

บทที่ 1

บทนำเคมีอินทรีย์และปฏิกิริยาเบื้องต้น

สาระสำคัญ

พื้นความรู้ทางเคมีอินทรีย์ เรื่องเคมีของคาร์บอนและอะดอมชาตุอื่น เช่น H, O, N และไฮโลเจน ที่เกิดเป็นสารประกอบจำนวนมากมายนับล้านๆ ชนิด ซึ่งอยู่ใกล้ตัวและมีความสำคัญอย่างมหาศาล ความเข้าใจพื้นฐานทางเคมีอินทรีย์ การสร้างพันธะเคมี ออร์บิทัลของอะดอมและโมเลกุล พันธะในเคมีอินทรีย์ ลักษณะของหมู่ฟังก์ชันในสารอินทรีย์ประเภทต่างๆ การเรียนรู้เกี่ยวกับเคมีอินทรีย์ต้องมีความเข้าใจความหมายของคำทางด้านนี้ หมู่ฟังก์ชัน การเรียกชื่อ เรโซแนนซ์ ไอโซเมอร์ทางโครงสร้าง การเรียกชื่อสารอินทรีย์และข้อกำหนดเบื้องต้น

จุดประสงค์การเรียนรู้

เมื่อได้ศึกษาบทเรียนบทนี้แล้วนักศึกษามาตรถ

- อธิบายออร์บิทัลและการจัดอิเล็กตรอนในอะดอม สภาพไฟฟ้าลบ โครงสร้างแบบลิวอิส ประจุตามสูตร (Formal charge)
- จำแนกพันธะเคมีในสารอินทรีย์ ออร์บิทัลชนิดต่างๆ การไฮบริดайซ์ การเหลือมช้อนของออร์บิทัลของอะดอม การเกิดพันธะโคลเวเลนต์ และลักษณะรูปทรงโมเลกุล
- อธิบายเรโซแนนซ์ ความเกี่ยวข้องระหว่างโครงสร้างเรโซแนนซ์และสถิติรากฟ ประยุกต์ เปรียบเทียบ สถิติรากฟของโครงสร้างที่เป็นส่วนร่วม การกระจายอิเล็กตรอนในโมเลกุลสารอินทรีย์ และความแตกต่างระหว่างเรโซแนนซ์และไฮเพอร์คอนจูกेशัน
- บอกลักษณะสูตรโครงสร้างแบบต่างๆ จำแนกชนิดของคาร์บอนและไฮโดรเจน ประเภทหมู่ฟังก์ชัน อธิบายความหมายของไอโซเมอร์ และไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้างได้
- จำแนกประเภทปฏิกิริยาอินทรีย์ ลักษณะและอินเดอร์มีเดียดในปฏิกิริยา ปัจจัยที่เกี่ยวข้องกับปฏิกิริยา กรณีและแบบในปฏิกิริยาอินทรีย์

บทนำ

การบอน เป็นส่วนสำคัญของสิ่งมีชีวิตทุกชนิด เคมีอินทรีย์เป็นสาขาวิชาเคมีสำคัญ มีเนื้อหา กว้างขวาง เป็นพื้นฐานของหลายสาขาวิชาทั้งวิทยาศาสตร์ การแพทย์ จนถึง วิศวกรรม เคมี เคมีอินทรีย์เป็นการศึกษาสารประกอบของสารบอน สมบัติทางเคมี การเตรียม โดยทั่วไป ศึกษาสารประกอบที่จำแนกตามโครงสร้าง ตามชนิดหมู่ พังก์ชันซึ่งเป็นส่วนในสูตรโครงสร้าง ซึ่งเป็นด้วนกำหนดความแตกต่างของสมบัติทางกายภาพและทางเคมี วิชานี้ได้จำกัดวงให้เกี่ยวข้องเฉพาะสารประกอบที่มี C, H, O, N และไฮโลเจน

สารบอนเป็นอะดอมฐานที่อยู่ในควบคุม เลขอะดอมเท่ากับ 6 การสร้างพันธะของสารบอนมีลักษณะเฉพาะ เกิดสารประกอบอินทรีย์ในจำนวนมหาศาล สมบัติและความว่องไว ต่อปฏิกิริยาของสารอินทรีย์เป็นสิ่งที่สะท้อนถึงการกระจายอิเล็กตรอนในอะดอม พันธะเคมีที่ประกอบจากสารบอน สภาพขั้นของพันธะ ความแข็งแรงของพันธะ รูปทรงไม่เลกุล

1.1 โครงสร้างอะตอม

1.1.1 ออร์บิทัล (Orbital)

ฐานสำคัญในสารอินทรีย์ คือ C, H, O และ N เป็นฐานที่มีอิเล็กตรอนวงนอกสุดอยู่ในออร์บิทัล s และ p และเป็นฐานที่อยู่ในควบคุมที่ 1 และ 2 มีอิเล็กตรอนอยู่ในชั้น (shell) ที่ 1 และ 2 นับจากนิวเคลียส

ความน่าจะเป็นในการพบอนุภาคอิเล็กตรอน อธิบายด้วยพังก์ชันทางคณิตศาสตร์ หรือ พังก์ชันคลีน (wave function) ค่า Ψ^2 จากสมการคลีนทำนายความจุหรือปริมาตรในที่ว่างรอบนิวเคลียสแม้จะไม่ทราบตำแหน่งแน่นอนของอิเล็กตรอน แต่บอกความน่าจะเป็นในการพบอิเล็กตรอนได้มากที่สุดที่ได โดยทั่วไปเรียก Ψ^2 ออร์บิทัล ด้วย การอธิบายบริเวณที่จะพบอิเล็กตรอนในที่ว่าง 3 มิติ ตามสมการคลีนใช้เลขค่อนดัม 3 แบบ

1.1.1.1 เลขค่อนดัมหลัก (Principal quantum number)

เลขค่อนดัมหลัก บอกขนาดของออร์บิทัล ค่า n ไม่เป็น 0 มีค่าตั้งแต่ 1, 2, 3, 4... เช่น ออร์บิทัลที่ $n = 2$ มีขนาดใหญ่กว่า $n = 1$ การกระดุนอิเล็กตรอนจากออร์บิทัลที่ใกล้นิวเคลียส ไปออร์บิทัลที่อยู่ห่างออกไป ต้องดูดกลืนพลังงาน เลขค่อนดัมหลักจึงบอกพลังงานของออร์บิทัลโดยอ้อม

1.1.1.2 เลขค่าอนดัมเชิงมุน (Angular quantum number, l)

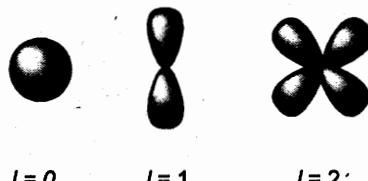
เลขค่าอนดัมเชิงมุน ของรูปทรงของออร์บิทัล มีค่าอยู่ระหว่าง 0 ถึง $n - 1$ (เช่น ถ้า $n = 3$; ค่า l จะจะเป็น 0, 1 หรือ 2)

เมื่อ $l = 0$ ออร์บิทัลมีรูปร่างทรงกลม

$l = 1$ รูปร่างแบบดั้มเบล

$l = 2$ รูปทรงคล้ายใบไม้สักเล็บ

และขับข้อนมากขึ้นเมื่อเลขค่าอนดัมเชิงมุนสูงขึ้น



$l = 0 \quad l = 1 \quad l = 2$

รูปที่ 1.1 รูปทรงของออร์บิทัลแบบต่างๆ

1.1.1.3 เลขค่าอนดัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number, m)

เลขค่าอนดัมแม่เหล็กของกิศทางในที่ว่างของออร์บิทัลบางชนิด ที่เรียกว่า magnetic quantum number เพราะออร์บิทัลบางชนิดหมุนหันต่างกันเมื่อยื่นในสนามแม่เหล็ก

m มีค่าระหว่าง $-l$ ถึง $+l$ (เช่น ถ้า $l = 2$; ค่า m จะจะเป็น $-2, -1, 0, +1$ หรือ $+2$)

1.1.2 Shell และ subshell ของออร์บิทัล

เลขค่าอนดัมหลักของลำดับของชีลล์ ภายในชีลล์มีชีลล์ย่อย (subshell) ใช้สัญลักษณ์ ตัวเลข-ตัวอักษรแทนชีลล์และชีลล์ย่อย เช่น $2p$ หรือ $4f$ ตัวเลขหมายถึงลำดับชีลล์ หรือเลขค่าอนดัมหลัก และตัวอักษรหมายถึงชีลล์ย่อยซึ่งเกิดจากเลขค่าอนดัมเชิงมุน ใช้อักษรแทนชนิดของชีลล์ย่อย ดังนี้

$s (l = 0) \quad p (l = 1) \quad d (l = 2) \quad f (l = 3)$

อิเล็กตรอนแต่ละอนุภาค มีเลขชุดค่าอนดัม (n, l และ m) ประจำตัว การประกอบกันของเลขค่าอนดัมโดยไม่คำนึงถึงลำดับทำให้ได้ออร์บิทัลแบบต่างๆ ดังนี้

เมื่อ $l = 1$

ค่าของ l และ m จะเป็น 0

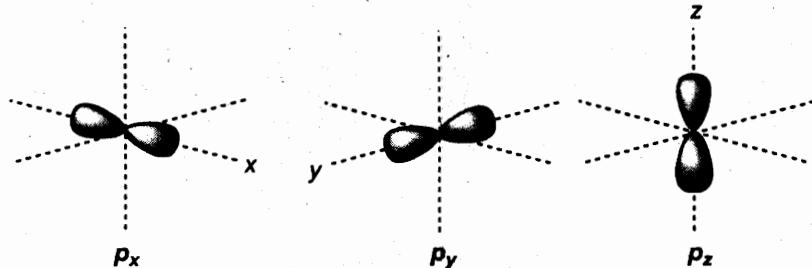
เลขค่าอนดัมจะประกอบกันได้เพียง 1 แบบ หรือมีเพียง 1 ออร์บิทัล คือ $1s$ ออร์บิทัล

เมื่อ $g = 2$

ค่าของ l จะเป็น 0, 1 และ ค่าของ m จะเป็น 0, -1, +1

เลขค่าอนดัมประกอบกันได้ 4 แบบ หรือมี 4 ออร์บิทัล ดังนี้

- ออร์บิทัลชนิด $2s$ 1 ออร์บิทัล
- ออร์บิทัลชนิด $2p$ จำนวน 3 ออร์บิทัล แต่ละออร์บิทัลอยู่ตามแนวแกน X, Y และ Z และออร์บิทัลหันสามจึงเป็นออร์บิทัล $2p_x$, $2p_y$ และ $2p_z$ ดังนี้



รูปที่ 1.2 รูปทรงของออร์บิทัล $2p_x$, $2p_y$ และ $2p_z$

เมื่อ $g = 3$

ค่า l จะมีค่าเป็น 0, 1, 2 และ m เป็น -2, -1, 0, +1 หรือ +2

เลขค่าอนดัมประกอบกันได้ 9 แบบ หรือมี 9 ออร์บิทัล เป็น $3s$ 1 ออร์บิทัล, $3p$ จำนวน 3 ออร์บิทัล ($3p_x$, $3p_y$, และ $3p_z$) และ $3d$ อีก 5 ออร์บิทัล ($3d_{xy}$, $3d_{yz}$, $3d_{zx}$, $3d_{x^2-y^2}$ และ $3d_{z^2}$)

แต่ละเซลล์มีจำนวนออร์บิทัลหักห้ามค = n^2 แต่ละออร์บิทัลมีอิเล็กตรอนมากที่สุดได้ 2 อิเล็กตรอน ในแต่ละเซลล์จึงมีอิเล็กตรอนมากที่สุดเป็นจำนวน = $2n^2$

ตารางที่ 1.1 แสดงจำนวนออร์บิทัลและอิเล็กตรอนใน 3 เซลล์แรก (g จาก 1-3)

เลขค่าอนดัมหลัก (n)	ชนิดของเซลล์ย่อย	จำนวนออร์บิทัลใน เซลล์ย่อย	อิเล็กตรอนสูงสุด ในเซลล์ย่อย	อิเล็กตรอนหักห้ามค
1	$1s$	1	2	2
2	$2s$	1	2	8
	$2p$	3	6	
3	$3s$	1	2	18
	$3p$	3	6	
	$3d$	5	10	

อิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน ที่อยู่ได้ในออร์บิทัลเดียวกันต้องมีการปั่นหมุน (spin) ต่างกัน คือตามเข็มนาฬิกาและทางเข็มนาฬิกา ให้ค่าเลขค่าอนดัมที่เรียกว่า เลขสปิน (spin quantum number, s) 2 ค่า คือ $+\frac{1}{2}$ และ $-\frac{1}{2}$ อิเล็กตรอนที่ปั่นหมุนตรงข้ามจะให้โมเมนต์แม่เหล็กที่ตรงข้ามกัน จึงผลักกันน้อยลงทำให้อยู่เป็นคู่ (pair) ในออร์บิทัลเดียวกันได้

พลังงานออร์บิทัล

อิเล็กตรอนที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมากกว่า มีพลังงานต่ำกว่าอิเล็กตรอนที่ไกลออกไป อิเล็กตรอนที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุดจะมีพลังงานต่ำที่สุด ซึ่งอยู่ที่ระดับพลังงานลำดับที่ 1 (first energy level; $n = 1$) และอิเล็กตรอนในชั้นล์ที่ 2 ซึ่งอยู่ที่ระดับพลังงานลำดับที่ 2 ($n = 2$) จะมีพลังงานสูงกว่าที่อยู่ในชั้นล์ที่ 1

อิเล็กตรอนที่อยู่ภายใต้ชั้นล์เดียวกัน ออร์บิทัลย่อยชนิด s มีพลังงานต่ำสุด พลังงานจะเพิ่มตามค่าเลขค่าอนดัมเชิงบวก (l) พลังงานสัมพัทธ์จะเป็น $s < p < d < f$

1.1.3 การกระจายอิเล็กตรอนตามออร์บิทัล (Electron Configuration)

หลักพื้นฐานของการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเรียกว่า Aufbau¹ principle มีดังนี้

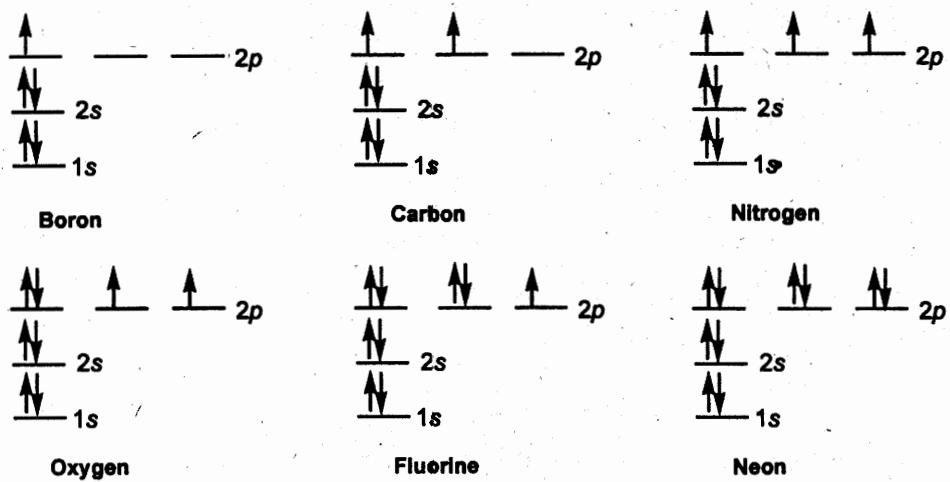
1. เริ่มการบรรจุอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลที่พลังงานต่ำสุด และบรรจุที่ละ 1 อิเล็กตรอน
2. แต่ละออร์บิทัลมีอิเล็กตรอนได้มากที่สุด 2 อิเล็กตรอน ซึ่งมีสปินตรงข้ามกัน (Pauli Exclusion Principle² หรือ ข้อห้ามที่เกี่ยวข้องกับพฤติกรรมของอิเล็กตรอน) ใช้สัญลักษณ์ลูกศร \uparrow หรือ \downarrow แทนอิเล็กตรอน คู่อิเล็กตรอนที่มีสปินตรงข้ามกันจึงแทนด้วย $\uparrow\downarrow$
3. กรณีที่พลังงานเท่ากัน (degenerate orbital) เช่น ออร์บิทัล p ทั้งสาม ให้บรรจุเป็นอิเล็กตรอนเดี่ยวให้ครบทุกออร์บิทัลที่มีพลังงานเท่ากัน (กฎของ Hund³) จึงบรรจุเข้าไปให้ครบคู่ในแต่ละออร์บิทัล

¹ Aufbau ภาษาเยอรมัน หมายถึง "การสร้าง" ในที่นี้หมายถึงการสร้างอะตอมโดยบรรจุอิเล็กตรอนเข้าไปในออร์บิทัล เชลล์อย่างและเชลล์ต่างๆ

² Wolfgang Ernst Pauli (คศ.1900-1958): นักฟิสิกส์ชาวออสเตรียผู้ที่พบทฤษฎีทางกลศาสตร์คุณดัม (Pauli Exclusion Principle) ได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ในปี คศ.1945 จากการค้นพบกฎของธรรมชาตินี้เมื่อ คศ. 1925

³ Hund's rules หรือ Hund's cases มาจาก Friedrich Hund (คศ.1896-1997) นักฟิสิกส์ชาวเยอรมัน ทำงานวิจัยในระดับอะตอมและโมเลกุล

ถ้านำหลักพื้นฐานนี้มาใช้กับอะตอมของธาตุในคาบที่ 1 และ 2 ซึ่งพลังงานสัมพัทธ์ของออร์บิทัลเริ่มจาก $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p$ การบรรจุอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลเหล่านี้จะเป็นดังนี้

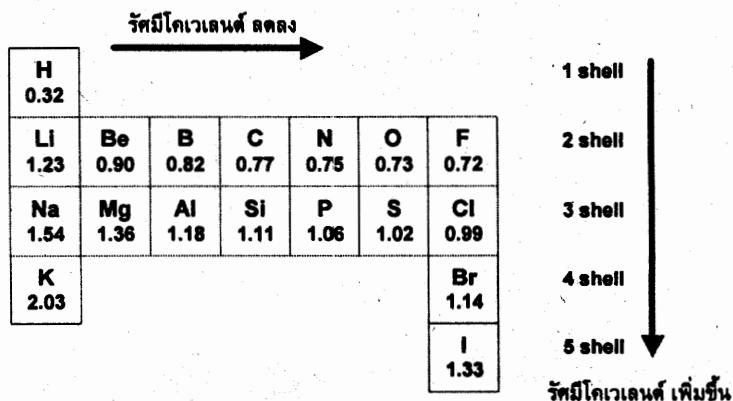


รูปที่ 1.3 การจัดอิเล็กตรอนของ B, C, N, O, F และ Ne ซึ่งอยู่ในคาบที่ 2

การจัดอิเล็กตรอนของ C อาจเขียนได้ง่ายๆ เป็น $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$ หรือ $1s^2 2s^2 2p^2$ ตัวเลขที่ยกกำลังจะบอกจำนวนอิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัลชนิดนั้นๆ

1.1.4 รัศมีอะตอม (Atomic radius) และสภาพไฟฟ้าลบ (Electronegativity)

1.1.4.1 รัศมีของอะตอม เป็นระยะจากนิวเคลียสของอะตอมถึงออร์บิทัลของอิเล็กตรอนที่อยู่最外层 ขนาดรัศมีขึ้นกับแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอน ถ้าแรงดึงดูดมากรัศมีจะมีขนาดเล็ก แรงดึงดูดขึ้นกับจำนวนโปรตอนที่นิวเคลียสและจำนวนเชลล์ที่มีอิเล็กตรอน

