

สารประกอบโควาเลนต์ (Covalent Compounds)

หัวข้อ

1. บทนำเกี่ยวกับพันธะเคมี
2. พันธะโควาเลนต์
3. สมบัติของสารประกอบโควาเลนต์
4. การอ่านชื่อสารประกอบโควาเลนต์
5. ความมีขั้วของโมเลกุลโควาเลนต์และสมบัติการละลาย

ผศ.ดร.เพชรลดา กันทาดี

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

<http://www.chemistry.mju.ac.th/>

1. บทนำเกี่ยวกับพันธะเคมี

- อะตอมของธาตุสามารถรวมกัน เกิดเป็นสสารทุกชนิดรอบตัวเรา
- ผลการทดลองทำให้เชื่อได้ว่า อะตอมมีแรงดึงดูดระหว่างกัน เรียกว่า **พันธะเคมี (Chemical Bonding)** เกิดเป็นโมเลกุลของธาตุและสารประกอบชนิดต่างๆ ได้
- แล้วเหตุใดอะตอมจึงรวมตัวกัน และรวมในอัตราส่วนแตกต่างกัน
เหตุใดโมเลกุลต่างๆ จึงว่องไวหรือเฉื่อยต่อปฏิกิริยาแตกต่างกัน
เหตุใดโมเลกุลต่างๆ จึงมีรูปร่างแตกต่างกัน
เหตุใดโมเลกุลต่างๆ จึงมีสมบัติแตกต่างกัน
คำถามเหล่านี้ สามารถอธิบายได้ด้วยเรื่องของ พันธะเคมี

1. บทนำเกี่ยวกับพันธะเคมี

- ก๊าซเฉื่อยหรือก๊าซหายาก มีเสถียรภาพสูงและอยู่เป็นอะตอมเดี่ยวได้ในสภาวะปกติ เนื่องจากการจัดเรียงอิเล็กตรอนเต็มในชั้นนอก (ครบ 8 ตัว) นั่นคือ $ns^2 np^6$ (ยกเว้น He ที่เป็น $1s^2$)
- อะตอมของธาตุอื่นจึงพยายามรวมตัวกันเพื่อให้มีจำนวนอิเล็กตรอนเต็มในชั้นนอก จะได้เสถียร เช่นเดียวกับก๊าซเฉื่อย
- การรวมตัวโดยเกิดพันธะเคมีกันเพื่อให้ได้โมเลกุลที่มีเสถียรภาพสูง อาจทำได้โดย
 - (1) ถ่ายโอนอิเล็กตรอนวงนอกจากอะตอมหนึ่งไปยังอีกอะตอมหนึ่ง เกิดเป็น **พันธะไอออนิก** (ionic bond)
 - (2) ใช้อิเล็กตรอนวงนอกร่วมกันระหว่างอะตอม เกิดเป็น **พันธะโคเวเลนต์** (covalent bond)
 - (3) อะตอมจำนวนมากปลดปล่อยอิเล็กตรอนวงนอกเคลื่อนที่ไปได้อย่างอิสระ เกิดเป็นทะเลอิเล็กตรอนและดึงดูดกับไอออนบวกนั้นแบบไม่ประจำที่ในโครงสร้างผลึก เกิดเป็น **พันธะโลหะ** (metallic bond)

1. บทนำเกี่ยวกับพันธะเคมี

- นอกจากนี้ยังมีพันธะอื่นๆ ที่มีลักษณะเฉพาะบางโมเลกุล เช่น พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ เป็นต้น

พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ (coordinated covalent bond) เกิดจากการใช้อิเล็กตรอนวงนอกร่วมกันระหว่างอะตอม จึงคล้ายกับพันธะโควาเลนต์ แต่คู่อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันนั้นมาจากอะตอมใดอะตอมหนึ่งเพียงอย่างเดียว

- ระหว่างโมเลกุลสามารถเกิดแรงยึดเหนี่ยวได้เช่นเดียวกัน และส่งผลต่อค่าจุดเดือด จุดหลอมเหลว
- สำหรับบทนี้จะกล่าวถึงเฉพาะ**พันธะโควาเลนต์**และการเกิด**สารประกอบโควาเลนต์** พันธะชนิดอื่นจะกล่าวถึงเพียงเล็กน้อยในเชิงเปรียบเทียบ

