

พันธะเคมี (Chemical Bondings)

หัวข้อ

1. บทนำ
2. ประเภทของพันธะเคมี
3. แรงแระหว่างโมเลกุล
4. ทฤษฎีพันธะเคมี
5. เรโซแนนซ์
6. ประจุฟอร์มอล
7. กฎ 18 อิเล็กตรอน
8. พันธะ 3 อะตอม 2 อิเล็กตรอน

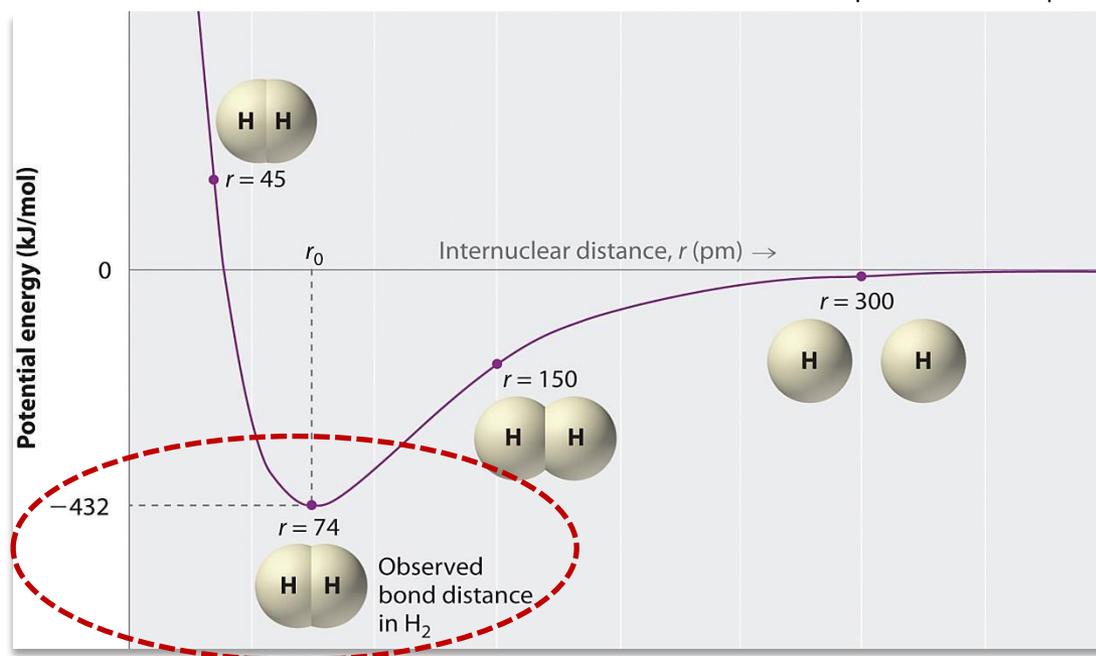
1. บทนำ

- พันธะเคมี → แรงดึงดูดระหว่างอะตอม โมเลกุล หรือไอออน ทำให้มีความเสถียรเพิ่มขึ้นกว่าเมื่ออยู่เป็นอะตอม โมเลกุล หรือไอออนเดี่ยวๆ
- พันธะเคมีเกิดจากการใช้อิเล็กตรอนวงนอก (valence e^-) ได้แก่
(1) การให้-รับ valence e^- หรือ (2) การใช้ valence e^- ร่วมกันระหว่างคู่ที่เกิดพันธะ
- พันธะระหว่างอะตอมหรือไอออน มีความแข็งแรงมากกว่าพันธะระหว่างโมเลกุล
- พันธะเคมี เป็นแรงดึงดูดที่แข็งแรงกว่าแรงทางเคมี
- พันธะเคมีระหว่างอะตอมหรือไอออน ได้แก่ พันธะไอออนิก พันธะโควาเลนต์ และพันธะโลหะ → เกี่ยวข้องกับสมบัติทางเคมีหรือปฏิกิริยาเคมีของธาตุหรือสารประกอบ
- พันธะระหว่างโมเลกุล ได้แก่ พันธะไฮโดรเจนและแรงแวนเดอร์วาลส์ → เกี่ยวข้องกับสมบัติทางกายภาพของสารมากกว่าสมบัติทางเคมี

1. บทนำ

- พันธะเคมีระหว่างอะตอม → ระยะระหว่างสองอะตอมจะต้องไม่ไกลเกินไปจนนิวเคลียสของสองอะตอมไม่ดึงดูดกัน และไม่ใกล้เกินไปจนเกิดแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนของสองนิวเคลียส → ระยะที่เหมาะสมนี้ เรียกว่า **ความยาวพันธะ**

