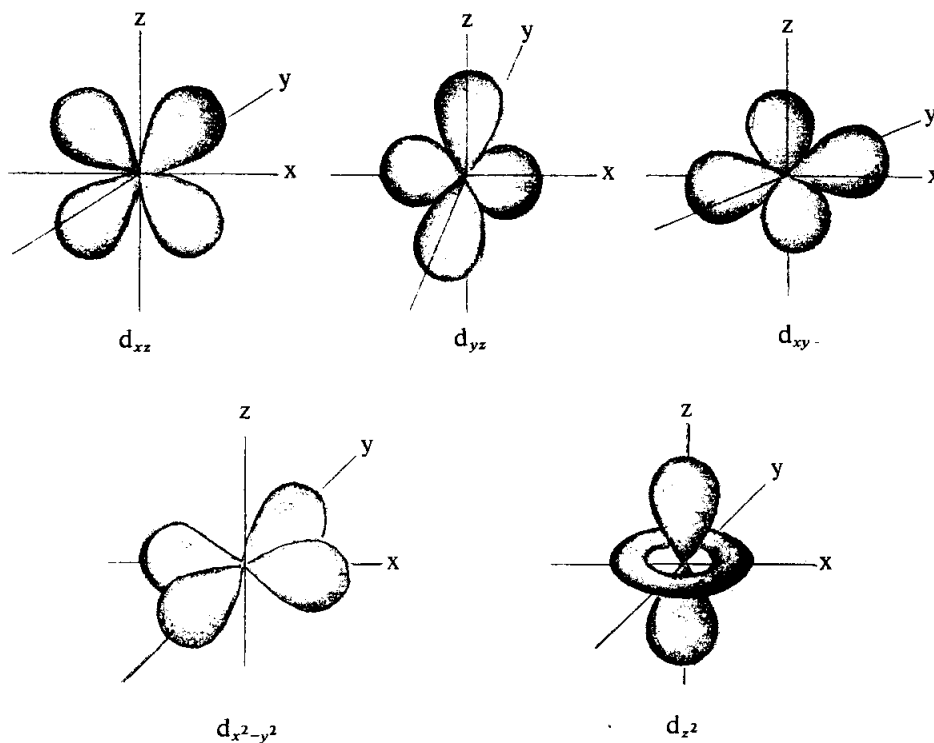
ส่วน $2s$ - ออร์บิตอล เป็นอะตอมมีกอร์บิตอลที่มีระดับพลังงานสูงกว่า $1s$ - ออร์บิตอล รูปร่างของ $2s$ - ออร์บิตอลนี้มีรูปร่างเป็นรูปทรงกลมตันสมมาตรที่นิวเคลียสเช่นกัน แต่มีขนาดใหญ่กว่า $1s$ - ออร์บิตอล $2s$ - ออร์บิตอลนี้มีเสถียรภาพ(stability) น้อยกว่า $1s$ - ออร์บิตอล ทั้งนี้เพราะแรงดึงดูดประจุไฟฟ้าสถิตย์ (electrostatic attraction) ระหว่าง $2s$ - อิเล็กตรอนและนิวเคลียสของอะตอมลดลง ทั้งนี้เพราะระยะทางห่างออกไป และถูกแยกออกจากกันโดย $1s$ - อิเล็กตรอน

1.4.2 p - ออร์บิตอล สำหรับ p - ออร์บิตอลนี้จะเริ่มมีในเชลล์ที่ 2 เป็น $2p$ - ออร์บิตอล ซึ่ง $2p$ - ออร์บิตอลนี้จะประกอบด้วย 3 ออร์บิตอล โดยที่ทั้งสามออร์บิตอลจะมีระดับพลังงานเท่ากัน ใน p - ออร์บิตอลจะพบอิเล็กตรอนอยู่หนาแน่นเป็นรูปเหมือนดัมเบลล์ (dumbbell) โดยมีนิวเคลียสเป็นจุดศูนย์กลางของแต่ละออร์บิตอล p - ออร์บิตอลทั้งสามจะอยู่ในแนวตั้งฉากซึ่งกันและกัน (หมายความว่าระหว่าง 2 ออร์บิตอลจะทำมุม 90°) ดังนั้นเพื่อที่จะแสดงให้เห็นชัดในลักษณะ 3 มิติ จึงเขียนเป็นแกน x, y, z และ $2p$ - ออร์บิตอลทั้งสามก็เขียนเป็น $2p_x, 2p_y, 2p_z$ อิเล็กตรอนใน $2p$ - ออร์บิตอลนี้จะพบว่าจะอยู่ระยะห่างจากนิวเคลียสมากกว่า $1s$ หรือ $2s$ - ออร์บิตอล ดูจากรูปที่ 1.2



รูปที่ 1.2 แสดงรูปร่างของ p - ออร์บิตอลและกราฟแสดงความหนาแน่นของอิเล็กตรอน

1.4.3 d - ออร์บิทัล ประกอบด้วยออร์บิทัลจำนวน 5 ออร์บิทัล d-ออร์บิทัล ทั้ง 5 คือ d_{xy} , d_{yz} , d_{zx} , $d_{x^2-y^2}$ และ d_{z^2} d - ออร์บิทัลมีรูปร่างดังในรูปที่ 1.3



รูปที่ 1.3 แสดงรูปร่างของ d - ออร์บิทัลทั้งห้า

จำนวนอิเล็กตรอนในอะตอมมีกอร์บิทัล ไม่ว่าจะเป็น s - หรือ p - หรือ d - ออร์บิทัล ในแต่ละออร์บิทัลจะมีจำนวนอิเล็กตรอนมากที่สุดได้ 2 ตัว และอิเล็กตรอนทั้งสองตัวนี้จะมีทิศทางของการสปิน (spin) ตรงกันข้าม (จาก Pauli exclusion principle) อิเล็กตรอนทั้งสองตัวที่อยู่เป็นคู่และมีการสปินทิศทางตรงกันข้ามนี้เรียกว่า อิเล็กตรอนคู่ (paired electron) อิเล็กตรอนที่มีการสปินทิศทางเหมือนกันมักจะพยายามอยู่ห่างกันให้มากที่สุดที่จะทำได้

ดังนั้นจะเห็นได้ว่าจำนวนอิเล็กตรอนใน s - ออร์บิทัลจะมีจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด 2 ตัว p - ออร์บิทัลจะมีจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด 6 ตัวโดยแยกเป็นของ p_x , p_y และ p_z ออร์บิทัลละ 2 ตัว และใน d - ออร์บิทัลจะมีอิเล็กตรอนทั้งหมด 10 ตัว โดยแยกเป็นแต่ละ d - ออร์บิทัลคือ d_{xy} , d_{yz} , d_{zx} , $d_{x^2-y^2}$, และ d_{z^2} มีออร์บิทัลละ 2 ตัว

จำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละเชลล์นั้น สรุปแล้วจะเห็นว่า ในเชลล์ที่ 1 จะมีจำนวนอิเล็กตรอน 2 ตัว คืออยู่ใน 1s - ออร์บิตอล

ในเชลล์ที่ 2 จะมีจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด 8 ตัว คืออยู่ใน 2s - ออร์บิตอล 2 ตัว และใน 2p - ออร์บิตอลอีก 6 ตัว (p_x, p_y, p_z)

ในเชลล์ที่ 3 จะมีจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด 18 ตัว โดยอยู่ใน 3s - ออร์บิตอล 2 ตัว ใน 3p - ออร์บิตอล 6 ตัว และอยู่ใน 3d - ออร์บิตอล 10 ตัว

ระดับพลังงาน (energy level) ในแต่ละเชลล์ไม่เท่ากัน ในเชลล์ที่ 1 มีระดับพลังงานต่ำสุด ในเชลล์ที่ 2 มีระดับพลังงานสูงกว่า..... และสูงขึ้นตามลำดับของเชลล์ สำหรับระดับพลังงานในแต่ละออร์บิตอลนั้นก็แตกต่างกัน ระดับพลังงานใน s - ออร์บิตอลจะต่ำกว่าใน p - ออร์บิตอลและต่ำกว่าใน d - ออร์บิตอลตามลำดับ แต่ใน p - ออร์บิตอลนั้น p_x, p_y, p_z - ออร์บิตอลแต่ละออร์บิตอลจะมีระดับพลังงานเท่ากัน และในแต่ละ d - ออร์บิตอลทั้ง 5 ออร์บิตอลนั้นก็จะมีระดับพลังงานเท่ากันเช่นกัน

1.4.4 การจัดตัวของอิเล็กตรอน (Electron configuration) วิธีการเขียนการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนในออร์บิตอลและในเชลล์ต่าง ๆ นั้นเขียนได้ดังนี้ :-

ในเชลล์ที่ 1 เขียนเป็น $1s^2$

(เลข 1 ข้างหน้าหมายถึงลำดับเชลล์ เลข 2 ที่เขียนไว้เหนือ s นั้นหมายถึงจำนวนอิเล็กตรอนในออร์บิตอลนั้น ๆ ถ้ามี 2 อิเล็กตรอน)

ในเชลล์ที่ 2 เขียนเป็น $2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$

(กรณีนี้มีอิเล็กตรอนในแต่ละออร์บิตอลครบ 2 ตัว)

ตารางที่ 1.2

แสดงการจัดตัวของอิเล็กตรอนของธาตุจำนวน 12 ธาตุ จากตารางธาตุ

เลขอะตอม	ลำดับเชลล์	1	2	3	
อะตอม		—	—	—	การจัดตัวของอิเล็กตรอน
(Atomic Number)	ออร์บิตอล	s	s p_x p_y p_z	s	
H	1	↑			1s
He	2	↑↓			1s ²

เลขอะตอม	ลำดับเซลล์	1	2	3	การจัดตัวของอิเล็กตรอน
(Atomic Number)	ออร์บิทัล	s	s	p _x p _y p _z	s
Li	3	↑↓	↑		1s ² 2s
Be	4	↑↓	↑↓		1s ² 2s ²
B	5	↑↓	↑↓	↑ ○ ○	1s ² 2s ² 2p _x
C	6	↑↓	↑↓	↑ ↑ ○	1s ² 2s ² 2p _x 2p _y
N	7	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	1s ² 2s ² 2p _x 2p _y 2p _z
O	8	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y 2p _z
F	9	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z
Ne	10	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ²
Na	11	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s
Mg	12	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ²

การจัดตัวของอิเล็กตรอนในอะตอม มีหลักสำคัญดังนี้

1. ใช้หลักของเพาลี (Pauli) บรรจุอิเล็กตรอนในแต่ละออร์บิทัลซึ่งเขียนเป็น ○ หรือ □ ใช้เครื่องหมายลูกศร ↑ หรือ ↓ แทนอิเล็กตรอนที่มีทิศทางสปินตรงข้ามกัน ในแต่ละออร์บิทัลมีอิเล็กตรอนอยู่ได้มากที่สุด 2 ตัว จึงเขียนเป็น ↑↓ หรือ ↑↓ หรือ (↑↓) หรือ (↑↓) ซึ่งเรียกว่าอิเล็กตรอนคู่ (paired electron) ถ้าในออร์บิทัลมีอิเล็กตรอน 1 ตัว เขียนเป็น ↑ เรียกว่าอิเล็กตรอนเดี่ยว (unpaired - electron)

2. บรรจุอิเล็กตรอนเข้าไปในออร์บิทัลต่าง ๆ จากออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุด ก่อน และสูงขึ้นตามลำดับ ตามหลักของ Aufbau Principle ดังนี้

1s, 2s, 2p, 3s, 3p..... ตามลำดับ

3. ใช้กฎของฮุนด์ (Hund's rule) ในกรณีที่ออร์บิทัลซึ่งมีระดับพลังงานเท่า ๆ กันมากกว่า 1 ออร์บิทัลขึ้นไปเช่น p - ออร์บิทัล (p_x, p_y, p_z) หรือ d - ออร์บิทัล การบรรจุอิเล็กตรอนจะต้องบรรจุให้มีจำนวนอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุด

1.5 โมเลกุลาร์ออร์บิทัล (Molecular orbitals)

เมื่อเรากล่าวถึงอะตอมิกออร์บิทัลนั้นหมายถึง ออร์บิทัลที่เกี่ยวกับอะตอมใดอะตอมหนึ่ง แต่โมเลกุลาร์ออร์บิทัลนั้นหมายถึง ออร์บิทัลที่มีการสร้างพันธะ (bond) หรือเชื่อมกัน (link) ระหว่างอะตอมสองอะตอมหรือมากกว่าสองอะตอม

1.5.1 พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond) โดยทั่ว ๆ ไปนั้นพันธะโคเวเลนต์จะถูกสร้างขึ้นเมื่ออะตอมจำนวนสองอะตอมเข้าใกล้กันในระยะที่ออร์บิทัลของอะตอมหนึ่งเข้าเหลื่อมซ้อน (overlap) กับออร์บิทัลของอีกอะตอมหนึ่ง โดยที่แต่ละออร์บิทัลนั้นมีอิเล็กตรอนเดี่ยว (unpaired electron) อยู่ ดังนั้นเมื่อเกิดการเข้าเหลื่อมซ้อนกันของอะตอมิกออร์บิทัลทั้งสองแล้ว ก็จะมีการแลกเปลี่ยนที่อยู่ของอิเล็กตรอนเดี่ยวทั้งสองได้ จึงเกิดเป็นโมเลกุลาร์ออร์บิทัล นั่นก็คือมีการสร้างพันธะโคเวเลนต์ขึ้น ซึ่งมีการใช้อิเล็กตรอนทั้งสองร่วมกันระหว่างนิวเคลียสของสองอะตอมนั้น อิเล็กตรอนทั้งสองจะมีการสปินในทิศทางตรงกันข้ามและจะอยู่เป็นคู่ อะตอมแต่ละอะตอมในโมเลกุลจะค่อนข้างเสถียรกว่าเมื่ออยู่เป็นอะตอมเดี่ยว ๆ ทั้งนี้เพราะอิเล็กตรอนในพันธะโคเวเลนต์ถูกดึงดูดโดยประจุบวกของนิวเคลียสของสองอะตอม ซึ่งถ้าอยู่เป็นอะตอมเดี่ยว ๆ จะถูกดึงดูดโดยประจุบวกของนิวเคลียสของอะตอมเดี่ยวเท่านั้น

การสร้างพันธะโคเวเลนต์ขึ้นนั้นพลังงานจำนวนหนึ่งจะถูกคายออกมา และในทางกลับกันถ้าต้องการที่จะสลายหรือหักหรือแตกหักพันธะโคเวเลนต์ที่ออกก็ต้องใช้พลังงานจำนวนหนึ่ง พลังงานที่ใช้ันี้เรียกว่าพลังงานสลายพันธะ (bond dissociation energy) ซึ่งคือพลังงานที่ใช้ในการแตกหักหรือสลายพันธะ ใช้สัญลักษณ์เป็น ΔH° หรือ D มีหน่วยเป็นกิโลแคลอรีต่อโมล (kcal/mole) หรือถ้าใช้ระบบ SI ก็ใช้หน่วยเป็นกิโลจูลต่อโมล (kJ/mole)

SI มาจากคำว่า Système Internationale หรือในภาษาอังกฤษก็คือ The International System of Units โดยที่ใช้หน่วยต่าง ๆ เมื่อเทียบกับระบบสามัญเป็นดังตารางที่ 1.3

ตารางที่ 1.3

หน่วยต่าง ๆ เปรียบเทียบระบบสามัญและระบบ SI

	ระบบสามัญ	ระบบ SI	เปรียบเทียบ
ความยาว	เมตร (ม.)	เมตร (ม.)	