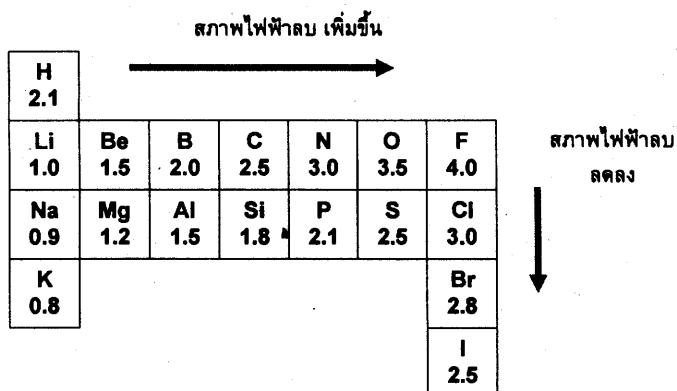


รูปที่ 1.4 รัศมีโคเวเลนต์ของธาตุบางชนิด หน่วยเป็น Ångstrom ($1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$)

1.1.4.2 สกภาพไฟฟ้าลบ (Electronegativity) เป็นความสามารถของอะตอมชาดุในการดึงดูดอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเอง หรือความสามารถของอะตอมในการดึงอิเล็กตรอนวงนอกสุด หรือเวลน์อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันในพันธะโคเวเลนต์เข้าหาอะตอมนั้นๆ

ค่าสกภาพไฟฟ้าลบขึ้นกับจำนวนโปรตอนที่นิวเคลียส และจำนวนเชลล์ที่มีอิเล็กตรอน (เช่นเดียวกับรัศมีอะตอม) สกภาพไฟฟ้าลบของชาดุที่อยู่ในความเดียวกันจะเพิ่มขึ้นจากด้านซ้ายไปขวาของตารางชาดุ และสกภาพไฟฟ้าลบของอะตอมที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะลดลงจากด้านบนของตารางชาดุลงล่าง

ค่าสกภาพไฟฟ้าลบของอะตอมชาดุมีค่าจาก 0 - 4 ตามระบบของ Linus Pauling⁴ ชาดุที่มีค่าสูงสุด คือ F (4.0) และต่ำสุดคือ Fr (francium) มีค่า 0.7 พันธะที่เกิดจากอะตอมที่มีค่าสกภาพไฟฟ้าลบต่างกันมาก (≥ 2) เป็นพันธะไออ่อนิก ถ้ามีค่าความแตกต่างน้อยกว่า 2 แต่ ≥ 0.4 จะเป็นพันธะโคเวเลนต์ชนิดมีข้าว (polar covalent bond) และถ้าต่ำกว่า 0.4 จะเป็นพันธะโคเวเลนต์ชนิดไม่มีข้าว (non-polar covalent bond)



รูปที่ 1.5 ค่าสกภาพไฟฟ้าลบของชาดุบางชนิด (ตามมาตรฐานของ Pauling)

1.2 พันธะเคมี (Chemical bonds)

พันธะเคมี เป็นแรงที่ยึดเหนี่ยวอะตอมไว้ด้วยกันเพื่อให้เกิดโมเลกุลหรือรูปผลึก เป็นแรงดึงดูดแบบไฟฟ้าสถิตระหว่างอิเล็กตรอนของอะตอมหนึ่ง กับนิวเคลียสของอีกอะตอมหนึ่ง แต่ขณะเดียวกันในโมเลกุลมีแรงผลักที่เกิดระหว่างอิเล็กตรอนด้วยกันและระหว่างนิวเคลียสของด้วย

⁴ Linus Carl Pauling (คศ. 1901-1994): นักเคมีผู้บุกเบิกและนักวิทยาศาสตร์อเมริกันที่ยิ่งใหญ่ท่านหนึ่งของศตวรรษที่ 20 ท่านได้รับรางวัลโนเบล 2 ครั้ง ครั้งแรกในสาขาเคมี ปี คศ. 1954 ในงานที่อธิบายธรรมชาดิของพันธะเคมี โครงสร้างของโมเลกุลและผลึก และได้รับในสาขาสันติภาพอีกครั้ง ปี คศ. 1962 ด้านการรณรงค์ต่อต้านการทดสอบนิวเคลียร์หนือพื้นดิน

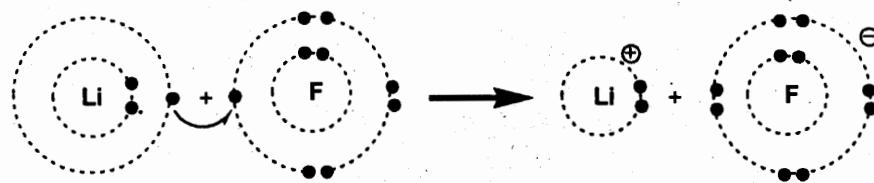
ลิวอิส (*G.N. Lewis*⁵) และ *W. Kossel*⁶ อธิบายเรื่องพันธะและโมเลกุลทางเคมีอินทรีย์ให้เข้าใจได้ง่าย โดยยึดหลักต่อไปนี้

- พันธะไออ่อนิก เกิดจากการถ่ายโอนอิเล็กตรอนจากอะตอมหนึ่งไปอีกอะตอมหนึ่ง และทำให้เกิดไออ่อนขึ้น
- พันธะโคเวเลนต์ เกิดจากการที่อะตอม 2 อะตอมใช้คู่อิเล็กตรอนร่วมกัน
- การให้-รับอิเล็กตรอน และการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน ทำให้การจัดอิเล็กตรอนของอะตอมทั้งสองเหมือนอิเล็กตรอนของกําชมีตระกูล (*noble gas*, ธาตุหมู่ 8) ซึ่งปกติมีอิเล็กตรอนวงนอกสุด = 8

อะตอมธาตุซึ่งมีอิเล็กตรอนไม่ครบจึงพยายามทำให้มีอิเล็กตรอนที่วงนอกสุดครบ 8 ชั่ง เป็นที่มาของ กฎออกเตต (octet rule) ที่กล่าวว่า ในการเกิดสารประกอบ อะตอมที่เกี่ยวข้องต้องมีการรับ ให้ หรือใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน เพื่อทำให้เกิดการจัดอิเล็กตรอนแบบเดียวกับกําชมีตระกูล (สำหรับ H, Li และ He เวลาเนซ์อิเล็กตรอนเป็น 2 แทน 8)

1.2.1 พันธะไออ่อนิก (Ionic Bond)

พันธะไออ่อนิก เป็นแรงดึงดูดแบบไฟฟ้าสถิตระหว่างไออ่อนที่มีประจุตรงกันข้าม (แคตไออ่อน และแอนไออ่อน) เกิดจากการที่อะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบต่างกันมากๆ ให้หรือได้รับอิเล็กตรอน ทำให้เกิดอนุภาคที่เป็นประจุขึ้น เช่น พันธะไออ่อนิกที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่าง อะตอมของ Li และ F



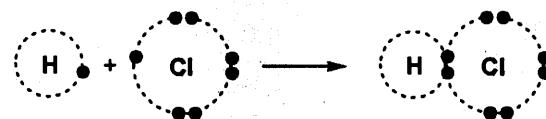
1.2.2 พันธะโคเวเลนต์ (Covalent Bond)

พันธะโคเวเลนต์ เกิดจากการที่อะตอมสองอะตอมมีการใช้คู่อิเล็กตรอนวงนอกสุดร่วมกัน ทำให้แต่ละอะตอมมีอิเล็กตรอนเต็มครบ โครงสร้างแบบจุดของลิวอิสช่วยให้เห็นจำนวน

⁵ *Gilbert Newton Lewis* (คศ.1875-1946): นักเคมีเชิงพิสิกส์อเมริกันผู้ก่อให้เกิดการเปลี่ยนแปลงแนวคิดขนาดใหญ่เรื่องพันธะ เป็นที่รู้จักในเรื่องโครงสร้างแบบจุดของลิวอิส (Lewis dot structure) กฎออกเตต (Lewis octet rule) ซึ่งมีข้อตามลิวอิส และเป็นผู้เสนอทฤษฎีคู่อิเล็กตรอนของกรด-เบส

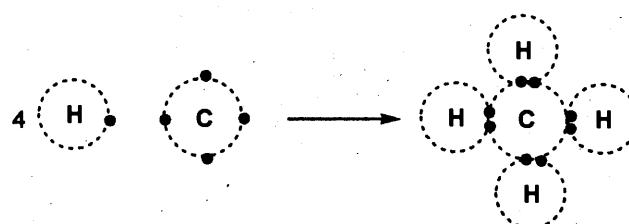
⁶ *Walter Ludwig Julius Kossel* (คศ.1888-1956): นักทฤษฎีพิสิกส์เยอรมันผู้เสนอทฤษฎีของพันธะเคมี (ionic bond/ octet rule) เช่นเดียวกับที่ลิวอิสได้เสนอไปก่อนหน้านี้ในปีเดียวกัน (คศ. 1916)

อิเล็กตรอนวงนอกสุด และเห็นการจัดอิเล็กตรอนที่เดิมครบแบบก้าซมีตระกูลขั้น (2 อิเล็กตรอนสำหรับ H และ 8 อิเล็กตรอนสำหรับอะตอมอื่นๆทั่วไป)

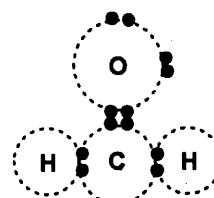


1.2.2.1 จำนวนพันธะโคลเวเลนต์

พันธะโคลเวเลนต์ที่แต่ละอะตอมสร้าง ขึ้นกับจำนวนอิเล็กตรอนที่อะตอมนั้นขาดหรือต้องการเพื่อให้ครบแบบก้าซมีตระกูล ในสารประกอบอินทรีย์พันธะที่สร้างมีจำนวนแน่นอน ความสามารถนี้เรียกว่า เวเลนซ์ (valence) คาร์บอนเป็นอะตอมชนิด tetravalent นั่นคือพันธะที่ คาร์บอนสร้างปักดิมี 4 พันธะ, O เป็นอะตอมชนิด divalent (2 พันธะ), H และไฮโดรเจนเป็นอะตอมชนิด monovalent (1 พันธะ)



พันธะเดี่ยว (single bond) มีการใช้คู่อิเล็กตรอนร่วมกันระหว่างอะตอม 2 อะตอม 1 คู่ ถ้า มีคู่อิเล็กตรอน 2 คู่ เป็น พันธะคู่ (double bond) และ 3 คู่ เป็น พันธะสาม (triple bond)



ทฤษฎีสำคัญที่อธิบายการสร้างพันธะในโมเลกุล ได้แก่ ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (Valence Bond Theory) และทฤษฎีออร์บิทัลโมเลกุล (Molecular Orbital Theory) ทั้งสองทฤษฎีพยายาม อธิบายรูปทรงโมเลกุลจากวิธีการเกิดพันธะ ซึ่งมีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเพื่อให้อะตอมทั้งสอง มีอิเล็กตรอนครบตามจำนวน มีโครงสร้างอิเล็กตรอนที่เสถียร อะตอมมิกออร์บิทัลจะมีปฏิสัมพันธ์ ต่อกันโดยการเหลือมช้อน (overlap) เกิดออร์บิทัลที่มีอิเล็กตรอนคู่ซึ่งอะตอมทั้งสองใช้ร่วมกัน และเกิดเป็นพันธะขั้น 2 แบบ คือ พันธะซิงเกิล และพันธะดับเบิล

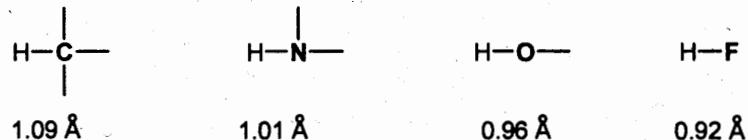
1.2.2.2 พันธะซิกมา (Sigma bond)

บริเวณเหลือมข้อนอยู่ระหว่างนิวเคลียสทั้งสอง ความหนาแน่นอิเล็กตรอนมากที่สุดที่บริเวณแนวแกนระหว่างนิวเคลียสของอะตอมทั้งสอง อิเล็กตรอนในออร์บิทัลเกิดแรงดึงดูดกับนิวเคลียสโดยตรง ออร์บิทัลโมเลกุลมีลักษณะสมมาตรแบบทรงกระบอก (cylindrical symmetry) รอบแนวแกนระหว่างนิวเคลียสทั้งสอง ซึ่งเรียก ซิกมาออร์บิทัล และพันธะที่เกิดขึ้นเรียก พันธะซิกมา (σ bond)

1.2.2.3 ความยาวพันธะ พลังงานพันธะ และความแข็งแรงของพันธะ (Bond lengths, Bond energy and Bond strength)

ความยาวพันธะ เป็นระยะห่างที่เหมาะสมที่สุดระหว่างนิวเคลียสของ 2 อะตอมซึ่งสร้างพันธะโคลเวเลนต์ระหว่างกัน เป็นระยะที่ไม่ใกล้เกินไปเนื่องจากจะเกิดแรงผลักระหว่างประจุบวกที่นิวเคลียสทั้งสอง และไม่ห่างเกินไปจนไม่มีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน โดยมีความยาวและความแข็งแรงเฉพาะตัวขึ้นกับขนาดของอะตอม ความยาวพันธะระหว่างอะตอมชนิดหนึ่งๆ เช่น H กับอะตอมอื่นเป็นดังนี้

- กับอะตอมที่อยู่ในตารางธาตุควบเดียวกัน ความยาวพันธะจะลดลงจากซ้ายไปขวา



- กับอะตอมที่อยู่ในหมู่เดียวกันความยาวพันธะเพิ่มขึ้นจากด้านบนลงล่าง



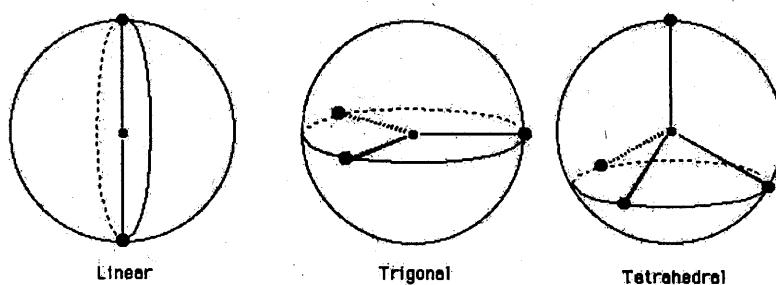
พลังงานพันธะ (Bond energy; kJ/mol หรือ kcal/mol) บอกความแข็งแรงของพันธะเคมี ถ้ามีค่ามากพันธะจะแข็งแรง พลังงานพันธะและความแข็งแรงของพันธะขึ้นกับความสามารถในการดึงอิเล็กตรอน ขนาดอะตอมที่สร้างพันธะ ความแตกต่างของสภาพไฟฟ้าลบ และโครงสร้างของโมเลกุลโดยรวม โดยทั่วไปพันธะสั้นจะแข็งแรงมากกว่า เมื่ออะตอมอิสระ 2 อะตอมสร้างพันธะโคลเวเลนต์ระหว่างกันจะพยายามกลับอิสระ และเมื่อพันธะแตกหักจะมีการดูดกลืนพลังงานเพื่อใช้สลายพันธะ

1.3 รูปทรงโมเลกุล และ Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory

ทฤษฎี VSEPR อธิบายรูปทรงเชิงเรขาคณิตและมุนระห่วงออร์บิทัล หรือมุนระห่วงพันธะของโครงสร้าง โดยถือว่าเวเลนซ์อิเล็กตรอนหรือคู่อิเล็กตรอนที่สร้างพันธะ หรือไม่ได้สร้างพันธะก็ตาม จะผลักกันและอยู่ห่างกันมากที่สุดเท่าที่เป็นได้ ทำให้เกิดรูปทรงลักษณะดังๆ

ตารางที่ 1.2 แสดงชนิดของรูปทรงเชิงเรขาคณิตตามทฤษฎี VSEPR⁷

จำนวนคู่อิเล็กตรอน	รูปทรง
2	Linear
3	trigonal planar
4	tetrahedral



1.4 ไฮบริดไซเซชัน และออร์บิทัลผสม (Hybridization and hybrid orbital)

ไฮบริดไซเซชัน คือการผสานรวมของอะตอมมิกออร์บิทัลต่างกันตั้งแต่สองข้างขึ้นไป ในอะตอมเดียวกัน ให้ออร์บิทัลใหม่ที่เป็นออร์บิทัลผสม (hybrid orbital) เพื่อใช้สร้างพันธะโโคเวเลนซ์ เช่น ออร์บิทัลผสม sp^3 , sp^2 , sp , sp^3d และ sp^3d^2

ในสารประกอบอินทรีย์ H ใช้ออร์บิทัล 1s สร้างพันธะ ส่วน C สร้างพันธะกับอะตอมอื่นๆ หลายชนิด เกิดพันธะหลายแบบ เป็นพันธะเดียว พันธะคู่ และพันธะสาม อิเล็กตรอนวงวนนอกสุดของคาร์บอน มี 4 จัดตัวอยู่ใน 2s เป็นอิเล็กตรอนคู่จำนวน 2 อิเล็กตรอน อีก 2 อิเล็กตรอนอยู่ใน 2p (เป็นอิเล็กตรอนเดียว) (รูป 1.3)

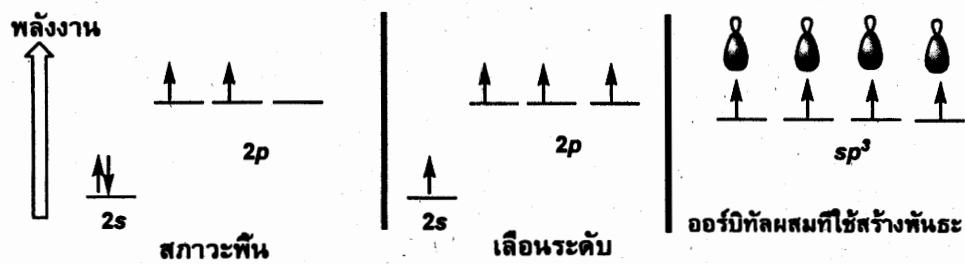
การบนแก่การผสานรวมหรือปรับออร์บิทัลเป็นออร์บิทัลผสม ให้มีรูปทรงที่เหมาะสมกับ การสร้างพันธะ การใช้ออร์บิทัลผสมในการสร้างพันธะทำให้พันธะที่ได้แข็งแรง เพราะมีการ เกลื่อนช้อนมากขึ้น ให้โมเลกุลที่เสถียรขึ้น และพลังงานของโมเลกุลดลง

⁷ รูปและข้อมูลจาก <http://winter.group.shef.ac.uk/vsepr/geometries.html>

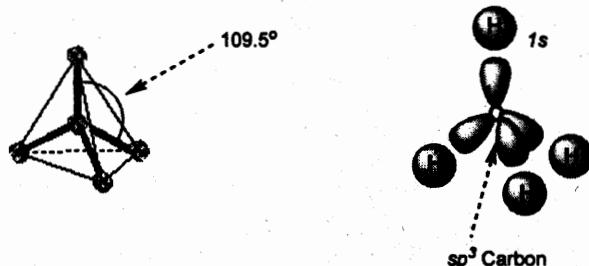
1.4.1 ออร์บิทัลสมชั้นดิส sp^3

เกิดจากการสมรวมกันของอะตอมมิกรอบออร์บิทัล 4 ออร์บิทัล คือ ชั้นดิ 2s 1 ออร์บิทัล และ 2p 3 ออร์บิทัล ให้ออร์บิทัลสมชั้นดิ sp^3 จำนวน 4 ออร์บิทัลที่มีรูปร่างเหมือนกัน มุ่งระหว่างออร์บิทัลเท่ากัน และมีพลังงานเท่ากัน