ทำให้พันธะเคมีที่เกิดขึ้นมีพลังงานต่ำสุด (เสถียรสุด) เรียกว่า **พลังงานพันธะ**



ความยาวพันธะและพลังงานพันธะในโมเลกุล H₂

ที่มา: https://saylordotorg.github.io/text_general-chemistry-principles-patterns-and-applicationsv1.0/section_12/ca0d2b71bb959680f1f040ad574f1ad1.jpg

2. ประเภทของพันธะเคมี

1. พันธะไอออนิก (Ionic bond)

- บางครั้งเรียกว่า พันธะอิเล็กโทรเวเลนซ์ (electrovalence bond) หรือพันธะไฟฟ้าสถิตย์ (electrostatic bond)
- เป็นพันธะระหว่างธาตุที่มีค่า electronegativity (EN) ต่างกันมาก
- ธาตุที่มี EN ต่ำ จะให้ e^- อยู่ในสภาพไอออนบวก (cation) อีกธาตุหนึ่งที่มี EN สูง จะรับ e^- อยู่ในสภาพไอออนลบ (anion) และดึงดูดกันด้วยแรงกระทำทางไฟฟ้าสถิตย์ เกิดเป็นสารประกอบ เรียกว่า สารประกอบไอออนิก (ionic compound)
- ตัวอย่างเช่น การเกิดพันธะของ $\text{Na}^+(\text{g})$ และ $\text{Cl}^-(\text{g})$ เกิดเป็น $\text{NaCl}(\text{s})$ จะได้พลังงานแลตทิซออกมา



2. ประเภทของพันธะเคมี

1. พันธะไอออนิก (Ionic bond) (ต่อ)

Lattice energy, $U \rightarrow$ พลังงานที่คายออกมาเมื่อไอออนบวกและไอออนลบในสถานะก๊าซรวมตัวกันเกิดเป็นผลึกของแข็ง 1 โมล

2. พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond)

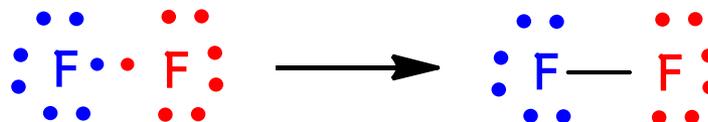
- เป็นพันธะระหว่างธาตุที่มีค่า EN เท่ากันหรือต่างกันไม่มาก
- อะตอมจะใช้ valence e^- ร่วมกัน $\rightarrow e^-$ ที่มาเกิดพันธะจะไม่ใช่ของอะตอมใดอะตอมหนึ่ง แต่เคลื่อนที่อยู่ระหว่างนิวเคลียสของอะตอมทั้งสอง
- ถือว่า 1 พันธะมี 2 อิเล็กตรอนซึ่งมีสปินตรงข้ามกัน
- Covalent bond แบ่งออกเป็น 2 ชนิด ตามลักษณะการใช้อิเล็กตรอนในการเกิดพันธะ

2. ประเภทของพันธะเคมี

2. พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond) (ต่อ)

(1) พันธะโควาเลนต์ธรรมดา \rightarrow คู่ e^- ที่ใช้ร่วมกันมาจากแต่ละอะตอม

- ตัวอย่างเช่น การเกิดพันธะในโมเลกุลฟลูออรีน (F_2)

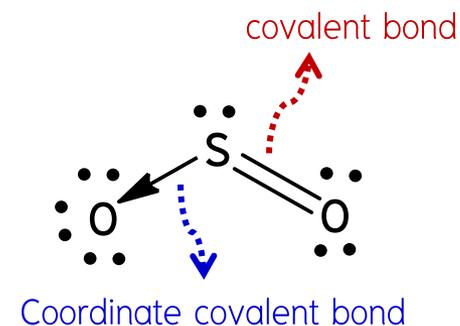


(2) พันธะโควาเลนต์แบบโคออร์ดิเนต (coordinate covalent bond) \rightarrow คู่ e^- ที่ใช้ร่วมกัน

มาจากอะตอมใดอะตอมหนึ่งเพียงอะตอมเดียว

- บางครั้งเรียกว่า พันธะเดทิว (dative bond)

- ตัวอย่างเช่น การเกิดพันธะในโมเลกุล SO_2



2. ประเภทของพันธะเคมี

2. พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond) (ต่อ)

โมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมต่างชนิดกันมาเกิดพันธะกัน (heteronuclear molecule) พบว่าคู่อิเล็กตรอนในพันธะจะเข้าใกล้อะตอมที่มี EN สูงกว่า (โอกาสการพบกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนในพันธะจะหนาแน่นทางด้านอะตอมที่มี EN มากกว่า)

ตัวอย่าง เช่น โมเลกุล HCl

H และ Cl มีค่า E.N เท่ากับ 2.1 และ 3.0 ตามลำดับ



ดังนั้น พันธะ H-Cl จัดเป็นพันธะโควาเลนต์มีขั้ว

2. ประเภทของพันธะเคมี

2. พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond) (ต่อ)

