

รูปร่างโมเลกุลโคเวเลนต์

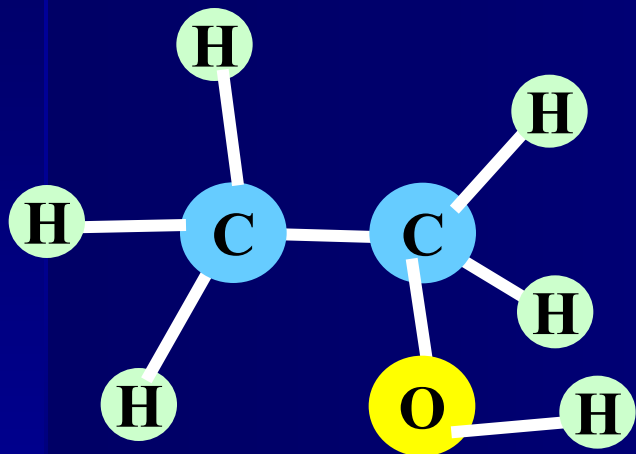
ทำไมต้องศึกษารูปร่างโมเลกุล

เพราะสารต่างๆ แม้ว่าจะมีสูตรโมเลกุลเหมือนกันหรือไม่ก็ตาม
ถ้ามีรูปร่างโมเลกุลต่างกัน สมบัติของสารก็แตกต่างกันด้วย

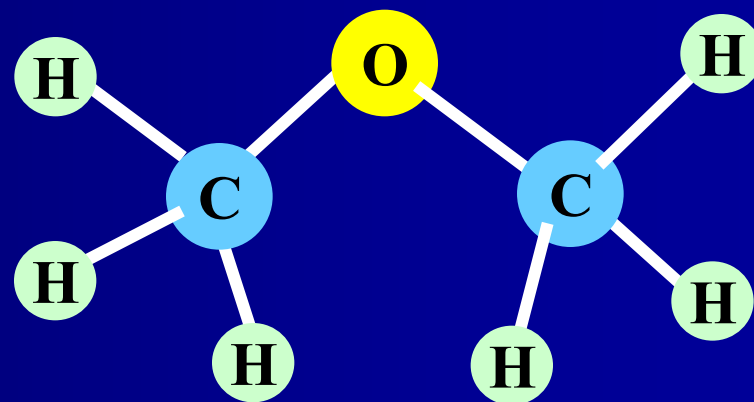
รูปร่างของโมเลกุล (รูปทรงทางเรขาคณิต) เกิดจากการจัดตัว
ของอะตอมภายในโมเลกุลมีผลต่อคุณสมบัติทางกายภาพ
(m.p., b.p., density) และเคมี

ตัวอย่างเช่น

เอทานอล และ เมทอกซีมีเทน



สมบัติ : ของเหลวไม่มีสี ละลาย
น้ำได้ดี mp. -117°C bp. 78.5°C



สมบัติ : แก๊ส ไม่มีสี ไม่ละลายน้ำ
mp. -138.5°C bp. -23°C

ปัจจัยที่มีผลต่อรูปร่างโมเลกุล



จำนวนอะตอมในโมเลกุล



จำนวนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ



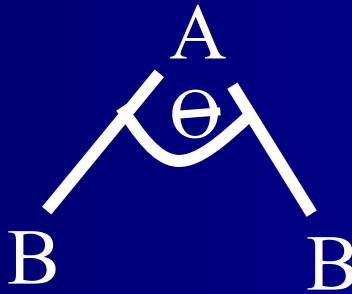
จำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว



มุมระหว่างพันธะและความยาวพันธะ

มุมระหว่างพันธะ (Bond angle)

คือ มุมที่เกิดจากอะตอมสองอะตอมทำกับอะตอมกลางหรือ
มุมที่เกิดระหว่างพันธะสองพันธะ



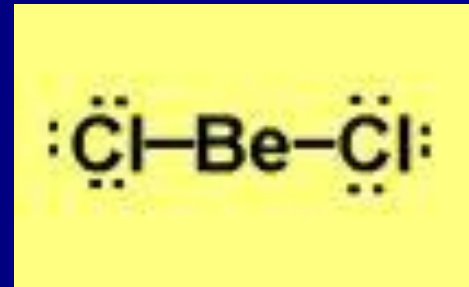
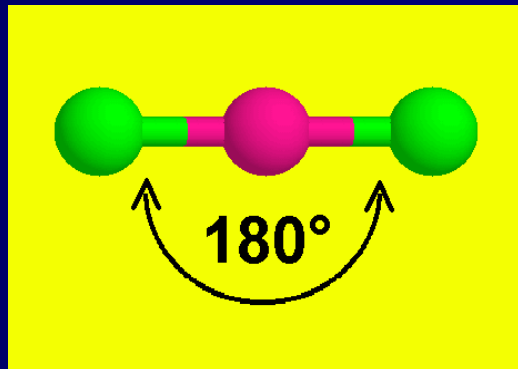
มุม θ เป็นมุมระหว่างพันธะของโมเลกุล AB₂ ซึ่งจะแคบหรือกว้างขึ้นอยู่กับแรงผลักระหว่าง Bond Pair Electron และ Lone Pair Electron

การทำนายรูปร่างโมเลกุล

พิจารณารูปร่างโมเลกุลจาก Valence Shell Electron Pair Repulsion Model (VSEPR) โดยยึดหลักที่ว่า valence electron pair รอบอะตอมจะมีการผลักกันทำให้อิเล็กตรอนแต่ละคู่อยู่ห่างกัน

โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่มี อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