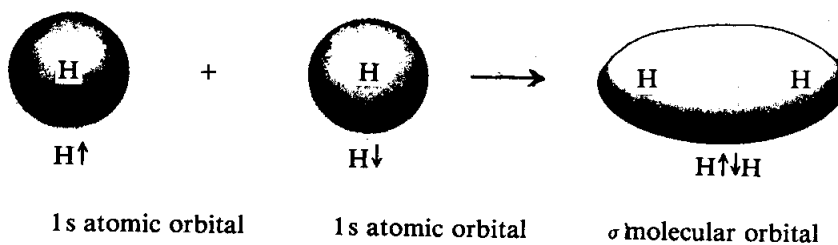
	ระบบสามัญ	ระบบ SI	เปรียบเทียบ
น้ำหนัก	กิโลกรัม (ก.ก.)	กิโลกรัม (ก.ก.)	
ปริมาตร	ลิตร (ล.)	ลูกบาศก์เมตร (ม ³)	1 ลิตร = 10 ⁻³ ม. ³
อุณหภูมิ	เซลเซียส (°C)	เคลวิน (K)	273.15°C = 1°K
พลังงาน	แคลอรี (cal)	จูล (J)	1 แคลอรี = 4.184 จูล

1.5.2 ความยาวพันธะ (Bond length) ความยาวพันธะเป็นคุณสมบัติทางกายภาพที่สำคัญอย่างหนึ่งของโมเลกุล เมื่ออะตอมสองอะตอมเข้ามาอยู่ใกล้กันในระยะทางที่เหมาะสมที่สุด (ซึ่งใกล้กันเกินระยะหนึ่งไม่ได้ เพราะจะเกิดแรงผลักรหว่างอะตอมทั้งสอง) แล้วเกิดการเหลื่อมซ้อนของอะตอมมิกออร์บิทัลขึ้น (ดูจากรูปที่ 1.4) ระยะทางที่เหมาะสมที่สุดระหว่างอะตอมที่ดึงดูดกันได้ดีที่สุด ซึ่งมีระดับพลังงานต่ำที่สุดและมีเสถียรภาพมากนั้นคือความยาวพันธะ แต่เนื่องด้วยอะตอมต่าง ๆ ในโมเลกุลมีการสั่นสะเทือน (vibration) อยู่ตลอดเวลา ดังนั้นความยาวพันธะจึงเป็นค่าเฉลี่ยของระยะทางนั้น ค่าความยาวพันธะที่วัดได้โดยใช้เครื่องมือ X-ray crystallography

หน่วยของความยาวพันธะใช้เป็นหน่วย Angstroms สัญลักษณ์ Å ซึ่งความยาว 1 Å จะเท่ากับ 10⁻⁸ เซนติเมตร

1.5.3 ตัวอย่างของพันธะโคเวเลนต์ในโมเลกุลต่าง ๆ

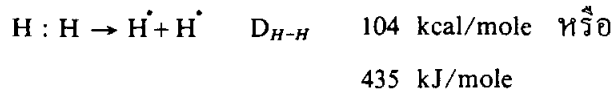
ก. โมเลกุลของไฮโดรเจน เมื่ออะตอมสองอะตอมของไฮโดรเจนใช้ 1s - ออร์บิทัลของแต่ละอะตอม (ซึ่งมีอิเล็กตรอนเดี่ยว) มาเหลื่อมซ้อนกัน ตามรูปที่ 1.4 ก็เกิดพันธะขึ้น ทำให้ได้โมเลกุลของไฮโดรเจน



รูปที่ 1.4 แสดงการสร้างพันธะในโมเลกุลของไฮโดรเจน

ความยาวพันธะในโมเลกุลของไฮโดรเจนจะเท่ากับ 0.74 Å ซึ่งเป็นระยะทางเฉลี่ยระหว่างนิวเคลียสของไฮโดรเจนสองอะตอมนั้น ที่ระยะทางนี้แรงดึงดูดและแรงผลักระหว่างกัน (แรงดึงดูดระหว่าง 1s - อิเล็กตรอนของอะตอมหนึ่งกับประจุบวกของนิวเคลียสทั้งสองอะตอม; แรงผลักระหว่างประจุบวกของนิวเคลียสทั้งสองอะตอม)

ถ้าต้องการจะแตกพันธะนี้จะต้องใช้พลังงานประมาณ 104 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 435 กิโลจูลต่อโมล

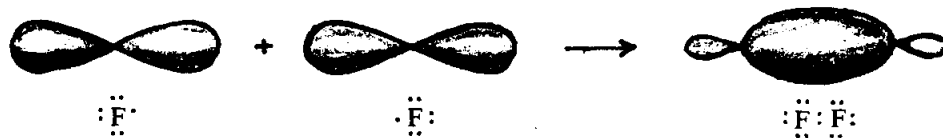


(D คือ สัญลักษณ์ของพลังงานที่ใช้ในการแตกพันธะ ; H-H แสดงพันธะในโมเลกุลของไฮโดรเจน)

ในการที่อะตอมมีออร์บิทัลของไฮโดรเจนสองอะตอมมาเหลื่อมซ้อนกันแล้วเกิดพันธะโมเลกุลของไฮโดรเจนนั้น โมเลกุลาร์ออร์บิทัลมีรูปร่างเป็นรูปทรงกระบอกที่สมมาตร (cylindrically symmetrical) ในแนวแกนที่ลากผ่านทั้งสื่อนิวเคลียสดังรูปที่ 1.4 พันธะที่เกิดขึ้นแบบนี้เรียกว่า พันธะซิกมา (sigma bond หรือ σ -bond)

โมเลกุลของไฮโดรเจนเป็นแบบไม่มีขั้ว (nonpolar) ทั้งนี้เพราะประกอบด้วยไฮโดรเจนอะตอมทั้งสองอะตอมที่มีนิวเคลียสที่เหมือนกันทุกประการ (identical nuclei) อิเล็กตรอนเอนกาคิวตีเท่า ๆ กัน มีการแบ่งใช้อิเล็กตรอนทั้งสองอะตอมพอ ๆ กัน ความหนาแน่นของอิเล็กตรอนกระจายสมมาตรทั้งสองนิวเคลียส

ข. โมเลกุลของฟลูออรีน ซึ่งเกิดจากการรวมกันของอะตอมของฟลูออรีนจำนวน 2 อะตอม การจัดตัวของอิเล็กตรอนในอะตอมของฟลูออรีนเป็น $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z$ จะเห็นได้ว่า ที่ $2p_z$ - ออร์บิทัลมีอิเล็กตรอนเดี่ยวอยู่ ดังนั้นอะตอมมีออร์บิทัลของทั้ง 2 อะตอมใช้ $2p$ - ออร์บิทัลที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมาเหลื่อมซ้อนกัน แล้วเกิดพันธะโคเวเลนต์ขึ้นดังรูปที่ 1.5



รูปที่ 1.5 แสดงการสร้างโมเลกุลของฟลูออรีน

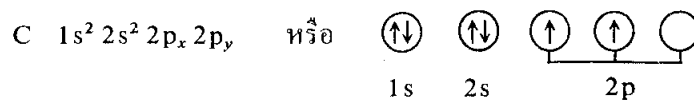
จะเห็นได้ว่าประจุกู่หนาแน่นระหว่างนิวเคลียส จะทำให้ lobe หลังของออร์บิทัลทั้งสองเล็กกว่า 2p - ออร์บิทัลปกติ โมเลกุลาร์ออร์บิทัลในโมเลกุลของฟลูออรีนจะเป็นรูปทรงกระบอกที่สมมาตรตามแนวแกนที่ลากผ่านทั้งสองนิวเคลียส ดังนั้นพันธะที่เกิดขึ้นเป็นพันธะซิกมา และมีความยาวพันธะ F-F เป็น 1.42 Å

พลังงานที่ใช้ในการแตกหักพันธะนี้ (D_{F-F}) ประมาณ 37 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 155 กิโลจูลต่อโมล โมเลกุลของฟลูออรีนเป็นโมเลกุลแบบไม่มีขั้วเช่นกัน

1.6 โครงสร้างของคาร์บอน

ในการศึกษาสารประกอบอินทรีย์ซึ่งเป็นสารประกอบที่มีคาร์บอนเป็นองค์ประกอบจำเป็นจะต้องเข้าใจและรู้จักโครงสร้างของคาร์บอนเสียก่อน

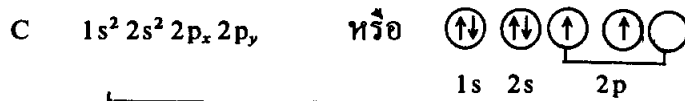
การจัดตัวของอิเล็กตรอนที่สภาวะพื้น (ground state) ซึ่งเป็นสภาวะที่ระดับพลังงานต่ำสุด เป็นดังนี้ :-



จะเห็นว่าที่ 2p_x และ 2p_y - ออร์บิทัลจะมีอิเล็กตรอนเดี่ยวอยู่ ดังนั้นเมื่อเป็นเช่นนี้แล้ว ถ้าอะตอมของคาร์บอนรวมกับสองอะตอมของไฮโดรเจนก็จะได้สารประกอบที่มีสูตรเป็น CH₂ แต่จริงๆ แล้วมีเมเทน (methane) มีสูตร CH₄ ซึ่งเป็นสูตรที่ถูกต้องและเป็นที่ยอมรับกัน ดังนั้นคาร์บอนจึงต้องสร้างพันธะกับไฮโดรเจน 4 อะตอม ได้ 4 พันธะด้วยกัน นั่นคือ คาร์บอนอะตอมนั้นจะต้องมีอิเล็กตรอนเดี่ยวที่วงนอกสุด 4 อิเล็กตรอน การที่เป็นเช่นนี้แสดงว่าอิเล็กตรอนจะต้องเกิดการเลื่อนระดับ (promotion of electron) จาก 2s - ออร์บิทัลไปสู่ 2p - ออร์บิทัล (2p - ออร์บิทัลมีระดับพลังงานสูงกว่า 2s - ออร์บิทัล) ซึ่งจะต้องใช้พลังงานจำนวนหนึ่งในการเลื่อนระดับนี้ ดังนั้นที่วงนอกสุดจะมีอิเล็กตรอนเดี่ยวอยู่ 4 อิเล็กตรอน จึงทำให้คาร์บอนอะตอมสร้างพันธะกับไฮโดรเจนได้ทั้งหมด 4 พันธะ

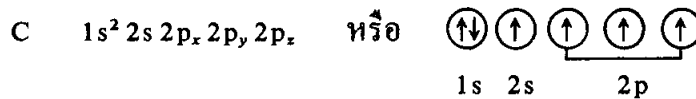
สรุปได้ว่าการจัดตัวของอิเล็กตรอนของคาร์บอนอะตอมที่สภาวะพื้นซึ่งมีระดับพลังงานต่ำสุด และที่สภาวะที่เลื่อนระดับพลังงานสูงขึ้นแล้ว จะเป็นดังนี้

สภาวะพื้น (ground state) ของคาร์บอนมีการจัดตัวของอิเล็กตรอนเป็น



มีการเลื่อนระดับอิเล็กตรอนจาก 2s - ไปที่ 2p - ออร์บิทัลโดยใช้พลังงานจำนวนหนึ่งจะได้ :-

สภาวะเร้า (excited state) ของคาร์บอนมีการจัดตัวของอิเล็กตรอนเป็น



เมื่ออะตอมของคาร์บอนจะสร้างพันธะเพื่อเกิดเป็นโมเลกุลของสารประกอบใด ๆ นั้น ในอะตอมของคาร์บอนจะมีการจัดรูปร่างของออร์บิทัลชั้นใหม่ ซึ่งการจัดรูปร่างของออร์บิทัลชั้นใหม่นี้ จะได้กล่าวในหัวข้อที่ 1.7 ต่อไป

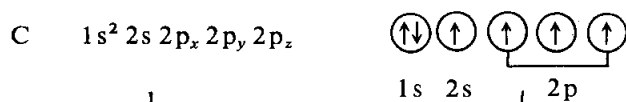
1.7 ไฮบริไดเซชัน (Hybridization)

คำว่าไฮบริไดเซชันหมายถึงการที่อะตอมมีออร์บิทัลต่างชนิดกันจำนวนตั้งแต่ 2 ออร์บิทัลหรือมากกว่า มารวมกันหรือผสมกันเพื่อจัดรูปร่างเกิดเป็นออร์บิทัลใหม่ที่มีพลังงานเท่า ๆ กันและรูปร่างเหมือนกัน และในการไฮบริไดเซชันนี้อิเล็กตรอนก็ยังคงอยู่รอบ ๆ นิวเคลียส เช่นการเกิดไฮบริไดเซชันระหว่าง s - และ p - ออร์บิทัล มีหลายแบบคือ

1.7.1 sp^3 - ไฮบริไดเซชัน ในอะตอมของคาร์บอน ถ้า 2s - ออร์บิทัลและ 2p - ออร์บิทัลทั้งสามมาไฮบริไดซ์กันเกิดเป็น sp^3 - ไฮบริไดอะตอมมีออร์บิทัล (hybrid atomic orbitals) จำนวน 4 ออร์บิทัล คำว่า " sp^3 " อ่านว่า "s - p - three หรือ เอส-พี-สาม" หมายความว่า ไฮบริไดออร์บิทัลนี้ได้มาจาก s - ออร์บิทัล 1 ออร์บิทัล และ p - ออร์บิทัลอีก 3 ออร์บิทัล

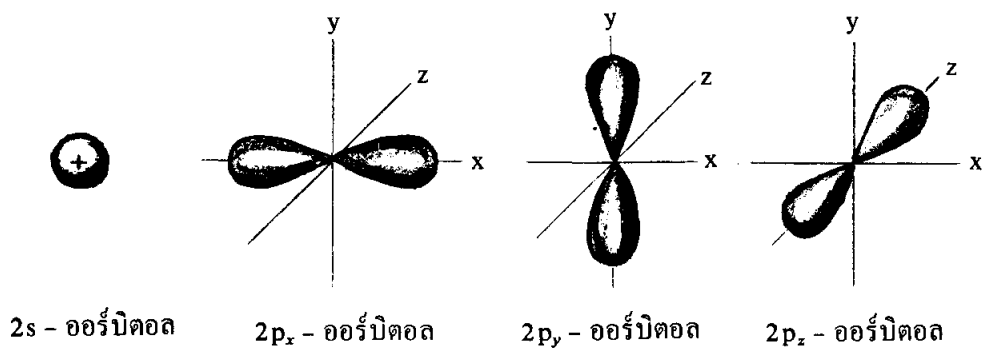
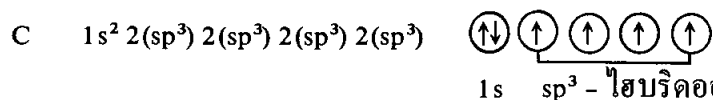
เมื่อรวมกับ 4 อะตอมของไฮโดรเจนก็จะได้ CH_4 ซึ่งมีพันธะ C - H ทั้ง 4 พันธะเหมือนกันทุกประการ (identical) มีระดับพลังงานเท่า ๆ กัน และมุมพันธะ (bond angle ซึ่งหมายถึงมุมระหว่างพันธะ) เท่ากันหมดคือ $109^\circ 28'$ หรือประมาณ 109.5°

สถานะเร้า ก่อนเกิดไฮบริดเซชันคาร์บอนมีการจัดตัวของอิเล็กตรอนเป็น



มีการไฮบริดของ 2s - และ 2p - ออร์บิทัลทั้งสาม โดยใช้พลังงานจำนวนหนึ่งจะได้

สถานะเร้า หลังเกิดไฮบริดเซชัน คาร์บอนมีการจัดตัวของอิเล็กตรอนเป็น



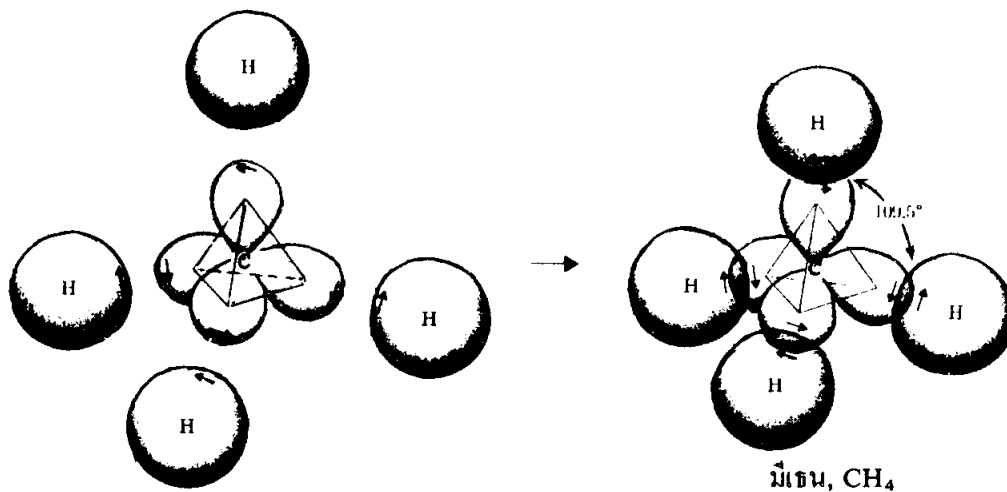
รูปที่ 1.5 แสดง sp^3 - ไฮบริดเซชันของคาร์บอน

รูปร่างของ sp^3 - ไฮบริดคาร์บอนอะตอมเป็นรูปเตตระฮีดรอน (tetrahedron) ดังรูปที่ 1.5 มุมระหว่างไฮบริดออร์บิทัลทั้งสี่จะเท่ากันหมดคือ $109^\circ 28'$ หรือประมาณ 109.5°

การที่มีรูปร่างเป็นเตตระฮีดรอน จะทำให้คาร์บอนอะตอมเสถียรขึ้น ทั้งนี้เพราะอิเล็กตรอนอยู่ห่างกันมากกว่าเดิม (เดิม p - ออร์บิทัลทำมุม 90° ซึ่งกันและกัน แต่ใน sp^3 - คาร์บอนอะตอมมุมจะเป็น 109.5°) ทำให้ electrostatic interactions ลดลง

ตัวอย่างของโมเลกุลที่มี sp^3 - ไฮบริไดเซชัน

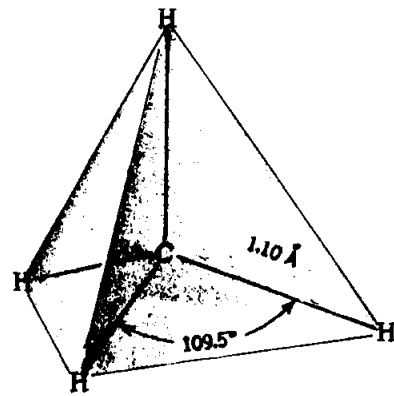
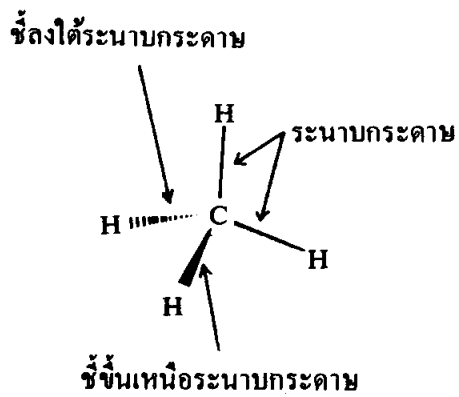
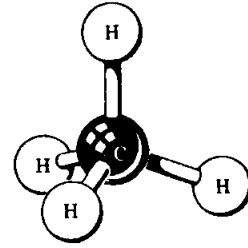
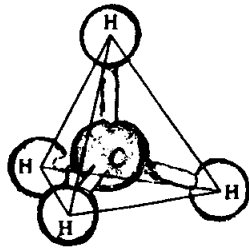
1.7.1.1 โมเลกุลของมีเทน (methane) CH_4 ใช้อะตอมของคาร์บอนที่มีไฮบริดแบบ sp^3 จำนวน 1 อะตอม และอะตอมของไฮโดรเจน 4 อะตอม โดยที่แต่ละ sp^3 - อะตอมมีออร์บิทัลจะเหลื่อมซ้อนกับ 1s - ออร์บิทัลของไฮโดรเจนอะตอม แล้วเกิดพันธะโคเวเลนต์ขึ้นที่เรียกว่าพันธะซิกมาซึ่งเป็นพันธะเดี่ยว (single bond) พันธะนี้หมุนอย่างอิสระได้รอบตัวคือมี free rotation ดังรูปที่ 1.6