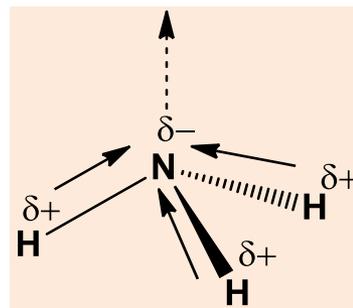
พันธะโควาเลนต์ จึงแบ่งออกเป็น 2 ชนิด ตามความมีขั้วและไม่มีขั้ว

- **พันธะโควาเลนต์ไม่มีขั้ว (nonpolar covalent bond)** พันธะที่เกิดขึ้นระหว่างอะตอมธาตุชนิดเดียวกัน (มีค่า EN เท่ากัน) อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะจึงกระจายอยู่สม่ำเสมอระหว่างอะตอม เช่น พันธะ H-H, O=O
- **พันธะโควาเลนต์มีขั้ว (polar covalent bond)** พันธะที่เกิดขึ้นระหว่างอะตอมธาตุต่างชนิดกัน (มีค่า EN ไม่เท่ากัน) อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันมีการกระจายระหว่างสองอะตอมไม่เท่ากัน

2. ประเภทของพันธะเคมี

2. พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond) (ต่อ)

- อะตอมที่มีค่า EN สูงกว่าจะดึงดูดอิเล็กตรอนได้มากกว่า (สภาพประจุไฟฟ้าเป็นลบมากกว่า) ใช้เครื่องหมาย δ^- กำกับบนอะตอมนั้น
- อะตอมที่มีค่า EN ต่ำกว่า ใช้เครื่องหมาย δ^+ (ดังตัวอย่าง slide หน้า 7)
- อาจใช้เครื่องหมาย \longrightarrow แสดงขั้วของพันธะ โดยปลายลูกศรจะชี้ไปทางอะตอมที่มีค่า EN สูงกว่า ตัวอย่าง เช่น โมเลกุล NH_3



(อะตอม N มีค่า EN สูงกว่า H ทิศทางของไดโพลโมเมนต์จึงพุ่งเข้าหา N)

จะได้ว่า - พันธะ N-H มีขั้ว

- ผลรวมของไดโพลโมเมนต์หักล้างกันไม่หมด \longrightarrow โมเลกุล NH_3 จึงมีขั้วด้วย

2. ประเภทของพันธะเคมี

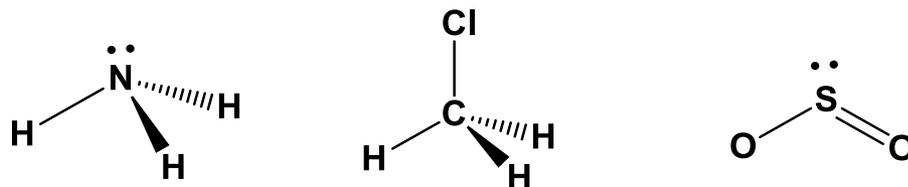
2. พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond) (ต่อ)

สรุป โมเลกุลโคเวเลนต์แบ่งได้เป็น 3 ชนิด

(1) โมเลกุลที่พันธะไม่มีขั้ว และเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว เช่น H_2 , Cl_2 , N_2 , O_2



(2) โมเลกุลที่พันธะมีขั้ว และเป็นโมเลกุลมีขั้ว เช่น NH_3 , CH_3Cl , SO_2 , H_2O



(3) โมเลกุลที่พันธะมีขั้ว แต่เป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว เช่น CO_2 , SO_3 , CCl_4 , CH_4



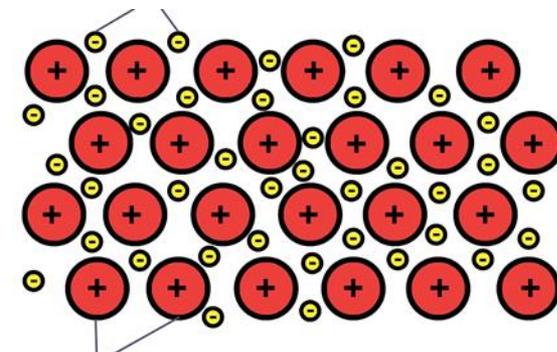
2. ประเภทของพันธะเคมี

3. พันธะโลหะ (Metallic bond)

เป็นพันธะที่ยึดอะตอมในผลึกโลหะไว้ด้วยกัน โดยที่

- valence e^- ของแต่ละอะตอมหลุดออกมารวมกันเป็นทะเลอิเล็กตรอน กลุ่มอิเล็กตรอนนี้เป็นของส่วนรวม สามารถเคลื่อนที่ไปยังจุดต่างๆ ในผลึกได้ง่าย และดึงดูดกับไอออนบวกของโลหะไว้ด้วยกันทั่วทั้งผลึกโลหะ