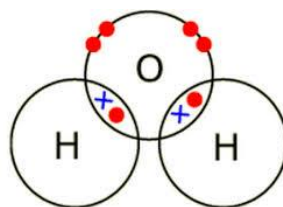
2. พันธะโควาเลนต์

- **พันธะโควาเลนต์ (Covalent)** เป็นพันธะที่เกิดระหว่างอะตอมที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (EN) สูง และใกล้เคียงกัน อะตอมเหล่านี้ไม่ต้องการเสียอิเล็กตรอนให้แก่อะตอมที่มาเกิดพันธะ แต่ต้องการนำอิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน จึงมักเรียกพันธะนี้ว่าเป็น **พันธะระหว่างโลหะ—โลหะ**
- พันธะโควาเลนต์เกิดจากการใช้อิเล็กตรอนวงนอกร่วมกันระหว่างอะตอม ตัวอย่างเช่น

โมเลกุล H_2 ประกอบด้วยพันธะ $H-H$ เกิดจากจากอะตอม H แต่ละอะตอมนำอิเล็กตรอนมา 1 ตัว มาใช้ร่วมกันระหว่างนิวเคลียสทั้งสอง ดังนั้นคู่พันธะ 1 พันธะจึงประกอบด้วย 2 อิเล็กตรอน



โมเลกุล H_2O เกิดจากอะตอม O นำอิเล็กตรอนวงนอกมาใช้ร่วมกับ H ทั้งสองอะตอม เกิดเป็นพันธะโควาเลนต์ $O-H$ จำนวน 2 พันธะ



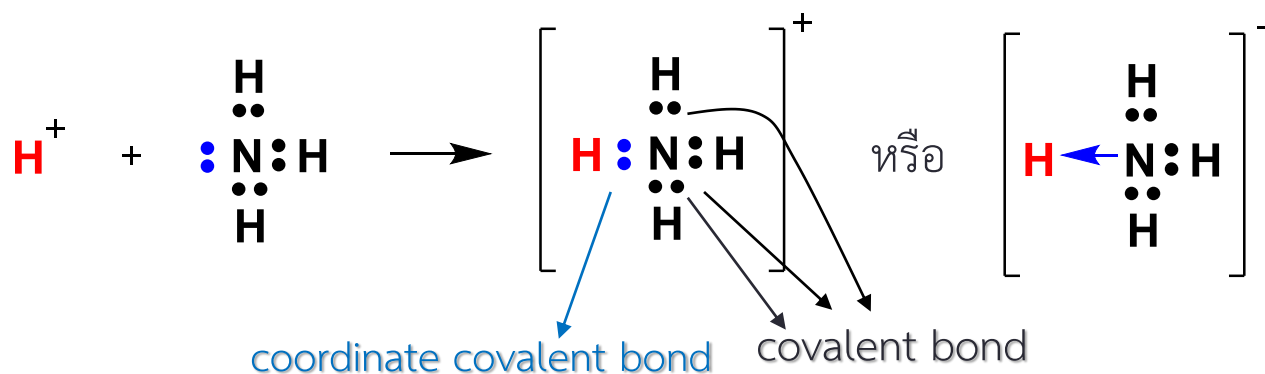
2. พันธะโควาเลนต์

- เมื่ออะตอมใช้อิเล็กตรอนวงนอก่วมกันในการเกิดพันธะ เกิดเป็น covalent bond
การเขียน Lewis structure จะแทนคู่ e^- ที่ใช้ร่วมกันด้วยจุด หรือแทนด้วยเส้น ตัวอย่างเช่น
โมเลกุล $F_2 \rightarrow$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{F} \\ \cdot\cdot \end{array} + \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{F} \\ \cdot\cdot \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \\ \text{F} : \text{F} \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \end{array}$ หรือ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \\ \text{F} - \text{F} \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \end{array}$
หรือ $F-F$ (ไม่แสดงอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว)
จะเห็นว่า F แต่ละอะตอมจะมีอิเล็กตรอนวงนอกครบ 8 ตัว ตาม octet rule
- บางโมเลกุลแต่ละอะตอมใช้อิเล็กตรอนร่วมกันมากกว่า 1 คู่ เรียกว่า multiple bond
เช่น $O_2 \rightarrow$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{O} \\ \cdot\cdot \end{array} + \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{O} \\ \cdot\cdot \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \\ \text{O} :: \text{O} \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \end{array}$ หรือ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \\ \text{O} = \text{O} \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \end{array}$ หรือ $O = O$ (พันธะคู่)
 $N_2 \rightarrow$ $\begin{array}{c} \cdot \\ \text{N} \\ \cdot\cdot \end{array} + \begin{array}{c} \cdot \\ \text{N} \\ \cdot\cdot \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \\ \text{N} :: \text{N} \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \end{array}$ หรือ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \\ \text{N} \equiv \text{N} \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \end{array}$ หรือ $N \equiv N$ (พันธะสาม)

2. พันธะโคเวเลนต์

- กรณี พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ (coordinated covalent bond) คู่อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันมาจากอะตอมหนึ่งให้แก่อีกอะตอมหนึ่งเพียงอย่างเดียว ตัวอย่างเช่น