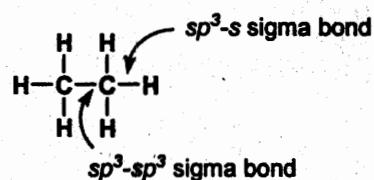
ออร์บิทัลแบบ sp^3 ทั้งสี่จะอยู่รอบนิวเคลียสของคาร์บอน แต่ละอันมี 1 อิเล็กตรอน การผลักกันของอิเล็กตรอนใน sp^3 แต่ละอัน ทำให้แต่ละออร์บิทัลอยู่ห่างจากกันและจัดตัวในที่ว่าง 3 มิติเป็นทรงเตตราэดรอยน (tetrahedron) โดยทำมุ่งระหว่างกันเท่ากัน เป็น 109.5° คาร์บอนที่ใช้ออร์บิทัลแบบนี้เรียกว่าการบอนชนิดเตตราэดรอยน หรือการบอนชนิด sp^3



มีเทน (methane, CH_4) มีพันธะ C-H เมื่อมอง 4 พันธะ แต่ละพันธะมีความยาว 1.10 \AA พลังงานสลายพันธะมีค่า 104 kcal/mol และมุ่งระหว่างพันธะแต่ละมุ่งเป็น 109.5° เป็นการเหลือมช้อนระหว่างออร์บิทัล 1s จาก H กับออร์บิทัลที่เมื่อมองกัน 4 ออร์บิทัลของ C



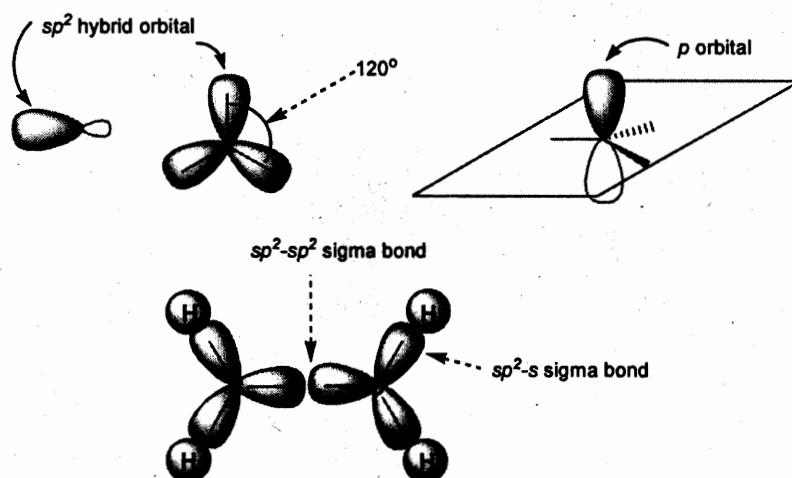
ในอีเทน (CH_3CH_3) การบอนที่ใช้ออร์บิทัล sp^3 มี 2 อะตอม สร้างพันธะเชิงมุม C-C (sp^3-sp^3) ระหว่างกัน บริเวณเหลือมช้อนอยู่ระหว่างนิวเคลียสทั้งสอง การบอนแต่ละอะตอมมีออร์บิทัล sp^3 อีก 3 ออร์บิทัล แต่ละอันจะเหลือมช้อนกับออร์บิทัลชนิด 1s ของไฮโดรเจน ดังนี้



かるบอนที่สร้างพันธะกับอะตอมอื่นๆ 4 อะตอม จะใช้ออร์บิทัลผสมแบบ sp^3 และพันธะที่เกิดขึ้นทั้งหมดเป็นพันธะซิกมา และมุ่งระหว่างพันธะเป็น 109.5°

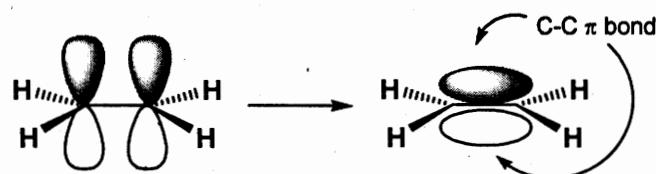
1.4.2 sp^2 Hybridization และพันธะไฟ

ออร์บิทัลผสมแบบ sp^2 เกิดจากการสมร่วมกันของอะตอมมิกออร์บิทัลชนิด $2s$ 1 ออร์บิทัล และ $2p$ 2 ออร์บิทัล ให้ออร์บิทัลผสมชนิด sp^2 จำนวน 3 ออร์บิทัลที่รูปร่างเหมือนกัน มุ่งระหว่างออร์บิทัลเท่ากัน และพลังงานเท่ากัน sp^2 ทั้งสามออร์บิทัลอยู่ในระนาบเดียวกัน ทำมุมระหว่างกัน 120° เป็นรูปทรงแบบ trigonal planar สำหรับออร์บิทัลชนิด $2p$ อีก 1 ออร์บิทัล ที่ไม่ได้ผสมรวมด้วย จะอยู่ในแนวตั้งจากกันระนาบของ sp^2 ออร์บิทัล



เอทิลีน (ethylene) かるบอนทั้งสองใช้ออร์บิทัลผสมแบบ sp^2 สร้างพันธะซิกมาระหว่างกัน และออร์บิทัลชนิด sp^2 ที่เหลือ เหลือมชื่องกับออร์บิทัล $1s$ ของไฮโดรเจน

สำหรับ $2p$ ออร์บิทัล มี 2 lobe ที่มีขนาดเท่ากัน อยู่ด้านบนและด้านล่างระนาบของ sp^2 แต่ละออร์บิทัลมี 1 อิเล็กตรอน ซึ่งจะเหลือมชื่องทางด้านข้าง บริเวณเหลือมชื่องไม่อยู่ระหว่างนิวเคลียสทั้งสอง แต่จะอยู่ด้านบนและด้านล่างของระนาบพันธะซิกมา เรียกว่า ไโพอร์บิทัล (π molecular orbital) หรือพันธะไฟ (π bond) ซึ่งเป็น 1 ใน 2 พันธะ ของพันธะคู่



ลักษณะพันธะไฟ

1. ความไวในการเกิดปฏิกิริยา

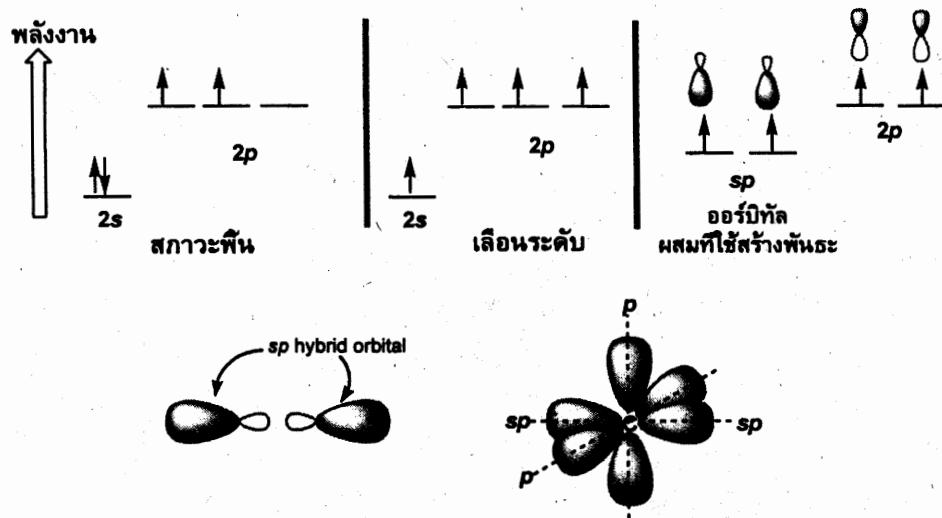
พันธะไฟมีพลังงานสูงกว่าและเสถียรน้อยกว่าพันธะชิกมา ($sp^2 - sp^2$) เล็กน้อย บริเวณเหลื่อมข้อนอยู่ด้านบนและด้านล่างของระนาบพันธะชิกมา อิเล็กตรอนในพันธะไฟจึงถูกกระแทบง่ายกว่าอิเล็กตรอนในชิกมาออร์บิทัล เกิดสภาพข้าวยากกว่า เคลื่อนที่ง่ายกว่า ถูกเข้าทำปฏิกิริยาง่ายกว่า อิเล็กตรอนในพันธะไฟจึงไวต่อการเกิดปฏิกิริยามากกว่าพันธะชิกมา

2. การหมุนรอบพันธะถูกจำกัด

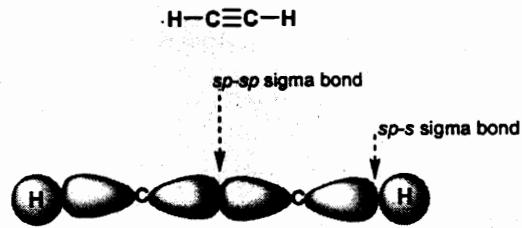
การเหลื่อมข้อนของ p ออร์บิทัลในพันธะคู่ ทำให้การหมุนรอบแนวแกนพันธะชิกมาเกิดได้ยาก スペースบัดการหมุนพันธะคู่จึงไม่เกิด หมุนแทนที่ที่การบอนหั้งสองจึงถูกตรึงให้อยู่กับที่

1.4.3 sp Hybridization

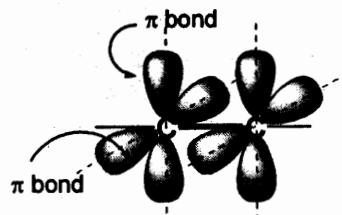
การสมมาร์ตันของอะตอมมิกรอร์บิทัล 2 ออร์บิทัล คือ 2s 1 ออร์บิทัล และ 2p 1 ออร์บิทัล ให้ออร์บิทัลผสมชนิด sp จำนวน 2 ออร์บิทัลที่รูปร่างเหมือนกัน พลังงานเท่ากัน มุมระหว่างออร์บิทัลเท่ากัน โดยทำมุมระหว่างกัน 180° เป็นส่วนตรง การณ์นีมีออร์บิทัลชนิด 2p เหลือ 2 ออร์บิทัล และแต่ละออร์บิทัลมี 1 อิเล็กตรอน จะอยู่ในแนวตั้งจากซึ่งกันและกัน และดังฉากกันแนวของ sp ออร์บิทัลด้วย



ในอะเซทีลีน (C_2H_2 , acetylene) คาร์บอนหั้งสองอะตอมใช้ออร์บิทัลผสม sp สร้างพันธะชิกมา $sp-sp$ ระหว่างกัน คาร์บอนแต่ละอะตอมมี sp ออร์บิทัลอีก 1 ออร์บิทัล แต่ละอันจะเหลื่อมข้อนกับออร์บิทัล $1s$ ของไฮโดรเจน ให้พันธะชิกมา $sp-s$

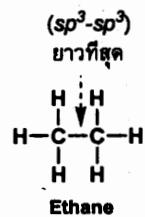
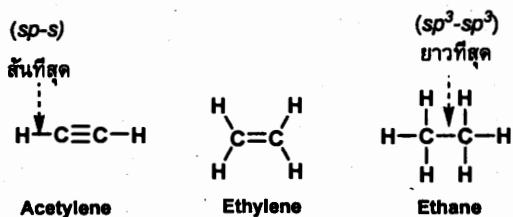


สำหรับ ρ ออร์บิทัลของคาร์บอนที่เหลืออีก 2 ออร์บิทัล จะเหลือมห้ามกับ ρ ออร์บิทัลที่อยู่ในแนวเดียวกัน ของคาร์บอนอีกอะตอม ให้พันธะไฟเกิดขึ้น 2 พันธะ เป็นพันธะสาม



1.4.4 Hybridization และความยาวพันธะ

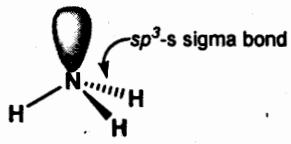
ออร์บิทัล $2s$ พลังงานต่ำกว่า $2p$ และอิเล็กตรอนใน $2s$ อยู่ใกล้นิวเคลียสมากกว่า อิเล็กตรอนของ $2p$ ออร์บิทัลสมที่มีลักษณะของ s มากจะมีพลังงานต่ำกว่า และอยู่ใกล้นิวเคลียสมากกว่า ซึ่งมีผลกับความยาวพันธะและความแข็งแรงของพันธะ ดังนั้ออร์บิทัลชนิด sp จะให้พันธะที่สั้นกว่าและแข็งแรงกว่าออร์บิทัลแบบ sp^2 และ sp^3 เมื่อเปรียบเทียบความยาวพันธะระหว่าง อะเซทีลีน, เอтиลีน และอีเทน จะเป็นดังนี้



1.4.5 ออร์บิทัลสมของ N และ O (Hybrid Orbital of Nitrogen and Oxygen)

N และ O อยู่ในหมู่ 5 และ 6 ของตารางธาตุ และอยู่คบหากับการบอน จึงมีการจัดอิเล็กตรอนและใช้ออร์บิทัลสมในลักษณะคล้ายกัน

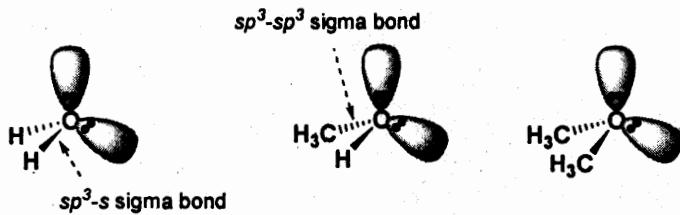
N ของแอมโมเนีย (NH_3) และอะมิโน (amine) ใช้ออร์บิทัลแบบ sp^3 ซึ่งมี 4 ออร์บิทัลรูปทรงแบบเดียวซึ่งติดกัน แต่ N มีเวลน์อิเล็กตรอน 5 อิเล็กตรอน ออร์บิทัล sp^3 ของ N จึงมีอิเล็กตรอนไม่ครบคู่ 3 ออร์บิทัล และมีอยู่ 1 ออร์บิทัลที่มีอิเล็กตรอนเดียว (ครบคู่) เป็นคู่ อิเล็กตรอนที่ไม่ได้ใช้ร่วมกับอะตอมอื่น (unshared pair electrons หรือ lone pair electrons)



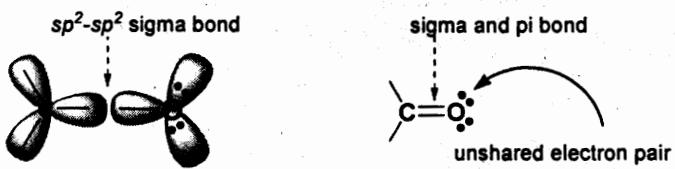
ในโครงสร้างอิเล็กตรอนเดี่ยวของมีตัวอย่าง 1 ออร์บิทัล

ออร์บิทัลผสมของ O

ออกซิเจนมีเวลน์อิเล็กตรอน 6 มีออร์บิทัลผสมแบบ sp^3 จำนวน 4 ออร์บิทัลเชื่อมกัน ในจำนวนนี้เป็นออร์บิทัลที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวคู่ 2 ออร์บิทัล สารประกอบที่มี O ใช้ออร์บิทัลแบบ sp^3 ได้แก่ น้ำ และออกไซด์ และอีเทอร์



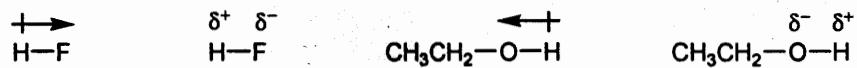
ในหมู่คาร์บอนิล (carbonyl group, C=O) ทั้ง C และ O ใช้ออร์บิทัลชนิด sp^2 ความพันธะ C=O สนิทกว่าและแข็งแรงกว่า C=C ออกซิเจนมีคู่อิเล็กตรอนที่ไม่ได้ร่วงพันธะ 2 คู่เชื่อมกัน



1.5 พันธะโคเวเลนต์แบบมีชี้ว้าและไม่มีชี้ว้า (Polar and nonpolar covalent bond)

พันธะโคเวเลนต์แบบไม่มีชี้ว้า เกิดระหว่างอะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบเท่ากันหรือใกล้เคียงกัน มีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเท่าๆ กัน เช่น พันธะ C-C, C-H และ C=C

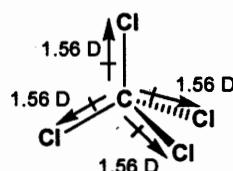
พันธะโคเวเลนต์แบบมีชี้ว้า เป็นพันธะระหว่างอะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบต่างกันมาก ความหนาแน่นอิเล็กตรอนในพันธะจะกระจายไม่เท่ากัน ทำให้เกิดประจุบวกบางส่วน (partial charge) และพันธะมีชี้ว้า อะตอมที่สภาพไฟฟ้าลบสูงกว่าจะมีประจุลบบางส่วน (δ^-) และที่สภาพไฟฟ้าลบต่ำกว่าจะเป็นประจุบวกบางส่วน (δ^+) เรียนรู้ที่อะตอมหรือแทนด้วยปริมาณแรกเดียว \rightarrow จากอะตอมที่มีประจุบวกบางส่วนไปยังอะตอมที่มีประจุลบบางส่วน เพื่อแสดงความแตกต่างของความหนาแน่นอิเล็กตรอนในพันธะ



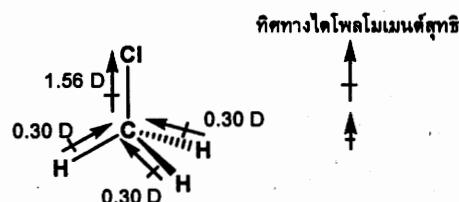
1.5.1 Dipole Moment

ไดโพลโมเมนต์ (μ) เป็นค่าที่บอกรสภาพขั้วของพันธะหรือโมเลกุล เป็นสมบัติเชิงกายภาพ ที่วัดได้ นองราระดับของการที่ประจุบวกและลบแยกจากกัน ไดโพลโมเมนต์มีทั้งขนาดและทิศทาง ในโมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมมากกว่า 2 อะตอม ค่า μ ขึ้นกับรูปทรงโมเลกุล ขนาด และทิศทางของโมเมนต์ในแต่ละพันธะ ไดโพลโมเมนต์ของโมเลกุลจึงเป็นไดโพลโมเมนต์สุทธิ ซึ่งเป็นผลรวมของทั้งขนาดและทิศทางของโมเมนต์ในแต่ละพันธะในโมเลกุล ด้วยย่าง เช่น

1. Carbon tetrachloride, CCl_4 ; $\mu = 0 \text{ D}$



2. Methyl chloride; CH_3Cl เป็นโมเลกุลชนิดมีข้าว ทิศทางของไดโพลในพันธะเสริม กัน ค่า $\mu = 1.86 \text{ D}$



3. NF_3 และ NH_3 ทิศทางของไดโพลในพันธะ N-H ใน NH_3 เสริมกันของคู่อิเล็กตรอน ของ N จึงมีไดโพลโมเมนต์สูงกว่า NF_3 ซึ่งมีการหักล้างกันทำให้มีค่าน้อยกว่า