อิเล็กตรอนชั้นนอกของโลหะที่หลุดออกมาและเคลื่อนที่เป็นอิสระ



ไอออนบวกของโลหะ

- แรงดึงดูดระหว่างกลุ่มอิเล็กตรอนกับไอออนบวกนี้ ทำให้พันธะโลหะแข็งแรง
- โลหะจึงมีจุดเดือด จุดหลอมเหลวสูง นำไฟฟ้าและนำความร้อนได้ดี สามารถทุบตีเป็นแผ่นบางหรือดึงเป็นเส้นได้ โดยแนวของไอออนบวกจะเลื่อนไหลออกจากกันในโครงสร้าง แต่ไม่หลุดจากกัน เพราะกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนยึดไอออนบวกไว้
- นอกจากนี้โลหะยังมีความเงาเป็นมันวาวและสะท้อนแสงได้ดี เนื่องจากเมื่อแสงตกกระทบโลหะอิเล็กตรอนจำนวนมากเหล่านี้จะกระจายแสงออกมา

2. ประเภทของพันธะเคมี

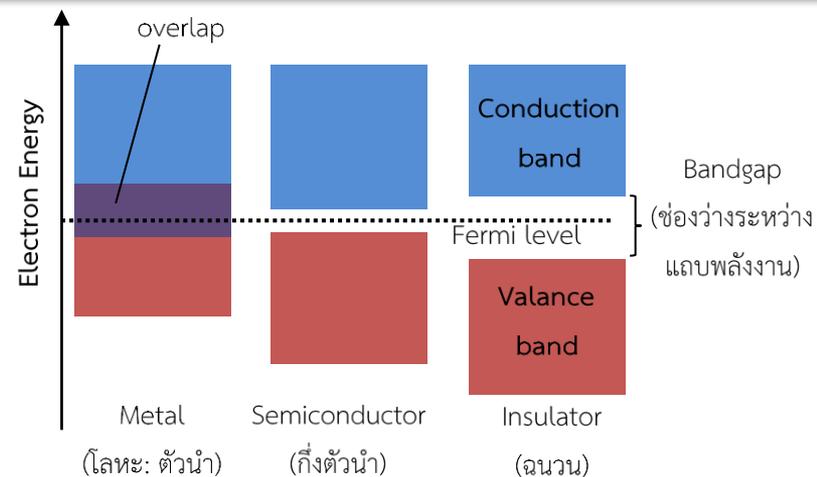
3. พันธะโลหะ (Metallic bond) (ต่อ)

- ทฤษฎีแถบ (Band theory) → ใช้อธิบายการเกิดพันธะโลหะ โดยที่
 - เมื่อโลหะ 2 อะตอมเกิดพันธะกัน → โมเลกุล M_2 atomic orbital ของแต่ละอะตอมจะถูกนำมารวมกัน เกิดเป็น 2 molecular orbitals
 - ดังนั้นในผลึกโลหะ จำนวนอะตอมโลหะมีมาก → อันตรกิริยาระหว่างอะตอมมีจำนวนมากขึ้น → เกิดเป็น molecular orbitals จำนวนมากและมีระดับพลังงานชิดกันมาก จนกระทั่งเกิดเป็นแถบ (band) ขึ้น
 - ลักษณะของแถบพลังงานมี 3 ส่วนคือ แถบวาเลนซ์ แถบว่าง และแถบนำไฟฟ้า โดยแถบที่มีอิเล็กตรอนเต็มจะมีพลังงานต่ำกว่า เรียกว่า แถบวาเลนซ์ (Valence band) สำหรับแถบพลังงานที่อยู่สูงขึ้นไปเรียกว่า แถบนำไฟฟ้า (Conduction band) และช่องว่างระหว่างแถบวาเลนซ์และแถบนำไฟฟ้าเรียกว่า แถบว่าง (Bandgap)

2. ประเภทของพันธะเคมี

3. พันธะโลหะ (Metallic bond) (ต่อ)