รูปที่ 1.6 แสดงการสร้างโมเลกุลาร์ออร์บิทัลในมีเทน

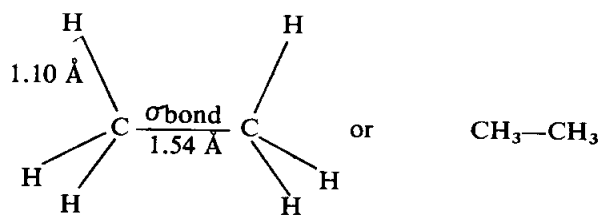
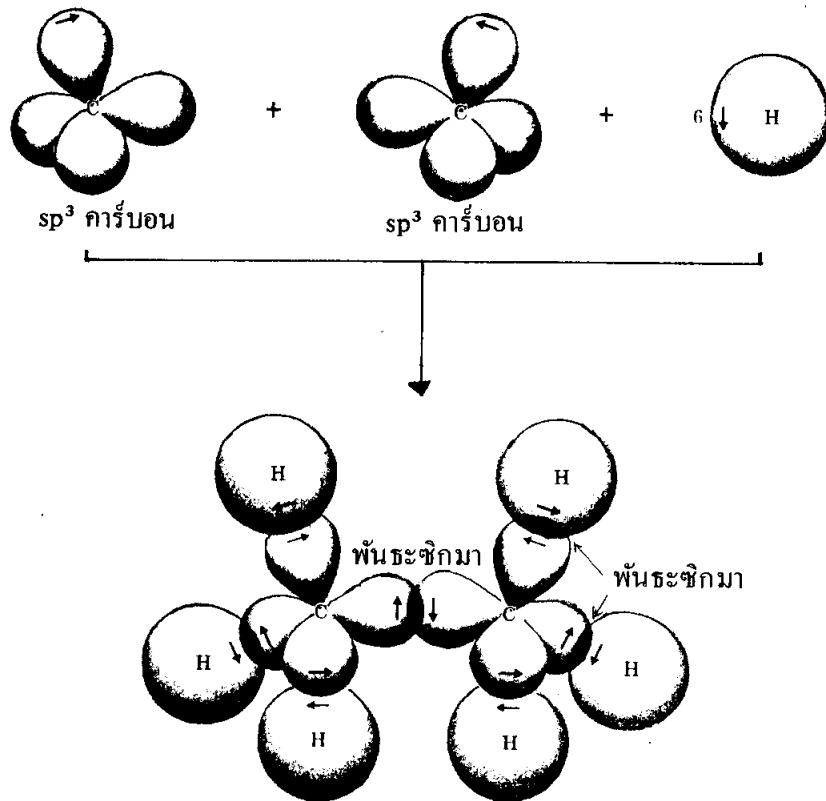
ในการสร้างพันธะขึ้นนี้จะมีการคายพลังงานออกมา ดังนั้นพลังงานของโมเลกุลมีเทนที่ได้จะมีระดับต่ำกว่าพลังงานผลรวมของไฮบริไดซ์คาร์บอนอะตอม และ 4 อะตอมของไฮโดรเจน โมเลกุลของมีเทนที่ได้จะเสถียร มีคาร์บอนอะตอมเป็นจุดศูนย์กลางของ

รูปเตตระฮีดรอน พันธะ C - H ทั้งสี่จะทำมุม 109.5° ดังรูปที่ 1.7 พลังงานของพันธะ (bond energy) ของ C - H ในมีเทนจะประมาณ 104 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 435 กิโลจูลต่อโมล พันธะ C - H ในมีเทนเป็นพันธะ $C_{sp^3} - H$,



รูปที่ 1.7 แสดงโครงสร้าง 3 มิติของมีเทน, CH_4

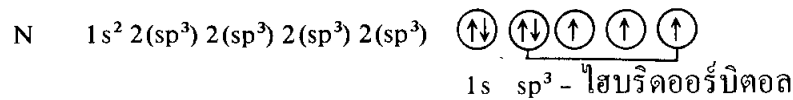
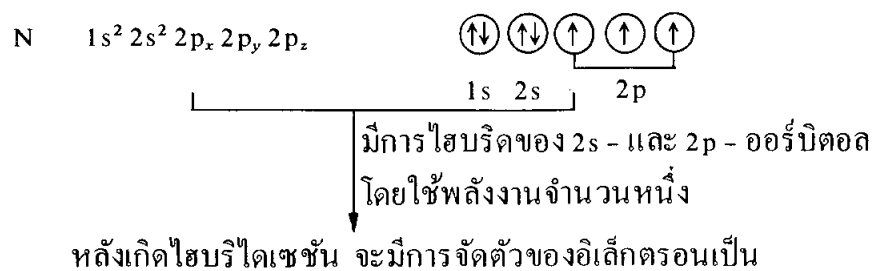
1.7.1.2 โมเลกุลของอีเทน (ethane) อีเทนมีสูตรโมเลกุล C_2H_6 ในการสร้างโมเลกุลของอีเทนใช้ sp^3 - ไฮบริไดซ์คาร์บอนอะตอม 2 อะตอม และ 6 อะตอมของไฮโดรเจน เมื่อมีการเหลื่อมซ้อนกันของอะตอมเหล่านี้ดังรูปที่ 1.8 ก็จะได้โมเลกุลของอีเทนขึ้น



รูปที่ 1.8 แสดงการสร้างโมเลกุลของอีเทนจาก sp^3 - ไฮบริไดซ์คาร์บอนอะตอม

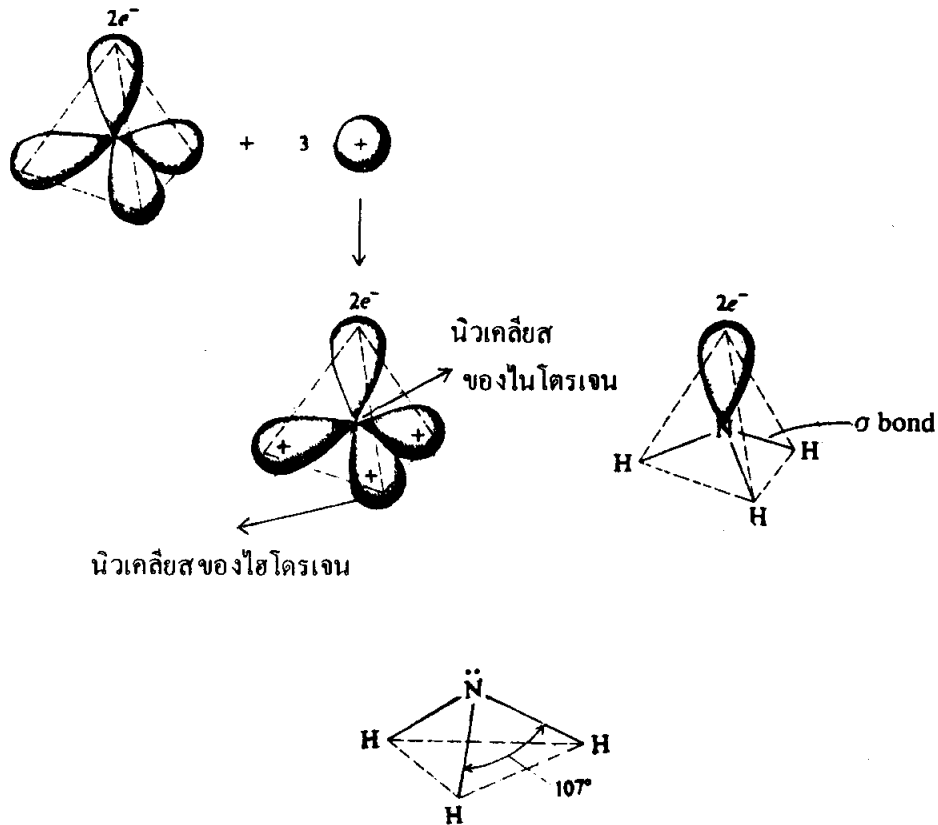
จะเห็นว่าพันธะที่เกิดขึ้นเป็นพันธะซิกมา พันธะ C - H นั้นคือ $C_{sp^3} - H$ และพันธะ C - C คือ $C_{sp^3} - C_{sp^3}$ มุมพันธะทุกมุมกางเท่ากันหมดคือ 109.5° ความยาวพันธะ C - C เป็น 1.54 \AA และความยาวพันธะ C - H เป็น 1.10 \AA พันธะเดี่ยว ซึ่งเป็นพันธะซิกมาในอีเทนนี้ก็เป็พันธะชนิดที่มีการหมุนได้รอบตัวอย่างอิสระ พลังงานของพันธะ C - C ในอีเทนประมาณ 88 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 368 กิโลจูลต่อโมล และของพันธะ C - H ในอีเทนประมาณ 98 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 410 กิโลจูลต่อโมล

1.7.1.3 โมเลกุลของแอมโมเนีย (NH_3) ในการสร้างโมเลกุลของแอมโมเนียนั้น ใช้ sp^3 - ไฮบริไดซ์ในโตรเจนอะตอม 1 อะตอมรวมกับ 3 อะตอมของไฮโดรเจน การจัดตัวของอิเล็กตรอนในในโตรเจนก่อนเกิดไฮบริไดเซชัน และหลังเกิดไฮบริไดเซชันเป็นดังนี้ ก่อนเกิดไฮบริไดเซชัน ในโตรเจนอะตอมมีการจัดตัวของอิเล็กตรอนเป็น



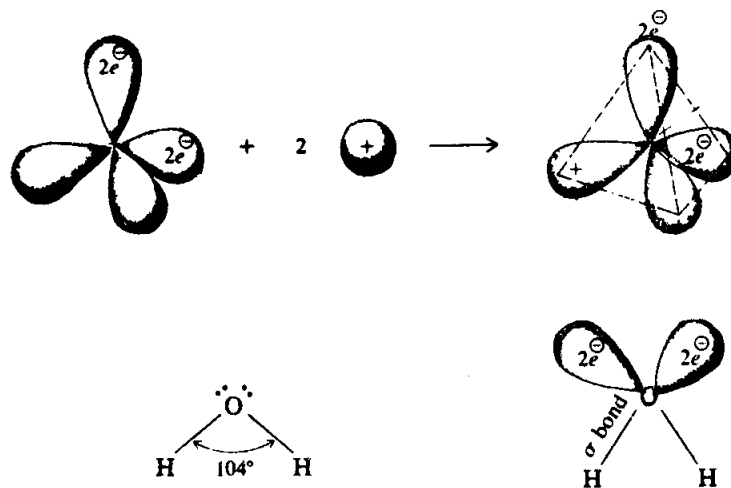
โดยที่ sp^3 - ออร์บิตอลหนึ่งจะมีอิเล็กตรอนคู่อยู่ ดังนั้นเมื่อมีการเหลื่อมซ้อนของออร์บิตอลของไนโตรเจนและไฮโดรเจน จะได้โมเลกุลาร์ออร์บิตอลที่มีรูปร่างเป็นแบบเตตระฮีดรอนคล้ายพีรามิด โดยมีพันธะ N - H หรือ $N_{sp^3} - H$ เป็นพันธะซิกมา 3 พันธะ และที่ยอดที่สี่ของรูปเตตระฮีดรอนจะเป็นบริเวณที่อยู่ของอิเล็กตรอนคู่ มุมพันธะควรจะเป็น 109.5° ของรูปเตตระฮีดรอน แต่จากการทดลองพบว่ามุมพันธะวัดได้เพียง 107° เท่านั้น ตามรูปที่ 1.9 ทั้งนี้เพราะอิเล็กตรอนคู่จะอยู่ในบริเวณกว้างและจะกดพันธะให้แคบลง ความยาวพันธะ N - H 1.01 \AA พลังงานของพันธะ N - H ของแอมโมเนีย 103 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 421 กิโลจูลต่อโมล

จะเห็นว่า sp^3 - ออร์บิตอลที่มีอิเล็กตรอนคู่อยู่นั้นจะเป็นบริเวณที่พบอิเล็กตรอนหนาแน่นมาก จึงสามารถที่จะให้อิเล็กตรอนกับพวกที่ต้องการได้ ดังนั้นแอมโมเนียจึงมีคุณสมบัติที่เป็นเบส



รูปที่ 1.9 แสดงการสร้างโมเลกุลของแอมโมเนีย

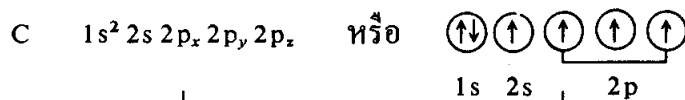
1.7.1.4 โมเลกุลของน้ำ (H_2O) อะตอมของออกซิเจนมีการไฮบริดแบบ sp^3 แล้วรวมกับ 2 อะตอมของไฮโดรเจน จะมีอิเล็กตรอนคู่เหลืออยู่ 2 คู่ อยู่ที่ยอด 2 ยอดของรูปเตตระฮีดรอนดังรูปที่ 1.10 มุมพันธะเป็น 105° เท่านั้น พันธะ $\text{O}-\text{H}$ มีความยาว 0.96 \AA และพลังงานของพันธะ $\text{O}-\text{H}$ เป็น 118 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 557 กิโลจูลต่อโมล การที่น้ำมีอิเล็กตรอนคู่ 2 คู่ จึงทำให้น้ำมีคุณสมบัติเป็นเบส



รูปที่ 1.10 แสดงการสร้างโมเลกุลของน้ำ

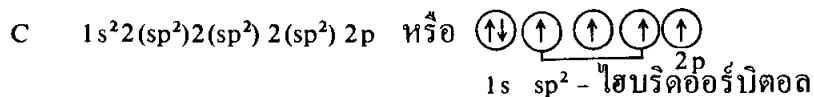
1.7.2 sp^2 - ไฮบริไดเซชัน ในอะตอมของคาร์บอน ถ้า $2s$ - ออร์บิทัลไฮบริดกับ $2p$ - ออร์บิทัล 2 ออร์บิทัล จะได้คาร์บอนอะตอมที่มี sp^2 - ไฮบริดออร์บิทัลจำนวน 3 ออร์บิทัล จะเหลือ $2p$ - ออร์บิทัล 1 ออร์บิทัลที่ไม่ได้เกิดการไฮบริด (unhybridized $2p$ - orbital) ดังรูปที่ 1.11

สภาวะเร้าของคาร์บอนก่อนเกิดการไฮบริด มีการจัดตัวของอิเล็กตรอนเป็น

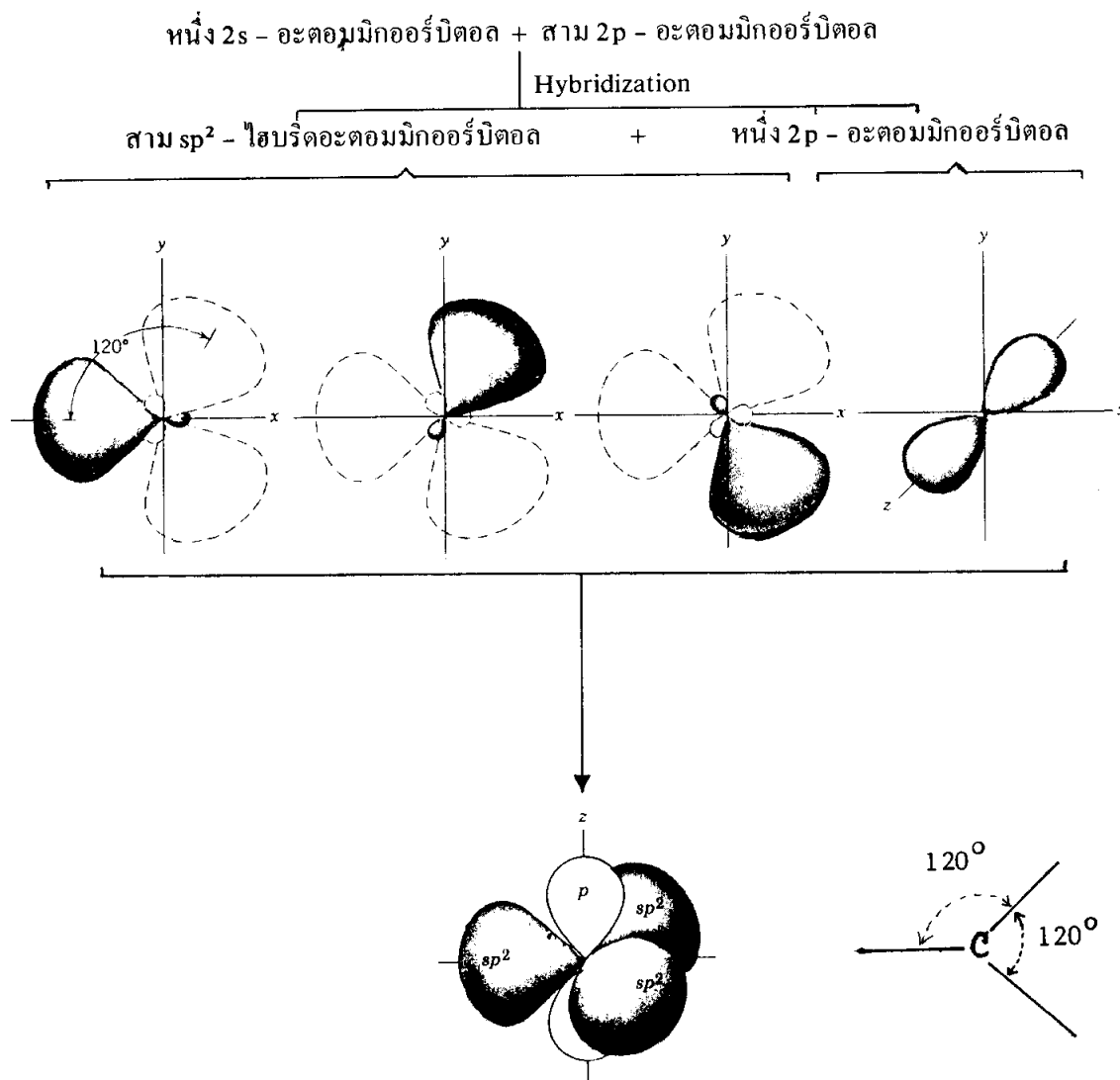


จะมีการไฮบริดระหว่าง $2s$ - และ $2p$ - ออร์บิทัลจำนวน 2 ออร์บิทัล โดยใช้พลังงานจำนวนหนึ่งจะได้