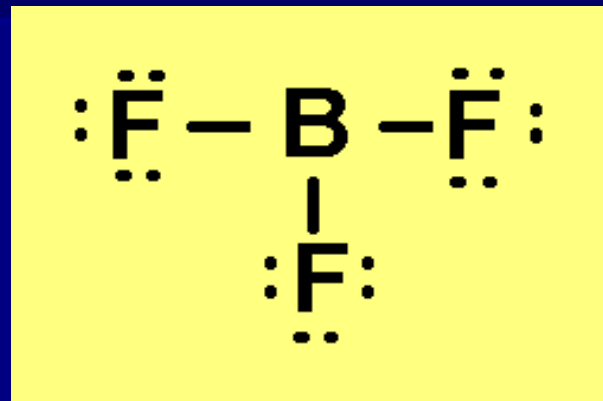
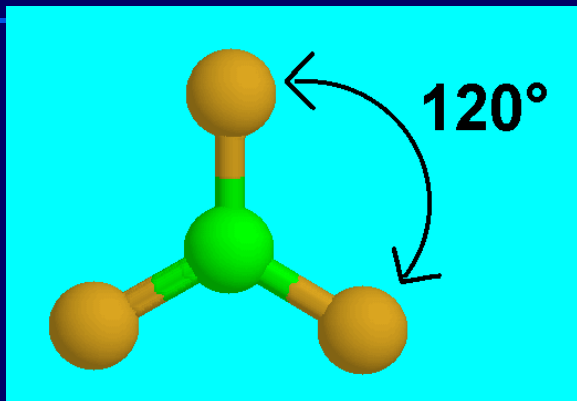
1. โมเลกุลเป็นเส้นตรง (Linear) : AX_2



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ แต่ละคู่ผลักกัน เพื่อให้ห่างกันมากที่สุด เป็นมุมระหว่างพันธะเท่ากับ 180°

เช่น $BeCl_2$ HCN CO_2 C_2H_2

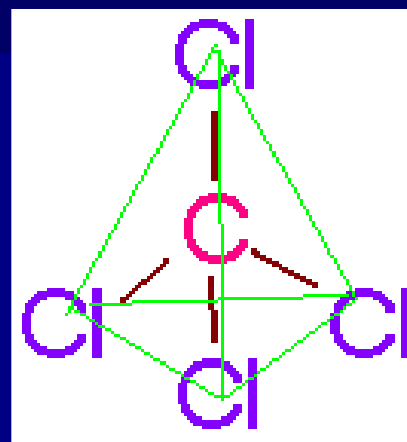
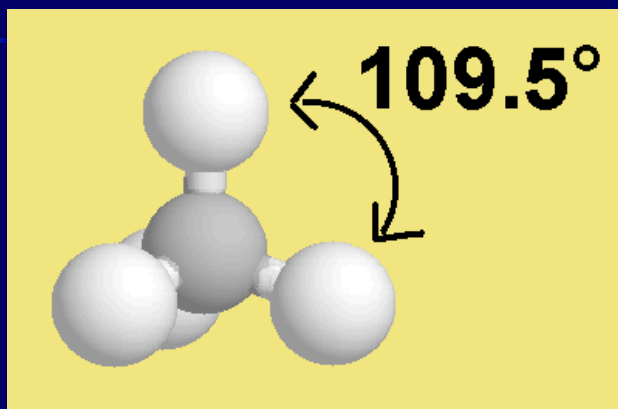
2. โมเลกุลเป็นรูปสามเหลี่ยมแบนราบ(Trigonal planar) : AX_3



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 3 คู่ แต่ละคู่ผลักกันห่างกันมากที่สุด เป็นมุมระหว่างพันธะเท่ากับ 120°

เช่น BF_3 SO_3 NO_3^-

3. โมเลกุลเป็นรูปทรงเหลี่ยมสี่หน้า (Tetrahedral) : AX₄

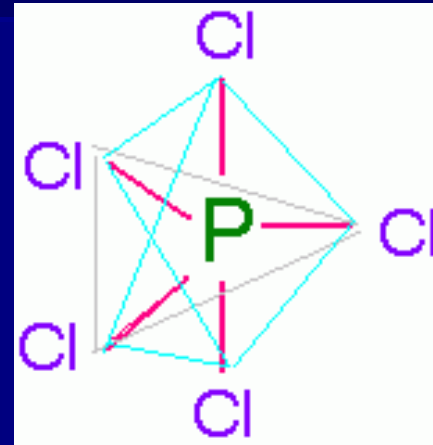
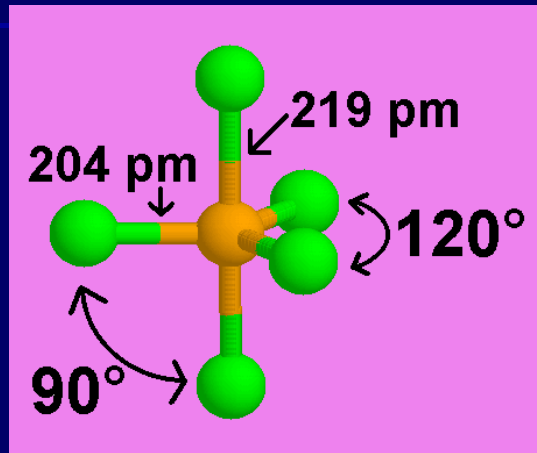


อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 4 คู่ แต่ละคู่ผลักกันห่างมากที่สุด เป็นมุมระหว่างพันธะเท่ากับ 109.5 °