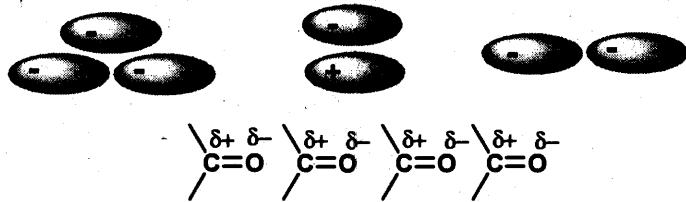
1.5.2 แรงระหว่างโมเลกุล (Intermolecular Forces)

แรงระหว่างโมเลกุล เป็นแรงดึงดูดและแรงผลักที่เกิดระหว่างโมเลกุล มีผลกับสมบัติ กายภาพของสาร เช่น การเปลี่ยนสถานะ จุดหลอมเหลว จุดเดือด การละลาย ความหนืด แรงดึง ผิว โครงรูปของชีวโมเลกุล และสมบัติในการยึดเกี่ยวกันของโมเลกุลชนิดเดียวกัน หรือต่างชนิด กันในของเหลว (cohesion และ adhesion properties) เป็นต้น

แรงที่เป็นแรงดึงดูด ได้แก่

1. แรงระหว่างไดโพล (dipole-dipole Interaction)

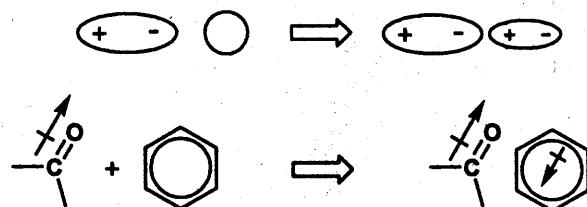
แรงระหว่างไดโพล เป็นแรงระหว่างโมเลกุลที่มีข้าว เกิดระหว่างประจุบวกส่วนของโมเลกุลชนิดมีข้าว กับส่วนของชาร์จลบในโมเลกุลที่ไม่มีข้าวโมเลกุลอื่น



รูปที่ 1.6 แรงระหว่างไดโพล

2. Dipole-induced dipole force

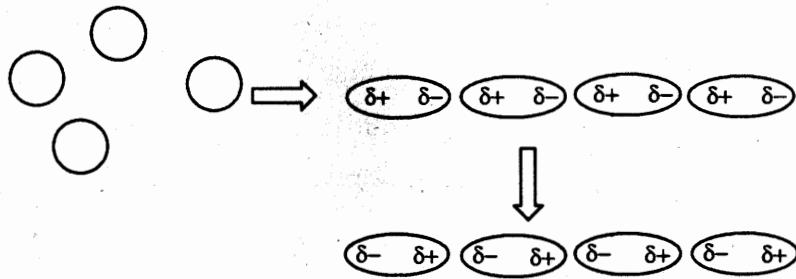
เป็นแรงระหว่างพวกร่วมกับโมเลกุลที่มีส่วนของชาร์จบวกและชาร์จลบ หรือโมเลกุลที่มีชาร์จบวกและชาร์จลบ ที่มีความต่างกันอย่างมาก ทำให้เกิดแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีชาร์จบวกและชาร์จลบ แต่ไม่ต้องมีการติดต่อทางเคมี แรงดึงดูดแบบนี้เรียกว่า dipole-induced dipole force



รูปที่ 1.7 โมเลกุลที่มีข้าวเหนี่ยวนำให้โมเลกุลที่อยู่ใกล้กิ่งส่วนของชาร์จบวกและชาร์จลบ ทำให้เกิดแรงดึงดูดแบบ dipole-induced dipole force

3. แรงลองศอน (London force)

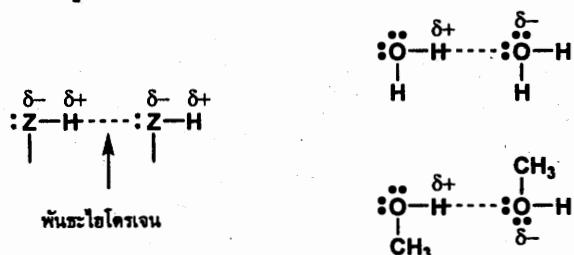
เป็นแรงดึงดูดระหว่างส่วนของชาร์จบวกและชาร์จลบ ที่มีขนาดเล็กมาก แต่สามารถเกิดขึ้นได้ในโมเลกุลที่ไม่มีชาร์จบวกและชาร์จลบ แต่สามารถเกิดจากโมเลกุลที่มีชาร์จบวกและชาร์จลบ ที่มีขนาดเล็กมาก ทำให้เกิดแรงดึงดูดแบบ dipole-induced dipole force แรงดึงดูดแบบนี้เรียกว่า แรงลองศอน หรือ แรง范德華力 (London force) แรงดึงดูดแบบนี้จะเกิดขึ้นเมื่อมีส่วนของชาร์จบวกและชาร์จลบ อยู่ในบริเวณเดียวกัน ทำให้เกิดแรงดึงดูดแบบ dipole-dipole interaction แรงดึงดูดแบบนี้จะลดลงเมื่อห่างไกลกัน



รูปที่ 1.8 แรงดึงดูดในโมเลกุลมีการเบี้ยงเบนเมื่อโมเลกุลเข้าใกล้กัน เกิด สภาพข้าวอ่อนๆช้าๆ และเกิดแรงระหว่างกันขึ้น

4. พันธะไฮโดรเจน (Hydrogen bonding)

พันธะไฮโดรเจน เป็นแรงระหว่างไดโอลที่เกิดขึ้นกับโมเลกุลที่มี H สร้างพันธะโดย เลนต์กับอะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูง เช่น F, O และ N ทำให้พันธะมีข้าว เกิดสภาพข้าวบวกขึ้น ที่อะตอมของไฮโดรเจน ซึ่งสามารถเกิดแรงดึงดูดกับคู่อิเล็กตรอนอิสระของอะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูงซึ่งอยู่ใกล้ๆ ที่อยู่ภายใต้โมเลกุลเดียวกันหรือต่างโมเลกุลได้ ซึ่งแข็งแรงกว่าแรงระหว่างไดโอลทั่วไป แรงดึงดูดที่เกิดขึ้นนี้คือ พันธะไฮโดรเจน



รูปที่ 1.9 พันธะไฮโดรเจน: Z เป็นอะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูง เช่น O, N หรือ F

1.5.3 แรงระหว่างโมเลกุลกับจุดเดือดและการละลาย

จุดเดือด เป็นสมบัติทางกายภาพของเหลว จุดเดือดขึ้นกับน้ำหนักโมเลกุล ขนาด โมเลกุล และแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล โมเลกุลไม่มีข้าวมีเฉพาะ London force เป็นแรงระหว่าง โมเลกุล จุดเดือดจึงต่ำ ส่วนโมเลกุลชนิดมีข้าวมีจะแรงระหว่างโมเลกุลที่แข็งแรง (เช่น พันธะไฮโดรเจน) จึงมีจุดเดือดค่อนข้างสูง

การละลาย

เมื่อเกิดการละลาย โมเลกุลของตัวทำละลาย (solvent) ต้องเข้าชานะแรงระหว่าง โมเลกุลของตัวละลาย (solute) เพื่อแทรกเข้าไปล้อมรอบโมเลกุลของตัวละลาย ขณะเดียวกัน โมเลกุลของตัวทำละลายต้องแยกออกจากกันโดยโมเลกุลของตัวละลายเช่นกันด้วย ตัวละลาย

และตัวทำละลายที่มีแรงระหว่างโมเลกุลคล้ายกันจะละลายเข้ากันได้ดีในสารละลาย (like dissolves like) ถ้าแรงดึงดูดแตกต่างกันมาก โมเลกุลที่มีแรงดึงดูดระหว่างกันแข็งแรงจะเกาะอยู่ด้วยกัน และกีดกันโมเลกุลที่มีแรงดึงดูดอ่อนออกไป ทำให้มีเป็นเนื้อเดียวกัน เช่น น้ำกับน้ำมันไม่เป็นเนื้อเดียวกัน เพราะโมเลกุลของน้ำเกิดแรงระหว่างกันที่แข็งแรง (พันธะไฮโดรเจน) ไม่ยอมให้โมเลกุลของน้ำมันซึ่งมีแรงระหว่างกันที่อ่อนกว่ามาก (London force) แทรกเข้ามาอยู่รอบโมเลกุลของน้ำ

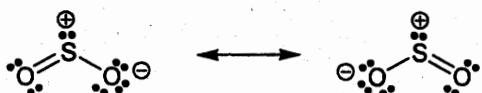
1.6 ประจุตามสูตร (Formal Charge)

ประจุตามสูตร (Formal Charge) เป็นประจุที่อะตอมในสูตรโครงสร้างควรมี ถ้ามีส่วนใช้อิเล็กตรอนในพันธะร่วมกันอย่างเท่าเทียมกัน โดยทั่วไปประจุตามสูตรของอะตอมใดๆ ในโครงสร้างหาได้จากสูตรต่อไปนี้ ถ้าไม่เป็นศูนย์ ให้เขียนประจุไว้ที่อะตอมนั้นๆ

$$\text{ประจุตามสูตร} = (\text{จำนวนเวลน์อิเล็กตรอน}) - (\text{จำนวนอิเล็กตรอนที่ไม่ได้ใช้สร้างพันธะ}) - \left(\frac{1}{2} \text{ จำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันในพันธะ} \right)$$

1.7 สูตรโครงสร้างทางเคมีและเรโซโนนซ์ (Chemical Structure and Resonance)

สารประกอบโคลเวเลนต์และไอออนหلامยชนิดอาจมีสูตรโครงสร้างที่เขียนได้มากกว่า 1 แบบ การอธิบายลักษณะของสูตรโครงสร้างที่แท้อธัยโครงสร้างแบบใดแบบหนึ่งเพียงแบบเดียวไม่พอ เช่น โครงสร้างของ SO_2

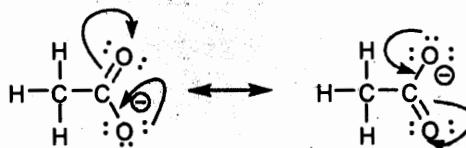


โครงสร้างที่แท้จริงของ SO_2 เป็นโครงสร้างเดียว เป็นโครงสร้างที่เป็นลูกผสมของโครงสร้างเรโซโนนซ์ทุกแบบ (resonance hybrid structure) มีโครงสร้างทุกๆแบบร่วมอยู่ในนั้น กล่าวอีกนัยหนึ่งก็คือโครงสร้างแต่ละแบบเป็นโครงสร้างที่เป็นส่วนร่วม (contributing structure หรือ canonical structure) ของโครงสร้างที่แท้จริง

เรโซโนนซ์ใช้อธิบายเสถียรภาพของโครงสร้างหلامยชนิด เช่น สารประกอบที่มีระบบคอนจูเกต (conjugated compounds) และอินเตอร์เมดิเอตในปฏิกิริยาเคมี

โครงสร้างที่เป็นส่วนร่วมแต่ละแบบมีการเกาะต่อ กันของอะตอมเหมือนกัน **นิวเคลียสของอะตอมอยู่ที่เดิมไม่เปลี่ยนตำแหน่ง** ชนิดของออร์บิทัลที่ใช้สร้างพันธะไม่เปลี่ยน π-อิเล็กตรอน

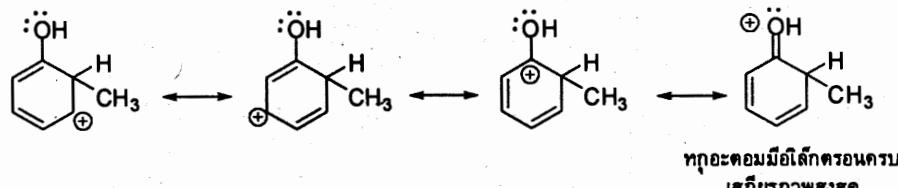
และอิเล็กตรอนที่ไม่ได้ใช้สร้างพันธะเท่านั้นที่เคลื่อนที่ ความแตกต่างจึงเป็นค่าแห่งของพันธะไฟและอิเล็กตรอนที่ไม่ได้ใช้สร้างพันธะ



โครงสร้างที่แท้จริงมีเสถียรภาพสูงกว่าโครงสร้างที่เป็นส่วนรวมทุกแบบ เนื่องจากมีการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนในโครงสร้าง พลังงานของออร์บิทัลจึงลดลงและเสถียรภาพสูงขึ้น พลังงานของโมเลกุลที่แท้จริงจึงต่ำกว่าของโครงสร้างที่เป็นส่วนรวมที่มีพลังงานต่ำที่สุด และเสถียรภาพที่ได้มาเป็นพิเศษนี้เรียกว่า พลังงานเรโซแนนซ์ (resonance energy) หรือ พลังงานดีโลคัลไлизेशัน (delocalization energy)

1.7.1 เสถียรภาพของโครงสร้างที่เป็นส่วนรวม

- ถ้าโครงสร้างเหมือนกัน จะมีระดับพลังงานและเสถียรภาพเท่ากัน
- โครงสร้างที่อิเล็กตรอนวงนอกวง坛ทุกอะตอม สำคัญมากกว่าพวกที่อิเล็กตรอนไม่ครบ

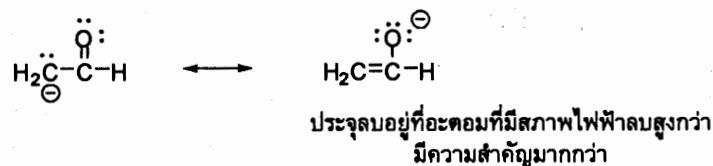


- โครงสร้างที่ไม่มีประจุแยก สำคัญมากกว่าโครงสร้างที่มีประจุอยู่แยกกัน



ไม่มีประจุแยกกัน
มีความสำคัญมากกว่า

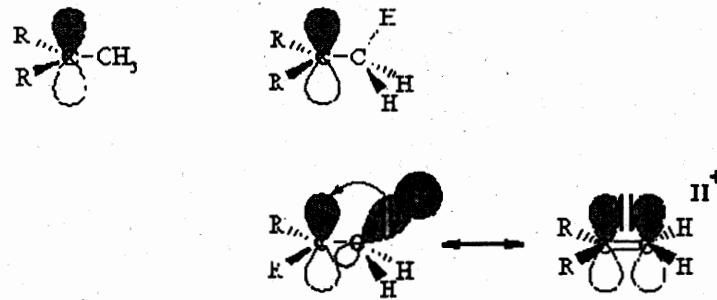
- ถ้าโครงสร้างมีประจุ โครงสร้างที่ประจุลบอยู่ท่อคอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูงจะมีความสำคัญมากกว่า



ประจุลบอยู่ท่อคอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูงกว่า
มีความสำคัญมากกว่า

1.7.2 Hyperconjugation และเรซແນ່ນ

ไฮเพอร์ຄอนຈุเกชัน (hyperconjugation) เป็นปฏิกิริยาต่อ กันระหว่าง อิเล็กตรอนในพันธะชิกมา C-H หรือ C-C กับออร์บิทัล p ในระบบ π -system เป็นการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนในพันธะชิกมาไปในออร์บิทัล p ของ carbon ที่อยู่ติดกัน ทำให้ออร์บิทัลเชิงโมเลกุลแปร่ายเพิ่มขึ้น เช่น ไฮเพอร์ຄอนຈุเกชันในการโบนเดตไอโอน



เนื่องจากพันธะเดียว C-C หมุนได้ พันธะ C-H อีนจึงช่วยเพิ่มเสถียรภาพด้วย ดังนั้นยิ่งมีไฮเพอร์ຄอนຈุเกชันเกิดมากเท่าไหร่ภาพก็จะเพิ่มขึ้นตามไปด้วย

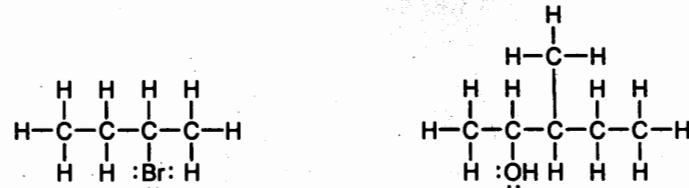
1.8 การเขียนสูตรโครงสร้างสารอินทรีย์ (Drawing Organic Structural Formula)

สูตรโครงสร้าง (Structural formula) เป็นสูตรทางเคมีที่แสดงการเชื่อมเกาะต่อกันของอะตอมในสารประกอบ ไม่แสดงรูปทรงที่แท้จริงของโมเลกุล จำนวนพันธะที่แต่ละอะตอมสร้างขึ้นกับจำนวนอิเล็กตรอนวงนอกสุดของอะตอมนั้นๆ อะตอมที่มีอิเล็กตรอนวงนอกสุด 1, 2 และ 3 จะสร้างพันธะตามจำนวนอิเล็กตรอนวงนอกสุดที่มี ส่วนอะตอมที่มีอิเล็กตรอนวงนอกสุดดังแต่ 4 สร้างพันธะตามจำนวนอิเล็กตรอนที่ต้องการเพื่อให้ครบ 8

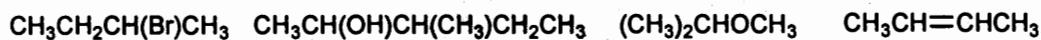
1.8.1 โครงสร้างที่แสดงพันธะแบบจุด (Electron dot structure) เป็นโครงสร้างที่แสดงทุกอะตอมในโครงสร้าง แสดงคู่อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันในพันธะทุกพันธะ และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (ถ้ามี) โครงสร้างแบบนี้จะใช้เนื้อที่และเวลาถ้าไม่เลกุลเมื่อนำมาใหม่



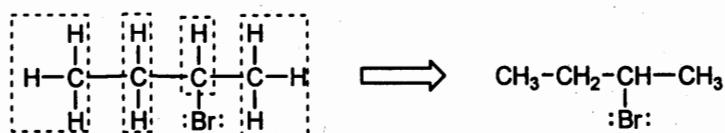
1.8.2 โครงสร้างที่แสดงพันธะแบบชิด (Dash structural formula) แสดงทุกพันธะ เช่นกัน แต่ใช้เส้นเชื่อมระหว่างอะตอมที่สร้างพันธะ แทนคู่อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกัน (1 เส้น แทน อิเล็กตรอน 1 คู่) สำหรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวใช้จุดแทนเช่นเดิม



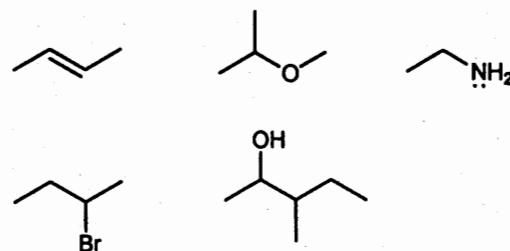
1.8.3 โครงสร้างแบบย่อ (condensed structural formula) เป็นโครงสร้างที่จะรับ “ไม่แสดงพันธะ C-H และ C-C แต่แสดงพันธะไม้อิมตัว เนื่องจากอนแต่ละอะตอมในแบบย่อ ติดกันไปตามแนวนอน อาจแสดงหมู่แทนที่หรือหมู่ฟังก์ชันไว้ในวงเล็บ เช่น



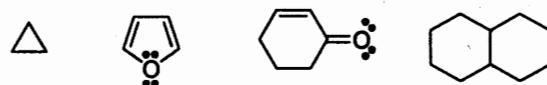
1.8.4 โครงสร้างแบบผสม หรือ กึ่งย่อ (semi-condensed structural formula) เนื่องจากอนแต่ละอะตอมเป็นแบบย่อแต่ละหน่วย แสดงพันธะระหว่าง C-C และ C กับอะตอมอื่น “ไม่แสดงพันธะ C-H ข้อดีของสูตรโครงสร้างแบบนี้ คือ ชัดเจนและเข้าใจง่าย เช่น