สภาวะเร้าของคาร์บอนหลังเกิดการไฮบริด มีการจัดตัวของอิเล็กตรอนเป็น



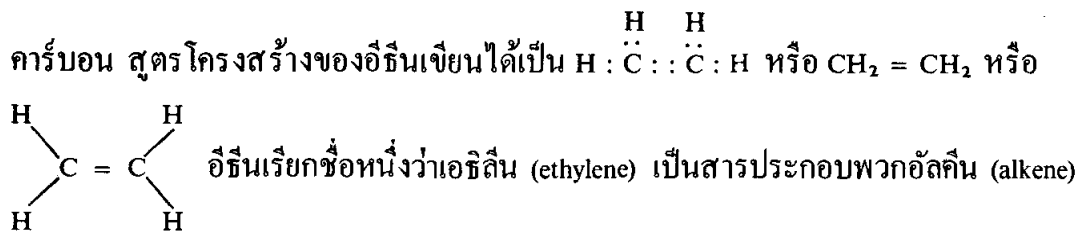
sp^2 - ไฮบริไดเซชัน จะมีรูปร่างเป็น trigonal planar



รูปที่ 1.11 แสดง sp^2 - ไฮบริดไเซชันของคาร์บอนอะตอม

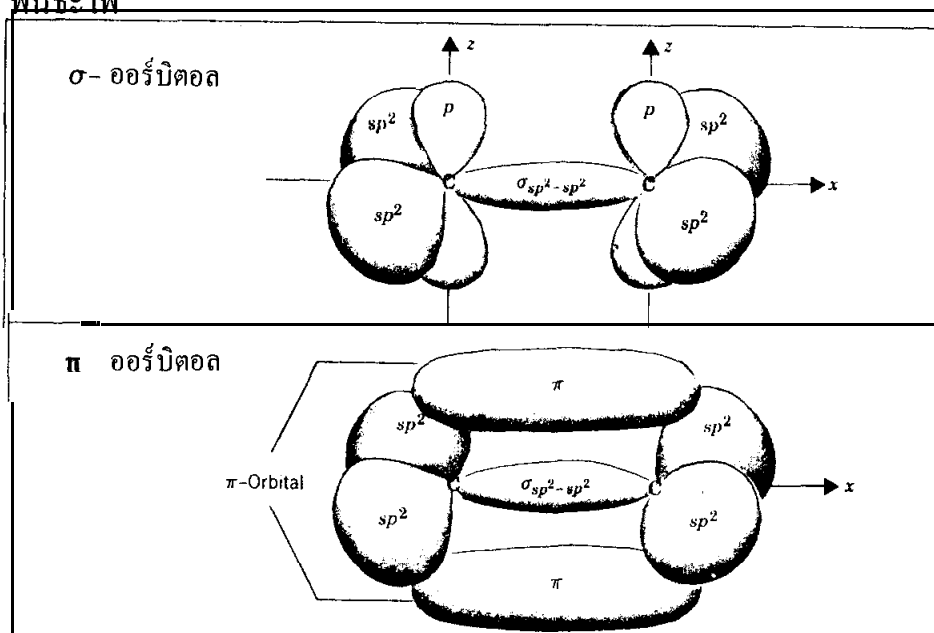
มุมระหว่าง sp^2 - ไฮบริดออร์บิทัลจะเป็น 120° เท่ากันหมด
ตัวอย่างของโมเลกุลที่มี sp^2 - ไฮบริดไเซชัน

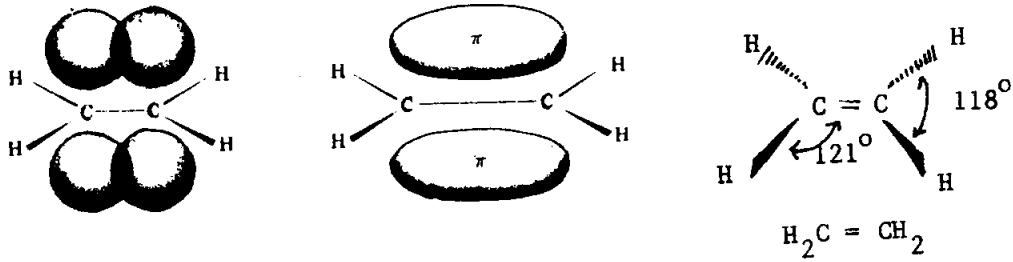
1.7.2.1 โมเลกุลของอีthin (ethene, C₂H₄) เป็นสารประกอบอินทรีย์ที่มีพันธะคู่ระหว่าง



ซึ่งเป็นสารประกอบที่มีพันธะคู่ระหว่างคาร์บอนในโมเลกุล พันธะคู่จะถูกสร้างขึ้นเมื่อใช้ sp² - ไฮบริไดซ์คาร์บอนอะตอม

เมื่อ sp² - ไฮบริดออร์บิทัลของคาร์บอนอะตอม 2 อะตอม และ s - ออร์บิทัลของ 4 ไฮโดรเจนอะตอมมาเหลื่อมซ้อนกันดังรูปที่ 1.12 จะได้พันธะ C - C ซึ่งเป็น C_{sp²} - C_{sp²} จำนวน 1 พันธะ และเป็นพันธะซิกมา และพันธะซิกมาของ C - H ซึ่งเป็น C_{sp²} - H_s จำนวน 4 พันธะ ส่วน p - ออร์บิทัลที่ไม่เกิดการไฮบริดในแต่ละคาร์บอนมีอิเล็กตรอนเดี่ยวอยู่ จะเกิดการเหลื่อมซ้อนแบบที่ lobe ทั้งคู่เหลื่อมซ้อนทางด้านขนานกัน (parallel) มีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเกิดพันธะซิกมาที่เรียกว่าพันธะไพ (pi bond หรือเขียนเป็น π - bond) ดังนั้นพันธะระหว่างคาร์บอน คาร์บอนจะเป็นพันธะคู่ซึ่งพันธะคู่นี้จะประกอบด้วย 1 พันธะซิกมา กับ 1 พันธะไพ





รูปที่ 1.12 แสดงการสร้างโมเลกุลของอีthin

การเกิดพันธะไพ่นั้นจะพบกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน 2 ส่วน ส่วนหนึ่งอยู่เหนือระนาบของอะตอม อีกส่วนหนึ่งจะอยู่ใต้ระนาบของอะตอม ซึ่งต่างกับในพันธะซิกมาจะเป็นรูปทรงกระบอกสมมาตรตามแนวแกนลากผ่านนิวเคลียสของสองอะตอมนี้

การเหลื่อมซ้อนแบบขนานระหว่าง p - ออร์บิตอลจะเกิดขึ้นน้อยกว่าการเหลื่อมซ้อนโดยตรงของ sp^2 - ไฮบริดออร์บิตอล ดังนั้นพันธะไพ่นี้จึงเป็นพันธะที่อ่อนกว่าพันธะซิกมา พลังงานของพันธะซิกมาของ C - C ในอีthin เท่ากับ 95 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 397.5 กิโลจูลต่อโมล

พลังงานของพันธะไพของ C - C ในอีthin เท่ากับ 68 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 284.5 กิโลจูลต่อโมล

ดังนั้นพันธะคู่ C = C ในอีthin มีพลังงานพันธะประมาณ 163 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 682 กิโลจูลต่อโมล

พลังงานของพันธะ C - H ของอีthin 103 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 431 กิโลจูลต่อโมล

เมื่อเปรียบเทียบระหว่างพันธะเดี่ยวของ C - C ในอีthin และพันธะคู่ของ C = C ในอีthin จะเห็นว่าพันธะคู่แข็งแรงกว่า เพราะต้องใช้พลังงานในการแตกพันธะคู่สูงกว่า เนื่องจากการเหลื่อมซ้อนระหว่างออร์บิตอลมากกว่า

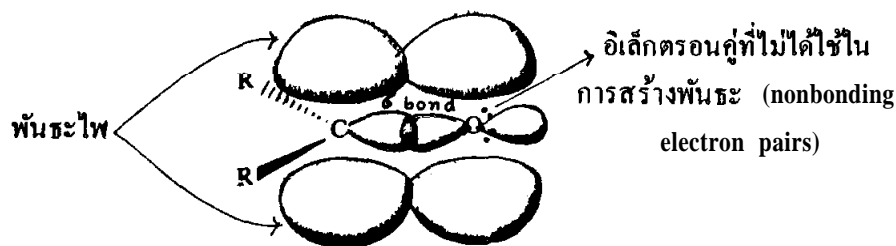
ความยาวพันธะของ C - C ในพันธะคู่ของอีthin 1.34 Å และ C - H ในอีthin 1.09 Å เมื่อเปรียบเทียบความยาวพันธะระหว่างพันธะคู่ C = C ของอีthin และพันธะเดี่ยว C - C ในอีthin (1.54 Å) ความยาวของพันธะคู่จะสั้นกว่าทั้งนี้เพราะคาร์บอนอะตอม 2 อะตอมของอีthin จะยึดกันอย่างแข็งแรงใกล้กัน เมื่อมีการเหลื่อมซ้อนระหว่างออร์บิตอลของทั้งสอง

ควร์บอนอะตอมจำนวนมากกว่า

การที่รูปร่างของ sp^2 - ไฮบริไดซ์คาร์บอนอะตอมเป็นรูป trigonal planar ดังนั้น อะตอมทุกอะตอมในอีนจะอยู่ในระนาบเดียวกัน มุมพันธะประมาณ 120° หรือใกล้เคียง 120° และพันธะคู่มิมีการหมุนได้อย่างอิสระ

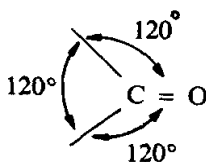
1.7.2.2 โมเลกุลของสารประกอบคาร์บอนิล (carbonyl compounds) หมูคาร์บอนิล คือ

หมู $\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—}$ ซึ่งมีพันธะคู่ระหว่างคาร์บอนกับออกซิเจน คาร์บอนในหมูคาร์บอนิลเป็น sp^2 - ไฮบริไดซ์คาร์บอนอะตอม สำหรับออกซิเจนอะตอมนั้นจากการค้นคว้าพบว่าไม่มีการไฮบริด มีการจัดตัวของอิเล็กตรอนเป็น $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y 2p_z$ 2p-ออร์บิตอลที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวนั้นออร์บิตอลหนึ่งจะเหลื่อมซ้อนกับ sp^2 - อะตอมมิกออร์บิตอลของคาร์บอน ได้พันธะซิกมาระหว่างคาร์บอนและออกซิเจนอะตอม และอีกออร์บิตอลหนึ่งจะเหลื่อมซ้อน 2p-ออร์บิตอลของคาร์บอนได้พันธะไพระหว่างคาร์บอนกับออกซิเจน สำหรับ 2s - และ 2p - ออร์บิตอลของออกซิเจนที่เหลืออยู่นั้นจะมีอิเล็กตรอนคู่อยู่ในแต่ละออร์บิตอล การเกิดพันธะคู่ในหมูคาร์บอนิลเขียนได้เป็น



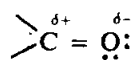
ดังนั้นพันธะซิกมาของ C - O เป็น $C_{sp^2} - O_p$ และพันธะไพของ C - O เกิดจากการที่มี การเหลื่อมซ้อนของ p - p - ออร์บิตอล

มุมพันธะที่คาร์บอนของหมูคาร์บอนิลใกล้เคียง 120°



ความยาวพันธะ C = O 1.22 Å ซึ่งสั้นกว่าของ C = C (1.34 Å)

การที่พันธะคู่ C = O ประกอบด้วยอะตอมที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่างกัน ดังนั้นอิเล็กตรอนจะอยู่ใกล้ออกซิเจนอะตอมกว่าคาร์บอน พันธะ C = O จึงเป็นพันธะที่มีขั้วไฟฟ้าเขียนได้เป็น

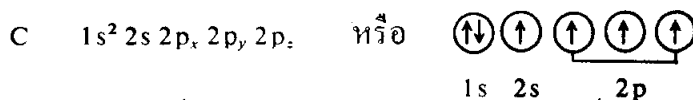


ความมีขั้วของพันธะ C = O นี้มีความสำคัญมากในการที่จะอธิบายคุณสมบัติและปฏิกิริยาของสารประกอบที่มีหมู่คาร์บอนิล เช่น อัลดีไฮด์ (aldehydes), คีโตน (ketones), กรดคาร์บอกซิลิก (carboxylic acids) ฯลฯ

ถ้าจะเปรียบเทียบกับ C = C จะเห็นว่าพันธะคู่ C = C เป็นพันธะชนิดไม่มีขั้วทั้งนี้เพราะมีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันระหว่างคาร์บอนอะตอมทั้งสองที่เหมือนกันทุกประการ ยกเว้นแต่ว่าจะมีอะตอมหรือหมู่อะตอมชนิดที่มีผลทำให้เกิดความมีขั้วเกาะอยู่

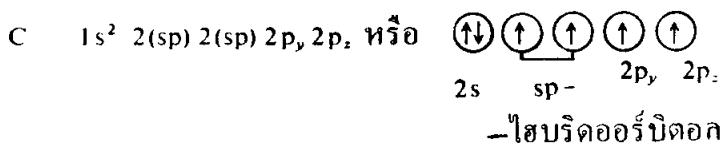
1.7.3 sp - ไฮบริดเซชัน เป็นการไฮบริดโดยใช้ s - ออร์บิตอล 1 ออร์บิตอล และ p - ออร์บิตอล 1 ออร์บิตอล จะได้ sp - ไฮบริดออร์บิตอล จำนวน 2 ออร์บิตอล ซึ่งทำมุม 180° ซึ่งกันและกัน มีรูปร่างเป็นแบบแนวเส้นตรงที่ลากผ่านนิวเคลียสของคาร์บอนนั้น ดังรูปที่ 1.13 จะมี sp - ออร์บิตอลที่ไม่ได้ไฮบริดเหลืออยู่ 2 ออร์บิตอล เช่น คาร์บอนอะตอมที่มี sp - ไฮบริดเซชัน

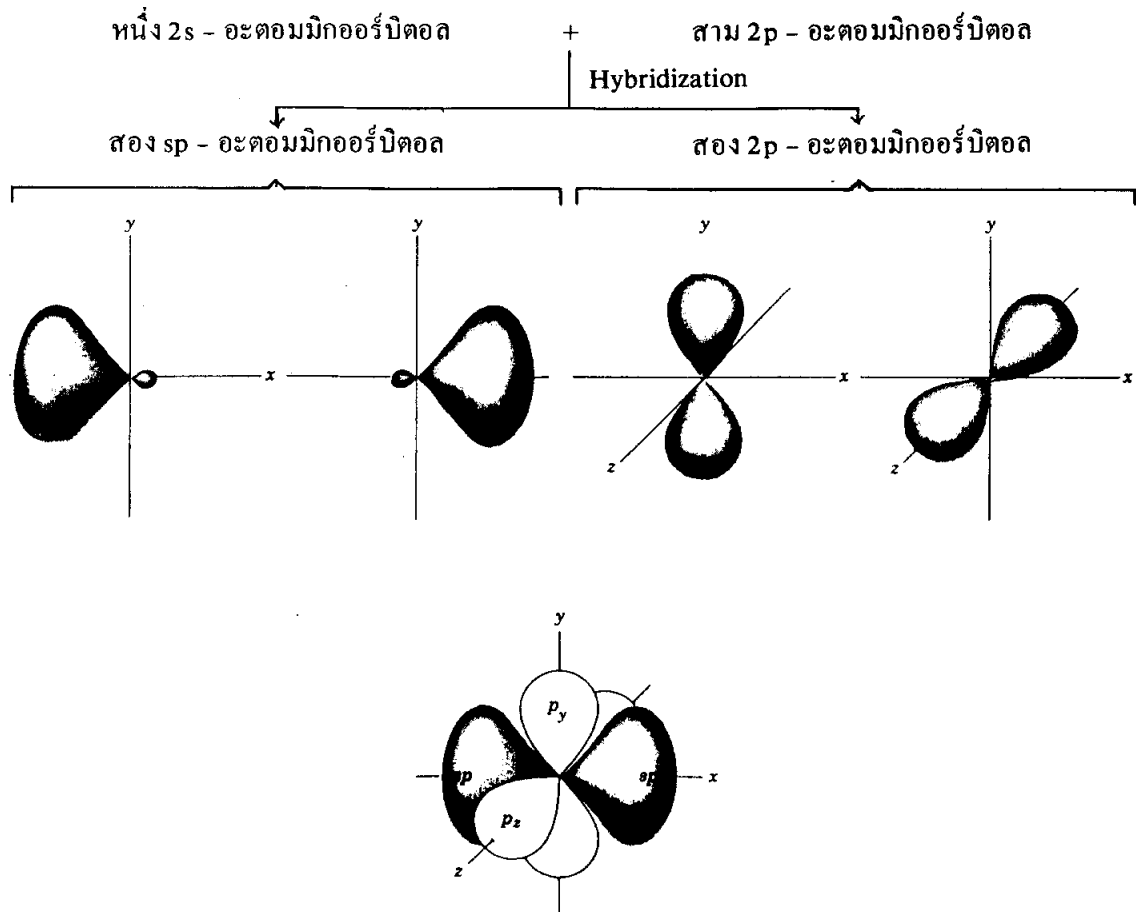
สภาวะเร้าก่อนเกิดการไฮบริด คาร์บอนจะมีการจัดตัวของอิเล็กตรอนเป็น