เช่น CH₄ SiCl₄ SO₄²⁻ NH₄⁺

4. โมเลกุลเป็นรูปพีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม

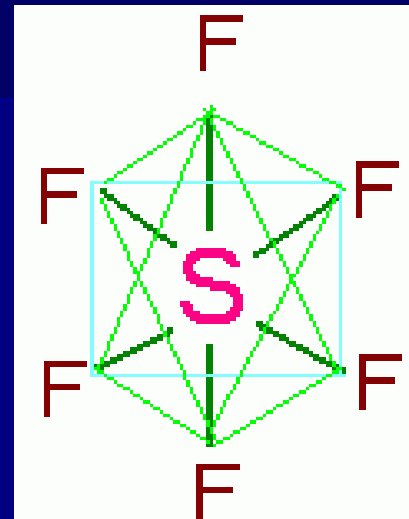
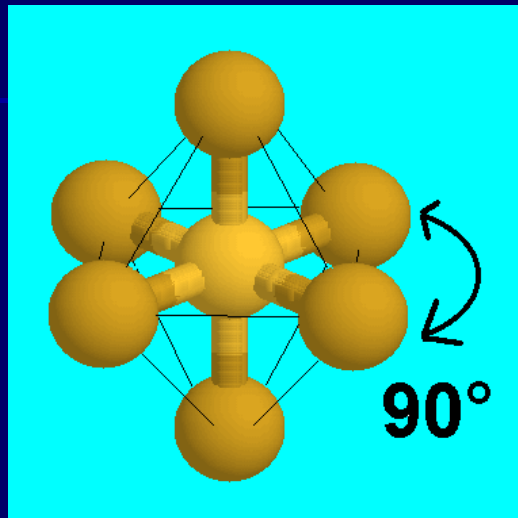
(Trigonal bipyramidal) : AX_5



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 5 คู่ แต่ละคู่ผลักกันห่างมากที่สุด เป็นมุมระหว่างพันธะเท่ากับ 90° และ 120°

เช่น PCl_5 SbI_5

5. โมเลกุลเป็นรูปทรงแปดหน้า (Octahedral) : AX₆



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 6 คู่ แต่ละคู่ผลักกันห่างมากที่สุด เป็นมุมระหว่างพันธะเท่ากับ 90 ° และ 180 °

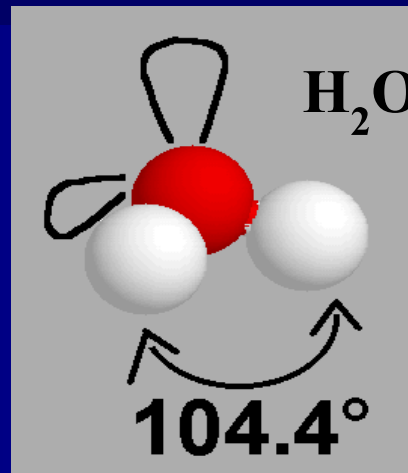
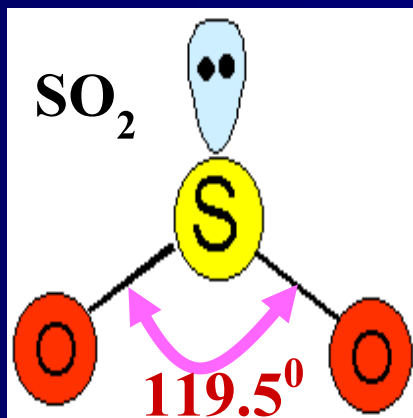
เช่น SF₆ SiF₆²⁻

โมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

ถ้าโมเลกุลมี lone pairs ≥ 1 ที่อะตอมกลางการทำนายรูปร่างของโมเลกุลจะซับซ้อน เพราะมีแรงผลักของ electron pairs เข้ามาเกี่ยวข้อง

1. แรงผลักระหว่าง lone pair กับ lone pair
 2. แรงผลักระหว่าง lone pair กับ bonding pair
 3. แรงผลักระหว่าง bonding pair กับ bonding pair
- โดยที่ แรง 1 > แรง 2 > แรง 3

1. โมเลกุลเป็นรูปตัววีหรือมุมงอ (V-Shape or Bent) : AX_2E และ AX_2E_2

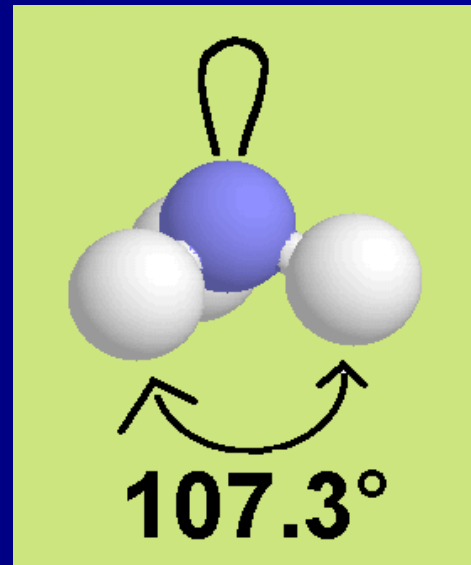
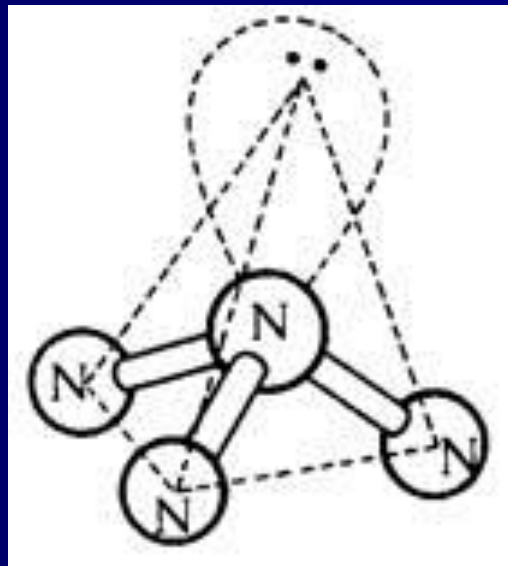


อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 หรือ 2 คู่ แต่ละคู่จะผลักกันให้ห่างมากที่สุด ยิ่งอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวมาก มุมระหว่างพันธะยิ่งน้อย