ไอออนแอมโมเนียม (NH_4^+) $\rightarrow$ เกิดจาก NH_3 ให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจากอะตอม N ให้แก่ H^+ ซึ่งไม่มีอิเล็กตรอน

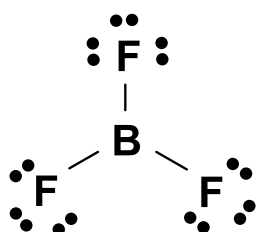
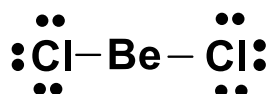


2. พันธะโคเวเลนต์

- โมเลกุลหรือไอออนบางชนิด การสร้างพันธะโคเวเลนต์ ไม่เป็นไปตาม octet rule (อิเล็กตรอนวงนอกไม่เท่ากับ 8) ได้แก่

(1) โมเลกุลที่มีจำนวนอิเล็กตรอนวงนอกรอบอะตอมกลางน้อยกว่า 8

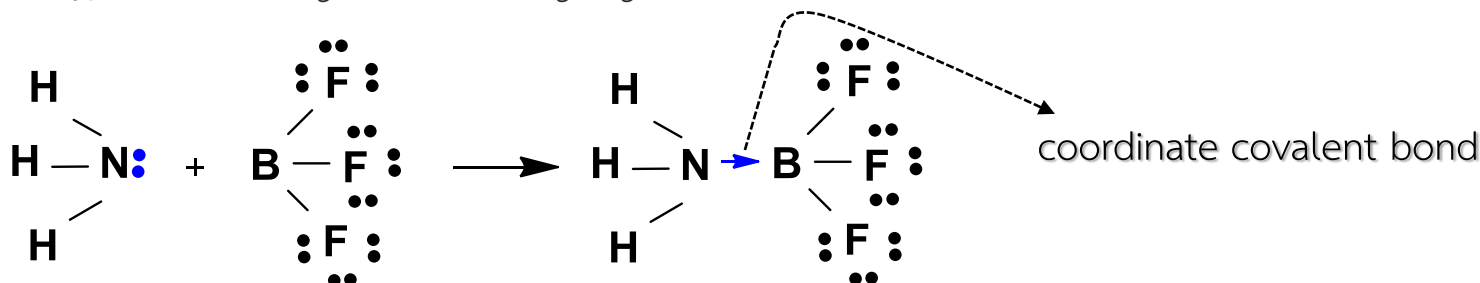
ได้แก่ สารประกอบของ Be และ B เช่น BeCl_2 (Be มี valence e^- รอบอะตอมเท่ากับ 4)



BF_3 (B มี valence e^- รอบอะตอมเท่ากับ 6)

โมเลกุลเหล่านี้ว่องไวต่อปฏิกิริยา เพราะต้องการรับคู่อิเล็กตรอนเพิ่มให้ครบ 8

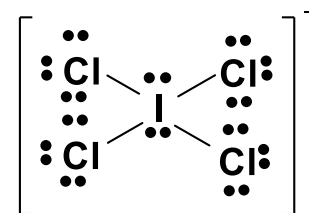
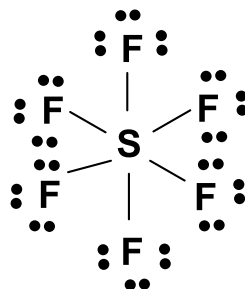
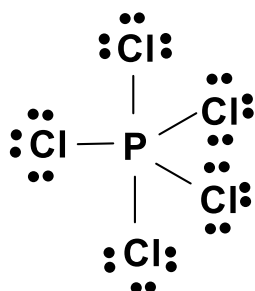
เช่น BF_3 ทำปฏิกิริยากับ NH_3 เกิดเป็น NH_3BF_3 (เพื่อให้แต่ละอะตอมเสถียรเป็นไปตาม octet rule)



2. พันธะโควาเลนต์

(2) โมเลกุลที่มีจำนวนอิเล็กตรอนวงนอกรอบอะตอมหนึ่ง มากกว่า 8

อะตอมของธาตุในคาบ 3 ขึ้นไป เมื่อเกิดเป็นสารประกอบโควาเลนต์อาจมีอิเล็กตรอนวงนอกมากกว่า 8 ได้ เช่น PCl_5 , SF_6 , ICl_4^-



ตัวอย่างพิจารณา เช่น กรณีของ P เกิดเป็นสารประกอบคลอไรด์ได้ 2 ชนิด คือ PCl_3 และ PCl_5