เมื่อไฮบริดระหว่าง 2s - และ 2p - ออร์บิตอล ใช้พลังงานจำนวนหนึ่งจะได้

สภาวะเร้าหลังเกิดการไฮบริด คาร์บอนจะมีการจัดตัวของอิเล็กตรอนเป็น



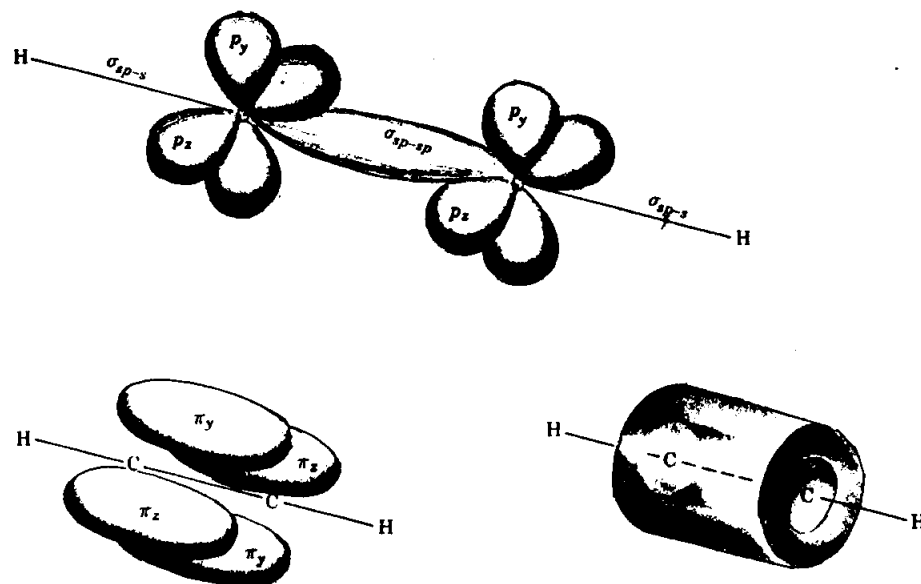


รูปที่ 1.13 แสดง sp - ไฮบริดเซชันของคาร์บอน

ตัวอย่างของโมเลกุลที่มี sp - ไฮบริดเซชัน

1.7.3.1 โมเลกุลของอีไธน์ (ethyne, C_2H_2) หรือเรียกอีกชื่อหนึ่งว่าอะเซทิลีน(acetylene) เป็นสารประกอบพวกอัลไคน์ (alkyne) ซึ่งเป็นสารประกอบไฮโดรคาร์บอนที่มีพันธะสาม อยู่ในโมเลกุล สูตรโครงสร้างของอะเซทิลีนเขียนได้เป็น $H - C \equiv C - H$

∴ การสร้างโมเลกุลของอะเซทิลีนนี้ใช้ sp - ไฮบริดส์คาร์บอนอะตอม 2 อะตอม และไฮโดรเจนอะตอม 2 อะตอม



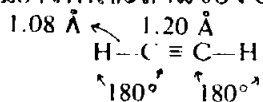
รูปที่ 1.14 แสดงการสร้างโมเลกุลของอะเซทิลีน $\text{HC} \equiv \text{CH}$

จะเห็นว่าเมื่อ sp - ไฮบริดออร์บิทัลของแต่ละคาร์บอนมาเหลื่อมซ้อนกันจะได้พันธะซิกมา $C_{sp} - C_{sp}$ sp - ไฮบริดออร์บิทัลในแต่ละคาร์บอนเหลื่อมซ้อนกับ s - ออร์บิทัลของไฮโดรเจนอะตอมได้พันธะซิกมา $C_{sp} - H_s$

ส่วน $2p$ - ออร์บิทัลที่ไม่เกิดการไฮบริดในแต่ละคาร์บอนจะเข้าเหลื่อมซ้อนแบบที่ lobe ทั้งคู่เหลื่อมซ้อนทางด้านขนานกันได้พันธะไพ 2 พันธะ พันธะไพทั้งสองพันธะไม่ได้แยกกันอยู่อิสระ จะอยู่เป็นรูปร่างทรงกระบอกดังรูปที่ 1.14

พันธะสามของ $C \equiv C$ จะมีพลังงานของพันธะ 230 กิโลแคลอรีต่อโมล หรือ 692 กิโลจูลต่อโมล ดังนั้นพันธะสามของ $C \equiv C$ ในอะเซทิลีนจะแข็งแรงกว่าพันธะคู่ของ $C = C$ ในอีthin และพันธะเดี่ยว $C - C$ ในอีเทนตามลำดับ

ความยาวพันธะสามของ $C \equiv C$ 1.20 Å



จะเห็นว่าพันธะสาม $C \equiv C$ จะสั้นที่สุดเมื่อเทียบกับพันธะคู่และพันธะเดี่ยวระหว่างคาร์บอนอะตอม ทั้งนี้เพราะการที่เกิดพันธะไพ 2 พันธะนั้นจะมีการดึงอะตอมของคาร์บอนเข้ามาใกล้กัน พันธะสามไม่มีการหมุนได้อย่างอิสระ

1.8 อิเล็กโตรเนกาติวิตีและความมีขั้ว (Electronegativity and polarity)

ได้กล่าวมาแล้วว่าพันธะในสารประกอบอินทรีย์เป็นพันธะโคเวเลนต์ซึ่งมีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันระหว่างสองอะตอม บางทีการใช้อิเล็กตรอนรวมกันไม่ได้เท่ากันทั้งสองอะตอมของพันธะนั้น ทั้งนี้ขึ้นอยู่กับว่าอะตอมนั้น ๆ มีอิเล็กโตรเนกาติวิตีเป็นอย่างไร ถ้าสองอะตอมนั้นมีอิเล็กโตรเนกาติวิตีแตกต่างกันมาก พันธะนั้นจะมีความมีขั้วมาก

อิเล็กโตรเนกาติวิตีคือ ความสามารถที่อะตอมจะดึงดูดอิเล็กตรอนเข้าหาอะตอมนั้น อิเล็กโตรเนกาติวิตีของอะตอมจะมีค่ามากหรือน้อยขึ้นอยู่กับ

1. ประจุนิวเคลียสสุทธิหรือที่เรียกว่า kernel charge ซึ่ง kernel charge ก็คือจำนวนโปรตอนลบด้วยจำนวน nonvalence อิเล็กตรอน

2. ระยะทางของอิเล็กตรอนในวงนอกสุดที่ห่างจากนิวเคลียส

ถ้าประจุนิวเคลียสสุทธิหรือ kernel charge มาก อิเล็กโตรเนกาติวิตีจะมาก

ถ้าระยะอิเล็กตรอนในวงนอกสุดอยู่ห่างจากนิวเคลียสมาก อิเล็กโตรเนกาติวิตีก็จะน้อย

จากตารางธาตุ ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีจะเพิ่มจากซ้ายไปขวาในคาบเดียวกัน และจะเพิ่มจากล่างขึ้นบนในกลุ่มหนึ่ง ๆ ค่าของอิเล็กโตรเนกาติวิตีเป็นค่าที่ Linus Pauling ได้กำหนดขึ้น ดูจากตาราง 1.4 ค่านี้วัดไม่ได้ โดยถือว่าฟลูออรีนเป็นธาตุที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูงสุด = 4 สามารถจะรับอิเล็กตรอนเพื่อให้ครบในวงนอกสุดได้ทันที

kernel charge ของอะตอมของธาตุบางชนิดมีดังนี้

+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
H	Be	B	C	N	O	F

ตารางที่ 1.4
ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุบางชนิด

H							
2.1							
Li	Be	B	C	N	O	F	
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0	
							Br
							2.8
							I
							2.5

kernel charge เพิ่มขึ้น →
อิเล็กโตรเนกาติวิตีเพิ่มขึ้น →

↑
อิเล็กโตรเนกาติวิตีเพิ่มขึ้น
↑
ขนาดของอะตอมเล็กลง

จากตารางที่ 1.4 จะเห็นได้ว่าค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุคาร์บอนใกล้เคียงกับไฮโดรเจน แต่ก็สูงกว่าไฮโดรเจนเล็กน้อย

พันธะโคเวเลนต์แบ่งออกเป็น 2 ชนิด คือ พันธะชนิดมีขั้ว (polar) และชนิดไม่มีขั้ว (nonpolar)

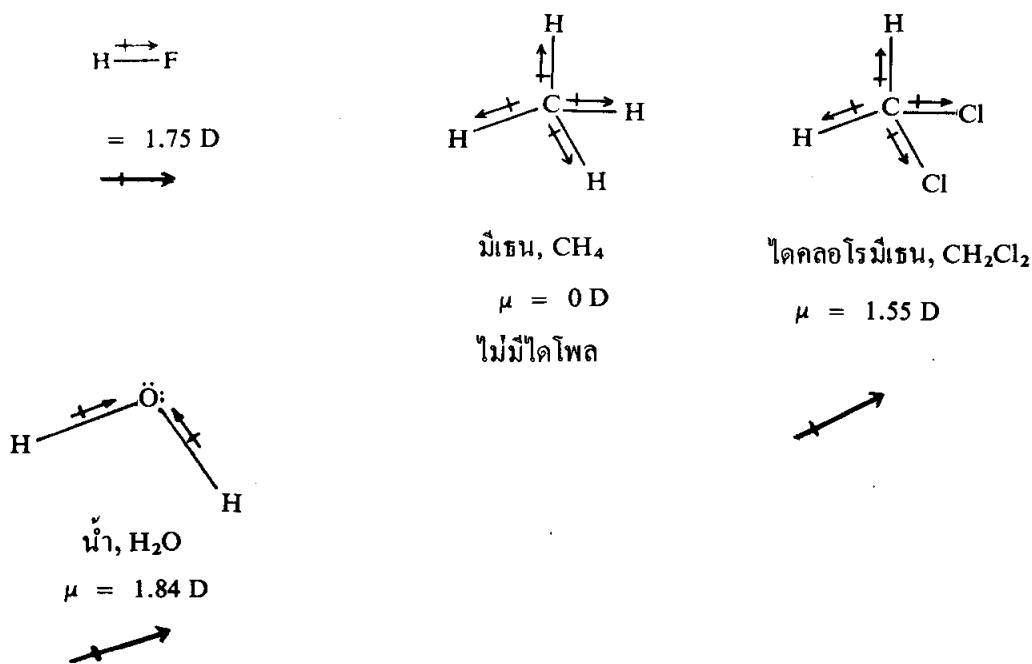
พันธะโคเวเลนต์จะเป็นชนิดไม่มีขั้วเมื่ออิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันในการเกิดพันธะกระจายอยู่ระหว่างสองอะตอมนั้นเท่า ๆ กัน เช่น H - H, Cl - Cl ทั้งนี้เพราะสองอะตอมนั้นมีอิเล็กโตรเนกาติวิตีเท่ากัน

พันธะโคเวเลนต์จะเป็นชนิดมีขั้ว เมื่ออิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันในการสร้างพันธะกระจายอยู่ระหว่างสองอะตอมนั้นไม่เท่ากัน ทั้งนี้เพราะอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่างกัน อะตอมของธาตุที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูงกว่าจะดึงอิเล็กตรอนได้แรงกว่าจึงมีประจุลบค่อนข้างสูงกว่า อาจใช้เครื่องหมาย \rightarrow เขียนไว้ที่พันธะเพื่อแสดงทิศทางของความมีขั้วโดยที่หัวลูกศรจะชี้ไปทางปลายที่เป็นประจุลบ หรือใช้เครื่องหมาย δ ซึ่งเป็นลักษณะไอออนิกเล็กน้อย (partial ionic character) โดยเขียนเครื่องหมาย δ^+ (หมายถึง partial positive charge) ไว้เหนืออะตอมที่ขาดอิเล็กตรอน (electron - deficient atom) ซึ่งก็คืออะตอมที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตี

ต่ำกว่าและอิเล็กตรอนของอะตอมนั้นถูกดึงไป เขียนเครื่องหมาย δ^- (หมายถึง partial negative charge) ไว้เหนืออะตอมที่มีอิเล็กตรอนมาก (electron - rich atom) ซึ่งคืออะตอมที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูงกว่าจึงดึงคู่อิเล็กตรอนได้มากกว่า ตัวอย่างของพันธะชนิดที่มีขั้วคือ $\overset{+}{\text{H}} - \overset{-}{\text{Cl}}$, $\overset{+}{\text{H}} - \overset{-}{\text{F}}$

ในกรณีที่โมเลกุลประกอบด้วยหลายอะตอม เมื่อจะกล่าวถึงความมีขั้วของโมเลกุลนั้นจะกล่าวโดยใช้ไดโพลโมเมนต์สุทธิ (net dipole moment) ซึ่งคำนวณได้จากผลรวมเวกเตอร์ของไดโพลโมเมนต์ของแต่ละพันธะ ดังนั้นความมีขั้วของโมเลกุลไม่ได้ขึ้นอยู่กับความมีขั้วของพันธะใดพันธะหนึ่งอย่างเดียวเท่านั้นแต่ขึ้นอยู่กับรูปร่างของโมเลกุลด้วย

ค่าไดโพลโมเมนต์ใช้สัญลักษณ์ μ มีหน่วยเป็น debye (สัญลักษณ์ D) ซึ่ง 1D เท่ากับ 10^{-18} esu.cm หรือเท่ากับ 3.33×10^{-30} คูโลมบ์เมตร (ระบบ SI)



ค่าไดโพลโมเมนต์โดยทั่ว ๆ ไปจะมีค่าอยู่ระหว่าง 0 - 2 D

ตัวอย่างของค่าไดโพลโมเมนต์ของสารประกอบอินทรีย์ต่าง ๆ ดูจากตารางที่ 1.5

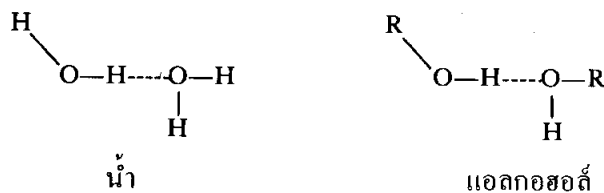
ตารางที่ 1.5

ค่าไดโพลโมเมนต์ของสารประกอบอินทรีย์ต่างๆ

สารประกอบ	ค่าไดโพลโมเมนต์ (μ) หน่วยเป็น D
มีเทน CH_4	0 (ไม่มีไดโพล)
เตตระคลอโรมีเทน CCl_4	0 (ไม่มีไดโพล)
ไตรคลอโรมีเทน CHCl_3	1.02 D
ไดคลอโรมีเทน CH_2Cl_2	1.55 D
คลอโรมีเทน CH_3Cl	1.87 D

1.9 พันธะไฮโดรเจน (Hydrogen bonds)

โมเลกุลของสารประกอบที่ประกอบด้วยพันธะ F - H, O - H, N - H หรือ S - H จะเป็นสารประกอบชนิดมีขั้ว จะมีแรงระหว่างโมเลกุลแบบ dipole - dipole attraction ที่มากกว่าปกติ ทั้งนี้เพราะเกิดพันธะไฮโดรเจนขึ้น เช่น โมเลกุลของน้ำ (H_2O) หรือแอลกอฮอล์ ($\text{R} - \text{OH}$) มีอะตอมของไฮโดรเจนยึดอยู่กับออกซิเจนอะตอมซึ่งมีอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง ออกซิเจนอะตอมจะดึงอิเล็กตรอนเข้าใกล้ตัวเองมาก ทำให้อะตอมของไฮโดรเจนมีความเป็นประจุบวกมาก จึงสามารถที่จะดึงดูดคู่อิเล็กตรอนโดดเดี่ยว (lone pair electrons) จากอะตอมอื่นที่อยู่ใกล้เคียงได้ อะตอมอื่นในที่นี้อาจจะอยู่ในโมเลกุลเดียวกันหรืออยู่ในโมเลกุลอื่นก็ได้ ทำให้เกิดพันธะขึ้นที่เรียกว่าพันธะไฮโดรเจน (hydrogen bonds) พันธะนี้เป็นแรงดึงดูดของไฟฟ้าสถิตย์ (electrostatic attraction) เช่น



พันธะไฮโดรเจนเขียนเป็นเส้นจุด ๆ --- พลังงานพันธะไฮโดรเจนโดยทั่วไปจะมีค่าประมาณ 5 ถึง 200 กิโลจูลต่อโมล จะเห็นว่ามีค่าค่อนข้างน้อยเมื่อเทียบกับพันธะ

โคเวเลนต์ C - H และ C - C ซึ่งมีพลังงานพันธะประมาณ 410 และ 350 กิโลจูลต่อโมลตามลำดับ พันธะไฮโดรเจนจึงไม่ค่อยจะแข็งแรงมากนัก

พันธะไฮโดรเจนสามารถถูกสร้างขึ้นในโมเลกุลเดียวกันเรียกว่า Intramolecular hydrogen bonding หรือ ถูกสร้างขึ้นระหว่างโมเลกุลเรียกว่า Intermolecular hydrogen bonding ทั้งนี้ขึ้นอยู่กับลักษณะสูตรโครงสร้างของโมเลกุล พันธะไฮโดรเจนจะมีผลต่อคุณสมบัติของสารประกอบเป็นอย่างมาก เช่น การละลาย (solubility) จุดเดือด (boiling points) จุดหลอมเหลว (melting points) การจัดรูปร่างของโมเลกุล (conformations) ฯลฯ