เช่น SO_2 $SnCl_2$ H_2O Cl_2O SH_2

2. โมเลกุลเป็นรูปพีระมิดฐานสามเหลี่ยม

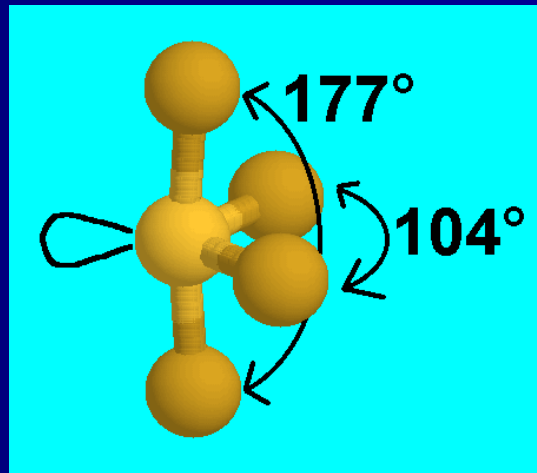
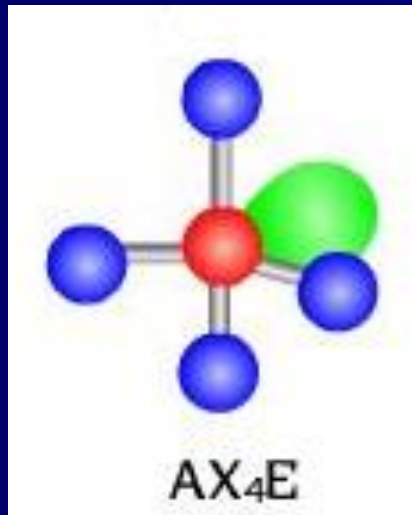
(Trigonal pyramidal) : AX_3E



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 3 คู่ และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ แต่ละคู่จะผลักกันให้ห่างมากที่สุด มุมระหว่างพันธะน้อยกว่า 109.5 เช่น NH_3 PCl_3 SO_3^{2-} PH_3

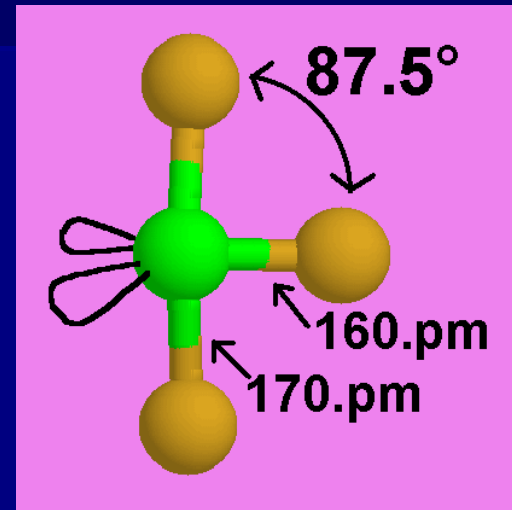
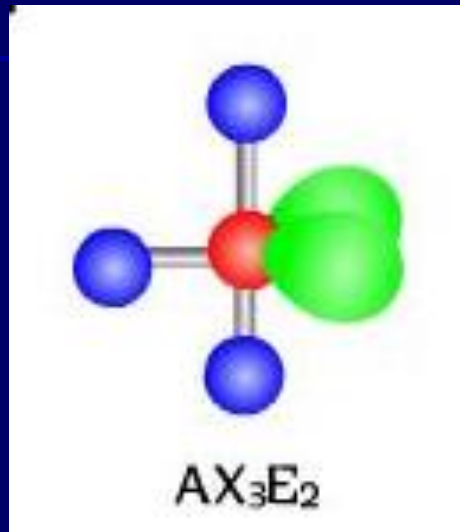
3. โมเลกุลเป็นรูปทรงสี่หน้าบิดเบี้ยว

(Distorted tetrahedral หรือ seesaw) : AX_4E



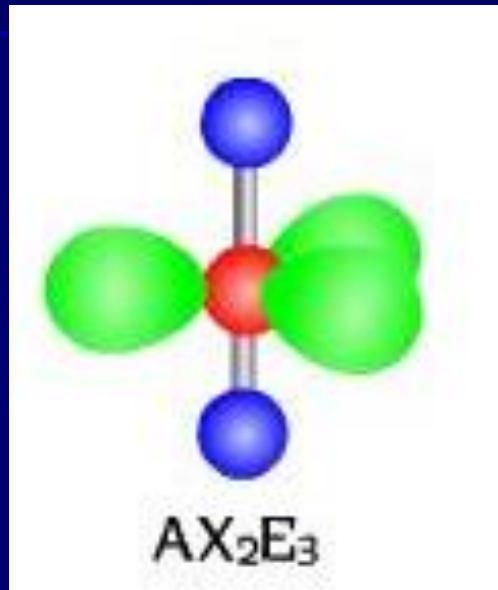
อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 4 คู่ และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ แต่ละคู่จะผลักกันให้ห่างมากที่สุด มุมระหว่างพันธะน้อยกว่า 180° เช่น SF_4 $TeCl_4$ XeO_2F_2 SeF_4

4. โมเลกุลเป็นรูปตัวที (T - Shaped) : AX_3E_2



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 3 คู่ และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 2 คู่ แต่ละคู่จะผลักกันให้ห่างมากที่สุด มุมระหว่างพันธะน้อยกว่า 90° และ 180° เช่น ClF_3 BrF_3

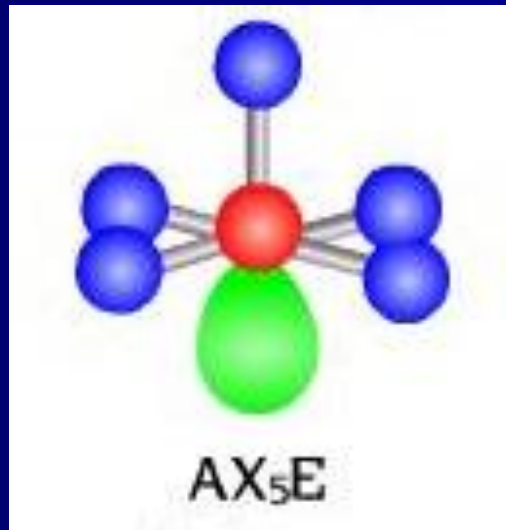
5. โมเลกุลเป็นเส้นตรง (Linear) : AX_2E_3