PCl_3 แต่ละอะตอมมี valence e^- ครบ 8 $\rightarrow$ เป็นไปตาม octet rule

PCl_5 อะตอม P มี valence e^- รวมเท่ากับ 10 โดยมีการใช้อิเล็กตรอนใน d-orbital มาใช้ในการเกิดพันธะด้วย

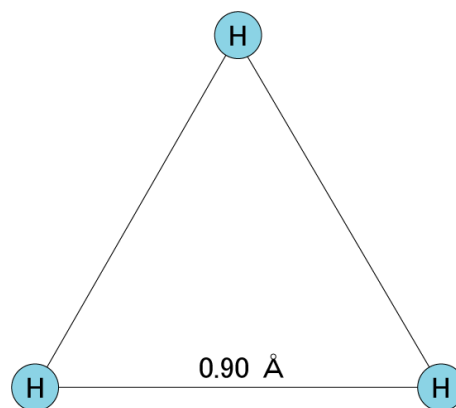
2. พันธะโควาเลนต์

- พันธะไม่ประจำที่และเรโซแนนซ์

- พันธะโควาเลนต์ที่กล่าวมา อิเล็กตรอนคู่หนึ่งยึดอะตอมเพียง 2 อะตอมเข้าด้วยกัน พันธะที่เกิดขึ้นเป็นพันธะประจำที่

- แต่มีโมเลกุลอีกจำนวนมากที่อิเล็กตรอนเพียงคู่เดียวอาจยึดอะตอมมากกว่า 2 อะตอมเข้าด้วยกัน เรียกว่า **พันธะไม่ประจำที่** ตัวอย่างเช่น H_3^+ (trihydrogen cation)

ไฮโดรเจน 3 อะตอมใช้ 2 อิเล็กตรอนร่วมกัน อิเล็กตรอนคู่นี้ไม่ประจำที่และเคลื่อนที่ไปทั้งโมเลกุล และความยาวพันธะทั้งสามเฉลี่ย 0.90 Å

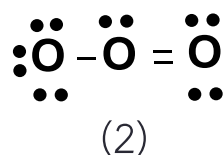
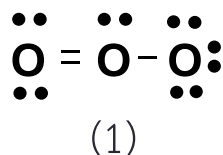


2. พันธะโควาเลนต์

- พันธะไม่ประจำที่และเรโซแนนซ์ (ต่อ)

- โมเลกุลใดที่สามารถเขียนโครงสร้างได้มากกว่า 1 โครงสร้าง แต่ไม่อาจแทนสมบัติของโมเลกุลได้อย่างถูกต้อง เรียกว่า โมเลกุลนั้นเกิดเรโซแนนซ์ (resonance) เนื่องจากอิเล็กตรอนคู่ที่สร้างพันธะไม่อยู่ประจำที่

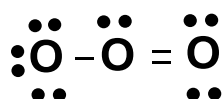
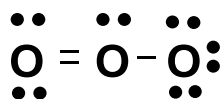
- ตัวอย่าง โมเลกุล O_3 มี O 3 อะตอม พบว่าเขียนโครงสร้างให้ทุกอะตอมครบ octet ได้ 2 แบบดังนี้



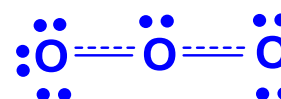
“แล้วโครงสร้างใดถูกต้อง?”

โครงสร้างทั้งสองนี้สมมูลกัน เรียกว่า resonance structure (แตกต่างกันเพียงตำแหน่งพันธะคู่และเดี่ยว)

จากการทดลอง พบว่า พันธะทั้งสองด้านมีความยาวเท่ากัน คือ 128 pm และอยู่ระหว่างความยาวพันธะคู่ ($O=O$, 112 pm) และพันธะเดี่ยว ($O-O$, 132 pm) ดังนั้นโครงสร้างที่แท้จริงและตรงกับข้อมูลการทดลองมากที่สุดคือ