1.8.5 สูตรโครงสร้างแบบเส้น (line bond formula) แสดงเฉพาะเส้นพันธะของสารบอน เป็นโครงทรง “ไม่แสดงอะตอม C และ H แต่แสดงพันธะหมู่ฟังก์ชัน และເຫດໂຮງໂຮຕອມ” วิธีนี้ เนื่องให้ใช้เส้นหักมุม 120° ขึ้นลงเป็นโครงทรงๆ สารบอน จุดเชื่อมหรือจุดหักมุม และปลายเส้น หมายถึงสารบอนอะตอมที่มีไครเจนตามจำนวนเหมาะสมซึ่งทำให้สารบอนมีครบ 4 พันธะ



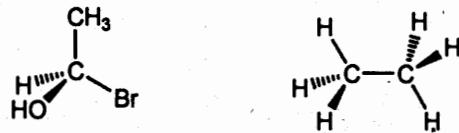
วิธีนี้ใช้กับสูตรกับโครงสร้างที่เป็นวง โดยเปลี่ยนเป็นรูปหลายเหลี่ยม (polygon formula) ตามจำนวนอะตอมในวง เช่น



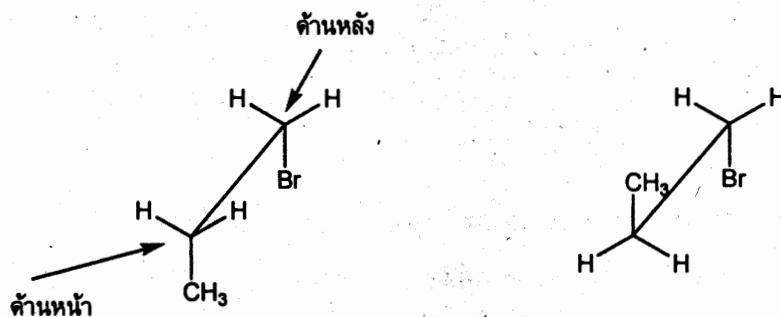
1.8.6 โครงสร้างแบบ 3 มิติ (3D-structural formula) และลักษณะทางสเตอโริโอมี ของโมเลกุล อาจเขียนได้ดังนี้

1.8.6.1 Line and wedge structure ใช้การเขียนลักษณะพันธะ 3 แบบ คือ

- พันธะที่อยู่บนระนาบหน้ากระดาษใช้เส้นตรง
- พันธะที่อยู่เหนือระนาบของหน้ากระดาษใช้ลิมทิน (wedge)
- พันธะที่อยู่ใต้ระนาบของหน้ากระดาษใช้เส้นประหรือลิมบิก (hashed line)



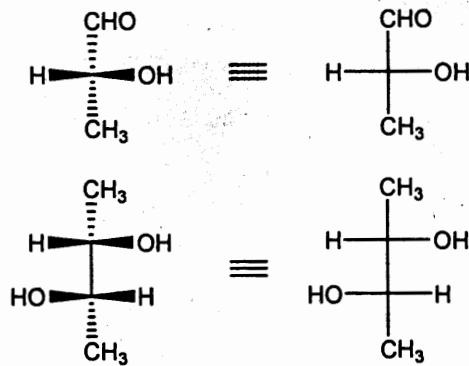
1.8.6.2 Sawhorse projection เป็นโครงสร้างแบบ 3 มิติ คล้ายการมองเฉียงให้เห็น
ความใกล้-ไกลได้ทุกอะตอมและทุกพันธะในโครงสร้างที่มีคาร์บอน 2 อะตอมที่ติดกัน



1.8.6.3 Newman projection เป็นโครงสร้างที่มองผ่านแกนพันธะ C-C โดยมี
คาร์บอนอะตอมหนึ่งอยู่ด้านหน้า แทนด้วยจุดกลางๆ มีเส้นพันธะแยกออกมา 3 พันธะ และ
วงกลมแทนคาร์บอนที่ซ่อนอยู่ด้านหลัง และมีพันธะแยกออกจากข้อมูล 3 พันธะเช่นกัน เมื่อ
หมุนแกนพันธะ C-C สามารถเขียนการเปลี่ยนแปลงตำแหน่งพันธะและหมุนที่เก่าได้



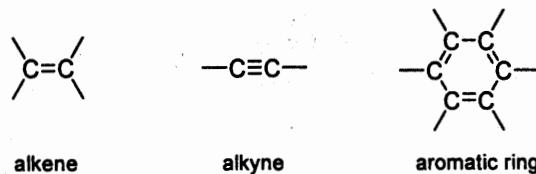
1.8.6.4 Fischer projection เป็นการเขียนสูตรโครงสร้างแบบ 3 มิติ ในแบบ 2 มิติ
โดยเขียนโครงสร้างตามแนวแกนด้ัง พันธะที่อยู่ในเส้นแนวอนหมายถึงพันธะที่ขึ้นมาเหนือ[↑]
ระนาบกระดาษ และพันธะในเส้นแนวตั้งลงทางด้านใต้ระนาบของกระดาษ จุดตัดพันธะเป็น[○]
อะตอมของคาร์บอนชนิดไม่สมมาตร (asymmetric carbon atom) เช่น



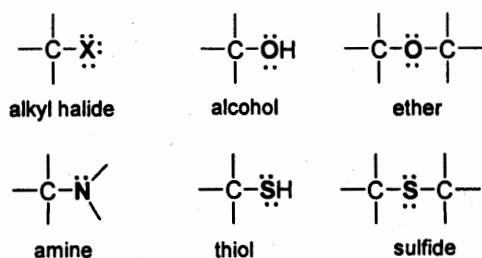
1.9 หมู่ฟังก์ชัน (Functional Groups)

หมู่ฟังก์ชัน เป็นบริเวณในโมเลกุลสารอินทรีย์ที่ประกอบด้วยอะตอมหรือกลุ่มอะตอมที่มีลักษณะเฉพาะ เป็นส่วนของโครงสร้างที่เกิดปฏิกิริยาเคมี แสดงสมบัติเฉพาะตัว โดยเฉพาะสมบัติทางเคมี

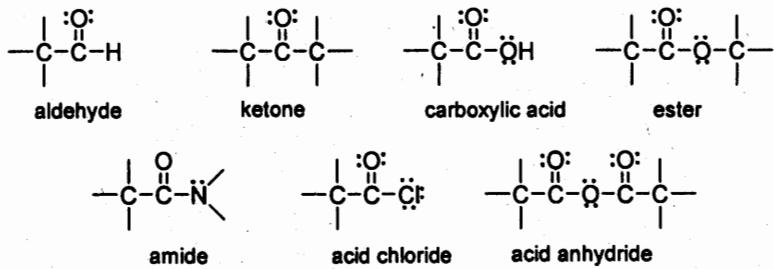
1.9.1 หมู่ฟังก์ชันที่มีพันธุ์ระหว่างคาร์บอนกับคาร์บอน ได้แก่ พันธะคู่ในแอลกีน (alkenes) พันธะสามในแอลไคน์ (alkynes) และสารประกอบแօโรเมติก (aromatic compounds หรือ arenes)



1.9.2 หมู่ฟังก์ชันที่เป็นอะตอมสภาพไฟฟ้าลบสูงสร้างพันธะเดี่ยวกับคาร์บอน เช่น หมู่ฟังก์ชันในแอลคลิลไฮไลด์ แอลกอฮอล์ อิเทอร์ อะมีน ไทโอล และซัลไฟด์ (alkyl halides, alcohols, ethers, amines, thiols และ sulfides)



1.9.3 หมู่ฟังก์ชันที่มีพันธะคู่ระหว่างคาร์บอนกับออกซิเจน เช่น แอลดีไฮด์ คีโทน์ กรดcarboxylic acid เอสเทอร์ อะไมด์ และแอกซิดแอนไฮไดรด์ (aldehydes, ketones, carboxylic acids, esters, amides, acid chlorides และ acid anhydrides)

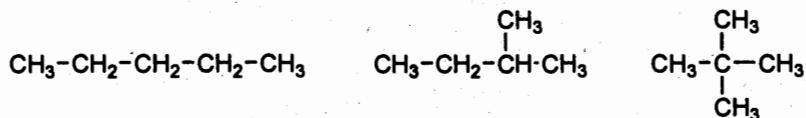


1.10 ไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้าง (Constitutional Isomer หรือ Structural Isomer)

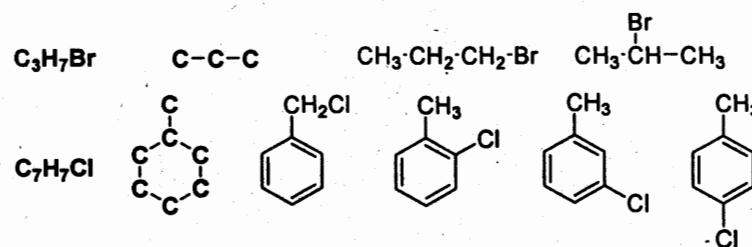
ไอโซเมอร์ (Isomer) เป็นสารประกอบที่มีสูตรโมเลกุลเหมือนกัน แต่สูตรโครงสร้างต่างกัน ในทางเดียว แบ่งเป็น ไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้าง และสเตโรไอโซเมอร์ (stereoisomer)

ไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้าง เป็นไอโซเมอร์ที่มีสูตรโมเลกุลเหมือนกัน แต่การเกาะต่อ กันของอะดอมต่างกัน ทำให้มีสูตรโครงสร้างต่างกัน แบ่งออกได้ตามความแตกต่าง ได้แก่

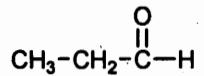
1. ตามลักษณะโครงสร้าง (chain isomerism) ความแตกต่างมาจากการเกาะกันของโซ่อัมมูลต่างกัน ทำให้มีสูตรโครงสร้างต่างกัน แบ่งออกได้ตามความแตกต่าง ได้แก่ การบ่อนและการมีแขนงของคาร์บอน ทำให้เกิดโครงสร้างแบบต่างๆ เช่น C_5H_{12}



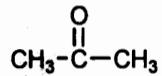
2. โดยตำแหน่ง (position isomerism) ไอโซเมอร์แบบนี้มีโครงสร้างของคาร์บอนแบบเดียวกัน อะดอมหรือหมู่อะดอมที่สำคัญเหมือนกัน แต่อยู่ในตำแหน่งต่างกัน เช่น C_3H_7Br และ C_7H_7Cl



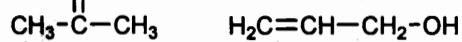
3. ตามชนิดหมู่ฟังก์ชัน (functional isomerism) ไอโซเมอร์ชนิดนี้ต่างกันที่ชนิดของหมู่ฟังก์ชัน เช่น C_3H_6O



aldehyde



ketone



alcohol

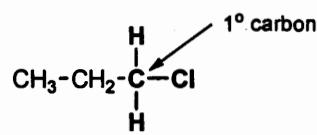
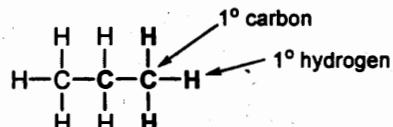
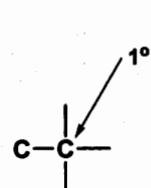
สำหรับสเตอโรไอลไซเมอร์ เป็นไอโซเมอร์ที่มีสูตรโครงสร้างเหมือนกัน มีการเกาะต่อ กันของอะดอมแบบเดียวกัน แต่ทิศทางการจัดตัวของอะดอมในที่ว่าง 3 มิติ ต่างกัน

1.11 ชนิดของคาร์บอนและไฮโดรเจนอะดอมในสารประกอบอินทรีย์

การจำแนกชนิดอะดอมของคาร์บอนออกตามลักษณะเฉพาะ ดังนี้

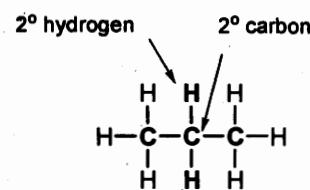
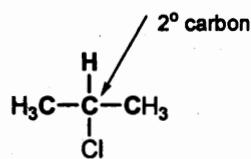
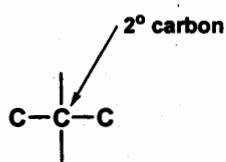
1.11.1 คาร์บอนปฐมภูมิ (primary carbon, 1° C)

เป็นอะดอมของคาร์บอนที่สร้างพันธะโดยตรงกับคาร์บอนอื่น 1 อะดอม อะดอมของไฮโดรเจนที่สร้างพันธะกับคาร์บอนชนิดนี้ เรียกว่าไฮโดรเจนปฐมภูมิ (primary hydrogen, 1° H)



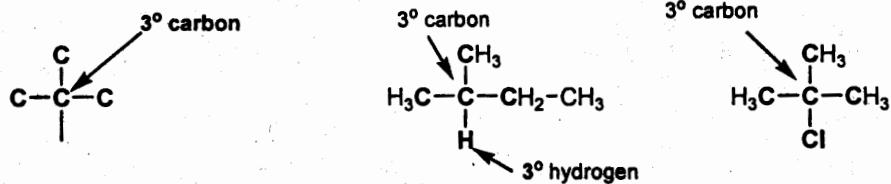
1.11.2 คาร์บอนทุติยภูมิ (secondary carbon, 2° C)

เป็นอะดอมของคาร์บอนที่สร้างพันธะโดยตรงกับคาร์บอนอื่น 2 อะดอม ไฮโดรเจนที่สร้างพันธะกับคาร์บอนชนิดนี้เรียกว่าไฮโดรเจนทุติยภูมิ (secondary hydrogen, 2° H)



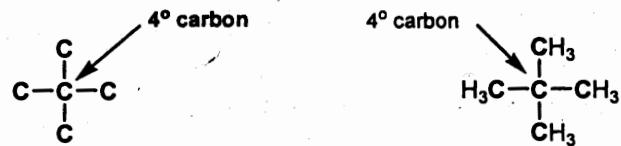
1.11.3 คาร์บอนตติยภูมิ (tertiary carbon, 3° C)

เป็นอะดอมของคาร์บอนที่สร้างพันธะโดยตรงกับคาร์บอนอื่น 3 อะดอม อะดอมของไฮโดรเจนที่สร้างพันธะกับคาร์บอนชนิดนี้ เรียกว่าไฮโดรเจนตติยภูมิ (tertiary hydrogen, 3° H)



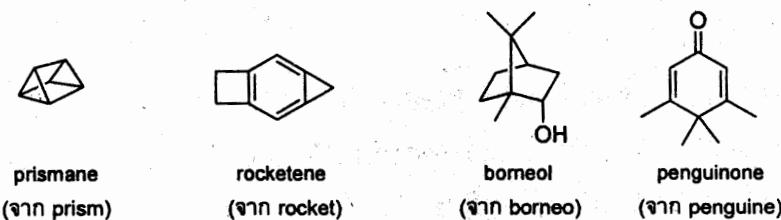
1.11.4 คาร์บอนจุดตุกภูมิ (quaternary carbon, 4° C)

เป็นอะตอมcarbonที่สร้างพันธะกับcarbonอื่น 4 พันธะ



1.12 การเรียกสารประกอบอินทรีย์เบื้องต้น (Introduction to Organic Nomenclature)

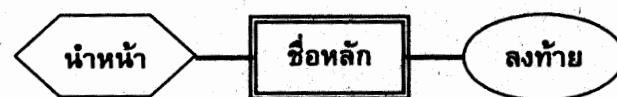
ชื่อสารประกอบอาจได้จากแหล่งที่พบ ลักษณะ หรือคุณสมบัติพิเศษ สารหล่ายชนิดนิยมใช้ชื่อเฉพาะ เช่น urea, acetylene, acetone, formic acid, acetic acid และ toluene แม้ในปัจจุบันก็ยังใช้เรียกสารประกอบใหม่ๆ บางชนิด มีลักษณะพิเศษในชื่อซึ่งแสดงความหมายของสารเหล่านี้ได้เป็นอย่างดี ด้วยเช่น



นอกจากนี้มีชื่อรูปแบบพันธ์ชื่อตามประเพกสาร และชื่อสามัญ เมื่อการสังเคราะห์สารใหม่เพิ่มอย่างรวดเร็ว วิธีการเหล่านี้ครอบคลุมได้ไม่ทั่วถึง จึงใช้วิธีที่เป็นระบบและมีกฎเกณฑ์ หรือระบบ IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) โดยชื่อหลักมาจากโครงสร้างที่ต่อ กันที่ยาวที่สุด ซึ่งถูกเปลี่ยนตามหมุนฟังก์ชันชนิดต่างๆ ที่เข้าแทนไฮโดรเจนหรือ carbon ในโครงสร้างหลัก มีรายวิธีที่ใช้แก้ไขชื่อหลักเพื่อแสดงถึงหมุนฟังก์ชันที่มี

1.12.1 โครงสร้างหลัก (Parent Structure)

โครงสร้างของชื่ออาจประกอบด้วยส่วนต่างๆ ดังนี้



- ชื่อหลัก (parent name) บอกจำนวน carbons ที่ต่อกันในโซ่อหลัก
- คำลงท้าย (suffix) แสดงชนิดของหมู่ฟังก์ชันสำคัญที่สุดในโซ่อหลัก
- คำนำหน้า (prefix) บอกชนิดและตำแหน่งหมู่แทนที่ หรือหมู่ฟังก์ชันอื่นที่มี
- ตำแหน่ง (locants) ตัวเลขหรือตัวอักษรชี้งบอกตำแหน่งการแทนที่ภายในโมเลกุล

ตารางที่ 1.8 ชื่อหลักของโซ่อาร์บอนตามจำนวนอะตอมของ carbons

จำนวน carbons	ชื่อหลัก
1	meth
2	eth
3	prop
4	but
5	pent
6	hex
7	hept
8	oct
9	non
10	dec
11	undec
12	dodec
13	tridec
14	tetradec
15	pentadec
20	icos

1.12.2 การเขียนชื่อจากสูตรโครงสร้าง และการเขียนสูตรโครงสร้างจากชื่อ

1.12.2.1 การเขียนชื่อจากสูตรโครงสร้าง (สูตรโครงสร้าง -----> ชื่อสารประกอบ) เช่น การเรียกแอลเคนและสารประกอบอินทรีย์ที่มีหมู่ฟังก์ชัน 1 หมู่ โดยทั่วไปทำได้โดย

- หาโครงสร้างหลัก
 - เลือกโซ่อาร์บอนที่ต่อกันยาวที่สุด และมีหมู่ฟังก์ชันอยู่ด้วย
 - ถ้ามีมากกว่า 1 แบบ เลือกแบบที่การแทนที่มากที่สุด
- ให้ชื่อโซ่อหลัก (ตาราง 1.8)
 - เรียกดามไข่โดยการบอนชนิดอิมตัว เดิมคำลงท้าย -ane ที่ชื่อหลัก

- ถ้ามีพันธะคู่หรือพันธะสาม เปลี่ยนคำลงท้าย -ane เป็นคำลงท้าย ตามชนิดพันธะที่มี
- สำหรับหมู่ฟังก์ชันอื่น ให้ตัดอักษร o ท้ายชื่อ แทนด้วยคำลงท้ายตามชนิดหมู่ฟังก์ชันนั้นๆ

3. กำหนดเลขตำแหน่ง

- หมู่ฟังก์ชันอยู่ในตำแหน่งที่มีตัวเลขน้อยสุด และกำหนดตำแหน่งหมู่แทนที่หรือแบบนั้น
- เรียงลำดับหมู่แทนที่ตามอักษร
- เวียนซื้อโดยใช้เครื่องหมายวรรคตอน (เช่น - และ ,) ให้ถูกต้อง
- เมื่อมีหมู่ที่เหมือนกัน ใช้คำนำหน้า (di-, tri-) บอกจำนวนที่มี