ทฤษฎีแถบพลังงานนี้สามารถอธิบายสมบัติตัวนำ กึ่งตัวนำ และฉนวนได้ ดังนี้



- **ตัวนำ (Conductor)** จะมีอิเล็กตรอนเต็มในแถบวาเลนซ์ และมีอิเล็กตรอนอยู่บ้างในแถบนำไฟฟ้า เมื่อให้สนามไฟฟ้าก็จะเกิดการนำไฟฟ้าขึ้น แถบวาเลนซ์และแถบนำไฟฟ้าจะอยู่ชิดกันหรือซ้อนเหลื่อม (overlap) กันก็ได้
- **ฉนวน (Insulator)** จะมีอิเล็กตรอนเต็มในแถบวาเลนซ์ และไม่มีอิเล็กตรอนอยู่ในแถบนำไฟฟ้า โดยช่องว่างระหว่างแถบพลังงานทั้งสองห่างกันมากจนเมื่อให้พลังงานไฟฟ้า พลังงานความร้อน หรือพลังงานแสง ก็ไม่สามารถทำให้อิเล็กตรอนในแถบวาเลนซ์ถูกกระตุ้นขึ้นมาที่แถบนำไฟฟ้าได้ จึงไม่นำไฟฟ้า
- **กึ่งตัวนำ (Semiconductor)** จะมีอิเล็กตรอนเต็มในแถบวาเลนซ์คล้ายฉนวน แต่มีช่องว่างพลังงานเหนือแถบนั้นไม่กว้างมาก ที่อุณหภูมิปกติ พลังงานความร้อนหรือพลังงานแสงสามารถกระตุ้นให้อิเล็กตรอนเหล่านี้ขึ้นไปยังแถบนำไฟฟ้าได้ และทำให้เกิดการนำไฟฟ้าได้บ้าง โดยความต้านทานไม่สูงมากนัก

3. แรงระหว่างโมเลกุล

แรงระหว่างโมเลกุล (Intermolecular forces or Intermolecular interaction)

- การดึงดูดระหว่างโมเลกุลของสารโควาเลนต์ มักมีความแรงน้อยกว่าการดึงดูดระหว่างอะตอมภายในโมเลกุล
- แรงระหว่างโมเลกุล ได้แก่

(1) แรงแวนเดอร์วาลส์ (van der Waals force)

- เสนอโดย Johannes Diderik van der Waals
- เรียกอีกอย่างว่า London force หรือ London dispersion force
- เป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลไม่มีขั้ว
- เกิดจาก e^- เคลื่อนที่รอบนิวเคลียสตลอดเวลา \rightarrow กระจายตัวไม่สม่ำเสมอ (มีความหนาแน่นเพียงด้านใดด้านหนึ่งของนิวเคลียส) \rightarrow เกิดไดโพลชั่วคราว

3. แรงระหว่างโมเลกุล

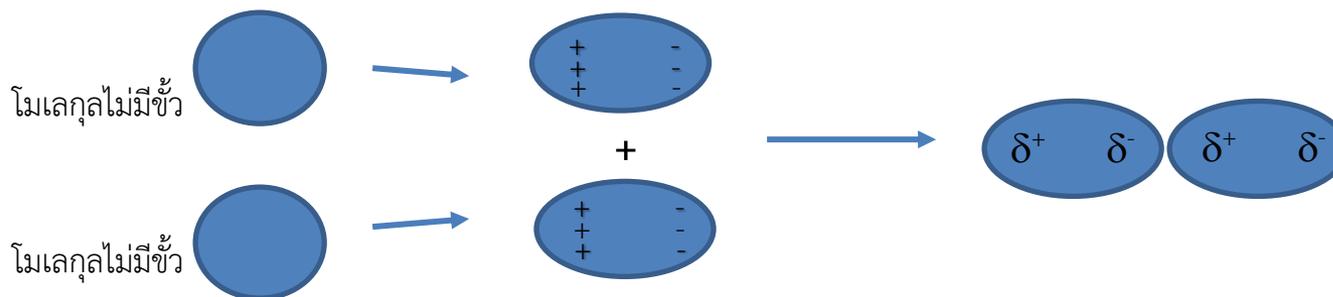
แรงระหว่างโมเลกุล (Intermolecular forces or Intermolecular interaction)

(1) แรงแวนเดอร์วาลส์ (van der Waals force) (ต่อ)

- ตัวอย่างเช่น แรงดึงดูดระหว่างอะตอม/โมเลกุล He, Ne, Ar, O₂, Cl₂, N₂
- แรงชนิดนี้จะมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับจำนวน e⁻ และน้ำหนักโมเลกุล

จำนวน e⁻ มาก → แรงดึงดูดมาก

น้ำหนักโมเลกุลมาก (อะตอมมักมีขนาดใหญ่) → แรงดึงดูดมาก เนื่องจากเกิดไดโพลชั่วคราวได้ง่าย และเหนี่ยวนำโมเลกุลข้างเคียงให้เกิดชั่วที่มีประจุตรงข้ามและดึงดูดกัน



การเกิดชั่วชั่วคราวในโมเลกุลไม่มีขั้ว

3. แรงระหว่างโมเลกุล

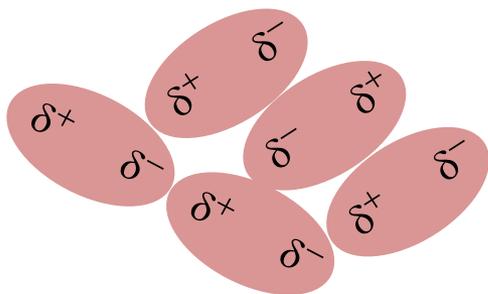
แรงระหว่างโมเลกุล (Intermolecular forces or Intermolecular interaction)