หรือ



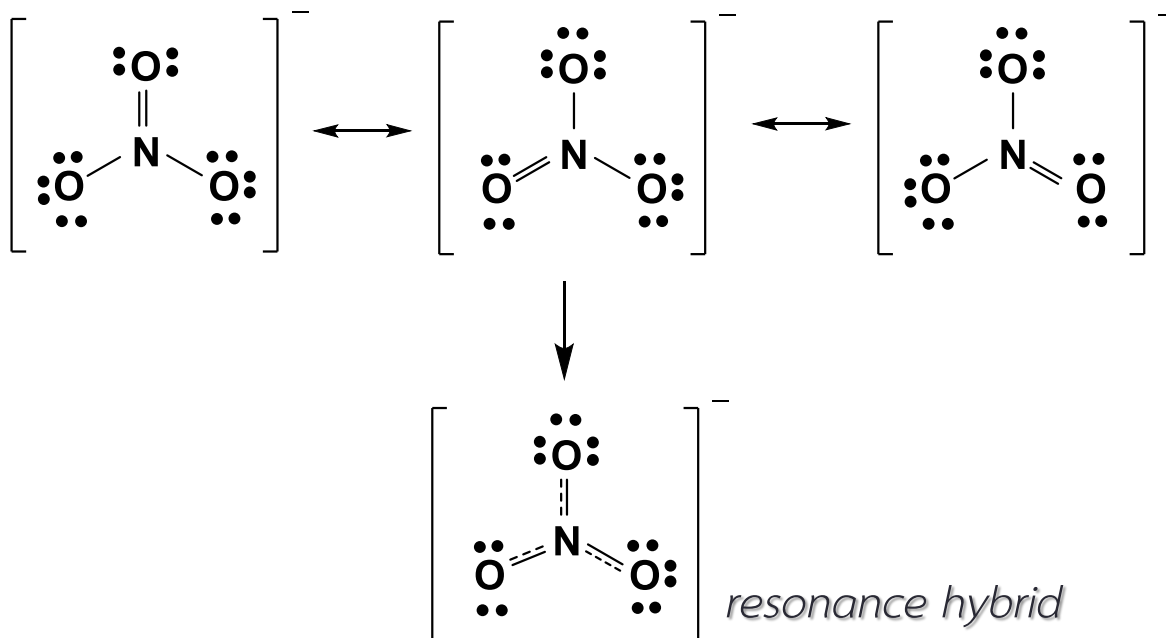
resonance hybrid

2. พันธะโควาเลนต์

- พันธะไม่ประจำที่และเรโซแนนซ์ (ต่อ)

ตัวอย่าง กรณี NO_3^- (nitrate ion) เกิดเรโซแนนซ์ได้ โดย N เป็นอะตอมกลาง และ O อยู่ที่ยึดทั้งสามของรูปสามเหลี่ยมด้านเท่า จากการทดลองมุมพันธะเท่ากันและเท่ากับ 120° ความยาวพันธะทั้งสามเท่ากันทุกประการ ดังนั้นโครงสร้างที่มีทั้งพันธะคู่และพันธะเดี่ยวจึงไม่ใช่โครงสร้างที่ถูกต้อง

โครงสร้างที่แท้จริงจึงเป็นเรโซแนนซ์ไฮบริด (resonance hybrid) ของโครงสร้างทั้งสาม



2. พันธะโควาเลนต์

- พารามิเตอร์ที่เกี่ยวข้องกับพันธะเคมี

(1) พลังงานสลายพันธะ (Bond dissociation energy)

- เป็นค่าที่ใช้วัดความแข็งแรงของพันธะ มักเขียนแทนด้วย $D(x-y)$ สำหรับโมเลกุลที่มี 2 อะตอม
- พลังงานสลายพันธะเป็นพลังงานความร้อนที่ดูดเข้าไปในปฏิกิริยาเพื่อสลายพันธะ (ดูด E, ค่าเป็น +)



- พลังงานสลายพันธะในโมเลกุลที่มี 2 อะตอมของธาตุแต่ละหมู่ จะมีแนวโน้มลดลงเมื่อเลขอะตอมสูงขึ้น (ขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น จากบนลงล่าง) แต่ไม่แตกต่างกันมากถ้าจำนวนพันธะโควาเลนต์เท่ากัน

H—F	570	C—F	450	} พลังงานสลายพันธะ (kJ mol ⁻¹)
H—Cl	432	C—Cl	330	
H—Br	366	C—Br	270	
H—I	298			

2. พันธะโคเวเลนต์

- โมเลกุลคู่หนึ่งๆ จะมีพลังงานสลายพันธะแตกต่างกันมาก ถ้า จำนวนพันธะโคเวเลนต์ หรือ อันดับพันธะ (bond order) ไม่เท่ากัน เช่น

C—C	350
C=C	611
C≡C	835

C—O	350
C=O	732

O—O	180
O=O	498

N—N	240
N≡N	945

พลังงานสลายพันธะ
(kJ mol⁻¹)

(2) ความยาวพันธะ (Bond dissociation energy)

- ระยะห่างระหว่างอะตอมที่สร้างพันธะกันจะไม่คงที่ เนื่องจากอะตอมเกิดการสั่นตลอดเวลา
- สามารถวัดระยะทางเฉลี่ยโดยใช้เทคนิคเฉพาะ เช่น การเลี้ยวเบนรังสีเอ็กซ์ สเปกโทรสโกปี เป็นต้น
- ระยะทางระหว่างนิวเคลียสของอะตอมทั้งสองที่เหมาะสม เรียกว่า ความยาวพันธะ (bond length) อะตอมทั้งสองเข้าใกล้กันจนมีพลังงานศักย์ต่ำสุด มีแรงดึงดูดมากพอและโมเลกุลเสถียรมากที่สุด (ไม่ใกล้เกินไปจนเกิดแรงผลักร และไม่ไกลเกินไปจนไม่เกิดพันธะ)