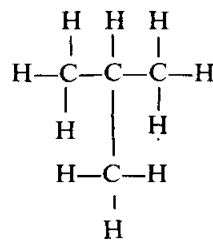
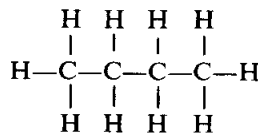
1.10 ไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้าง (Structural isomer)

ในบางครั้งจะพบว่าสารประกอบอินทรีย์ มีสูตรโมเลกุล (molecular formula) เหมือนกัน แต่สูตรโครงสร้าง (structural formula) แตกต่างกัน เราเรียกสารประกอบเหล่านี้ว่า ไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้าง หรือโครงสร้างเหล่านี้เป็นไอโซเมอร์ (isomeric) ซึ่งกันและกัน

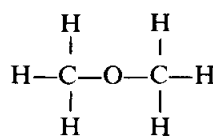
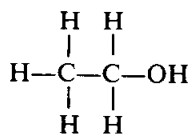
ไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้างเหล่านี้มักจะมีคุณสมบัติแตกต่างกันไม่มากนัก และถ้ามีจำนวนอะตอมในโมเลกุลมากขึ้นยิ่งจะมีจำนวนไอโซเมอร์จะมากขึ้นตามลำดับ



C_4H_{10} มี 2 ไอโซเมอร์ คือ



$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ มี 2 ไอโซเมอร์ คือ



Ethyl alcohol

Dimethyl ether

(เป็นของเหลว มีจุดเดือด 78.5°)

(เป็นก๊าซ จุดเดือด -24.9°)

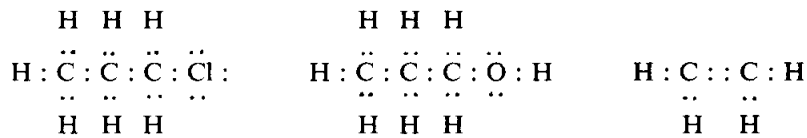
- C_5H_{12} มี 3 ไอโซเมอร์
- C_6H_{14} มี 5 ไอโซเมอร์
- C_8H_{18} มี 18 ไอโซเมอร์
- $C_{10}H_{22}$ มี 75 ไอโซเมอร์

1.11 วิธีการเขียนสูตรโครงสร้างของสารประกอบอินทรีย์

การเขียนสูตรโครงสร้างของสารประกอบอินทรีย์เขียนได้หลายแบบ การเขียนแต่ละแบบนั้นมีทั้งข้อดีและข้อเสีย อย่างไรก็ตามจะเลือกเขียนแบบใดก็ได้แล้วแต่โอกาสที่เหมาะสมที่สุด

วิธีเขียนสูตรโครงสร้างแบบต่าง ๆ มีดังต่อไปนี้คือ

1. แบบ electron – dot structure หรือ Lewis's structure โดยการเขียนจุด (dot) แสดงเวเลนซ์อิเล็กตรอน ซึ่งแสดงให้เห็นได้ชัดว่าเป็นอิเล็กตรอนคู่ที่ใช้ร่วมกันหรือเป็นอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว เช่น



วิธีการเขียนแบบนี้อาจจะมีข้อเสียก็คือ จะทำให้สูตรโครงสร้างดูยุ่งเหยิงและใช้เนื้อที่ในการเขียนมาก และกรณีที่มีหมู่ฟังก์ชันนัลอยู่ด้วยจะสังเกตได้ไม่ชัดเจน

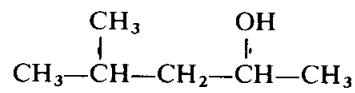
2. แบบ dash formula เขียนโดยใช้ขีด (dash) แทนพันธะ สำหรับกรณีที่ต้องการแสดงอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวก็นำจุดแสดงไว้ เช่น



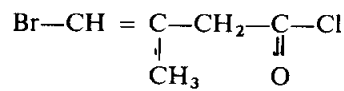
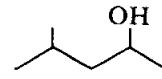
วิธีการเขียนแบบนี้จะแสดงชนิดของพันธะเคมีได้ชัดเจน จะสังเกตหมู่ฟังก์ชันนัลได้ง่ายขึ้น แต่ก็มีข้อเสียคือจะใช้เนื้อที่ในการเขียนมากถ้าต้องการเขียนสูตรโครงสร้างของสารประกอบโมเลกุลใหญ่

3. แบบ condensed formula ให้เขียนคาร์บอนแต่ละอะตอมพร้อมอะตอมที่เกาะอยู่ไว้บรรทัดเดียวกันโดยเขียนติดต่อกัน และไม่มีจุดหรือขีดแสดงพันธะ ถ้าอะตอมที่

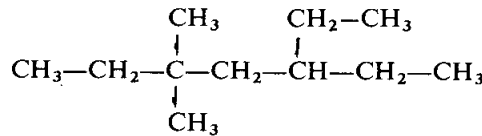
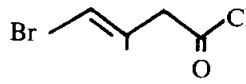
chain) ก็ใช้หลักเช่นเดียวกัน เช่น



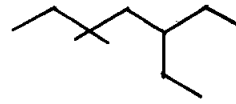
เขียนเป็น



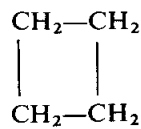
เขียนเป็น



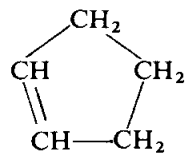
เขียนเป็น



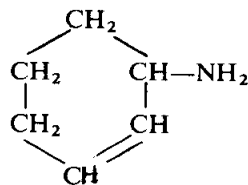
สำหรับพวกที่เป็นวงเช่น สารประกอบพวกอะลิไซคลิกให้เขียนพันธะหักมุมตามรูปเหลี่ยมเดิมนั้น เช่น



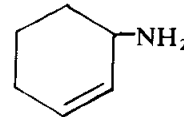
เขียนเป็น



เขียนเป็น



เขียนเป็น

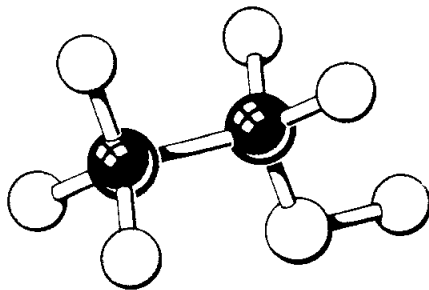


วิธีการเขียนสูตร โครงสร้างแบบนี้จะเป็นวิธีเขียนที่เขียนง่ายและรวดเร็ว

6. แบบ 3 มิติ การเขียนสูตรโครงสร้างแบบนี้จะแสดงโครงสร้างการจัดอะตอมต่าง ๆ ของโมเลกุลในที่ว่าง (space) เหมาะสำหรับเขียนแสดงสเตอริโอเคมี (stereochemistry)

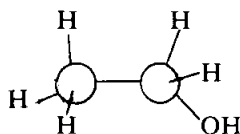
ของสารประกอบนั้น ๆ เช่น เอทานอล $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ ถ้าใช้แบบจำลอง (model) โม-

เลกุลชนิด ball - and-stick models สร้างโมเลกุลจะได้เป็น

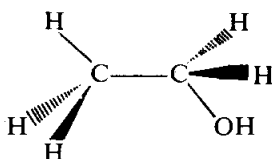


สูตรโครงสร้าง 3 มิติ สามารถเขียนได้ 2 แบบคือ

6.1 แบบ circle - and - line structure โดยใช้เครื่องหมายวงกลมแทนอะตอมต่าง ๆ ที่ต้องการแสดงการจัดตัวของอะตอมหรือหมู่อะตอมที่เกาะอยู่ และเส้นตรงแทนพันธะเขียนให้เป็นภาพ 3 มิติ เช่น ถ้าจะเขียนสูตรโครงสร้างของเอทานอลข้างต้นจะได้เป็น



6.2 แบบ dash - line - wedge structure เขียนโดยอาศัยหลักที่ว่า ถ้าอะตอมอยู่ในทิศที่ชี้ขึ้นเหนือระนาบของกระดาษ ให้เขียนพันธะเป็นรูปลิ้ม (wedge) ทึบ (▶) ถ้าอะตอมอยู่ในทิศชี้ลงใต้ระนาบของกระดาษให้เขียนพันธะเป็นรูปลิ้มจืด ๆ (▨) และถ้าอะตอมใดที่อยู่ระนาบเดียวกับกระดาษก็เขียนเป็นเส้นขีดธรรมดา เช่น เอทานอลข้างต้นเขียนได้เป็น



1.12 การเรียกชื่อสารประกอบอินทรีย์

แต่เดิมนั้นสารประกอบอินทรีย์ส่วนใหญ่จะถูกตั้งชื่อตามแหล่งกำเนิดของสารประกอบนั้น ๆ เช่น acetic acid มาจากคำว่า acetum ในภาษาละตินซึ่งแปลว่า vinegar ฯลฯ การเรียกชื่อเดิมตามที่ตั้งกันมานั้นเรียกว่า ชื่อสามัญ (common name หรือ trivial name)

ซึ่งชื่อสามัญนี้ก็ยังมีใช้กันอยู่บ้าง และมักจะใช้เรียกชื่อสารประกอบอินทรีย์ที่โมเลกุลไม่ยุ่งยากมากนัก

ต่อมาเมื่อมีการค้นพบสารประกอบอินทรีย์จำนวนมากมากขึ้น วิธีการเรียกชื่อจึงจำเป็นต้องมีระบบที่ดี ไม่สับสนและยุ่งยากในการจดจำ ในปี ค.ศ. 1892 คณะนักเคมีเริ่มมีการช่วยกันวางหลักเกณฑ์ในการเรียกชื่อให้เป็นระบบ และได้มีการปรับปรุงแก้ไขหลายครั้งจนได้ระบบการเรียกชื่อที่เป็นที่ยอมรับและใช้ได้ทั่วโลก ระบบนั้นคือ ระบบ IUPAC ซึ่งย่อมาจากคำว่า The International Union of Pure and Applied Chemistry

การเรียกชื่อตามระบบ IUPAC มีกฎเกณฑ์ดังต่อไปนี้

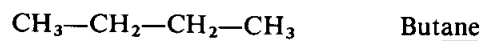
1. เลือกโซ่อะตอมของคาร์บอนโซ่ที่ยาวที่สุดเป็นโซ่หลัก (parent chain) ในกรณีที่มีหมู่ฟังก์ชันนัลในโมเลกุล โซ่หลักนั้นจะต้องมีหมู่ฟังก์ชันนัลอยู่ด้วย ให้นับจำนวนคาร์บอนในโซ่หลัก และใช้คำนำหน้า (prefix) ดังนี้

จำนวนคาร์บอนอะตอมในโซ่หลัก	ชื่อคำนำหน้า
1	meth-
2	eth-
3	prop-
4	but-
5	pent-
6	hex-
7	hept-
8	oct-
9	non-
10	dec-

2. คำต่อท้าย (suffix) ชื่อสารประกอบเพื่อบอกชนิดของสายโซ่คาร์บอน มีดังนี้
 - ane แสดงว่าเป็นสารประกอบไฮโดรคาร์บอนชนิดอิ่มตัว (saturated hydrocarbon) ได้แก่ พวกอัลเคน (alkanes)
 - ene แสดงว่าเป็นสารประกอบไฮโดรคาร์บอนชนิดไม่อิ่มตัว (unsaturated hydrocarbon)

- ที่มีพันธะคู่ $C = C$ ได้แก่ พวกอัลคีน (alkenes)
- yne แสดงว่าเป็นสารประกอบไฮโดรคาร์บอนชนิดไม่อิ่มตัวที่มีพันธะสาม $C \equiv C$ ได้แก่ พวกอัลไคน์ (alkynes)
- yl แสดงว่าเป็นหมู่อะตอมของไฮโดรคาร์บอนที่ขาดไฮโดรเจนไปหนึ่งอะตอม (R—) ได้แก่
- ก. หมู่อัลคิล (alkyl group) เมื่อ R - เป็นหมู่อะตอมของไฮโดรคาร์บอนที่อิ่มตัว
- ข. หมู่อัลคีนีล (alkenyl group) เมื่อ R - เป็นหมู่อะตอมของไฮโดรคาร์บอนชนิดไม่อิ่มตัวที่มีพันธะคู่
- ค. หมู่อัลไคนีล (alkynyl group) เมื่อ R - เป็นหมู่อะตอมของไฮโดรคาร์บอนชนิดไม่อิ่มตัวที่มีพันธะสาม

ตัวอย่าง



3. คำต่อท้ายที่ใช้ตามหลังคำต่อท้ายของไฮโดรคาร์บอนโซ่หลักในกรณีมีหมู่ฟังก์ชันนัลอยู่ด้วย คำต่อท้ายต่อไปนี้จะบอกถึงชนิดของหมู่ฟังก์ชันนัล

- ol ได้แก่พวกแอลกอฮอล์ (alcohol) ซึ่งมีหมู่ฟังก์ชันนัล $-OH$

- one ได้แก่พวกคีโตน (ketone) ซึ่งมีหมู่ฟังก์ชันนัล $\begin{array}{c} O \\ || \\ -C- \end{array}$

- al ได้แก่พวกอัลดีไฮด์ (aldehyde) ซึ่งมีหมู่ฟังก์ชันนัล $\begin{array}{c} O \\ || \\ -C-H \end{array}$

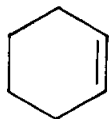
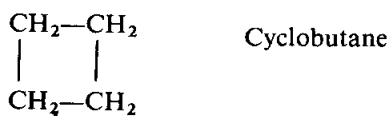
- oic acid ได้แก่พวกกรดคาร์บอกซิลิก (carboxylic acid) ซึ่งมีหมู่ฟังก์ชันนัล $\begin{array}{c} O \\ || \\ -C-OH \end{array}$

- oate ได้แก่พวกเกลือ ($\begin{array}{c} O \\ || \\ -C-O^- \end{array}$) และพวกเอสเทอร์ (ester, $\begin{array}{c} O \\ || \\ -C-OR \end{array}$)

- onitrile ได้แก่พวกไนไตรล ($-CN$)

- oyl	ได้แก่หมู่เอซิด (acyl, R—C—)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}- \end{array}$
	ตัวอย่าง	
	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	Ethanoic acid (ชื่อสามัญเรียกว่า Acetic acid)
	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{OH}$	Ethanol (ชื่อสามัญเรียกว่า Ethyl alcohol)
	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	Ethanal (ชื่อสามัญเรียกว่า Acetaldehyde)
	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Propanone (ชื่อสามัญเรียกว่า Acetone)

4. สารประกอบพวกอะลิไซคลิกหรือคาร์โบไซคลิก ให้ใช้คำว่า “cyclo” นำหน้าชื่อไฮโดรคาร์บอนหลักที่เป็นวงนั้น ดังนั้นคำว่า “cyclo” จึงบอกถึงว่าไฮโดรคาร์บอนนั้นไซต่อกันเป็นวง เช่น



Cyclohexene

5. ในบางกรณีที่มีหมู่ฟังก์ชันนัลและจะต้องใช้คำนำหน้าเพื่อที่จะบอกถึงหมู่ฟังก์ชันนัลที่เกาะอยู่ดังนี้

คำนำหน้า	หมู่ฟังก์ชันนัล
hydroxy	—OH (ของแอลกอฮอล์)
alkoxy	—OR (ของอีเทอร์)
halo	—X ซึ่งได้แก่ chloro, bromo, iodo, fluoro
keto	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ -\text{C}- \end{array}$

คำนำหน้า	หมู่ฟังก์ชันนัล
amino	$-\text{NH}_2$
nitro	$-\text{NO}_2$
cyano	$-\text{CN}$
alkyl	$-\text{R}$ (หมู่อะตอมของไฮโดรคาร์บอนที่เกาะอยู่กับโซ่หลัก)

6. ในกรณีที่มีหมู่ฟังก์ชันนัลที่เหมือนกันมากกว่าหนึ่งหมู่ขึ้นไปเกาะอยู่กับโซ่หลัก ให้ใช้คำนำหน้าเพื่อบอกถึงจำนวนของหมู่ฟังก์ชันนัลที่เหมือน ๆ กันดังนี้

คำนำหน้า	จำนวนหมู่ฟังก์ชันนัล
di-	สอง
tri-	สาม
tetra-	สี่
penta-	ห้า
hexa-	หก
hepta-	เจ็ด
octa-	แปด
nona-	เก้า
deca-	สิบ
.....