(2) แรงระหว่างโมเลกุลมีขั้ว (Dipole-dipole force)

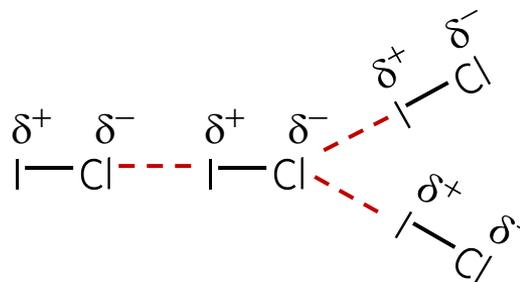
- เป็นแรงที่เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วไฟฟ้า (พันธะมีขั้วเนื่องจาก EN ต่างกันและได้โพลโมเมนต์ของโมเลกุลหักล้างกันไม่หมด)
- แต่ละโมเลกุลจะจัดเรียงตัวเพื่อหันด้านที่มีสภาพไฟฟ้าต่างกันมาดึงดูดกัน เช่น โมเลกุลหนึ่งจะหันด้านที่มีสภาพไฟฟาลบ (δ^-) อีกโมเลกุลหนึ่งจะหันด้านที่มีสภาพไฟฟ้าบวก (δ^+)
→ ดึงดูดกัน → แรง dipole-dipole

- ตัวอย่างเช่น ICl เป็นโมเลกุลมีขั้ว (Cl มี EN สูงกว่า I)

Cl ของโมเลกุลหนึ่งจะดึงดูดกับ I ของอีกโมเลกุลหนึ่ง



การเกิดขั้วระหว่างโมเลกุลมีขั้ว



3. แรงระหว่างโมเลกุล

แรงระหว่างโมเลกุล (Intermolecular forces or Intermolecular interaction)

(3) แรงระหว่างโมเลกุลมีขั้วเหนี่ยวนำโมเลกุลไม่มีขั้วให้เกิดขั้ว (Dipole-induced dipole force)

- โมเลกุลมีขั้วสามารถเหนี่ยวนำโมเลกุลไม่มีขั้วให้เกิดขั้วขึ้นได้ โดยไปรบกวนการกระจายอิเล็กตรอนของโมเลกุลไม่มีขั้ว
- แรงชนิดนี้จัดเป็นแรงดึงดูดที่อ่อน
- ตัวอย่างเช่น แรงระหว่างโมเลกุล CO_2 (ไม่มีขั้ว) และ H_2O (มีขั้ว)



การเกิดขั้วระหว่างโมเลกุลมีขั้วและโมเลกุลไม่มีขั้ว

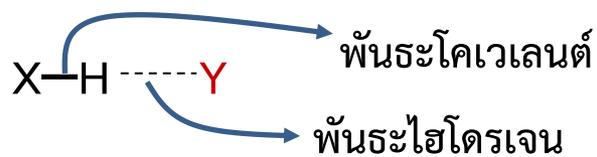
3. แรงระหว่างโมเลกุล

แรงระหว่างโมเลกุล (Intermolecular forces or Intermolecular interaction)

(4) พันธะไฮโดรเจน (Hydrogen bonding)

- เมื่อไฮโดรเจนเกิดพันธะกับอะตอมที่มีค่า EN สูงและมีขนาดเล็ก เช่น F, O และ N พันธะนี้จะมีขั้วสูงมาก → ไฮโดรเจนมีสภาพบวกเด่นชัด จึงดึงดูดอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวของอะตอมในอีกโมเลกุลหนึ่ง → แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลนี้ เรียกว่า พันธะไฮโดรเจน

- พันธะไฮโดรเจนมักเขียนแทนด้วย เส้นประหรือเส้นไขปลา เช่น



เมื่อ X เป็นอะตอม F, O หรือ N (อะตอมที่มี EN สูง)

Y เป็นอะตอม F, O หรือ N ของอีกโมเลกุลหนึ่ง

- พันธะไฮโดรเจนจึงแข็งแรงและมีทิศทาง
- พันธะไฮโดรเจนสามารถเกิดได้ทั้งระหว่างโมเลกุล และภายในโมเลกุล