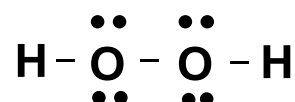
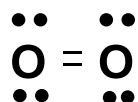
2. พันธะโควาเลนต์

(2) ความยาวพันธะ (Bond dissociation energy) (ต่อ)

- ความยาวพันธะ multiple bond < single bond

พลังงานพันธะ multiple bond > single bond

เช่น ความยาวพันธะคู่ O=O ใน O₂ กับ พันธะเดี่ยว O—O ใน H₂O₂



ความยาวพันธะ

121 pm

148 pm

พลังงานพันธะ

498 kJ/mol

213 kJ/mol

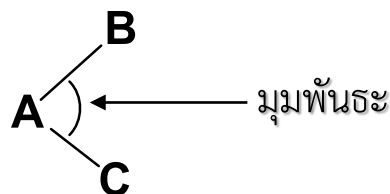
- ความยาวพันธะจะมีแนวโน้มตรงข้ามกับพลังงานพันธะ

เช่น พันธะสาม มีความยาวพันธะน้อย แต่พลังงานพันธะสูงมาก

2. พันธะโควาเลนต์

(3) มุมพันธะ (Bond angle)

- มุมพันธะ คือ มุมที่เกิดจากอะตอมสองอะตอมทำกับอะตอมกลาง ดังรูป



- มุมพันธะเฉลี่ย ได้จากเทคนิคการเลี้ยวเบนรังสีเอ็กซ์ หรือสเปกโทรสโกปี
- มุมพันธะเป็น factor ที่สำคัญในการบอกโครงสร้างโมเลกุล

สารประกอบของธาตุในหมู่เดียวกัน มุมพันธะจะมีค่าใกล้เคียงกันและโครงสร้างเหมือนกัน

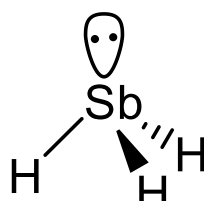
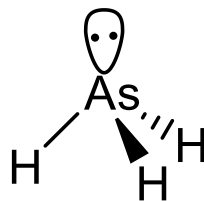
มุมพันธะ (องศา)

CH₄ 109.5

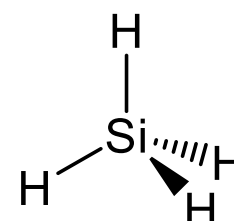
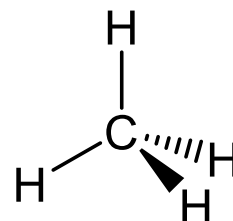
SiH₄ 109.5

AsH₃ 91.8

SbH₃ 91.3



trigonal pyramid



tetrahedral

3. สมบัติของสารประกอบโควาเลนต์

- พบได้ทั้งในรูปของแข็ง ของเหลว และแก๊ส
- โมเลกุลโคเวเลนต์ไม่นำไฟฟ้าหรือนำไฟฟ้าได้ต่ำ เนื่องจากไม่มีอิเล็กตรอนอิสระในโครงสร้างโมเลกุล
- มีจุดเดือด จุดหลอมเหลว ค่อนข้างต่ำ ยกเว้น เพชร ซึ่งมีจุดเดือด จุดหลอมเหลวสูงมาก ๆ เนื่องจากมีโครงสร้างแบบโครงผลึกร่างตาข่าย
- ความสามารถในการละลายของโมเลกุลโคเวเลนต์หลากหลาย ขึ้นกับลักษณะขั้วของโมเลกุล “โมเลกุลที่มีสภาพขั้วใกล้เคียงกันจะละลายกันได้ หรือ like dissolves like”

3. สมบัติของสารประกอบโควาเลนต์

- สมบัติของสารประกอบโควาเลนต์เปรียบเทียบกับสารประกอบไอออนิก

สมบัติ	NaCl	CCl ₄
ลักษณะ	ของแข็งสีขาว	ของเหลวใสไม่มีสี
จุดหลอมเหลว (°C)	801	-23
ความร้อนของการหลอมเหลวต่อโมล (kJ/mol)	30.2	2.5
จุดเดือด (°C)	1413	76.5
ความร้อนของการกลายเป็นไอต่อโมล (kJ/mol)	600	30
ความหนาแน่น (g/cm ³)	2.17	1.59
การละลายน้ำ	มาก	น้อยมาก
การนำไฟฟ้า		
สถานะของแข็ง	ต่ำ	ต่ำ
สถานะของเหลว	ดี	ต่ำ