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 3 คู่ แต่ละคู่จะผลักกันให้ห่างมากที่สุด มุมระหว่างพันธะเป็น 180°

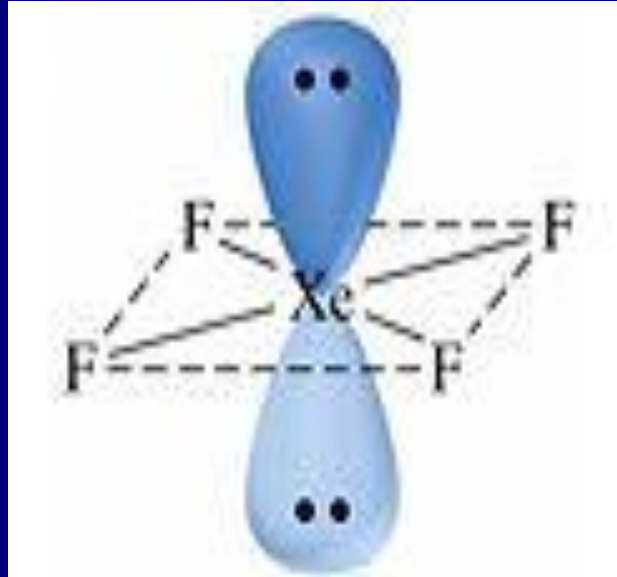
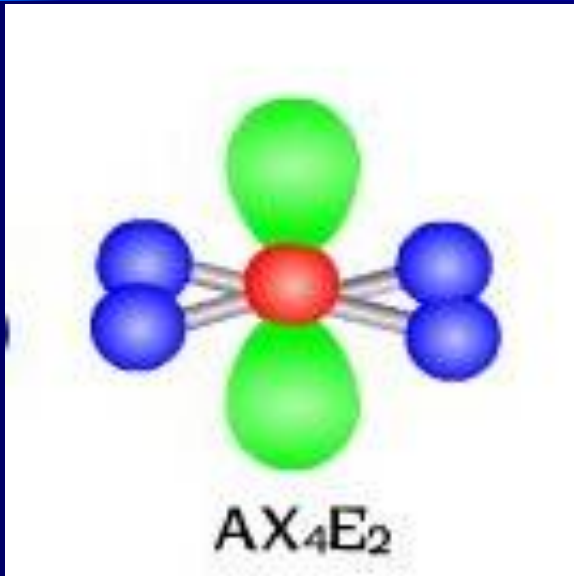
เช่น XeF_2 I_3^- ICl_2^-

6. โมเลกุลเป็นรูปทรงพีระมิดฐานสี่เหลี่ยม (Square pyramidal) : AX₅E



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 5 คู่ และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ แต่ละคู่จะผลักกันให้ห่างมากที่สุด มุมระหว่างพันธะนั้นน้อยกว่า 90⁰ และ 180⁰ เช่น BrF₅ IF₅ XeOF₄

7. โมเลกุลเป็นรูปสี่เหลี่ยมแบนราบ (Square planar) : AX_4E_2



อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 4 คู่ และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 2 คู่ แต่ละคู่จะผลักกันให้ห่างมากที่สุด มุมระหว่างพันธะ 90° และ 180° เช่น XeF_4 BrF_4^-

หลักการพิจารณามุมระหว่างพันธะ

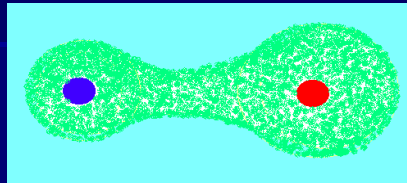
1. กรณีอะตอมกลางไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวมุมระหว่างพันธะขึ้นกับจำนวนพันธะรอบอะตอมกลาง ยิ่งมีมากมุมยิ่งเล็กลง
2. กรณีอะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวไม่เท่ากัน โมเลกุลใดมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวมากมุมยิ่งเล็กลง
3. กรณีอะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเท่ากัน
 - ถ้าอะตอมกลางชนิดเดียวกัน พิจารณาจากอะตอมที่มาจับ ถ้าค่า EN มาก มุมจะเล็กลง
 - ถ้าอะตอมกลางต่างชนิดกัน พิจารณาอะตอมกลาง ถ้าค่า EN มาก มุมจะห่างมาก

สภาพัฒของโมเลกุลโคเวเลนต์

หมายถึง โมเลกุลโคเวเลนต์ที่เกิดจากพันธะโคเวเลนต์
ที่มีอะตอมของธาตุทั้งสองมีผลต่างของค่า EN มาก ขั้ว
นั้นมีอำนาจไฟฟ้ามาก **สภาพัฒแรง** แต่ถ้า EN ต่างกัน
น้อย ขั้วนั้นมีอำนาจไฟฟ้าน้อย **สภาพัฒต่ำ**

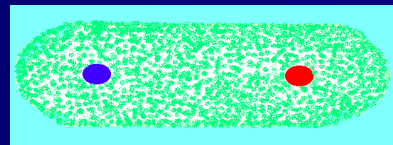
พันธะมีขั้วและพันธะไม่มีขั้ว

พันธะมีขั้ว



คือ พันธะที่เกิดจากอะตอมของธาตุต่างชนิดกัน มีค่า EN ไม่เท่ากัน
มายึดกันด้วยพันธะ โคเวเลนต์ เป็นโมเลกุลมีขั้วหรือไม่มีขั้วก็ได้
ขึ้นกับรูปร่างโมเลกุล

พันธะไม่มีขั้ว



คือ พันธะที่เกิดจากอะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน มีค่า EN
เท่ากัน มายึดกันด้วยพันธะ โคเวเลนต์ เป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว

โมเลกุลมีขั้วและโมเลกุลไม่มีขั้ว

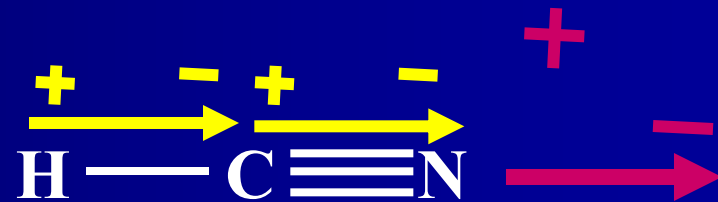
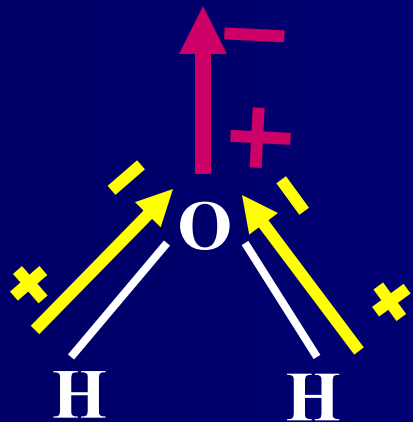
โมเลกุลไม่มีขั้ว

1. โมเลกุลของธาตุชนิดเดียวกัน เช่น H_2 Cl_2 P_4
2. โมเลกุลของสารประกอบที่เกิดจากธาตุ 2 ชนิด โดยมีอะตอมหนึ่งเป็นอะตอมกลาง และอะตอมอีกธาตุหนึ่งอยู่โดยรอบ โดยมีรูปร่างโมเลกุลที่สมมาตร ทำให้สภาพขั้วของพันธะหักล้างกันหมด เช่น $BeCl_2$ BF_3 CH_4 PCl_5 SF_6
3. โมเลกุลของสารประกอบไฮโดรคาร์บอนทั้งหมด

โมเลกุลมีขั้ว

1. โมเลกุลที่มี 2 อะตอม ของธาตุต่างชนิดกัน เช่น HCl NO
 CO HF
2. โมเลกุลที่อะตอมกลางเกิดพันธะโคเวเลนต์กับอะตอมข้างเคียงชนิดเดียวกัน และมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเหลืออยู่ เช่น NH_3 H_2O PCl_3
3. โมเลกุลที่อะตอมกลางเกิดพันธะโคเวเลนต์กับอะตอมข้างเคียงต่างชนิดกัน เช่น HCN CHCl_3 HCHO

ตัวอย่างการพิจารณาสภาพขั้วของโมเลกุล



สาร	สูตรโครงสร้างแบบเส้น	รูปร่างโมเลกุล	สภาพขั้ว	ทิศทางของขั้ว
BeCl ₂		เส้นตรง	ไม่มี	—
HCN		เส้นตรง	มี	→
BF ₃		สามเหลี่ยมแบนราบ	ไม่มี	—
CH ₂ O		สามเหลี่ยมแบนราบ	มี	↑
CH ₄		ทรงสี่หน้า	ไม่มี	—
CHCl ₃		ทรงสี่หน้า	มี	↓
H ₂ O		มุมงอ	มี	↑
NH ₃		พีระมิดฐานสามเหลี่ยม	มี	↑

ความแรงของสภาพัฒของพันธะและโมเลกุลโคเวเลนต์

พิจารณาจากผลต่างของค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (EN) ถ้าผลต่างมากกว่า สภาพัฒจะแรงกว่า เช่น



ผลต่างค่า EN = 1.78



ผลต่างค่า EN = 0.96

HF มีสภาพัฒแรงกว่า HCl ทำให้มีจุดเดือดสูงกว่าด้วย

แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลโคเวเลนต์

1. แรงลอนดอน (London Force)
2. แรงดึงดูดระหว่างขั้ว (Dipole-Dipole interaction)
3. แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีขั้วกับไม่มีขั้ว
(Dipole-induced dipole interaction)
4. พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond)

1. แรงลอนดอน (London Force)

เป็นแรงแวนเดอร์วาลส์ชนิดหนึ่งที่เกิดจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลไม่มีขั้วกับไม่มีขั้ว เกิดขึ้นเนื่องจากอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ตลอดเวลา ทำให้เกิดความหนาแน่นไม่เท่ากันระหว่างโมเลกุล โมเลกุลหนึ่งเกิดความเป็นขั้วอ่อนๆ และจะเหนี่ยวนำโมเลกุลอื่นให้มีขั้วด้วย

**แรงลอนดอนมีค่าน้อยมาก แต่จะเพิ่มขึ้นเมื่อสารมีมวล
โมเลกุล ขนาด และพื้นที่ผิว สูงขึ้น**

2. แรงดึงดูดระหว่างขั้ว (Dipole-Dipole interaction)

เป็นแรงแวนเดอร์วาลส์ชนิดหนึ่งที่เกิดจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลมีขั้วกับมีขั้ว หรือเป็นแรงดึงดูดระหว่างขั้วบวกและขั้วลบของโมเลกุล

แรงไดโพล – ไดโพล แข็งแรงกว่าแรงลอนดอน เพราะเป็นแรงดึงดูดทางไฟฟ้าระหว่างขั้วบวกของโมเลกุลหนึ่งกับขั้วลบของอีกโมเลกุลหนึ่ง ดังนั้นสารที่มีขั้วจึงมีจุดเดือด จุดหลอมเหลวสูงกว่าสารที่ไม่มีขั้ว

3. แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีขั้วกับไม่มีขั้ว

(Dipole-induced dipole interaction)

เป็นแรงแวนเดอร์วาลส์ชนิดหนึ่งที่เกิดจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลมีขั้วกับไม่มีขั้ว โดยโมเลกุลมีขั้วจะเหนี่ยวนำโมเลกุลไม่มีขั้วให้มีขั้วให้กลายเป็นโมเลกุลมีขั้วจึงเกิดแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล เช่น O_2 ไม่มีขั้วแต่ละลายในน้ำได้ เพราะเกิดแรงนี้