ตัวอย่าง

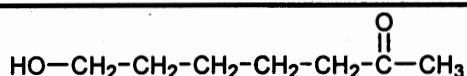
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$		
โครงสร้างหลัก C 3 อะตอม (ชื่อหลัก)	C—C—C	Prop .Propane
หมู่ฟังก์ชันหลัก (suffix)	-OH	-ol
โครงสร้างหลัก + หมู่ฟังก์ชันหลัก 1 หมู่	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH} \\ 3 \quad 2 \quad 1 \end{array}$	Propan-1-ol

ถ้ามีหมู่ฟังก์ชัน 2 ชนิดขึ้นไป หมู่ฟังก์ชันที่เป็นหมู่หลักต้องมีอันดับความสำคัญมากกว่า ซึ่งถูกเรียกในรูปคำลงท้าย หมู่ที่สำคัญน้อยกว่าเรียกเป็นหมู่แทนที่ในรูปของคำนำหน้า

ตารางที่ 1.9 ลำดับความสำคัญของหมู่ฟังก์ชัน

กลุ่มสาร	หมู่ฟังก์ชัน	ความสำคัญ
Carboxylic acids	-COOH	มาก
Sulfonic acids	-SO ₃ H	▲
Anhydride	-(CO)-O-(CO)-	
Ester	-COOR	
Acid halides	-CO-X	
Amides	-CO-NH ₂	
Nitriles	-C≡N	
Aldehydes	-CHO	
Ketones	C=O	
Alcohols, phenols	-OH	
Amines	-NH ₂	
Alkenes	-C=C-	
Alkynes	-C≡C-	
Alkanes	—	
Ethers	-O-	
Halides	-X (F, Cl, Br, I)	น้อย

ตัวอย่าง



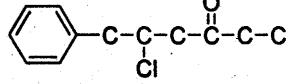
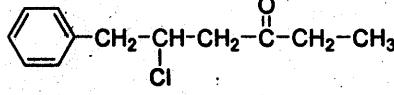
โครงสร้างหลัก C 7 อะตอม (ชื่อหลัก)	C—C—C—C—C—C—C	Hept Heptane
หมู่ฟังก์ชันหลัก (สำคัญมากกว่า - suffix)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \end{array}$	-one
โครงสร้างหลัก + หมู่ฟังก์ชันหลัก	C—C—C—C—C— $\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}$ —C	Heptanone
หมู่แทนที่ (สำคัญน้อยกว่า - prefix)	-OH	Hydroxy-
ชื่อสาร	HO—CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ — $\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}$ —CH ₃ 7 6 5 4 3 2 1	7-Hydroxyheptan-2-one

1.12.2 การเปลี่ยนสูตรโครงสร้างจากชื่อ (ชื่อสาร -----> สูตรโครงสร้าง)

โดยทั่วไปทำได้ดังนี้

- หาส่วนที่เป็นชื่อหลักจากชื่อสาร จะทราบจำนวนcarbonในใช้หลัก
- เขียนโครงไช่พื้นฐานตามจำนวนcarbonที่มี
- จากชื่อสาร หาหมู่ฟังก์ชันหลัก พร้อมตำแหน่ง
- จากชื่อสาร หาหมู่แทนที่หรือหมู่ฟังก์ชันอื่น พร้อมตำแหน่งการแทนที่
- เขียนโครงสร้างของหมู่แทนที่และหมู่ฟังก์ชันลงในตำแหน่งที่เหมาะสมของไช่หลัก และตรวจสอบสูตรโครงสร้างที่เขียนให้ถูกต้องตามชื่อ

ตัวอย่าง 5-Chloro-6-phenylhexan-3-one

5-Chloro-6-phenylhexan-3-one					
ชื่อหลัก	hex				
carbonในไช่หลัก	6 อะตอม				
โครงไช่หลัก	$\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}$				
หมู่ฟังก์ชันหลัก (& ตำแหน่ง)	3-one	$\text{---}\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}}{\text{ }}}\text{---}$	6	5	4 3 2 1
หมู่แทนที่อื่น (& ตำแหน่ง)	5-chloro	-Cl			$\text{C}-\text{C}-\text{C}=\overset{\text{O}}{\underset{\text{C}}{\text{ }}}\text{---C---C---C}$ Cl
6-phenyl					
สูตรโครงสร้าง					

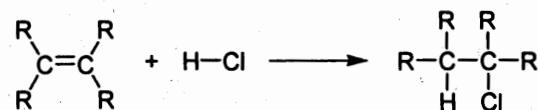
1.13 ปฏิกิริยาอินทรีย์

การเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นกับสูตรโครงสร้างของสารอินทรีย์ ในเบื้องต้นได้จัดแบ่งตาม
การเปลี่ยนแปลงพื้นฐานที่เกิดในโครงสร้างดังนี้

1.13.1 ชนิดของปฏิกิริยาอินทรีย์

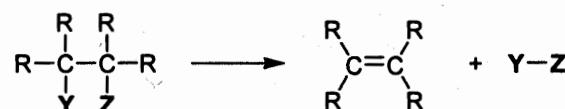
1.13.1.1 ปฏิกิริยาเพิ่มเข้า หรือปฏิกิริยาการเติม (Addition reaction)

เป็นปฏิกิริยาที่มีการรวมสาร 2 ชนิดเข้าด้วยกัน เกิดกับสารดังต้นที่มีพันธะไฟ 1 หรือ 2 พันธะ ให้ผลิตผลที่มีพันธะไฟลดลงและพันธะซิกมาเพิ่มขึ้นจากสารเริ่มต้นเดิม ซึ่งตรงข้ามกับการขัดจัด



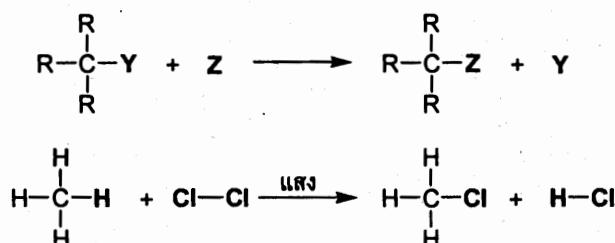
1.13.1.2 ปฏิกิริยาการขัดจัด (Elimination reaction)

เป็นปฏิกิริยาที่มีการขัดจัดสารไม่เลกุลเล็กๆ ออกจากสารเริ่มต้น ผลิตผลที่ได้มีพันธะซิกมากลดลง และมีพันธะไฟเกิดขึ้น



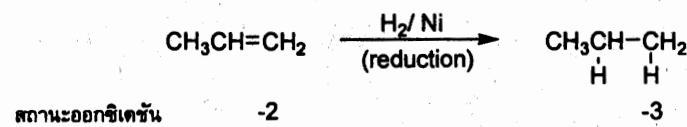
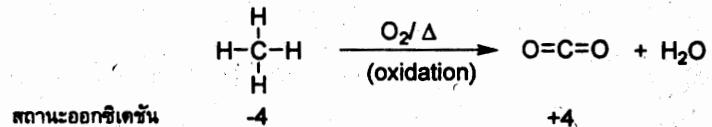
1.13.1.3 ปฏิกิริยาการแทนที่ (Substitution reaction)

เป็นปฏิกิริยาที่อะตอมหรือหมู่อะตอมในโครงสร้างของสารเริ่มต้น ถูกแทนด้วยอะตอมหรือหมู่อะตอมอื่น มีการแลกเปลี่ยนส่วนของโครงสร้างและได้สารใหม่เกิดขึ้น



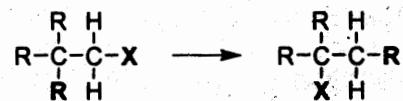
1.13.1.4 ปฏิกิริยาตัดกันและออกซิเดชัน (Organic redox reaction)

เป็นปฏิกิริยาที่มีการเปลี่ยนแปลงสถานะออกซิเดชันของสารบอน ตัดกันเป็นปฏิกิริยาที่ทำให้สารบอนมีสถานะออกซิเดชันลดลง และออกซิเดชันเป็นปฏิกิริยาที่ทำให้สารบอนมีสถานะออกซิเดชันเพิ่มขึ้น โดยทั่วไปปฏิกิริยาออกซิเดชันทำให้สารอินทรีย์มีออกซิเจนเพิ่มขึ้น หรือไฮโดรเจนลดลง และในทางกลับกันตัดกันเป็นปฏิกิริยาที่มีการเพิ่มไฮโดรเจนเข้าที่ไม่เลกุลของสารอินทรีย์ หรือมีอะตอมออกซิเจนน้อยลง



1.13.1.5 ปฏิกิริยาการจัดตัวใหม่ (Rearrangement reaction)

เป็นปฏิกิริยาที่มีการจัดโครงสร้าง เปลี่ยนแปลงพันธะและตำแหน่งอะตอม และได้โครงสร้างใหม่ที่เป็นไอโซเมอร์ของสารเดิม กรณีนี้จำนวนพันธะไม่เปลี่ยนแปลงเช่นกัน



1.13.2 ลักษณะปฏิกิริยาอินทรีย์

ปฏิกิริยาเคมีอินทรีย์ที่เกิดขึ้น อาจแบ่งได้เป็น

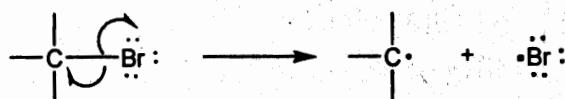
ปฏิกิริยาขั้นเดียว (concerted reaction) มีการสร้างพันธะและการสลายพันธะเกิดขึ้นไปพร้อมๆ กัน เกิดขั้นตอนเดียว สารเริ่มต้นเปลี่ยนแปลงผ่านเพียง 1 กระบวนการซึ่งไม่มีอินเตอร์มีเดียต และให้ผลิตผล

ปฏิกิริยาหลายขั้น (stepwise reaction) เป็นชุดปฏิกิริยาที่เกิดผ่านอินเตอร์มีเดียตอย่างน้อย 1 ชนิด จากปฏิกิริยาที่เกิดต่อ กันอย่างน้อย 2 ปฏิกิริยา

เมื่อสารประกอบทำปฏิกิริยากันและเกิดผลิตผล จะมีการสลายพันธะในสารตั้งต้น และสร้างพันธะในโมเลกุลและให้ผลิตผล ซึ่งเกี่ยวกับอิเล็กตรอนในพันธะ จึงแบ่งได้ดังนี้

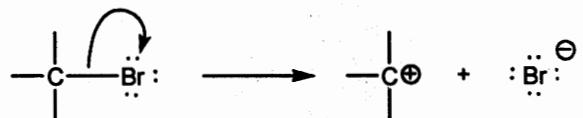
1.13.2.1 การสลายพันธะ มี 2 แบบ คือ

- (1) การสลายพันธะแบบสมมาตร (homolytic cleavage) เมื่อพันธะแตกหัก อะตอมทั้งสองข้างของพันธะได้อิเล็กตรอนเดียวกันลับกัน เกิดอินเตอร์มีเดียตเป็นอนุมูลอิสระ



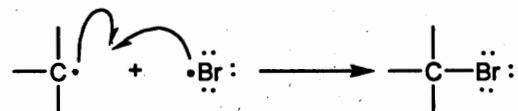
- (2) การสลายพันธะแบบไม่สมมาตร (heterolytic cleavage) เมื่อพันธะแตกหัก อะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูงกว่ารับคู่อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันในพันธะโคลาเลนด์ไป เกิด

อินเตอร์มีเดียตที่มีประจุลบ และอะดอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบต่ำกว่าเสียอิเล็กตรอน ให้เป็นอินเตอร์มีเดียตที่มีประจุบวก

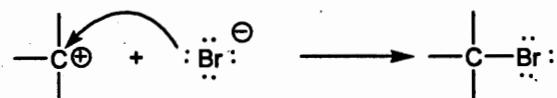


1.13.2.2 การสร้างพันธะ มี 2 แบบ คือ

- (1) การสร้างพันธะแบบสมมาตร (homogenous bond-making) อะดอมทั้งสองที่สร้างพันธะต่างกันไม้อิเล็กตรอนเดียวกันใช้ร่วมกันในพันธะ



- (2) การสร้างพันธะแบบไม่สมมาตร (heterogenous bond-making) พันธะโดยเวลน์เกิดจากอะดอมใดอะดอมหนึ่งนำคุณอิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกับอะดอมที่ขาดอิเล็กตรอน



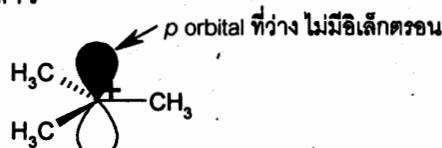
1.13.3 อินเตอร์มีเดียตในปฏิกิริยา

อินเตอร์มีเดียต (Intermediates) เป็นโครงสร้างซึ่งเกิดขึ้นช่วงสั้นๆ ในขั้นต่างๆ ของปฏิกิริยาหลายขั้น ไม่ใช่ผลิตผล อินเตอร์มีเดียตของคาร์บอนที่ไวต่อปฏิกิริยา มีทั้งโครงสร้างที่มีประจุและไม่มีประจุ ได้แก่

1.13.3.1 คาร์บอเน็คติโอลอน (carbocations)

เป็นอินเตอร์มีเดียตที่มีประจุบวกที่คาร์บอน ซึ่งเป็นอะดอมที่ขาดอิเล็กตรอน และมี 3 พันธะ เมื่อร่วมอิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกับอะดอมอื่น จะมีอิเล็กตรอนวงนอกสุดเพียง 6 จึงไวต่อปฏิกิริยา พยายามหาอิเล็กตรอนให้ครบเพื่อได้ประจุที่เป็นกลาง

การบินแคมติโอลอนใช้ออร์บิทัล sp^2 ออร์บิทัลทั้งสามด่างทำมุม 120° และสร้างพันธะเชิงมากับ H หรือ C พันธะเชิงมากทั้ง 3 พันธะอยู่ในระนาบเดียวกัน และมีออร์บิทัล p ซึ่งว่าง ไม่มีอิเล็กตรอน ตั้งฉากระนาบดังกล่าว

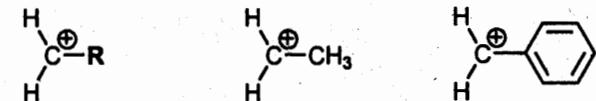


ประเภทของการโบนแอดไฮดรอเจน

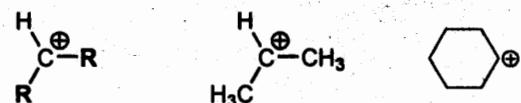
(1) เมทิลคาร์บอยแอดไฮดรอเจน (methyl carbocation) คาร์บอนที่มีประจุบวกไม่มีพันธะ C-C



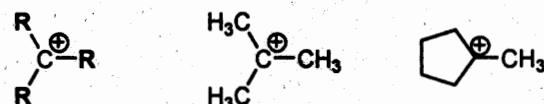
(2) การโบนแอดไฮดรอเจนปฐมภูมิ (primary หรือ 1° carbocation) มีหมู่คาร์บอน 1 หมู่ สร้างพันธะกับคาร์บอนที่มีประจุบวก (มีพันธะ C-C 1 พันธะ)



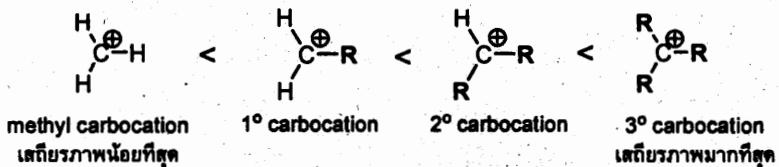
(3) การโบนแอดไฮดรอเจนที่ติดภูมิ (secondary หรือ 2° carbocation) มีหมู่คาร์บอน 2 หมู่ สร้างพันธะกับคาร์บอนที่มีประจุบวก (มีพันธะ C-C 2 พันธะ)



(4) การโบนแอดไฮดรอเจนติดภูมิ (tertiary หรือ 3° carbocation) มีหมู่คาร์บอน 3 หมู่ สร้างพันธะกับคาร์บอนที่มีประจุบวก (มีพันธะ C-C 3 พันธะ)



การโบนแอดไฮดรอเจนมีเสถียรภาพสูงขึ้นเมื่อมีหมู่แอลกิลให้อิเล็กตรอนกับคาร์บอนที่มีประจุบวก ทำให้ความเป็นวงของไอออนลดลง เสถียรภาพสัมพัทธ์ซึ่งเป็นดังนี้



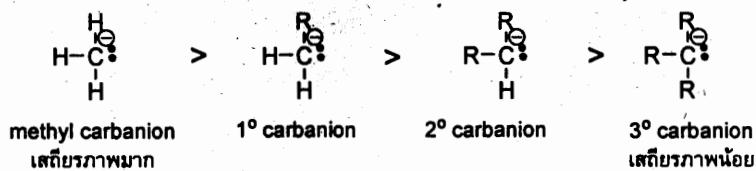
1.13.3.2 คาร์บันไออกอน (carbanions)

เป็นอินเตอร์มีเดียตที่มีประจุลบที่คาร์บอนซึ่งสร้างพันธะกับอะตอมอื่น 3 พันธะ และมีคู่อิเล็กตรอน 1 คู่ที่ไม่ได้ใช้สร้างพันธะ จึงมีอิเล็กตรอนวงนอกครุน 8 และมีประจุเป็นลบ

คาร์บันไออกอนใช้ออร์บิทัลชนิด sp^3 มีรูปทรงแบบเตตราหีดรอน อิเล็กตรอนคู่ที่ไม่ใช้สร้างพันธะอยู่ในออร์บิทัล sp^3 อันหนึ่ง อาจมีการเปลี่ยนกลับ (inversion) โครงสร้างเกิดได้

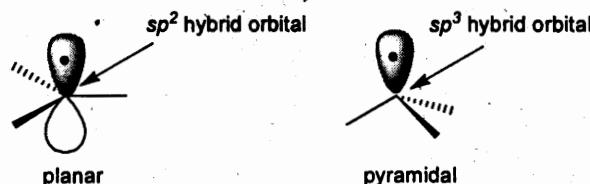


เสถียรภาพสัมพัทธ์ของการแบบไอลอ่อน เป็นดังนี้

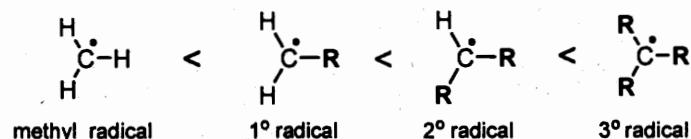


1.13.3.3 อนุมูลิศร (free radicals)

เป็นอินเดอร์มีเดียตที่มีอิเล็กตรอนเดียวที่ cardinal บนอะตอม เกิดจากการสลายพันธะแบบสมมาตร เป็นอะตอมที่ขาดอิเล็กตรอนไม่มีประจุ และมีอิเล็กตรอนวงนอกสุด 7 จึงไวต่อปฏิกิริยา



เนื่องจาก cardinal บนที่มีอิเล็กตรอนเดียวเป็นอะตอมที่ขาดอิเล็กตรอนเช่นเดียวกับการไอลอ่อน เสถียรภาพสัมพัทธ์จึงเป็นไปในทางเดียวกัน



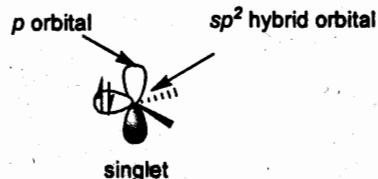
1.13.3.4 คาร์บีน (carbenes)