4. การอ่านชื่อสารประกอบโควาเลนต์

- อ่านชื่อธาตุตามลำดับก่อนหลัง ตามที่ปรากฏในสูตรเคมี
- เปลี่ยนชื่อของธาตุตัวหลังสุดให้ลงท้ายด้วยเสียง “ไอด์ (-ide)”
- ระบุจำนวนอะตอมที่ปรากฏด้วยภาษาละติน ยกเว้นกรณีธาตุตัวแรกมี 1 อะตอม ไม่ระบุ

จำนวนอะตอม	ภาษาละติน	
1	โมนโน	mono
2	ได	di
3	ไตร	tri
4	เตตระ	tetra
5	เพนตะ	penta
6	เฮกซะ	hexa
7	เฮปตะ	hepta
8	ออกตะ	octa
9	โนนะ	nona
10	เดคะ	deca

4. การอ่านชื่อสารประกอบโควาเลนต์

■ ตัวอย่างการอ่านชื่อสารประกอบโควาเลนต์

CO	คาร์บอนโมนอกไซด์ หรือ คาร์บอนมอนอกไซด์ (carbonmonoxide)
CO ₂	คาร์บอนไดออกไซด์ (carbondioxide)
NO ₂	ไนโตรเจนไดออกไซด์ (nitrogendioxide)
N ₂ O ₅	ไดไนโตรเจนเพนตะออกไซด์ (dinitrogenpentaoxide)
SO ₂	ซัลเฟอร์ไดออกไซด์ (sulfurdioxide)
SO ₃	ซัลเฟอร์ไตรออกไซด์ (sulfurtrioxide)

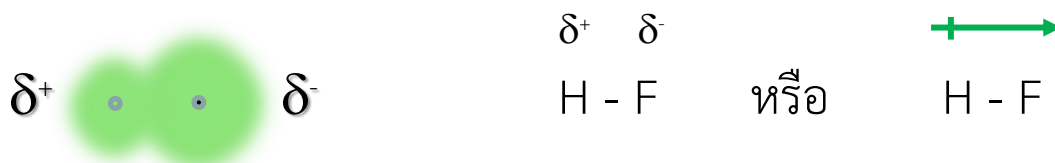
5. ความมีขั้วของโมเลกุลโควาเลนต์และสมบัติการละลาย

- อะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน เช่น โมเลกุล H_2 , F_2 , I_2 เมื่อเกิดพันธะโควาเลนต์ นิวเคลียสของอะตอมทั้งสองดึงดูด e^- คู่ร่วมพันธะไว้ด้วยแรงเท่าๆ กัน ทำให้การกระจาย e^- สมมาตร เกิดเป็นพันธะโควาเลนต์ไม่มีขั้ว (non-polar covalent bond)



- อะตอมของธาตุต่างชนิดกัน เช่น โมเลกุล HF เมื่อเกิดพันธะโควาเลนต์ นิวเคลียสของอะตอมที่มี EN สูงกว่า จะดึงดูด e^- คู่ร่วมพันธะได้ดีกว่าอีกอะตอมหนึ่ง ทำให้การกระจายความหนาแน่น e^- ไม่เท่ากันเกิดเป็นพันธะโควาเลนต์มีขั้ว (polar covalent bond)

โดยที่ ด้านที่มีกลุ่มหมอก e^- หนาแน่นกว่า (EN สูง) จะแสดงสภาพคล้ายประจุลบ δ^-
 ด้านที่มีกลุ่มหมอก e^- เบางกว่า (EN ต่ำ) จึงแสดงสภาพคล้ายประจุบวก δ^+



5. ความมีขั้วของโมเลกุลโควาเลนต์และสมบัติการละลาย

- ความแรงของขั้วพันธะ ขึ้นอยู่กับความแตกต่างของค่า EN ระหว่างอะตอมที่เกิดพันธะกัน โดยที่ ค่า ΔEN มาก, ยิ่งมีขั้วมาก

เช่น พันธะ H—F (EN: H = 2.1, F = 4.0 ดังนั้น $\Delta EN = 1.9$) $\rightarrow$ พันธะมีขั้วมาก

พันธะ C—H (EN: C = 2.5, H = 2.1 ดังนั้น $\Delta EN = 0.4$) $\rightarrow$ พันธะมีขั้วน้อย

- โดยทั่วไปถ้า $\Delta EN \geq 2$ จะเกิดการให้และรับอิเล็กตรอนระหว่างกัน กลายเป็นพันธะไอออนิก (เกิดเป็นประจุบวกและลบดึงดูดกัน)