ความแข็งแรงมากกว่าแรงลอนดอนแต่น้อยกว่าแรงไดโพลไดโพล

4. พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond)

เกิดจากไฮโดรเจนสร้างพันธะโคเวเลนต์กับธาตุที่มี EN สูง และอะตอมมีขนาดเล็ก (F O N) และอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะถูกดึงเข้าหาอะตอมที่ค่า EN สูง H จึงมีสภาพไฟฟ้าเป็นบวกดึงดูดกับขั้วฟ้าลบของธาตุที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเหลือ

พันธะไฮโดรเจนมีความแข็งแรงมากเมื่อเทียบกับแรงระหว่างโมเลกุลด้วยกัน

สมบัติของสารประกอบโคเวเลนต์

1. จุดหลอมเหลว-จุดเดือดต่ำ

2. สารประกอบโคเวเลนต์ไม่นำไฟฟ้าทั้ง 3 สถานะ แต่สารประกอบโคเวเลนต์บางชนิดในสถานะสารละลายสามารถนำไฟฟ้าได้ เช่น HClO_4 NH_3

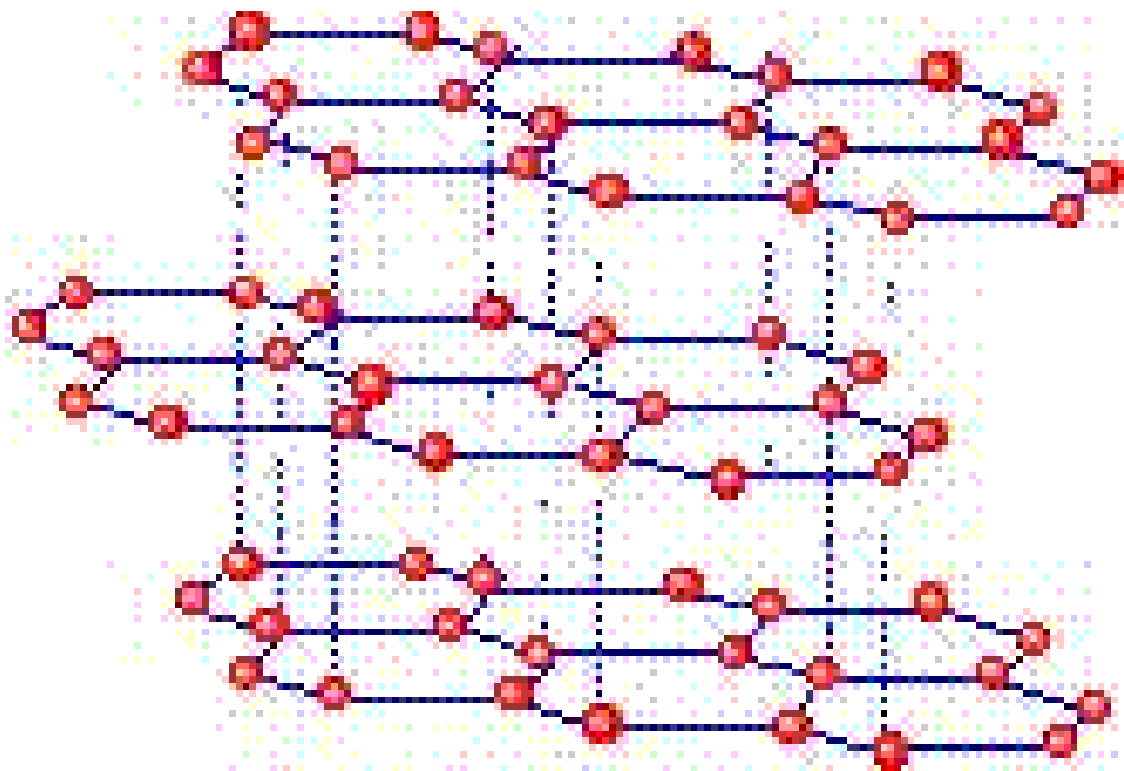
3. สารประกอบโคเวเลนต์ที่มีสภาพขั้วเหมือนกันสามารถละลายน้ำได้และไม่สามารถละลายได้เมื่อสภาพขั้วต่างกัน

HI (มีขั้ว) ละลายได้ดีใน H_2O (มีขั้ว)

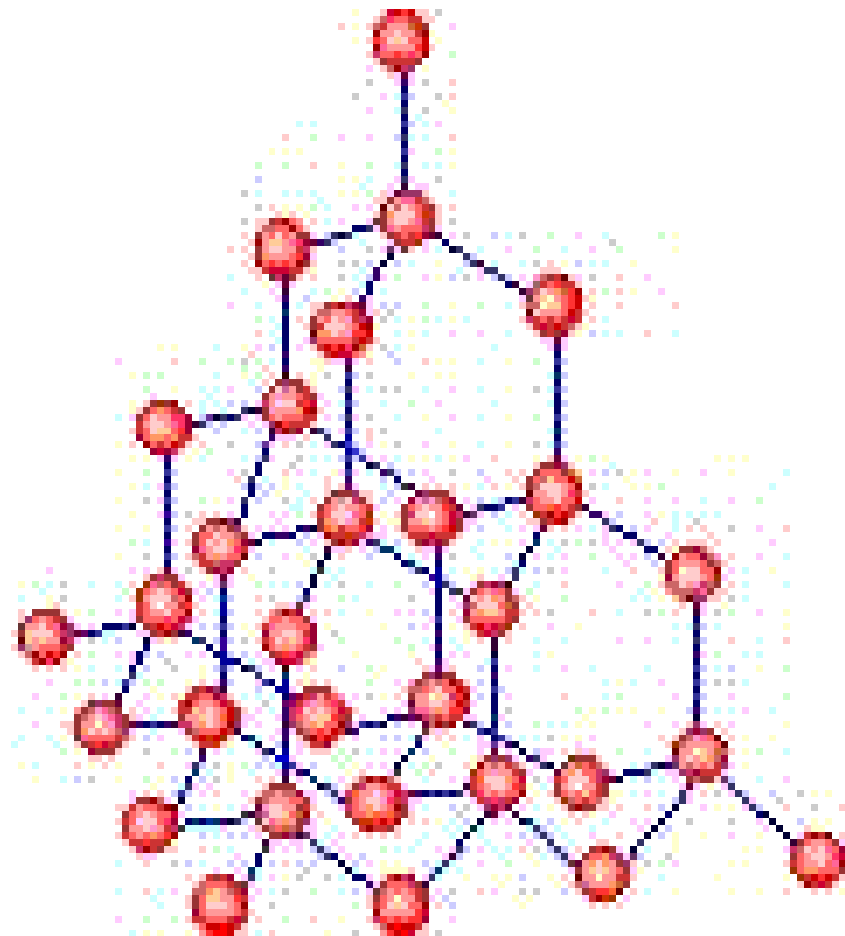
CH_4 (ไม่มีขั้ว) ละลายได้ดีใน C_6H_6 (ไม่มีขั้ว)