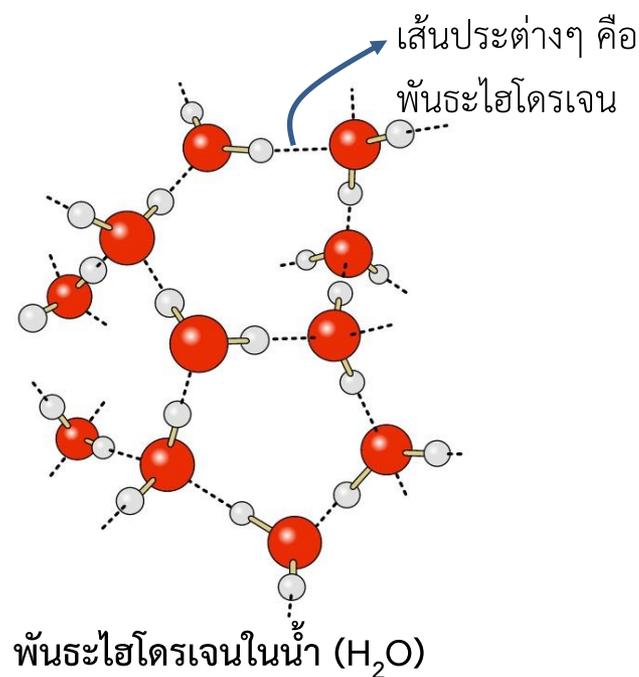
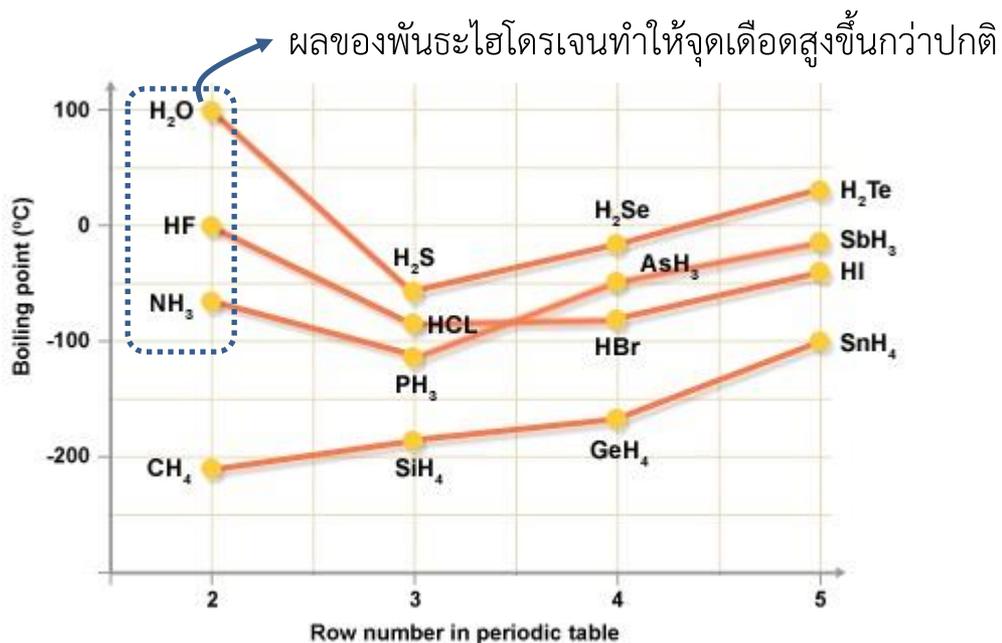
3. แรงระหว่างโมเลกุล

แรงระหว่างโมเลกุล (Intermolecular forces or Intermolecular interaction)

■ พันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุล

แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลจะทำให้โมเลกุลรวมตัวกันเป็นโมเลกุลใหญ่ → จุดหลอมเหลวหรือจุดเดือดสูงกว่าปกติ

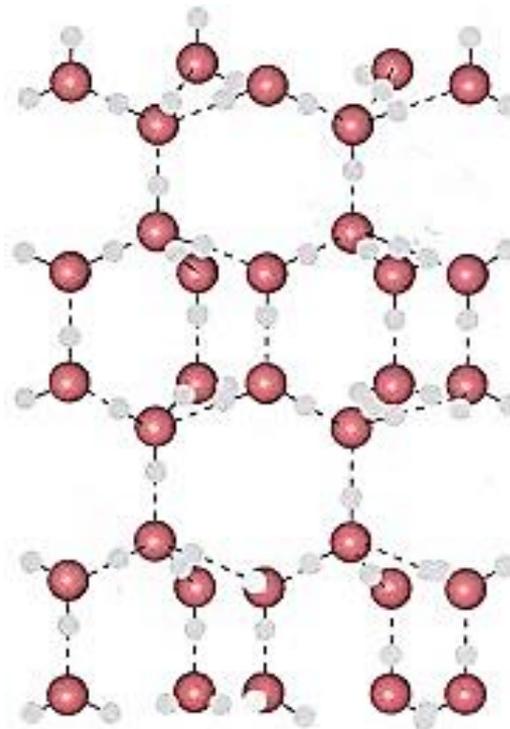
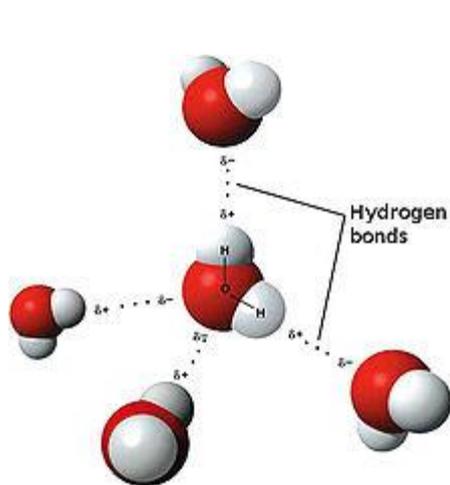
ตัวอย่างของสารประกอบที่สามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุล ได้แก่ NH_3 , H_2O และ HF ซึ่งมีจุดเดือดสูงกว่าสารประกอบอื่นที่คล้ายคลึงกัน