7. การกำหนดตัวเลขตำแหน่งของคาร์บอนในโซ่หลัก

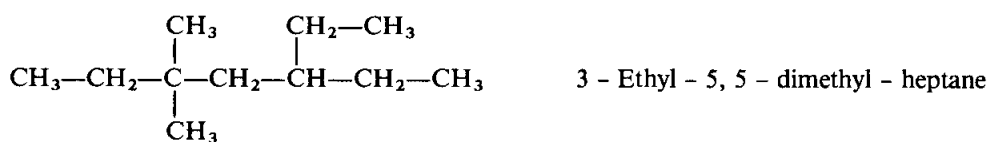
ในกรณีที่โซ่หลักมีหมู่ฟังก์ชันนัลหรือโซ่แขนงหรือพันธะชนิดไม่อิ่มตัว (unsaturated bond) เช่น พันธะคู่ พันธะสาม อยู่ด้วย มีหลักเกณฑ์ในการกำหนดตัวเลขตำแหน่งของคาร์บอนในโซ่หลักดังต่อไปนี้

ก. เมื่อเลือกโซ่ที่ยาวที่สุดในโมเลกุลเป็นโซ่หลักแล้ว ให้กำหนดตัวเลขตำแหน่งคาร์บอนเรียงจากปลายด้านหนึ่งไปยังปลายอีกด้านหนึ่ง โดยพิจารณาให้คาร์บอนที่มีหมู่

ฟังก์ชันนัลหรือโซ่แขนง หรือพันธะชนิดไม่อิ่มตัวอยู่นั้น เป็นคาร์บอนอยู่ทางด้านปลายที่ตัวเลขตำแหน่งเป็นตัวเลขน้อย ๆ

ข. ตัวเลขแสดงตำแหน่งของพันธะไม่อิ่มตัวให้ใช้ตัวเลขตำแหน่งของคาร์บอนของพันธะตัวที่มีตัวเลขตำแหน่งที่น้อยกว่า เช่น $\overset{1}{\text{CH}_3}-\overset{2}{\text{CH}}=\overset{3}{\text{CH}}-\overset{4}{\text{CH}_2}-\overset{5}{\text{CH}_3}$ 2-pentene หรือ pent - 2 - ene

ค. ในการอ่านชื่อจะต้องบอกตัวเลขของตำแหน่งหมู่ฟังก์ชันนัล ตำแหน่งโซ่แขนงหรือตำแหน่งของพันธะชนิดไม่อิ่มตัวไว้ข้างหน้า เช่น



ฯลฯ

อย่างไรก็ตามวิธีเรียกชื่อสารประกอบอินทรีย์ชนิดต่าง ๆ จะได้กล่าวอย่างละเอียดในบทเรียนเฉพาะเรื่องนั้น ๆ ต่อไป

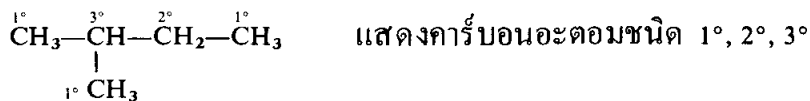
1.13 ชนิดของคาร์บอนอะตอมและไฮโดรเจนอะตอมในสารประกอบอินทรีย์

การจำแนกชนิดของคาร์บอนอะตอมอาจจำแนกตามจำนวนอะตอมของคาร์บอนที่มาเกาะอยู่

1° คาร์บอน (อ่านว่า primary carbon) คือ คาร์บอนอะตอมที่มีคาร์บอนอะตอมอื่นเกาะอยู่ 1 อะตอม ไฮโดรเจนอะตอมที่เกาะอยู่กับ 1° คาร์บอนนี้เรียกว่า 1° ไฮโดรเจน

2° คาร์บอน (อ่านว่า secondary carbon) คือ คาร์บอนอะตอมที่มีคาร์บอนอะตอมอื่นเกาะอยู่ 2 อะตอม ไฮโดรเจนที่เกาะอยู่กับ 2° คาร์บอนนี้เรียกว่า 2° ไฮโดรเจน

3° คาร์บอน (อ่านว่า tertiary carbon) คือ คาร์บอนอะตอมที่มีคาร์บอนอะตอมอื่นเกาะ 3 อะตอม ไฮโดรเจนที่เกาะอยู่กับ 3° คาร์บอนนี้เรียกว่า 3° ไฮโดรเจน
ตัวอย่าง



1.14 อนุกรมโฮโมโลกัส (Homologous series)

อนุกรมโฮโมโลกัสในเคมีอินทรีย์ หมายถึงกลุ่มของสารประกอบที่มีสูตรทั่วไปร่วมกัน สูตรของสารแต่ละตัวแตกต่างกันในจำนวนคาร์บอนและไฮโดรเจนในอนุกรมของสารประกอบตัวถัด ๆ กัน จะแตกต่างกันด้วยจำนวนคาร์บอนที่ละ 1 ตัว และไฮโดรเจนที่ละ 2 ตัว สารประกอบในอนุกรมโฮโมโลกัสเดียวกันจะมีคุณสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน คุณสมบัติทางกายภาพอาจจะเปลี่ยนไปบ้าง ถ้าเป็นสารประกอบที่มีหมู่ฟังก์ชันนั้นก็จะมีหมู่ฟังก์ชันนั้นเหมือนกัน ในแต่ละอนุกรมจะมีไอโซเมอร์ซิม

จากลักษณะดังกล่าวจึงสามารถที่จะทำนายได้ว่าสารประกอบใด ๆ ก็ตาม ในประเภทนั้น ๆ ควรจะมีคุณสมบัติเป็นอย่างไร

ตัวอย่าง

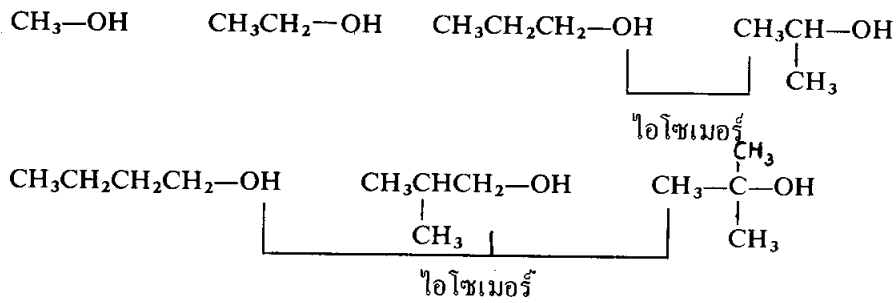
อนุกรมโฮโมโลกัสของอัลเคน ซึ่งมีสูตรทั่วไป C_nH_{2n+2} มีดังนี้



ไอโซเมอร์

..... ฯลฯ

อนุกรมโฮโมโซโลกส์ของแอลกอฮอล์ซึ่งมีสูตรทั่วไป $C_nH_{2n+1}OH$ มีดังนี้



..... ฯลฯ

สรุปเนื้อหาสาระสำคัญ

1. เคมีอินทรีย์หมายถึงการศึกษาทางเคมีของสารประกอบที่มีคาร์บอนเป็นองค์ประกอบ
2. การจำแนกสารประกอบอินทรีย์โดยคุณลักษณะคล้ายคลึงของโครงสร้างโมเลกุลจึงจำแนกออกเป็นพวกใหญ่ ๆ 4 พวก คือ (ดูหัวข้อที่ 1.1)
 1. สารประกอบอะลิเฟติก
 2. สารประกอบอะลิไซคลิก
 3. สารประกอบอะโรมาติก
 4. สารประกอบเฮเทอโรไซคลิก
3. หมู่ฟังก์ชันนัล คืออะตอมหรือหมู่อะตอมที่มีอยู่ในโมเลกุลแล้วทำให้โมเลกุลนั้น ๆ มีคุณสมบัติเฉพาะตัว โมเลกุลที่มีหมู่ฟังก์ชันนัลที่เหมือนกันมักจะมีคุณสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน ในโมเลกุลหนึ่ง ๆ อาจจะมีหมู่ฟังก์ชันนัลมากกว่าหนึ่งหมู่ก็ได้ ในปฏิกิริยาเคมีอินทรีย์มักจะเป็นปฏิกิริยาของหมู่ฟังก์ชันนัล (ดูหัวข้อที่ 1.2)
4. พันธะในสารประกอบอินทรีย์เป็นพันธะโคเวเลนต์
5. อิเล็กตรอนในอะตอมจะมีระดับพลังงานไม่เท่ากัน จึงแบ่งอิเล็กตรอนตามระดับพลังงานออกเป็นเชลล์ คือ เชลล์ที่ 1, 2, 3, 4, ... จำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละเชลล์จะมีจำนวน $2n^2$ ซึ่ง n คือ principal quantum number หรือก็คือลำดับของเชลล์นั่นเอง เชลล์ที่ 1 มีระดับพลังงานต่ำสุด และเชลล์ถัดมาจะมีระดับพลังงานสูงขึ้นตามลำดับ ดูหัวข้อที่ 1.4

6. ออร์บิทัลคือ บริเวณที่พบอิเล็กตรอนอยู่ ซึ่งจะมีขนาดและรูปร่างแตกต่างกัน
- 6.1 s - ออร์บิทัล มีอิเล็กตรอนอยู่หนาแน่นเป็นบริเวณรูปทรงกลมตัน โดยที่นิวเคลียสอยู่ที่จุดศูนย์กลางของทรงกลมตันนั้น ดูหัวข้อที่ 1.4.1
- 1s - ออร์บิทัล หมายถึง s - ออร์บิทัลในเชลล์ที่ 1
- 2s - ออร์บิทัล หมายถึง s - ออร์บิทัลในเชลล์ที่ 2
- 1s - ออร์บิทัลมีระดับพลังงานต่ำสุด
- 2s - ออร์บิทัลมีระดับพลังงานสูงกว่า 1 - ออร์บิทัล และมีขนาดใหญ่กว่า 1s - ออร์บิทัล
- 6.2 p - ออร์บิทัล จะเริ่มมีในเชลล์ที่ 2 ใน p - ออร์บิทัลจะมีอิเล็กตรอนอยู่หนาแน่นเป็นรูปเหมือนดัมเบลล์ ประกอบด้วย 3 ออร์บิทัลซึ่งอยู่ในระนาบตั้งฉากซึ่งกันและกัน คือ p_x , p_y , p_z ดูหัวข้อที่ 1.4.2
7. จำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละออร์บิทัลมีจำนวนมากที่สุดได้ 2 ตัว โดยมีทิศทางของการสปินตรงกันข้าม เขียนเป็น $\uparrow\downarrow$
- จำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละเชลล์มีดังนี้
- ในเชลล์ที่ 1 จะมีอิเล็กตรอนได้ทั้งหมด 2 ตัว คือ อยู่ใน 1s - ออร์บิทัล
- ในเชลล์ที่ 2 จะมีอิเล็กตรอนได้ทั้งหมด 8 ตัว คือ อยู่ใน 2s - ออร์บิทัล 2 ตัว และใน 2p - ออร์บิทัลอีก 6 ตัว โดยแยกเป็น p_x , p_y , p_z - ออร์บิทัลละ 2 ตัว
- ในเชลล์ที่ 3 จะมีอิเล็กตรอนได้ทั้งหมด 18 ตัว คือ อยู่ใน 3s - ออร์บิทัล 2 ตัว ใน 3p - ออร์บิทัล 6 ตัว และใน 3d - ออร์บิทัล 10 ตัว (โดยแยกเป็นแต่ละ 3d - ออร์บิทัล ออร์บิทัลละ 2 ตัว)
8. เชลล์ที่ 1 จะมีระดับพลังงานต่ำสุด เชลล์ถัดออกมาจะมีพลังงานสูงขึ้นตามลำดับ
- d - ออร์บิทัลจะมีระดับพลังงานสูงกว่าของ p - ออร์บิทัล และ s - ออร์บิทัลตามลำดับ
- แต่ละ p - ออร์บิทัลในเชลล์เดียวกันจะมีระดับพลังงานเท่ากัน
- แต่ละ d - ออร์บิทัลในเชลล์เดียวกันมีระดับพลังงานเท่ากัน
9. วิธีเขียนการจัดตัวของอิเล็กตรอนในอะตอมจะต้องแสดงเลขของลำดับเชลล์ และเลขของจำนวนอิเล็กตรอนในออร์บิทัลนั้น ๆ เช่น

H	เลขอะตอม = 1	เขียนเป็น	$1s^1$
C	เลขอะตอม = 6	เขียนเป็น	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
N	เลขอะตอม = 7	เขียนเป็น	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

ดูหัวข้อที่ 1.4.4

- โมเลกุลาร์ออร์บิทัลหมายถึงออร์บิทัลที่มีการสร้างพันธะหรือเชื่อมกันระหว่างอะตอมสองอะตอมหรือมากกว่า
- พันธะโคเวเลนต์จะถูกสร้างขึ้นเมื่ออะตอมจำนวนสองอะตอมเข้าใกล้กันระยะเหมาะสมที่อะตอมมีออร์บิทัลของอะตอมหนึ่งเข้าเหลื่อมซ้อนกับของอีกอะตอมหนึ่ง โดยที่แต่ละออร์บิทัลมีอิเล็กตรอนเดี่ยวอยู่ จะมีการแลกเปลี่ยนที่อยู่ของอิเล็กตรอนเดี่ยวทั้งสอง จึงเกิดเป็นโมเลกุลาร์ออร์บิทัล นั่นคือมีการสร้างพันธะโคเวเลนต์ ซึ่งมีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันระหว่างนิวเคลียสของสองอะตอมนี้ ในการสร้างพันธะโคเวเลนต์จะมีการคายพลังงานออกมา ดูหัวข้อที่ 1.5.1
- พลังงานสลายพันธะ คือ พลังงานที่ใช้ในการแตกหักหรือสลายพันธะ ใช้สัญลักษณ์เป็น ΔH° หรือ D มีหน่วยเป็นกิโลแคลอรีต่อโมล หรือกิโลจูลต่อโมล
- ความยาวพันธะ เป็นระยะทางเฉลี่ยเมื่ออะตอมสองอะตอมเข้ามาอยู่ใกล้กันในระยะทางที่เหมาะสมที่สุด แล้วเกิดการเหลื่อมซ้อนของอะตอมมีออร์บิทัล ซึ่งจะมีการสร้างพันธะเกิดขึ้น ความยาวพันธะนี้เป็นระยะทางที่เหมาะสมที่สุดระหว่างอะตอมที่ดึงดูดกันได้ดีที่สุด ซึ่งมีระดับพลังงานต่ำสุดและมีความเสถียรมากที่สุด ดูหัวข้อที่ 1.5.2

หน่วยความยาวพันธะเป็นหน่วย Angstroms ใช้สัญลักษณ์ Å

- มุมพันธะ คือมุมระหว่างพันธะ หน่วยเป็นองศา
- พันธะซิกมา เป็นพันธะที่เกิดขึ้นเมื่ออะตอมมีออร์บิทัลของสองอะตอมเข้าเหลื่อมซ้อนกันโดยตรง จะได้โมเลกุลาร์ออร์บิทัลที่มีรูปร่างเป็นรูปทรงกระบอกที่สมมาตรในแนวแกนที่ลากผ่านทั้งสองนิวเคลียส
- พันธะไพ เป็นพันธะที่เกิดขึ้นเมื่อ p - ออร์บิทัลของสองอะตอมเข้าเหลื่อมซ้อนกันแบบที่ lobe ทั้งคู่เหลื่อมซ้อนทางด้านขนานกัน มีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน การเกิดพันธะไพนั้นจะพบกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนสองส่วน ส่วนหนึ่งอยู่เหนือระนาบของอะตอม อีกส่วนหนึ่งอยู่ใต้ระนาบของอะตอม พันธะไพเป็นพันธะที่อ่อนกว่าพันธะซิกมา

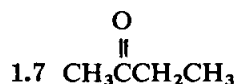
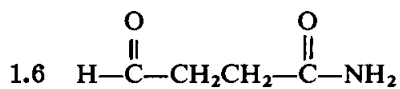
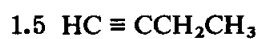
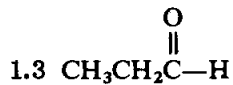
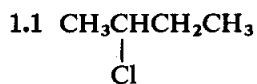
17. ไฮบริไดเซชัน หมายถึงการที่อะตอมมีออร์บิทัลต่างชนิดกันจำนวนตั้งแต่ 2 ออร์บิทัลหรือมากกว่ามารวมกัน หรือผสมกันเพื่อจัดรูปร่างเกิดเป็นออร์บิทัลใหม่ที่มีพลังงานเท่า ๆ กันและรูปร่างเหมือนกัน เช่นการไฮบริดระหว่าง s - และ p - ออร์บิทัลมีหลายแบบ
1. sp^3 - ไฮบริไดเซชัน มีรูปร่างเป็นรูปเตตระฮีดรอน มุมระหว่างไฮบริดออร์บิทัลทั้งสี่จะเท่ากันหมดคือ $109^\circ 28'$ หรือประมาณ 109.5° ตัวอย่างโมเลกุลที่มี sp^3 - ไฮบริไดเซชัน เช่น มีเทน, อีเทน, แอมโมเนีย, น้ำ ฯลฯ ดูหัวข้อที่ 1.7.1
 2. sp^2 - ไฮบริไดเซชัน มีรูปร่างเป็น trigonal planar มุมระหว่างไฮบริดออร์บิทัลจะเป็น 120° เท่ากันหมด ตัวอย่างโมเลกุลที่มี sp^2 - ไฮบริไดเซชัน เช่น อีthin สารประกอบคาร์บอนิล ฯลฯ ซึ่งมีพันธะคู่ ดูหัวข้อที่ 1.7.2
 3. sp - ไฮบริไดเซชัน มีรูปร่างเป็นแบบแนวเส้นตรงที่ลากผ่านนิวเคลียสของอะตอมนั้น มุมระหว่างไฮบริดออร์บิทัลจะเป็น 180° ตัวอย่างโมเลกุลที่มี sp - ไฮบริไดเซชัน เช่น อีthin ฯลฯ ซึ่งมีพันธะสาม ดูหัวข้อที่ 1.7.3
18. อิเล็กโตรเนกาติวิตี คือความสามารถที่อะตอมจะดึงดูดอิเล็กตรอนเข้าหาอะตอมนั้น อิเล็กโตรเนกาติวิตีจะมีค่ามากหรือน้อย ขึ้นอยู่กับ
1. kernel charge
 2. ระยะทางของอิเล็กตรอนในวงนอกสุดที่ห่างจากนิวเคลียส ดูหัวข้อที่ 1.8
19. พันธะชนิดมีขั้ว เกิดขึ้นเมื่ออะตอมทั้งสองของพันธะนั้นมีอิเล็กโตรเนกาติวิตีไม่เท่ากัน เช่น $H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$
- พันธะชนิดไม่มีขั้ว เกิดขึ้นเมื่ออะตอมทั้งสองพันธะนั้นมีอิเล็กโตรเนกาติวิตีเท่ากัน เช่น $H - H$
- ความมีขั้วของโมเลกุลดูจากค่าไดโพลโมเมนต์สุทธิ ซึ่งใช้สัญลักษณ์ μ มีหน่วยเป็น debye
20. พันธะไฮโดรเจน เกิดขึ้นเมื่อไฮโดรเจนอะตอมเกาะอยู่กับอะตอมของธาตุที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง อะตอมของธาตุนั้นจะดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเอง จะทำให้ไฮโดรเจนมีความเป็นประจุบวก จึงสามารถดึงดูดคู่อิเล็กตรอน โดดเดี่ยวจากอะตอมอื่นที่อยู่ใกล้เคียงจึงเกิดเป็นพันธะไฮโดรเจนขึ้น โดยเขียนพันธะเป็นเส้น --- พันธะไฮโดรเจนสามารถเกิดขึ้นในโมเลกุลเดียวกันหรือต่างโมเลกุลก็ได้ ดูหัวข้อที่ 1.9