สารโครงผลึกร่างตาข่าย

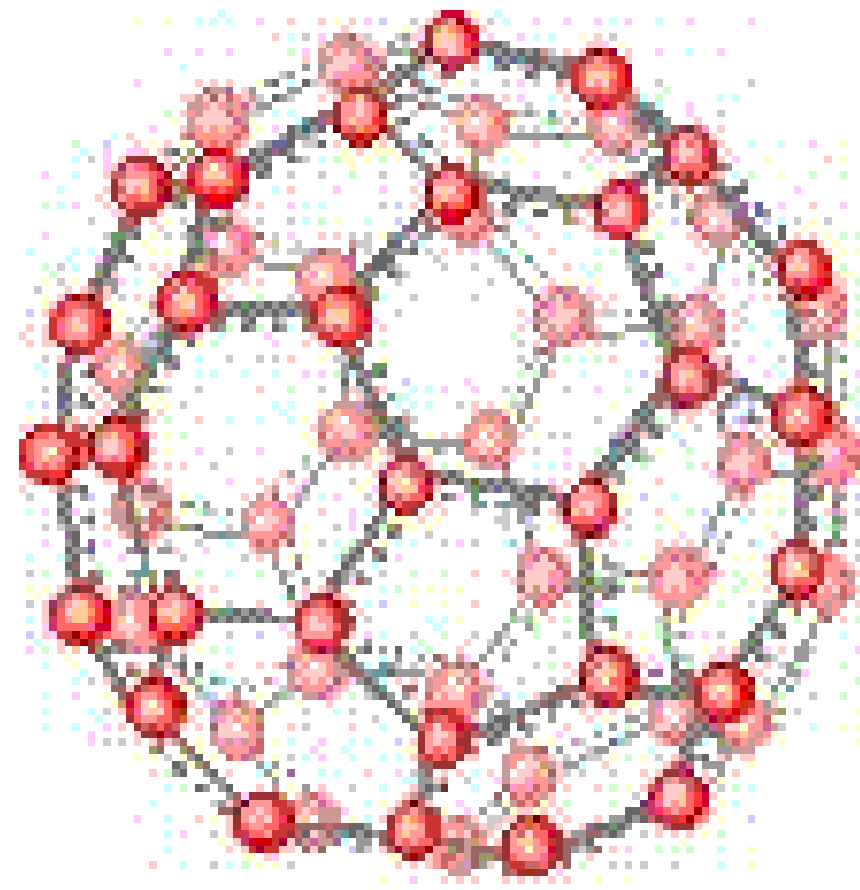
โลหะส่วนใหญ่อยู่ในรูปโมเลกุลเดี่ยว mp. Bp. ต่ำ ไม่นำไฟฟ้า แต่มีสารโคเวเลนต์บางชนิด mp. Bp. สูง นำไฟฟ้าได้ สารพวกนี้มีโครงสร้างเป็นแบบโครงผลึกร่างตาข่าย โดยอะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะโคเวเลนต์แบบต่อเนื่องคล้ายตาข่าย ได้แก่ คาร์บอนในรูปเพชร แกรไฟต์ สารกึ่งโลหะ ได้แก่ Si SiO_2



โครงสร้างไม่เสถียรของกราฟไฟต์



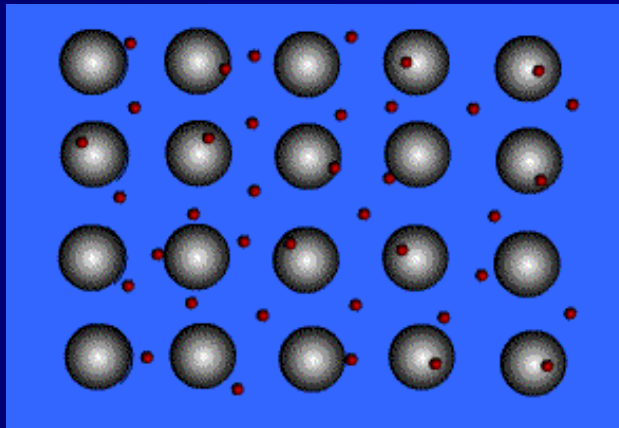
โครงสร้างโมเลกุลของเพชร



โครงสร้างโมเลกุลของ buckyball

พันธะโลหะ

(Metallic bond)



แรงดึงดูดระหว่างไอออนบวกซึ่งเรียงชิดกันกับอิเล็กตรอนที่อยู่โดยรอบหรือเป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมในก้อนโลหะใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมดร่วมกัน

สมบัติของโลหะ

1. เป็นตัวนำไฟฟ้าได้ดี
2. โลหะนำความร้อนได้ดี
3. โลหะตีแผ่เป็นแผ่นหรือดึงออกเป็นเส้นได้
4. โลหะมีผิวเป็นมันวาว
5. โลหะมีจุดเดือดจุดหลอมเหลวสูง

จบแล้วครับ