เป็นอินเดอร์มีเดียตที่อะตอม cardinal ในโครงสร้างมี 2 พันธะ มีอิเล็กตรอนเดียว 2 อิเล็กตรอน ไม่มีประจุ และมีอิเล็กตรอนวงนอกสุด 6 อิเล็กตรอน จึงว่องไวต่อปฏิกิริยา

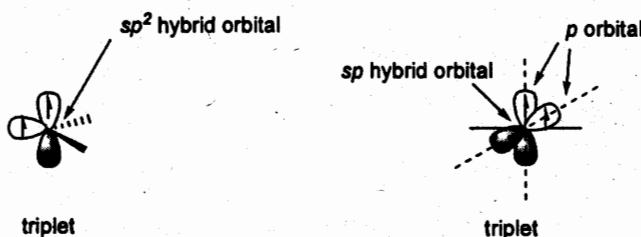
โครงสร้างและเสถียรภาพของคาร์บีน

คาร์บีนมี 2 สถานะ คือ singlet และ triplet โดยทั่วไปคาร์บีนชนิด triplet มีระดับพลังงานน้อยกว่าและเสถียรภาพสูงกว่าชนิด singlet

1. *singlet carbene* อิเล็กตรอนเดียวทั้งสองมีสปินตรงข้าม เข้าคู่และอยู่ในออร์บิทัลเดียวกัน cardinal เป็นแบบ sp^2 มีออร์บิทัล p ที่ว่างดังจากกันระหว่าง ห้องออร์บิทัลที่ว่างและออร์บิทัลที่อิเล็กตรอนเต็มครบทำให้คาร์บีนเป็นห้องตัวรับและให้คู่อิเล็กตรอน



2. triplet carbene อิเล็กตรอนหังสองมีสปินแบบเดียวกัน แยกกันอยู่เป็นอิเล็กตรอนเดียวคันละออร์บิทัล จึงเป็น diradical ควรนونอาจเป็นแบบ sp^2 (รูปทรงโคง) หรือ sp (เส้นตรง)



1.13.4 กระบวนการของปฏิกิริยาเคมีอินทรีย์

ปฏิกิริยาเคมี เป็นการที่สารเริ่มต้นเปลี่ยนให้สารอีกชนิดหนึ่ง พร้อมกับปริมาณสารเริ่มต้นลดลง ไม่มีการสูญเสียมวลสาร มีการถ่ายพันธะเคมีเดิมและสร้างพันธะใหม่ เป็นปฏิกิริยาต่อ กันที่เกิดระหว่างกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนของอะตอม เมื่อเกิดปฏิกิริยาจะมีการเปลี่ยนแปลง พลังงาน โดยอาจหายพลังงานหรือดูดกลืนพลังงาน

1.13.4.1 แผนภาพพลังงาน (energy diagrams)

แผนภาพพลังงานแสดงการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานขณะที่ปฏิกิริยาดำเนินไป แกนตั้งเป็นระดับพลังงานของโครงสร้างที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยา แกนนอนเป็นความก้าวหน้าของปฏิกิริยาจากเริ่มปฏิกิริยาจนปฏิกิริยาสิ้นสุด แผนภาพพลังงานให้ข้อมูล เช่น ระดับพลังงานและเสถียรภาพของโครงสร้างที่เกี่ยวข้องและความสัมพันธ์ระหว่างกัน พลังงานกระดับ สภาวะ แทรนซิชัน จำนวนขั้นในปฏิกิริยา อินเตอร์มิเดียต และอัตราปฏิกิริยา

พลังงานกระดับ (Activation Energy, E_a หรือ ΔG^\ddagger)

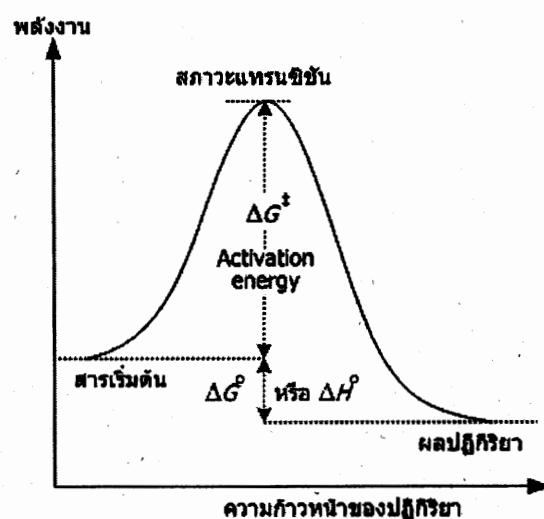
ปฏิกิริยาเคมีเกิดจากการชนกันของอนุภาคที่เข้าทำปฏิกิริยา ในทิศทางที่เหมาสม โดยมีพลังงานจำนวนแน่นอนปฏิกิริยาจึงเกิดได้ พลังงานกระดับ เป็นพลังงานต่ำสุดที่ต้องการเพื่อให้ปฏิกิริยาเกิดขึ้น ซึ่งได้จากพลังงานต่างๆ เช่น พลังงานจากการสั่น การเคลื่อนที่ และ การหมุน

ของอนุภาค หรือจากภายนอก เช่น ความร้อน และแสง เมื่ออนุภาคเข้าใกล้กันในระยะที่เหมาะสม จะเกิดการเปลี่ยนแปลงเข้าสู่ สภาวะแทรกซ้อน (transition state หรือ activated complex)

พลังงานกระตุ้นเป็นความแตกต่างระหว่างระดับพลังงานของสารเริ่มต้นและสภาวะแทรกซ้อน ถ้ามีค่ามากปฏิกิริยาเกิดช้า และถ้ามีค่าน้อยปฏิกิริยาเกิดได้เร็ว

สภาวะแทรกซ้อน (Transition state หรือ Activated complex, \ddagger)

เป็นสภาวะชั่วขณะเมื่อมีการเข้ารวมกันของโครงสร้างที่ทำปฏิกิริยากัน ไม่เสถียร อายุได้ในระยะเวลาที่สั้นมาก (10^{-15} วินาที) ไม่สามารถแยกได้ สภาวะนี้ระดับพลังงานสูงสุด สูงกว่า ของสารเริ่มต้นและผลิตผล



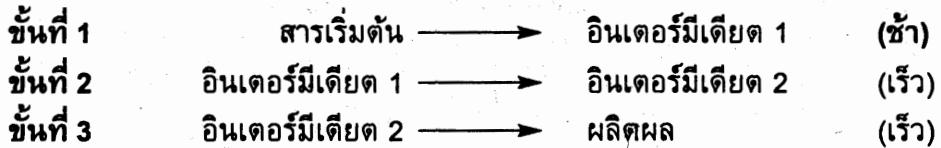
รูปที่ 1.10 แผนภาพปฏิกิริยาพลังงาน 1 ขั้น แสดงระดับพลังงานของสารเริ่มปฏิกิริยา สภาวะแทรกซ้อน พลังงานที่ใช้ในการเข้าสู่สภาวะนี้คือพลังงานกระตุ้น และผลปฏิกิริยา

พลังงานของปฏิกิริยา

พลังงานที่เปลี่ยนแปลงของปฏิกิริยาโดยรวม คือ ΔG° เป็นความแตกต่างของระดับ พลังงานระหว่างสารเริ่มต้นและผลิตผล ถ้าระดับพลังงานของผลปฏิกิริยาต่ำกว่าสารเริ่มต้น ΔG° มีค่าเป็นลบ จึงเป็นปฏิกิริยาที่ให้ความร้อนออกมามากสูงสุด (exothermic reaction) ในทาง ตรงข้ามถ้าระดับพลังงานของผลปฏิกิริยาสูงกว่าของสารเริ่มต้น จะเป็นปฏิกิริยาที่ดูดกลืนความ ร้อนจากสิ่งแวดล้อม (endothermic reaction)

1.13.4.2 อัตราปฏิกิริยา (Reaction rate)

อัตราปฏิกิริยา เป็นความเร็วในการเกิดปฏิกิริยา หรือความเร็วในการที่สารเริ่มต้นในปฏิกิริยาเคมีเปลี่ยนแปลงได้ผลิตผล เป็นการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารเริ่มต้นหรือผลิตผลต่อหน่วยเวลา ในปฏิกิริยาหลายขั้น ขั้นที่เกิดช้ากว่าขั้นอื่นๆ เป็นจุดกำหนดอัตราปฏิกิริยาโดยรวม เรียกปฏิกิริยาขั้นนี้ว่า ขั้นกำหนดอัตราปฏิกิริยา (rate-determining step หรือ rate-limiting step) เช่น



ขั้นที่ 1 เป็นขั้นกำหนดอัตราของปฏิกิริยาโดยรวม

1.13.4.3 ปัจจัยที่มีผลต่ออัตราปฏิกิริยา

ปฏิกิริยาที่ใช้พลังงานกระดันสูงเกิดช้ากว่าปฏิกิริยาที่ใช้พลังงานกระดันต่ำ มีปัจจัยหลายประการที่มีผลต่อปฏิกิริยา ได้แก่

1. อุณหภูมิ และพลังงาน ปฏิกิริยาที่เกิดเร็วอาจทำให้ชั่ลงหรือหยุดปฏิกิริยาด้วยการลดอุณหภูมิ ในทางตรงข้ามปฏิกิริยาที่เกิดช้าอาจเร่งให้เร็วได้โดยให้ความร้อน
2. ตัวทำละลาย ทำหน้าที่เป็นตัวกลางให้สารในปฏิกิริยาเป็นเนื้อเดียวกัน ให้พลังงานควบคุมอุณหภูมิของปฏิกิริยา และคุณลักษณะความร้อนในปฏิกิริยาชนิด cavity พลังงาน แบ่งได้เป็น
 - ตัวทำละลายไฟฟ์ติกมีข้า (polar protic solvent) เป็นตัวทำละลายมีข้าที่มีหมู่ $-O-H$ หรือ $-N-H$ คำว่า protic หมายถึง H ที่สร้างพันธะกับอะตอมที่สภาพไฟฟ้าลบสูง เช่น น้ำ (H_2O), แอลกอฮอล์ (CH_3CH_2OH) และกรดคาร์บอโคฟิลิก ($RCOOH$)
 - ตัวทำละลายเอไฟฟ์ติกมีข้า (dipolar aprotic solvent) เป็นตัวทำละลายมีข้าที่ไม่มีหมู่ $-OH$ หรือ $-NH$ แต่มีพันธะอื่นที่มีสภาพข้า เช่น acetone, DMSO และ acetonitrile
 - ตัวทำละลายไม่มีข้า มีค่าไดอิเล็กทริกคอนสแตนท์ต่ำ ไม่เป็นเนื้อเดียวกับน้ำ เช่น เชก เชน (hexane), เบนซีน, CCl_4 และ CH_2Cl_2
3. ตัวเร่งปฏิกิริยา เป็นสารที่ช่วยให้ปฏิกิริยาเกิดเร็วขึ้น ไม่มีผลต่อการเปลี่ยนแปลงพลังงานของปฏิกิริยาโดยรวม หรือ ΔG° และไม่มีผลกับโครงสร้างและปริมาณของตัวเร่งเมื่อปฏิกิริยาสิ้นสุด

4. Electronic effect: Inductive effect และ Resonance effect

การกระจายอิเล็กตรอนบริเวณที่เกิดปฏิกิริยา มีความสำคัญต่อการเกิดปฏิกิริยา โดยทั่วไปการกระจายประจุในโครงสร้างเกิดจาก

- Inductive effect หรือ I effect เป็นผลของการให้อิเล็กตรอนหรือดึงอิเล็กตรอนผ่านพันธะชีกมา ซึ่งเกิดระหว่างอะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบต่างกัน มีการเห็นใจให้เกิดสภาพข้ามโดยการดึงอิเล็กตรอนไปยังอะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูงกว่า
- Resonance effect เกิดจากหมู่อะตอมในโครงสร้างให้หรือดึงอิเล็กตรอนผ่านพันธะไป เป็นการเคลื่อนที่ของไฟอิเล็กตรอนและคู่อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้สร้างพันธะในโครงสร้างที่มีระบบคอนจูเกต (conjugate system)

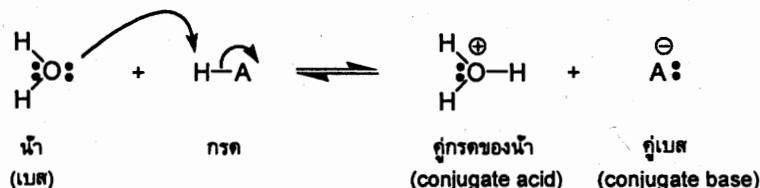
5. Steric effects เป็นผลของหมู่แทนที่ที่มีต่อโครงสร้างและปฏิกิริยา เนื่องจากอะตอมหรือหมู่อะตอมใช้เนื้อที่แน่นอนในที่ว่างสามมิติ เมื่ออะตอมหรือกลุ่มอะตอมเข้าใกล้กันจะมีแรงผลักจากกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนระหว่างหมู่อะตอม ทำให้สภาวะแทรกซ้อนไม่มีเสถียรภาพ

1.13.5 กรดและเบส (Acids and bases)

ปฏิกิริยาหลายชนิดเกี่ยวข้องกับสารอินทรีย์ที่มีสมบัติเป็นกรดและเบส เมื่อกล่าวถึงกรดและเบสในปฏิกิริยาอินทรีย์ ในที่นี้เน้นความหมายตาม Brønsted-Lowry และ Lewis

1.13.5.1 กรดและเบสตามนิยามของเบรนสเตด-ลาวรี

ตามนิยามของเบรนสเตด-ลาวรี (Brønsted-Lowry Acids และ bases) กรดคือสารที่ให้ proton (H^+ , proton donor) และเบส หมายถึงสารที่รับโปรตอน (proton acceptor) ตามแนวคิดนี้กรดไม่แตกตัวในน้ำ แต่ถ่ายโอนโปรตอนให้น้ำ เมื่อกรดอยู่ในน้ำ น้ำจึงทำหน้าที่เป็นเบส



เมื่อบรรลุโปรตอนมาแล้วจะกลายเป็นกรด เรียก คู่กรด (conjugate acid) ส่วนกรดเมื่อให้โปรตอนไปจะมีสมบัติเป็นเบส เรียก คู่เบส (conjugate base)

ความแรงของกรด (Acid strength) และค่าแทกตัวคงที่

สารอินทรีย์มีสมบัติเป็นกรดอ่อน แต่ก็ตัวได้ไม่สมบูรณ์ สภาพกรด (acidity) จึงได้จากค่าแต่ก็ตัวคงที่ของกรด หรือ K_a สารอินทรีย์ส่วนใหญ่ K_a มีค่าน้อย โดยทั่วไปอยู่ระหว่าง 10^{-5} ถึง 10^{-10} ซึ่งต่างจากการดอนนิทรีย์ (10 ถึง 10^0) และเพื่อมให้ยุ่งยากเรื่องตัวเลขยกกำลังติดลบจึงใช้ค่า pK_a แทนค่า K_a ดังนั้นกรดที่มีค่า pK_a น้อยกว่าจะเป็นกรดที่แก่กว่า

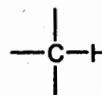
$$pK_a = -\log K_a$$

ปัจจัยที่กำหนดความแรงของกรด

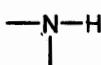
สภาพกรดขึ้นกับเสถียรภาพของคู่เบสหรือแอนิโอน (A^-) มีปัจจัยเกี่ยวข้องดังนี้

- อะตอนมาตรฐานที่สร้างพันธะกับ H อะตอนที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูงทำให้พันธะ $H-A$ มีข้า พันธะจะแตกหักง่ายและให้ proton ได้เร็ว

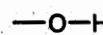
$$pK_a \approx 50$$



$$pK_a \approx 38$$



$$pK_a \approx 16$$



$$pK_a = 3.2$$



ถ้าอะตอน A อยู่หมู่เดียวกัน ขนาดของอะตอนหรือไอออนสำคัญมากกว่าค่าสภาพไฟฟ้าลบ สภาพกรดจะเพิ่มจากด้านบนไปล่าง (เช่น หมู่ 7)

$$pK_a = 3.2$$



$$pK_a = -7$$



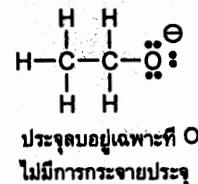
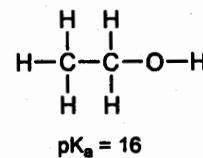
$$pK_a = -9$$



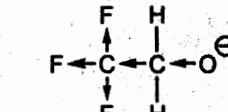
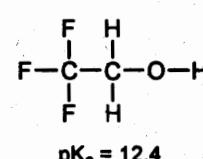
$$pK_a = -10$$



- การกระจายประจุลบ การกระจายอิเล็กตรอนทำให้เสถียรภาพของแอนิโอนเพิ่มขึ้น ซึ่งอาจเกิดจาก I effect หรือ resonance effect เช่น

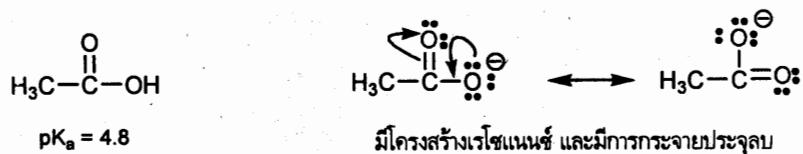


การกระจายประจุโดย I effect

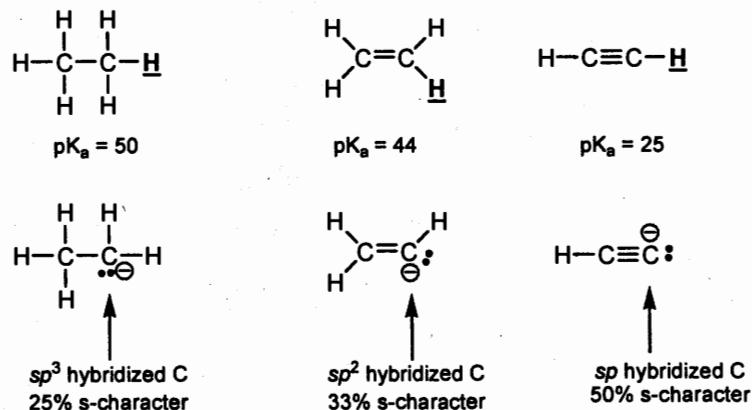


มีอะตอนที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูงช่วยเพิ่มเสถียรภาพของคู่เมส

การกระจายประจุโดย resonance effect



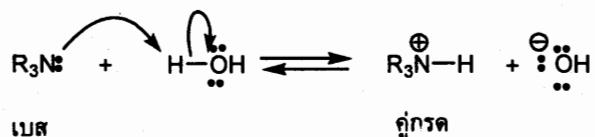
3. ໃໝ່ບໍ່ໄດ້ເຫັນຂອງວະຕອນທີ່ມີປະຈຸບ ຄໍາມືລັກຂະແນຂອງ s ອອຽນບົບມາກ ອູ້ເລີກຕរອນຈະອູ້ໄກລັນວິເຄລີຍສແລະຖຸກດີງດູດມາກກວ່າ ທຳໄຫ້ຄູ່ເບີສມີເສັ້ນຢາພສູງກວ່າ ເຊັ່ນ



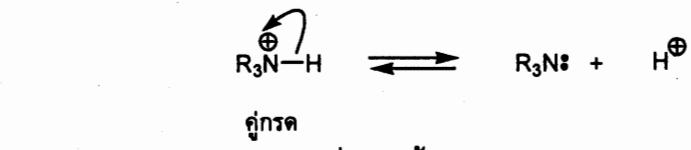
สภาพเบส (Basicity)