3. แรงระหว่างโมเลกุล

พันธะไฮโดรเจนในน้ำแข็ง

- กรณีน้ำแข็ง โครงสร้างผลึกของน้ำแข็งจะมีความเป็นระเบียบ น้ำแต่ละโมเลกุลเชื่อมต่อกันด้วยพันธะไฮโดรเจนกับอีก 4 โมเลกุล เป็นลักษณะทรงสี่หน้า (Tetrahedral) และเรียงต่อกันไปอย่างเป็นระเบียบตามระนาบในสามมิติ ซึ่งทำให้เกิดที่ว่างในโครงผลึก น้ำแข็งจึงความหนาแน่นน้อยกว่าน้ำ



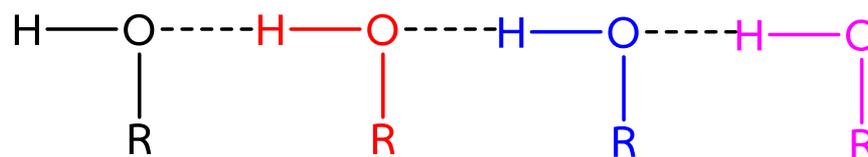
- ความยาวพันธะโคเวเลนต์ของน้ำแข็ง 99 pm

- ความยาวพันธะไฮโดรเจนของน้ำแข็ง 177 pm

3. แรงระหว่างโมเลกุล

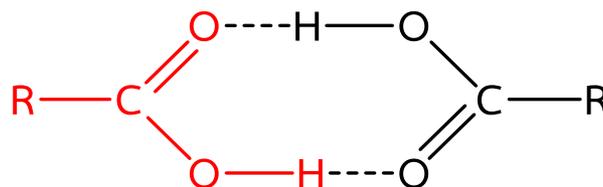
- ตัวอย่างอื่นนอกจากน้ำและน้ำแข็งที่สามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุล ได้แก่ สารอินทรีย์ เช่น แอลกอฮอล์ (alcohol) กรดคาร์บอกซิลิก (carboxylic acid) เป็นต้น

แอลกอฮอล์



โมเลกุลใหญ่

กรดคาร์บอกซิลิก

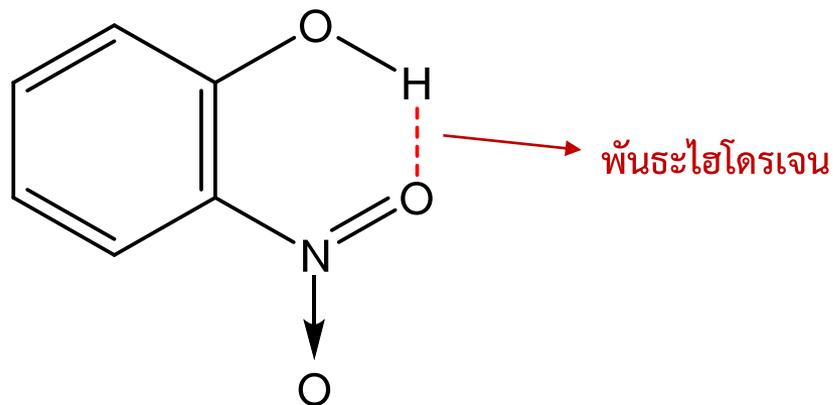


ไดเมอร์ (dimer)

3. แรงระหว่างโมเลกุล

- พันธะไฮโดรเจนภายในโมเลกุล

ตัวอย่างการเกิดพันธะไฮโดรเจนภายในโมเลกุล เช่น โมเลกุลของ o-nitrophenol



การเกิดพันธะไฮโดรเจนในโมเลกุลนี้ ทำให้สมบัติของสารเปลี่ยนแปลงไป เช่น สมบัติการละลาย