แต่ถ้า $\Delta EN < 2$ ถือว่าเป็นพันธะโควาเลนต์ที่มีขั้ว

เช่น CHCl_3 : พันธะ C—Cl (EN: C = 2.5, Cl = 3.0 ดังนั้น $\Delta EN = 0.5$) $\rightarrow$ พันธะโควาเลนต์มีขั้ว

NaCl : พันธะ $\text{Na}^+ - \text{Cl}^-$ (EN: Na = 1.0, Cl = 3.2 ดังนั้น $\Delta EN = 2.0$) $\rightarrow$ พันธะไอออนิก

5. ความมีขั้วของโมเลกุลโควาเลนต์และสมบัติการละลาย

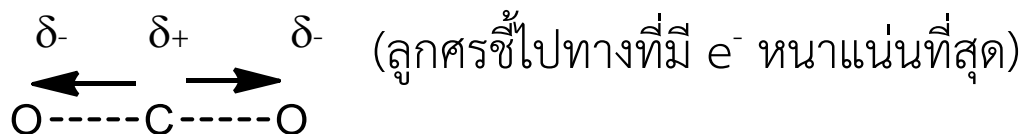
• ความมีขั้วของโมเลกุล

โมเลกุลมีขั้ว (polar molecule) หมายถึง โมเลกุลที่เป็นกลางซึ่งมีการกระจายของอิเล็กตรอนไม่สม่ำเสมอ ขั้วพันธะรวมกันแล้วมีค่าไม่เท่ากับศูนย์ (ขั้วหักล้างกันไม่หมด)

- ความมีขั้วของโมเลกุล ขึ้นอยู่กับค่า EN ของแต่ละอะตอมและรูปร่างของโมเลกุลนั้น

โมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมมากกว่า 2 อะตอม เช่น CO_2 , H_2O , BF_3 , CCl_4 จะมีหลายพันธะ ความมีขั้วจะขึ้นกับรูปร่างโมเลกุล

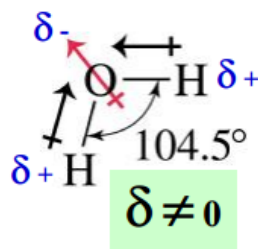
CO_2 มีโครงสร้างโมเลกุลเป็นเส้นตรง $\rightarrow$ พันธะมีขั้ว แต่โมเลกุลไม่มีขั้ว เนื่องจากขั้วมีทิศทางตรงข้ามและหักล้างกันหมด



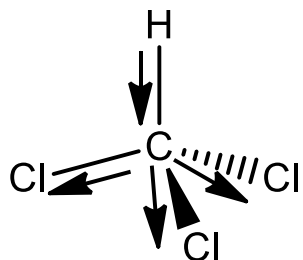
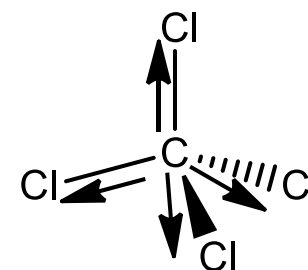
5. ความมีขั้วของโมเลกุลโควาเลนต์และสมบัติการละลาย

• ความมีขั้วของโมเลกุล (ต่อ)

H_2O มีโครงสร้างเป็นมุมอ → พันธะมีขั้ว และโมเลกุลมีขั้ว เนื่องจากขั้วพันธะรวมกันไม่เท่ากับศูนย์ (หักล้างกันไม่หมด)



- โมเลกุลที่อะตอมกลางเกิดพันธะกับอะตอมโดยรอบแบบสมมาตร จัดเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว
เช่น CCl_4 โมเลกุลสมมาตร → พันธะมีขั้ว แต่โมเลกุลไม่มีขั้ว
(ขั้วพันธะหักล้างกันหมด)



แต่ CHCl_3 โมเลกุลไม่สมมาตร → พันธะมีขั้ว และโมเลกุลมีขั้ว
(เนื่องจากขั้วพันธะหักล้างกันไม่หมด)

5. ความมีขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์และสมบัติการละลาย

- การละลายของโมเลกุลโคเวเลนต์

ความสามารถในการละลายของโมเลกุลโคเวเลนต์หลากหลาย ขึ้นกับลักษณะขั้วของโมเลกุล “โมเลกุลที่มีสภาพขั้วใกล้เคียงกันจะละลายกันได้ หรือ **like dissolves like**”

ตัวอย่างเช่น ไอโอดีน (I_2) จะไม่ละลายและแยกชั้นกับน้ำ แต่ละลายได้ดีในคาร์บอนเตตระคลอไรด์ (CCl_4) เนื่องจาก I_2 และ CCl_4 เป็นโมเลกุลไม่มีขั้วเหมือนกัน ในขณะที่น้ำเป็นสารมีขั้ว