สารอินทรีย์ที่มีสมบัติเป็นเบส ได้แก่ อะมีน (amines) ความแรงของเบสสวัสดิ์จากค่า K_b (pK_b) ของเบส หรือค่า K_a (pK_a) ของค่ากรดจากเบสนั้นๆ

K_p เป็นค่าคงที่ แสดงถึงความสามารถในการรับโปรตอน (หรือให้อเล็กตรอน) ของเบส



สำหรับค่าแตกตัวคงที่ K_a (หรือ pK_a) ของคุ้กรดของเบส ได้จาก



ความสัมพันธ์ระหว่างค่าคงที่เหล่านี้คือ

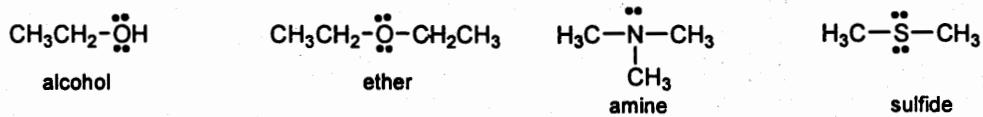
$$K_a K_b = 10^{-14} \quad \text{หรือ} \quad pK_a + pK_b = 14$$

1.13.5.2 กรดและเบสตามนิยามของลิวอิส (Lewis Acids และ bases)

ลิวอิส อธิบายความหมายของกรดและเบสกว้างกว่าเบรินสเตด-ลาวรี โดยเน้นไปที่คู่อิเล็กตรอน ตามนิยามนี้กรดลิวอิสมากยถึงสารที่เป็นตัวรับคู่อิเล็กตรอน และเบสลิวอิสมากยถึงสารที่ให้คู่อิเล็กตรอน กรดลิวอิสจึงเป็นโครงสร้างที่ขาดอิเล็กตรอนและรับคู่อิเล็กตรอนได้ เช่น

- กรดทุกชนิดตามนิยามของเบรินสเตด-ลาวรี
- แคดไออ่อน เช่น Li^+ , Mg^{2+} , Br^- และการใบแคดไออ่อน
- สารประกอบซึ่งมีอะตอมที่มีอิอร์บิทัลว่างซึ่งรับคู่อิเล็กตรอนได้ เช่น BF_3 , AlCl_3 , FeBr_3 , TiCl_4 และ ZnCl_2

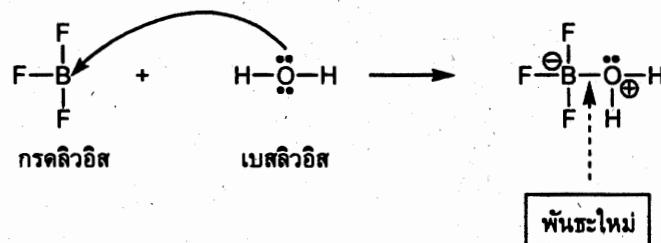
เบสลิวอิส มีโครงสร้างเหมือนกับเบสของเบรินสเตด-ลาวรี เนื่องจากต่างก็มีคู่อิเล็กตรอนเช่นเดียวกัน แต่ตามนิยามของลิวอิส เบสให้คู่อิเล็กตรอนแก่ทุกโครงสร้างที่ขาดอิเล็กตรอน ไม่ได้จำกัดแต่เฉพาะโปรดอนเหมือนนิยามแบบเบรินสเตด-ลาวรี เช่นโครงสร้างต่อไปนี้ซึ่งมีสมบัติเป็นเบสตามนิยามของลิวอิส



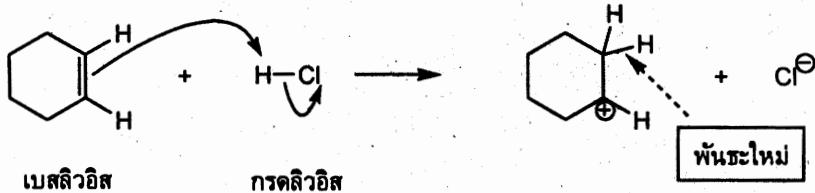
ปฏิกิริยากรด-เบสแบบลิวอิส (Lewis acid-base reaction)

ปฏิกิริยาอนทรีย์ส่วนใหญ่เกี่ยวข้องกับเคลื่อนที่ของคู่อิเล็กตรอน จัดเป็นปฏิกิริยากรด-เบสตามแบบลิวอิส เช่น

1) ปฏิกิริยากรด-เบส ระหว่าง BF_3 กับ H_2O

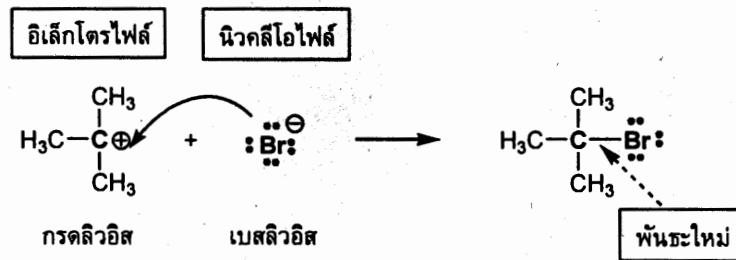


2) ปฏิกิริยากรด-เบส ระหว่าง cyclohexene กับ HCl



1.13.6 นิวเคลียไฟล์ และอิเล็กโตรไฟล์ (Nucleophiles and electrophiles)

เบสคลิวอิสใช้คุณลักษณะรอนิเวร์สร้างพันธะกับอะตอมอื่น จึงเป็นนิวเคลียไฟล์ (nucleophile = nucleous loving) ในทางกลับกันการคลิวอิสจึงเป็นอิเล็กโตรไฟล์ (electrophile = electron loving)

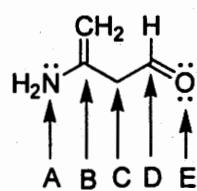


แบบฝึกหัด บทที่ 1

1. เลขค่าอนดัมคูได้กำหนดพลังงานของอิเล็กตรอนในออร์บิทัล

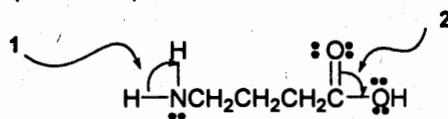
- (1) n และ l (2) n และ m
 (3) n และ s (4) l และ m (5) m และ s

2. อะตอมธาตุในสารประกอบต่อไปนี้ใช้ออร์บิทัลผสมชníดได



- 1) ทั้ง A, B, C, D ใช้ sp^2 ส่วน E ใช้ sp^3
 2) A และ B ใช้ sp^2 ; C- sp^3 ; D- sp^2 ; E- sp^3
 3) A - sp^3 ; B และ C ใช้ sp^2 ; D- sp^3 ; E- sp^2
 4) A - sp^3 ; B- sp^2 ; C- sp^3 ; D- sp^2 ; E- sp^2

3. มุมพันธะ มุม 1 และ 2 เป็นเท่าใด

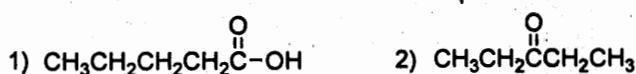


	มุม 1	มุม 2
(1)	109	109
(2)	180	120
(3)	90	90
(4)	109	120
(5)	120	109

4. พันธะระหว่างอะตอมของธาตุต่อไปนี้ พันธะใดที่เป็นพันธะที่มีข้ามากที่สุด

- 1) F และ C 2) C และ I 3) B และ Cl

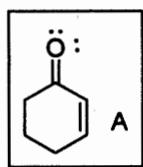
5. สารประกอบดัวไดต่อไปนี้ละลายน้ำตีที่สุด



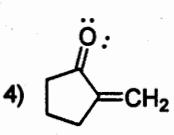
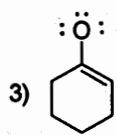
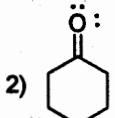
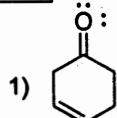
6. สารใดต่อไปนี้ที่เกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างไม่เลกูล์ได้

- (1) $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_3\text{N}$ (2) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$
 (3) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ (4) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

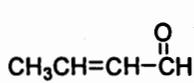
7. สารจากข้อ 6 ดัวใดที่มีจุดเดือดสูงที่สุด
 8. เมื่อเปรียบเทียบกับ A โครงสร้างใดต่อไปนี้ที่เป็น _____



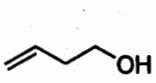
- (1) โครงสร้างเรโซแนนซ์
 (2) ไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้าง
 (3) ไม่ใช่ทั้ง 1 และ 2



9. โครงสร้างใดที่ไม่เป็นไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้างกับแบบอื่นๆ



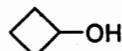
1)



2)

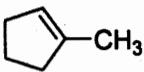
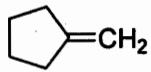


3)



4)

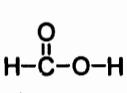
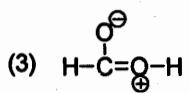
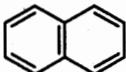
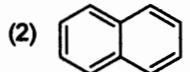
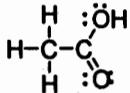
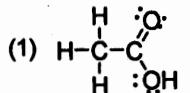
10. โครงสร้างต่อไปนี้มีความสัมพันธ์กันในแบบใด



- (1) ทั้งคู่เป็นไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้าง (2) เป็นสารตัวเดียวทั้งคู่

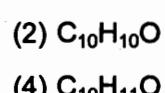
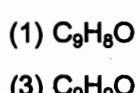
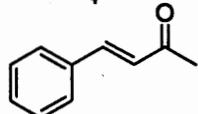
- (3) ค่างก็เป็นโครงสร้างเรโซแนนซ์ (4) เป็นสเดอริโอไอโซเมอร์

11. คู่ใดไม่เป็นโครงสร้างเรโซแนนซ์

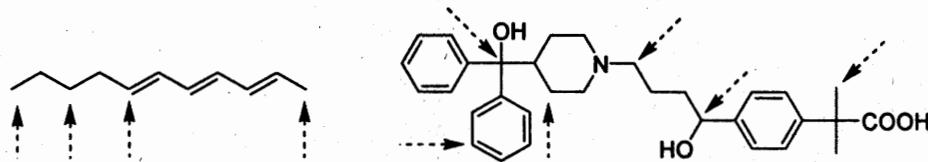


- (4) เป็นทั้ง 1, 2 และ 3

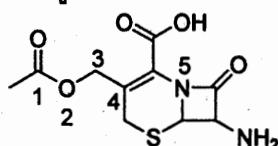
12. สูตรโมเลกุลของสารต่อไปนี้คือข้อใด



13. มีอะตอมไฮโดรเจนที่อะตอมที่กำหนดในการต่อไปนี้ที่จะก่ออะตอม

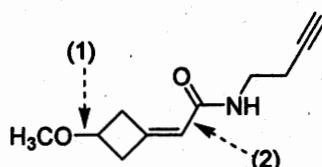


14. จากสูตรโครงสร้างของสารปฏิชีวนะกลุ่ม cephalosporin



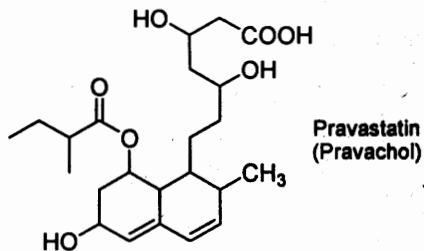
- 1) ออร์บิทัลที่อะตอม 1 และ 2 ใช้ในการสร้างพันธะคือออร์บิทัลชนิดใด
อะตอม 1 _____ อะตอม 2 _____
- 2) ออร์บิทัลที่อะตอม 3 และ 4 ใช้ในการสร้างพันธะคือออร์บิทัลชนิดใด
อะตอม 3 _____ อะตอม 4 _____
- 3) อะตอม 4 มีรูปทรงแบบใด (linear, tetrahedral หรือ trigonal planar)
- 4) อะตอม 5 มีรูปทรงแบบใด (linear, tetrahedral หรือ trigonal planar)

15. พิจารณาโครงสร้างของสารประกอบ และตอบค่าถูกต้องที่เป็น

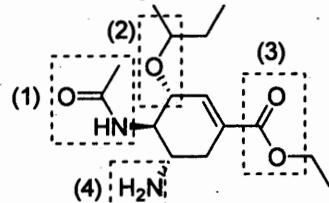


- 1) พันธะหมายเลข (1) เกิดจากการเหลื่อมข้อระหว่างออร์บิทัลชนิดใด
- 2) เกี่ยนสัญลักษณ์ δ^+ และ δ^- หรือเวลาเตอร์แสตดสภาพข้าวในพันธะดังกล่าว
- 3) รูปทรงของการอนในหมู่คาร์บอนเนล ($C=O$) เป็นแบบใด
- 4) พันธะหมายเลข (1) เกิดจากการเหลื่อมข้อระหว่างออร์บิทัลชนิดใด
- 5) สูตรโมเลกุลของสารนี้เป็นอย่างไร

16. Pravastatin เป็นยาลดคอเลสเตรอลกลุ่ม statins มีหมู่ฟังก์ชันชนิดใดบ้าง เขียนวงล้อมรอบแต่ละหมู่ไว้ด้วย



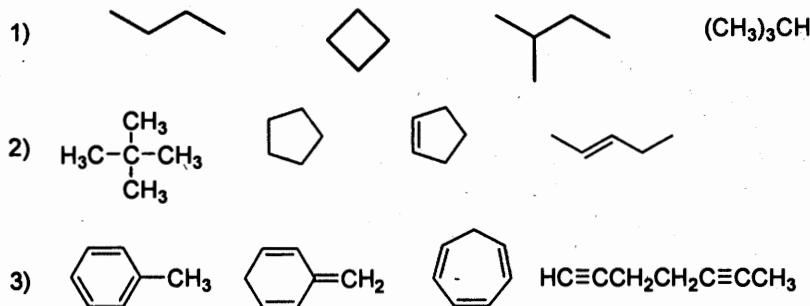
17. บอกชนิดหมู่ฟังก์ชันที่ตีกรอบไว้ในโครงสร้างของยาด้านไวรัสต่อไปนี้



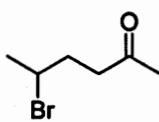
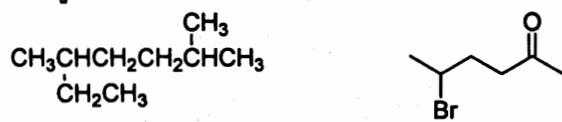
- (1).....
(2).....
(3).....
(4).....

Oseltamivir
(antiviral agent)

18. ในแต่ละข้อต่อไปนี้โครงสร้างใดที่เป็นไอโซเมอร์ชนิดโครงสร้างซึ่งกันและกัน

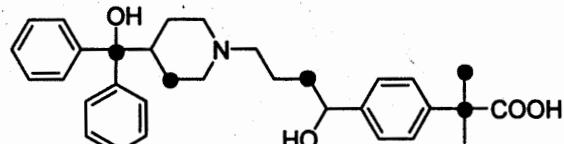


19. จากสูตรโครงสร้างต่อไปนี้

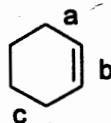


- (1) จำนวนcarbonในโซนหลักมีกี่อะตอม
(2) มีหมู่ฟังก์ชันหรือไม่ ชนิดใด และอยู่ที่ใด
(3) มีโซนกิงหรือหมู่แทนที่หรือไม่ ชนิดใด และอยู่ที่ใด

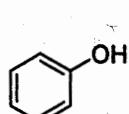
20. คาร์บอนที่มีเครื่องหมายในโครงสร้างต่อไปนี้เป็นชนิดใด (1° , 2° , 3° หรือ 4°)



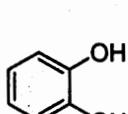
21. เรียงลำดับความやすเยาพันธะของสารต่อไปนี้ จากมากไปน้อย



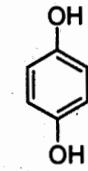
22. โมเลกุลใดบังที่มีค่า $\mu \neq 0$ ให้เขียนทิศทางของโมเมนต์ในโมเลกุลด้วย



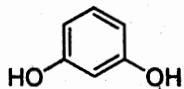
(1)



(2)



(3)



(4)

23. เรียงตัวเลขแสดงลำดับความแข็งแรงของแรงระหว่างโมเลกุลต่อไปนี้จากอ่อนไปแรง (1 อ่อนที่สุด และ 5 แรงมากที่สุด)

London force _____

Dipole-induced dipole force _____

Dipole-dipole force _____

Hydrogen bond _____

Ion-ion interaction _____

สำหรับข้อ 24-25 การเปลี่ยนแปลงต่อไปนี้เป็นปฏิกิริยาแบบใด โดยเลือกคำตอบต่อไปนี้

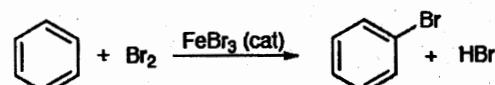
(1) การเติม

(2) การขัด

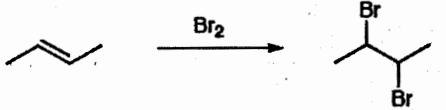
(3) การแทนที่

(4) การจัดตัวใหม่

24.



25.



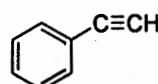
26. จำนวนพันธะเชิงماและพันธะไฟของสารต่อไปนี้ เป็นเท่าใด

(1) 14 σ -bond / 7 π -bond

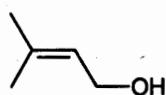
(2) 14 σ -bond / 5 π -bond

(3) 12 σ -bond / 7 π -bond

(4) 14 σ -bond / 3 π -bond



27. โครงสร้างแบบเส้นต่อไปนี้ตรงกับข้อใด



- (1) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}=\text{CH}-\text{OH}$ (2) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{OH}$
 (3) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{OH}$ (4) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{OH}$

28. อินเตอร์เมดีเอตในข้อใดมีอิเล็กตรอนครบ 8

- (1) $-\overset{\oplus}{\underset{|}{\text{C}}}-$ (2) $-\dot{\underset{|}{\text{C}}}-$ (3) $-\overset{\ominus}{\underset{|}{\text{C}}}-$ (4) $-\dot{\underset{|}{\text{C}}}-$

29. คาร์บอนแอดดิทีฟออกอนไดเมสเตรียรภาพสูงสุด

- (1) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\oplus}{\text{C}}}-\text{CH}_2\text{CH}_3$ (2) $\text{H}_3\text{C}-\underset{|}{\overset{\oplus}{\text{CH}}}-\text{CH}_2\text{CH}_3$ (3) $\text{CH}_3\text{CH}_2\underset{|}{\overset{\oplus}{\text{C}}}-$

30. คาร์บอนแอดดิทีฟออกอนไดเมสเตรียรภาพสูงสุด

- (1) $\underset{|}{\Theta}:\text{CH}_3$ (2) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}}{\overset{\ominus}{\text{C}}}-\text{H}$ (3) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\ominus}{\text{C}}}-\text{CH}_3$ (4) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}}{\overset{\ominus}{\text{C}}}-\text{CH}_3$

31. ตัวเข้าทำปฏิกิริยาชนิดอิเล็กโตรไฟล์ (electrophile) ได้แก่ ข้อใด

- (a) $\oplus \ddot{\text{Br}}$: (b) $\text{CH}_3-\ddot{\text{O}}\text{H}$ (c) $:\ddot{\text{Cl}}:\Theta$ (d) $\underset{\oplus}{\text{NO}_2}$

- (1) a, b (2) b, c (3) c, d (4) d, a