21. พันธะในสารประกอบอินทรีย์ มี 3 ชนิด
 1. พันธะเดี่ยว ซึ่งเป็นพันธะซิกมา
 2. พันธะคู่ ประกอบด้วย 1 พันธะซิกมา และ 1 พันธะไพ
 3. พันธะสาม ประกอบด้วย 1 พันธะซิกมา และ 2 พันธะไพ
22. ไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้าง เป็นไอโซเมอร์ที่มีสูตรโมเลกุลเหมือนกัน แต่สูตรโครงสร้างต่างกัน ถ้ามีจำนวนอะตอมในโมเลกุลมากจำนวนไอโซเมอร์ก็จะยิ่งมาก ดูหัวข้อที่ 1.10
23. วิธีการเขียนสูตรโครงสร้างของสารประกอบอินทรีย์มีหลายแบบ (ดูหัวข้อที่ 1.11)
 1. แบบ electron - dot structure
 2. แบบ dash formula
 3. แบบ condensed formula
 4. แบบ ผสม
 5. แบบ bond - line formula
 6. แบบ 3 มิติ ซึ่งมี 2 แบบ
 - 6.1 แบบ circle - and - line structure
 - 6.2 แบบ dash - line - wedge structure
24. ระบบการเรียกชื่อสารประกอบอินทรีย์มีระบบสามัญและระบบ IUPAC ดูหัวข้อที่ 1.12
25. ชนิดของคาร์บอนอะตอมจำแนกตามจำนวนอะตอมของคาร์บอนที่เกาะอยู่เป็น
 - 1° คาร์บอน คือ คาร์บอนอะตอมที่มีคาร์บอนอะตอมอื่นเกาะอยู่ 1 อะตอม
 - 2° คาร์บอน คือ คาร์บอนอะตอมที่มีคาร์บอนอะตอมอื่นเกาะอยู่ 2 อะตอม
 - 3° คาร์บอน คือ คาร์บอนอะตอมที่มีคาร์บอนอะตอมอื่นเกาะอยู่ 3 อะตอม
 และจำแนกชนิดของไฮโดรเจนอะตอมตามชนิดของคาร์บอน
 - 1° ไฮโดรเจน คือ ไฮโดรเจนอะตอมที่เกาะอยู่กับ 1° คาร์บอน
 - 2° ไฮโดรเจน คือ ไฮโดรเจนอะตอมที่เกาะอยู่กับ 2° คาร์บอน
 - 3° ไฮโดรเจน คือ ไฮโดรเจนอะตอมที่เกาะอยู่กับ 3° คาร์บอน
26. อนุกรมโฮโมโลกัส หมายถึง กลุ่มของสารประกอบที่มีสูตรทั่วไปร่วมกันมีหมู่ฟังก์ชันคล้ายกัน สูตรของสารแต่ละตัวแตกต่างกันในจำนวนคาร์บอนและไฮโดรเจน (แตกต่างกันด้วยจำนวนคาร์บอนที่ละ 1 ตัว และไฮโดรเจนที่ละ 2 ตัว ในอนุกรม

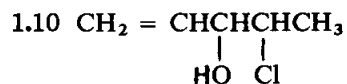
ของสารประกอบถัด ๆ กัน) สารประกอบในอนุกรมไฮโมโลกัสเดียวกันจะมีคุณสมบัติ
ทางเคมีคล้ายคลึงกัน ดูหัวข้อที่ 1.14

แบบฝึกหัดทบทวนบทที่ 1

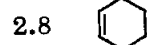
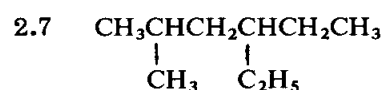
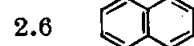
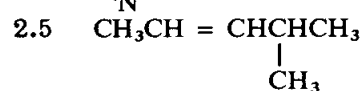
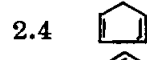
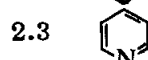
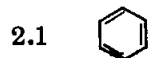
1. จงหาว่ามีหมู่ฟังก์ชันชนิดอะไรบ้างในสารประกอบต่อไปนี้



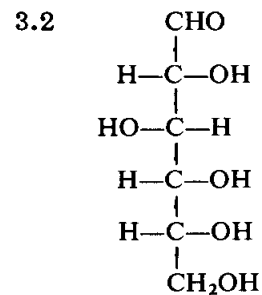
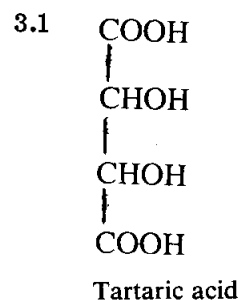
1.9



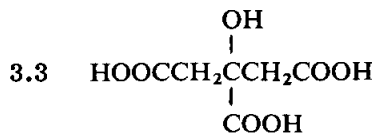
2. สารประกอบต่อไปนี้เป็นสารประกอบพวกใด ?



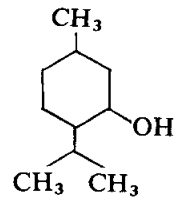
3. สารประกอบต่อไปนี้ มีหมู่ฟังก์ชันชนิดใดในโมเลกุล ?



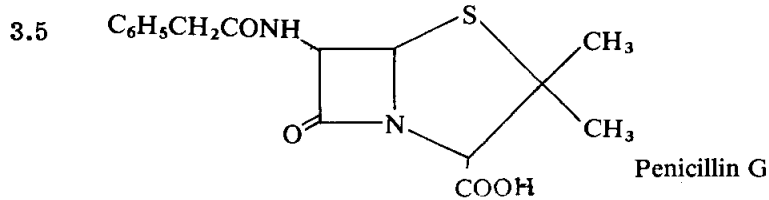
Glucose



Citric acid



Menthol



4. จงอธิบายความหมายต่อไปนี้

- | | |
|--------------------------------|-----------------------------|
| 4.1 ไฮบริดเซชัน | 4.2 พันธะไพ |
| 4.3 พันธะซิกมา | 4.4 อะตอมมิกออร์บิทัล |
| 4.5 อิเล็กโตรเนกาติวิตี | 4.6 พันธะไฮโดรเจน |
| 4.7 โมเลกุลชนิดมีขั้ว | 4.8 โมเลกุลชนิดไม่มีขั้ว |
| 4.9 วิธีการจัดตัวของอิเล็กตรอน | 6.10 พันธะชนิดมีขั้ว |
| 4.11 หมู่ฟังก์ชันนัล | 4.12 ไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้าง |

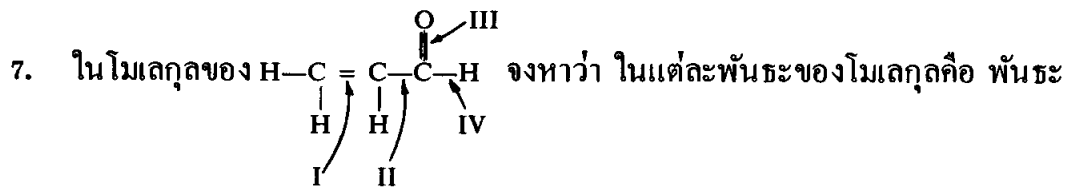
5. พันธะ C - H เป็นพันธะที่ได้จากการเข้าเหลื่อมซ้อนของ sp^3 - ไฮบริดออร์บิทัล และ s - ออร์บิทัล นั่นคือ $C_{sp^3} - H$, จงหาว่าพันธะต่อไปนี้ถูกสร้างขึ้นอย่างไร

- | | |
|------------------|------------|
| 5.1 C - C | 5.2 C - O |
| 5.3 C - N | 5.4 N - N |
| 5.5 C = C | 5.6 C - Cl |
| 5.7 $C \equiv C$ | 5.8 C = O |
| 5.9 C = N | 5.10 B - C |

6. จงเขียนสูตรโครงสร้างแบบ electron - dot structure และแบบ condensed formula รวมทั้งเวเลนซ์อิเล็กตรอน และเน้นหมู่ฟังก์ชันนัลของ

- 6.1 ทุก ๆ ไอโซเมอร์ของ C_3H_8O
 6.2 ทุก ๆ ไอโซเมอร์ของ C_4H_8

(ข้อแนะนำ : อาจจะมีไอโซเมอร์ที่เป็นวงและที่มีพันธะไม่อิ่มตัว)



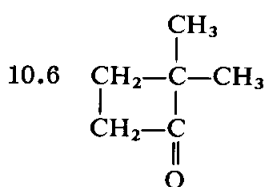
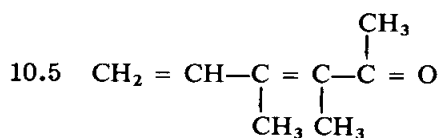
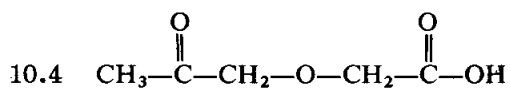
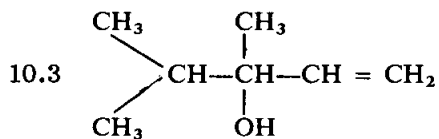
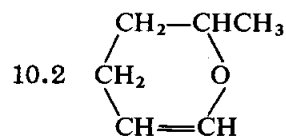
ที่ I, II, III, IV ถูกสร้างขึ้นโดยอะตอมมิกออร์บิตลอะไรบ้าง

8. จงเขียน σ หรือ σ^* ไว้เหนืออะตอมในพันธะต่อไปนี้
- | | |
|-----------|------------|
| 8.1 C - H | 8.2 C - N |
| 8.3 N - H | 8.4 C - Cl |
| 8.5 C - S | 8.6 C - O |
| 8.7 C - F | 8.8 S - O |
| 8.9 N - O | 8.10 B - F |

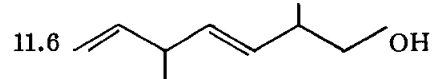
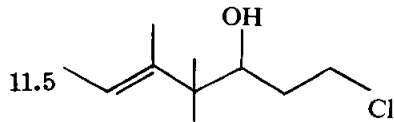
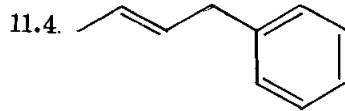
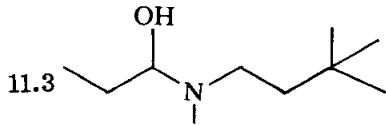
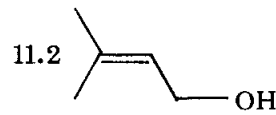
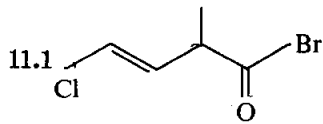
9. จงเรียงลำดับความมีขั้วของโมเลกุลต่อไปนี้



10. จงเขียนโครงสร้างแบบ bond - line ของสารประกอบต่อไปนี้



11. จากโครงสร้างแบบ bond - line ต่อไปนี้ จงเขียนโครงสร้างแบบผสมระหว่าง condensed formula กับ dash formula



12. จงเขียนรูปเพื่อแสดง

12.1 p - ออร์บิตอล

12.2 s - ออร์บิตอล

12.3 ออร์บิตอลที่ได้จากการไฮบริดระหว่างออร์บิตอลต่อไปนี้

ก. หนึ่ง p - กับหนึ่ง s - ออร์บิตอล

ข. สอง p - กับหนึ่ง s - ออร์บิตอล

ค. สาม p - กับหนึ่ง s - ออร์บิตอล

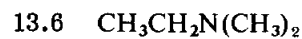
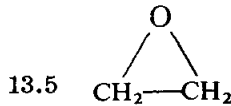
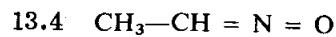
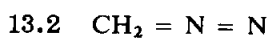
12.4 ออร์บิตอลที่ได้จากอะตอมที่เป็น sp^3 - ไฮบริไดเซชัน สองอะตอมที่อยู่ติดกัน มารวมกัน

12.5 ออร์บิตอลที่ได้จากการเข้าเหลื่อมซ้อนทางด้านขนานของ p - ออร์บิตอลจำนวน สองออร์บิตอลของแต่ละอะตอมที่อยู่ติดกัน

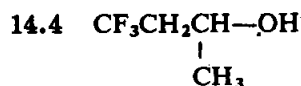
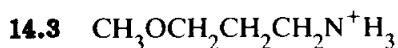
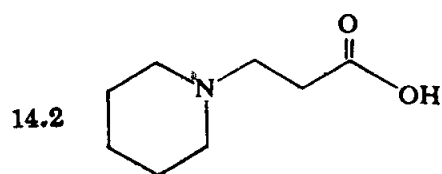
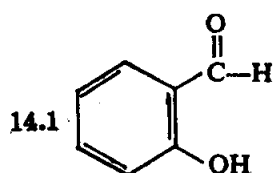
12.6 พันธะซิกมาของเบนซีน

12.7 พันธะไพของ butadiene

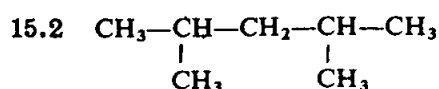
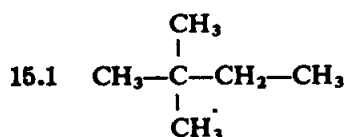
13. จงเขียนประจุและเต็มอเล็กตรอนคู่ที่ไม่ได้ใช้สร้างพันธะในอะตอมของโครงสร้างต่อไปนี้



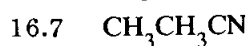
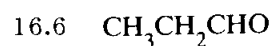
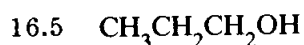
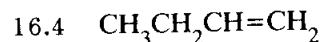
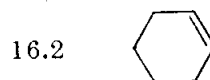
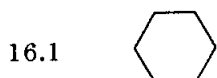
14. จงเขียนพันธะไฮโดรเจนชนิดที่สร้างขึ้นในโมเลกุลเดียวกันของสารประกอบต่อไปนี้



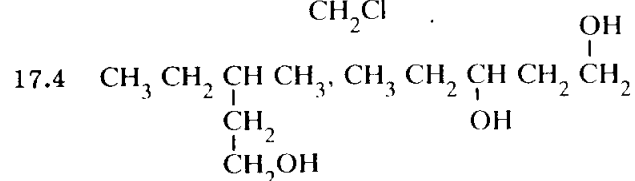
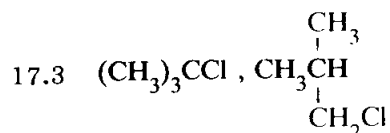
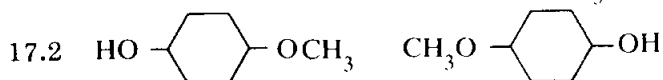
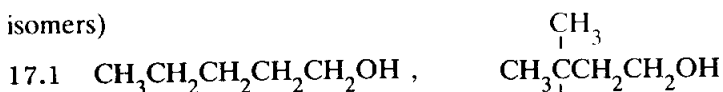
15. จงจำแนกชนิดของคาร์บอนและไฮโดรเจนอะตอมในสารประกอบต่อไปนี้

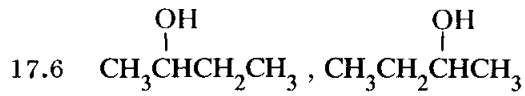
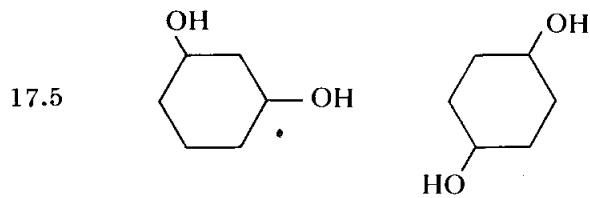


16. สารประกอบต่อไปนี้ตัวใดที่เป็นสารประกอบไม่อิ่มตัว (unsaturated compound)

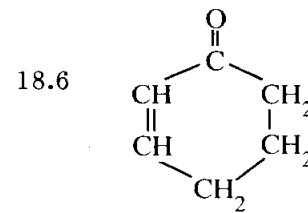
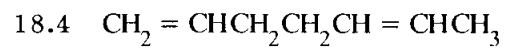
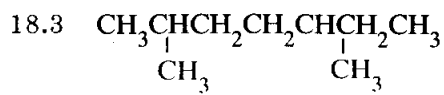
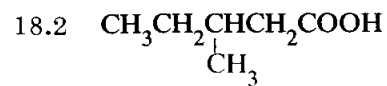
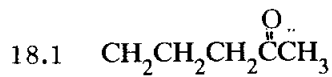


17. สารประกอบแต่ละคู่ต่อไปนี้คู่ใดบ้างที่เป็นไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้าง (structural isomers)

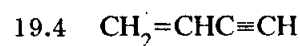
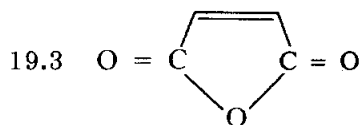
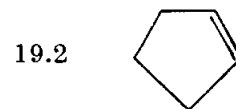
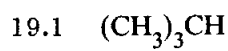




18. จงเขียนสูตรโครงสร้างโดยวิธี bond-line formular



19. จงเขียนว่าคาร์บอนแต่ละคาร์บอนในสารประกอบต่อไปนี้มีการไฮบริไดเซชันแบบใด



20. จงเขียนว่าแต่ละพันธะเป็นการเหลื่อมซ้อนของออร์บิทัลใด (เช่น s - sp³)

